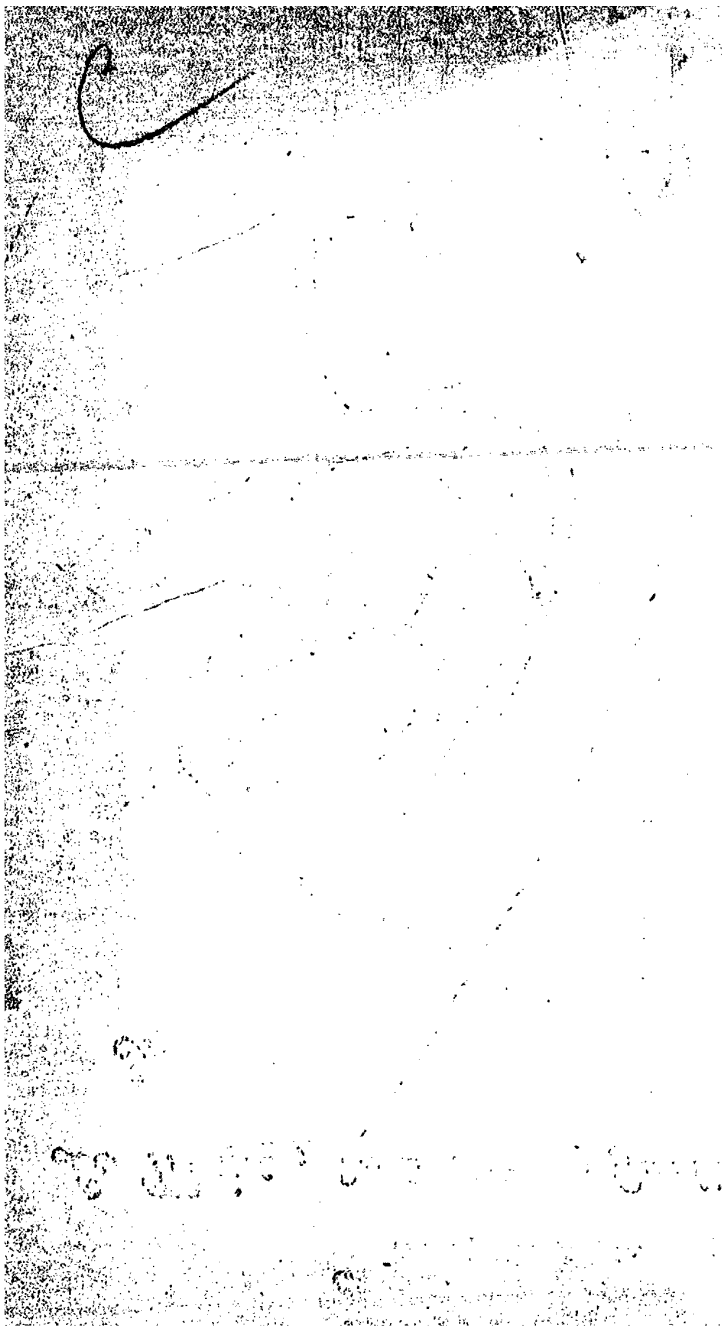
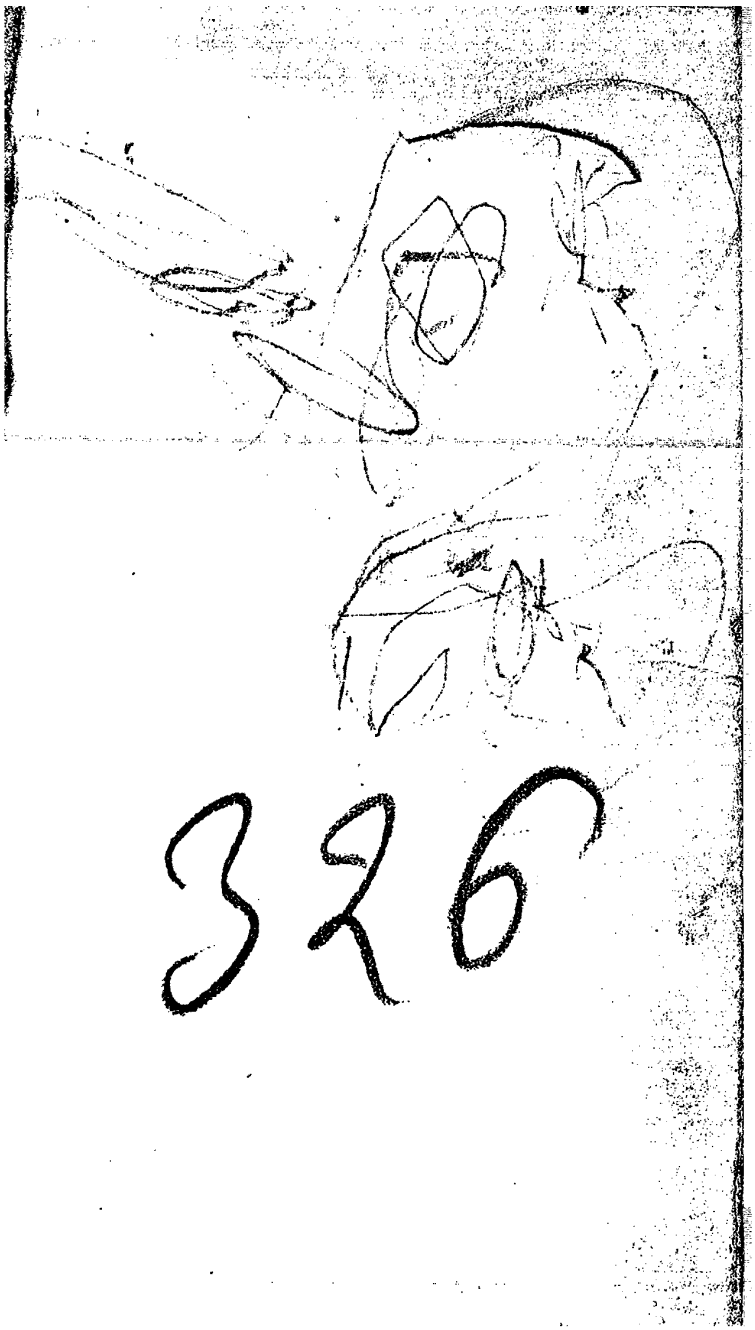
BOUILLON LAGRANGE, E. J. B.

Manuel d'un cours de chimie

Tome 1

Paris **1802**





326

MANUEL

D'UN COURS

DE CHIMIE.

Nota. Pour la commodité des lecteurs, on a réuni dans le troisième volume les tableaux, les planches, la série des expériences et des démonstrations qui doivent composer un Cours complet de Chimie, l'énoncé des expériences du Cours pratique, exécutées par les Élèves de l'École polytechnique, enfin les tables des deux volumes.

MANUEL

D'UN COURS

DE CHIMIE,

OU

PRINCIPES ÉLÉMENTAIRES,

THÉORIQUES ET PRATIQUES

DE CETTE SCIENCE.

TROISIÈME ÉDITION.

Par E.-J.-B. BOUILLON LAGRANGE, Professeur de Physique et de Chimie aux Écoles centrales de Paris, et Membre de plusieurs Sociétés savantes.

TOME PREMIER.

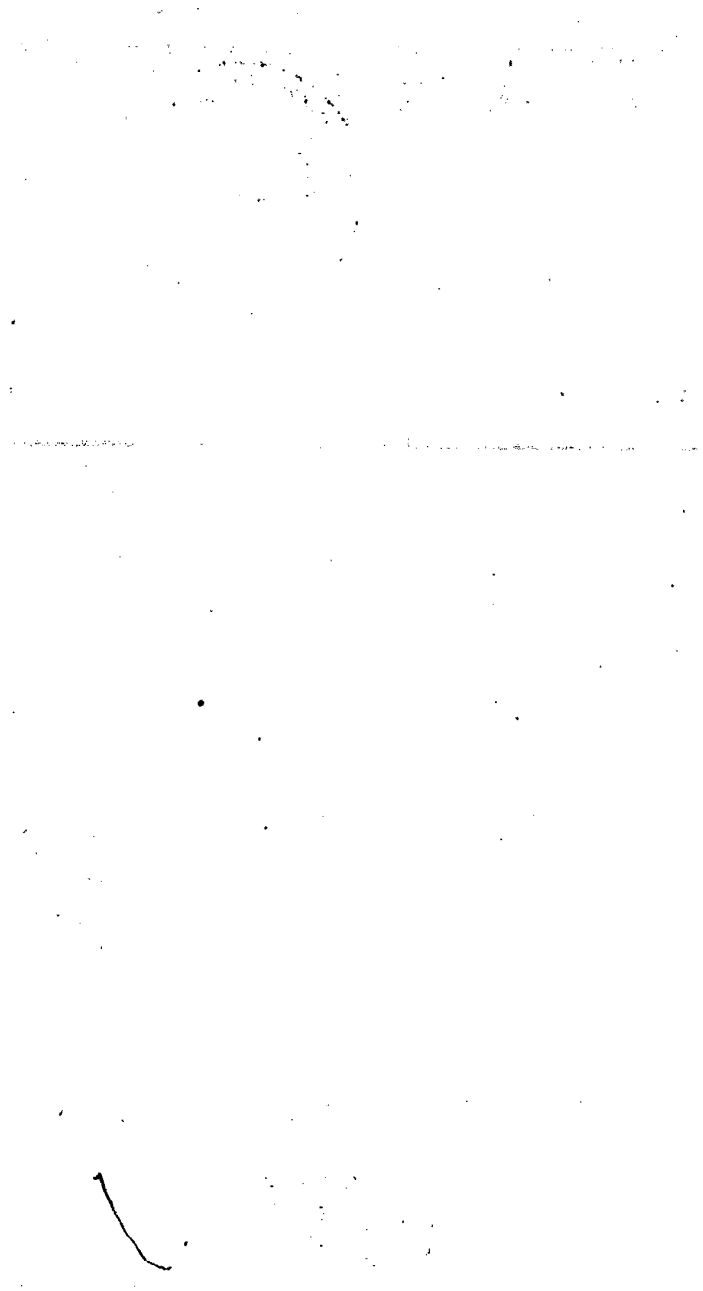
A PARIS,

Chez BERNARD, Libraire de l'Ecole polytechnique, quai des Augustins, n°. 31, au premier.

AN XI. — 1802

209265

SOCIÉTÉ CHIMIQUE DE FRANCE Bibliothèque 7 PARIS 21 Rue St-Dominique



PRÉCIS HISTORIQUE

SUR L'ORIGINE,

LES PROGRÈS ET L'UTILITÉ

DE LA CHIMIE.

La véritable étymologie et l'origine du mot *Chimie* sont inconnues. Tout ce qu'on peut dire de plus raisonnable sur cet objet, c'est que l'invention de plusieurs arts qui dépendent de la Chimie, est de la plus haute antiquité. La Chimie est donc une science moderne. Vainement on en cherche la trace chez les anciens. La fonte des métaux, la préparation des briques, l'extraction du natron dans le limon du Nil, la fabrication des savons, de l'alun, l'extraction du muriate de soude, l'embaumement des corps, l'art de faire le verre, de peindre les porcelaines, de teindre la soie, prouvoient les progrès des arts chez les Égyptiens et les peuples asiatiques. Les Grecs connurent la filtration, la verrerie, la calcination et la distillation *per descensum*, mais tous ces travaux ne démontrent pas qu'ils connoissoient la Chimie. Le vinaigre étoit le seul acide connu; parmi les sels, on ne traitoit que le marin, l'ammoniac et l'alun; le vert-de-gris et le vitriol de fer étoient les seules matières employées. On travailloit sept métaux ductiles, les cassans étoient

ignorés. L'art étoit au berceau, la science n'existoit pas.

Entre le 7e. et le 17e. siècles de l'ère vulgaire, la Chimie acquiert quelques faits sans liaison et sans suite; elle se borne à faire de l'or, et à chercher un remède universel; les Arabes l'appliquent à la matière médicale.

Au 13e. siècle, *Roger Bacon* se rend célèbre par l'invention du télescope, et par la découverte de la poudre à canon; *Arnaud de Villeneuve* fait connoître les acides minéraux.

Dans le 14e., *Raymond Lulle* écrit sur les eaux fortes et les métaux; *Basile Valentin* donne les préparations de l'antimoine.

Pendant le 16e., *Agricola* réunit en système les procédés métallurgiques, et les travaux des arts chimiques. Les verres colorés, les émaux paroissent en Europe.

Le 17e. présente *Vanhelmont*, *Kunckel et Glauber*. Cet intervalle du moyen âge avoit procuré la découverte des acides sulfurique, nitrique et muriatique. Les alkalis étoient mieux connus, le volatil étoit extrait du sel ammoniac par le moyen de l'akali fixe. Le muriate de potasse étoit découvert, ainsi que le sulfate de soude, et quelques sels

terreux. Les sels métalliques furent étudiés. Le nitrate d'argent, le muriate d'argent, ceux de mercure furent employés. Le précipité rouge, le sel de Saturne, le beurre d'antimoine, la poudre d'algaroth, le tartre antimonié, les trois vitriols, furent découverts. On distingua le sable de l'argille, l'eau de chaux fut préparée, les sulfures alkalins indiqués. Les métaux cassans, appelés demi-métaux, furent distingués des ductiles; le bismuth, l'antimoine, le zinc, l'arsenic même, furent obtenus à l'état métallique. Une foule d'oxides, de prétendues teintures métalliques furent trouvées; on distilla les huiles volatiles et les huiles empyreumatiques; les éthers furent entrevus et l'esprit de vin assez bien connu. Telle est l'histoire de cette époque de l'esprit humain qui précéda, selon *Bergman*, l'aurore de la science.

La *véritable Chimie* naquit proprement avec le traité philosophique de *Barner* et la Chimie raisonnée de *Bohnius*. *Bacon*, *Descartes*, *Leibnitz*, *Galilée*, *Torricelli* et *Newton*, avoient mis l'expérience à la place des systêmes. La physique expérimentale ouvrit la carrière aux observateurs, les sociétés savantes se formoient de toutes parts en Europe; l'analyse des eaux fut faite à Paris par *Duclos;* on découvrit le phosphore; *Leibnitz* l'examina à Berlin; *Bayle* lia les observations chimiques aux expériences physiques; *Stahl*, secondé par les

ouvrages de *Kunckel* et de *Becher*, imagina, sur le feu combiné, un système qui, sous le nom de phlogistique, sembloit pouvoir réunir tous les faits et tous les esprits attachés à l'étude des corps. *Boerrhaave* ajouta, par ses expériences, au progrès des découvertes. L'école de *Stahl* eut en France pour sectateurs, *Macquer, Rouelle*; en Allemagne, en Suède, en Angleterre, en Hollande, elle eut aussi ses partisans.

Geoffroy l'aîné, auteur de la Matière médicale, donna en 1718, sa Table des affinités chimiques qui servit de modèle à ses imitateurs et à *Bergman*. Le diamant fut reconnu combustible, les gaz inflammable et méphitique des mines furent distingués; *Lémery* avec le soufre et le fer humectés, fit son volcan artificiel; on connut la minéralisation et la chaleur des eaux.

Kunckel et *Henckel* firent connoître les métaux; on y ajouta le nickel et le manganèse. Le platine fut distingué; la docimasie, la métallurgie, l'analyse végétale, l'analyse animale, furent perfectionnés. Les faits furent encadrés dans un système régulier, on corrigea plusieurs erreurs. La science eut quelques principes.

On cite à cette époque les ouvrages philosophiques de *Sénac*, en 1723; de *Juncker*, en 1730; de *Shaw*, en 1733; de *Cartheuser*, en 1736; de *Vogel*, en 1755: les Élémens de *Macquer*, en 1757; de *Fréd.*

Hoffmann, en 1756; de *Spielman*, en 1763: les Élémens de Chimie pratique de *Guyton-Morveau*, en 1777, etc.

Jusques-là, *Stahl* avoit entraîné toute l'attention sur le feu combiné; les fluides élastiques avoient été négligés; ils étoient souvent la plus grande partie des produits dans les opérations où il y avoit dégagement d'air. La connoissance de ces deux phénomènes changea la face de la Chimie. En 1755, *Black*, professeur de Chimie à Édimbourg examina le prétendu air des effervescences, prouva que ce n'étoit pas de l'air, et réveilla la curiosité des Chimistes. Les découvertes s'accumulèrent; les expériences avancèrent la théorie des fluides élastiques.

Priestley publia en 1772 son premier ouvrage sur les différentes espèces d'air. *Bergman*, *Guyton*, *Berthollet*, *Schèele* continuèrent les expériences sur le même objet. L'année 1776 fut encore remarquable dans l'histoire des découvertes chimiques par les travaux de *Bayen*, *Darcet*, *Bergman*, *Guyton*, etc.

Enfin, la doctrine pneumatique française vint fixer la marche de la Chimie. *Lavoisier* eut la gloire de donner à cette science une base impérissable; connu par des recherches utiles, il répéta les expériences de *Black*; il écrivit avec profondeur,

et, en 1777, il donna les huit mémoires remplis de la doctrine qui immortalise son nom. Peu de temps après, il fit connoître les faits relatifs à la décomposition et à la recomposition de l'eau. Bientôt d'autres savans se réunirent à lui. Les géomètres de l'académie des sciences, *Laplace*, *Meunier*, *Monge*, *Cousin*, *Vandermonde*, devinrent les défenseurs et les propagateurs de la doctrine pneumatique.

En 1787, *Lavoisier*, *Guyton*, *Berthollet*, *Fourcroy*, frappés des progrès rapides de la science depuis trente ans, se réunirent pour examiner de nouveau tous les faits analysés, revoir toutes les bases de la Chimie, apprécier les méthodes, vérifier les instrumens, faire disparoître les dénominations arbitraires, mystérieuses, incohérentes, que plusieurs siècles d'erreurs avoient entassées, donnerà la Chimie un langage méthodique et signifiant, et offrir des instrumens à la perfection desquels aucun corps ne pût échapper; enfin, les principes de l'hypothèse du phlogistique furent abandonnés, et la doctrine pneumatique française fut adoptée par l'Europe savante.

Je m'écarterois du plan que je me suis tracé, en présentant des détails sur les travaux de tous les Chimistes qui ont créé, propagé et soutenu la gloire de cette belle science; il me suffit de citer les hommes célèbres qui l'ont illustrée, et ceux qui l'enrichissent

encore tous les jours de leurs découvertes. Parmi nous, *Lavoisier, Guyton, Laplace, Monge, Berthollet, Fourcroy, Pelletier, Chaptal, Séguin, Vauquelin, Parmentier, Deyeux, Adet, Thénard, Désorme*, etc. ; chez l'étranger, *Klaproth, Van-Mons, Humbold, Hermstadt, Girtanner, Schérer, Hildebrant, Van Marum, Bondt, Deiman, Dandolo, Landriani, Spallanzani, Volta, Brugnatelli, Proust, Gadolin*, et beaucoup d'autres savans. Quelques-uns ont reconnu les principes vrais de cette belle théorie, sans cependant avoir renoncé à l'hypothèse du phlogistique, tels que MM. *Crell, Westrumb, Richter, Goetlin, Gren.* Mais cette doctrine vague et incertaine s'éclipse ; les Chimistes français ont posé les uns la première, les autres la dernière pierre de l'institution de la théorie pneumatique et de l'école française.

Pour présenter tous les avantages de la Chimie, il faudroit, pour ainsi dire, faire l'énumération de toutes nos connoissances physiques, de tous les arts qui servent au besoin de la vie. Tout nous prouve que la Chimie, qui ouvre tant de trésors à l'industrie humaine, mérite d'être cultivée, comme elle l'est, chez un peuple éclairé, pour qui la Nature a tout fait, et qui est appelé aux plus hautes destinées par son génie naturel, par sa population, et par le héros qui la gouverne.

EXPLICATION

DES NOUVEAUX POIDS.

Gramme. Le gramme est égal à 18 grains 841 millièmes.

Décagramme est égal à 10 grammes. Il équivaut à 2 gros 44 grains 41 centièmes.

Hectogramme est égal à 100 grammes. Il équivaut à 3 onces 2 gros 12 grains 1 dixième.

Kilogramme est égal à 1,000 grammes : c'est le poids d'un décimètre cube d'eau distillée à la température de la glace fondante. Il équivaut à 2 livres 5 gros 49 grains.

Myriagramme est égal à 10,000 grammes. Il équivaut à 20 livres 7 onces 38 grains.

Décigramme. C'est la dixième partie du gramme. Il équivaut à 1 grain 8,841 dix millièmes.

Centigramme. C'est la centième partie du gramme. Il équivaut à 0 grain 18,841 cent millièmes, ou environ $\frac{10}{11}$ de grain.

Milligramme. C'est la millième partie du gramme. Il équivaut à 0 grain 148,410 millionièmes, ou environ $\frac{1}{11}$ de grain.

Conversion des poids en grammes.

Une livre équivaut à 489 grammes 146 millièmes.

Une once, à 30 grammes 572 millièmes.

Un gros, à 3 grammes 821 millièmes.

Un grain, à 53 millièmes, ou 1 vingtième de gramme environ.

D'après toutes ces instructions, il ne semblera plus difficile de convertir les poids anciens en poids modernes. Nous terminerons par deux exemples qui démontreront que, par une simple addition, on peut convertir en grammes toute quantité exprimée en livres, onces, gros, grains, fractions de grains, jusqu'au seizième de grain.

EXEMPLE PREMIER.

Conversion en grammes d'une valeur de 8 *livres*, 13 *onces*, 4 *gros*, 28 *grains*.

OPÉRATION.

		gram.	mill.
Valeur de	8 livres.	3913,	168.
	13 onces.	387,	431.
	4 gros.	15,	286.
	20 grains.	1,	061.
	8 grains.	0,	428.
TOTAL. . . .	8 l. 13 onc. 4 g. 28 gr.	TOTAL. 4327,	371.

Les 371 millièmes sont d'une exactitude rigoureuse; on peut en retrancher les deux derniers chiffres pour les réduire aux dixièmes; mais comme le chiffre qui suit le 3, est 7 et qu'il excède 5, on posera 4 au lieu de 3, et alors on diroit que le résultat de l'opération est 4327 grains, 4 dixièmes.

EXEMPLE II.

Conversion de 3 *gros* 63 *grains* $\frac{5}{16}$.

OPÉRATION.

		gram. mill.
Valeur de	3 gros.	11, 464.
	60 grains.	3, 184.
	5 grains.	0, 159.
	$\frac{1}{16}$ de grains.	0, 17.
	TOTAL. . . .	14, 824.

MANUEL

D'UN COURS

DE CHIMIE,

PREMIÈRE PARTIE.

CONNOISSANCE PRÉLIMINAIRE

D'UN COURS

DE CHIMIE-PRATIQUE.

PARAGRAPHE PREMIER.

Description d'un Laboratoire de Chimie.

PLUSIEURS chimistes, et particulièrement le C. *Baumé*, avoient senti l'utilité de donner une description méthodique d'un laboratoire. Nous croyons devoir ajouter ce que l'expérience et les progrès de la chimie ont rendu nécessaire.

On proportionne la grandeur d'un laboratoire aux opérations qu'on se propose de faire : si on le destine à des expériences de recherches, il suffit d'avoir un emplacement de quatre à cinq mètres de long, sur à-peu-près autant de large. Il est plus avantageux de le faire au-dessus du rez-de-chaussée, parce qu'ils sont ordinaire-

ment humides : les outils de fer s'y rouillent ; certains sels y deviennent liquides, et les étiquettes souvent s'y décollent et s'effacent.

Il faut encore, autant qu'on le peut, que l'emplacement qu'on a choisi, soit bien éclairé : cet objet est important. Il y a un grand nombre de phénomènes peu sensibles, qui se passent dans beaucoup d'opérations, qui échapperoient à la vue, si on les faisoit dans un laboratoire mal éclairé.

Lorsqu'on s'est arrêté à l'emplacement du laboratoire, on fait construire par un maçon un manteau de cheminée en hotte, de trois à quatre mètres de long, et d'un mètre environ de profondeur dans œuvre : on tient le manteau élevé à une hauteur de deux mètres, afin de pouvoir passer librement dessous. Cependant, plus cette partie de la cheminée sera basse, moins la cheminée sera sujète à fumer ; mais, pour ne pas être gêné, il est difficile de lui donner moins d'élévation, que celle de la hauteur d'un homme de taille ordinaire.

On fait arranger sur cette cheminée un soufflet à deux vents, en observant de mettre la branloire à la main gauche. *Voyez* la première planche. Sur le manteau de cette cheminée, on fait pratiquer par un menuisier plusieurs tablettes, pour retirer des ballons, des matras et autres vaisseaux nécessaires pour les opérations. On garnit de même le pourtour du laboratoire de tablettes, pour y placer des bouteilles, flacons, etc., et les produits des opérations.

Sous cette cheminée, on fait construire une forge et quelques fourneaux à demeure, si on le juge à propos. Dans l'étendue de la place restante sous cette cheminée,

on fait construire, soit en briques, soit en dales de pierre, une paillasse élevée d'environ un demi-mètre du plancher du laboratoire, et de même largeur. Pour construire cette paillasse, on élève plusieurs jambages en briques, de distance en distance, sur lesquels on pose plusieurs barres de fer, pour supporter une rangée de briques scellées en plâtre; ou faire une aire qu'on peut faire carreler, pour plus de propreté. On garnit l'extérieur de cette paillasse d'une bande de fer plate, scellée par les deux bouts dans la muraille; et pour l'empêcher de baguer dans le milieu, on l'assujétit avec quelques petits tirans de fer, scellés, d'espace en espace, dans la muraille, et qui traversent dans l'épaisseur de cette paillasse. Le dessous de cette paillasse sert à placer de la terre à four, le charbon, etc. Le dessus de cette paillasse sert à poser les fourneaux portatifs.

Vaisseaux de verre et de cristal.

Il convient d'avoir dans un laboratoire une provision de bouteilles de verre blanc, de différentes grandeurs, et à col renversé; des flacons de cristal, aussi de différentes capacités, bouchés avec des bouchons de cristal, et usés à l'émeril, également à col renversé; ces vaisseaux servent à contenir les acides, les sels et les divers produits des opérations:

Des matras de différentes grandeurs, à col long, et d'autres à col large; on fait des ballons avec ces derniers, en coupant leurs cols; des bocaux de verre blanc, pour contenir des poudres et d'autres matières sèches; un assortiment de fioles, vulgairement appelées fioles à médecine: ces bou-

teilles, qui sont de verre mince et commun, supportent très-facilement le feu, et sont à très-bon marché; il ne faut pas craindre que leur figure nuise à l'évaporation :

Des ballons tubulés; des capsules de verre blanc: j'emploie avec plus de succès des cornues dont la partie supérieure a été coupée, ou bien des portions de matras de verre : ces sortes de vaisseaux, que l'on peut se procurer à volonté, supportent beaucoup mieux l'action du calorique; ils servent aux évaporations et aux cristallisations :

Plusieurs entonnoirs de verre, de différentes grandeurs, pour filtrer les liqueurs, et pour introduire ces mêmes liqueurs d'un vase dans un autre : il est nécessaire d'en avoir depuis la contenance de deux pintes jusqu'à deux onces; il faut que ces entonnoirs soient en cônes réguliers :

Des spatules de verre et quelques tubes, pour remuer les liqueurs acides; des verres blancs unis et coniques pour les expériences : on doit les choisir très-coniques, afin que les précipités deviennent plus sensibles en se ramassant dans un petit espace :

Une provision de cornues de verre blanc, de toutes grandeurs; on doit les choisir d'une belle forme, celles dont la panse fait bien la poire, et qui ont leur voûte en cône; on doit rejeter celles qui ne sont pas d'une égale épaisseur, qui ont des pontis ou des nœuds : ces nœuds sont des parties de matières mal vitrifiées et recouvertes d'une pellicule de verre; la moindre dilatation occasionne dans ces endroits la fracture des vaisseaux.

Il faut aussi avoir des cornues tubulées et bouchées avec des bouchons de cristal usés à l'émeril; des bouteilles

à deux et trois tubulures, pour l'appareil de *Woulf*; des cloches de différentes grandeurs; des alambics de verre, de deux pièces; quelques mortiers de verre ou de cristal, avec leurs pilons de même matière; quelques vases à pèse-liqueurs, et quelques pèse-liqueurs, pour l'alcool, les acides et les sels; des tubes de verre droits et couchés; des tubes à la *Welter*, etc. pour les appareils pneumato-chimiques.

Vaisseaux de grès et de terre.

Des cornues de grès, de différentes grandeurs. Ces vaisseaux servent pour les distillations où l'on doit appliquer un grand degré de calorique; mais il faut avoir le soin de les luter avec de la terre jaune: sans cette précaution, ils s'éclatent et se brisent.

Il faut aussi avoir attention de ne mouiller et laver les vaisseaux de grès qui doivent être exposés au grand feu; lorsqu'ils ont été mouillés, ils décrépitent et produisent quelquefois des explosions.

En général, quand on veut distiller des substances liquides, on doit préférer des cornues de verre.

On se sert aussi de cucurbites de grès, auxquelles on adapte des chapitaux de verre, pour la distillation du vinaigre.

Cette distillation se fait aussi dans des cornues de verre; nous les préférons même aux cucurbites de grès, qui, pour la plupart, sont sujètes à se fendre.

Les terrines de grès sont d'un usage journalier; on doit en avoir de diverses grandeurs, ainsi que des cruches; les terrines servent, ou à recevoir les liqueurs que l'on filtre,

ou à faire cristalliser certains sels. Quoique les terrines de grès vernissées soient d'un mauvais service, il est nécessaire d'en avoir dans un laboratoire; elles sont bonnes pour évaporer certaines liqueurs qui n'ont pas besoin d'un grand feu, et pour lesquelles le vernis de plomb, qui recouvre leur intérieur, est indifférent.

Des Fourneaux, Creusets, etc.

Les fourneaux les plus usités sont, 1°. le fourneau évaporatoire; 2°. de fusion ou de forge; 3°. *Macquer*; 4°. de reverbère. On doit avoir un assortiment de ces derniers, car ce sont ceux dont on fait le plus d'usage.

Le fourneau Macquer, peut remplacer le fourneau de coupelle; *Voyez* la leçon sur le calorique, pour les figures et les détails.

Des creusets de différentes grandeurs, les plus employés dans les arts, sont ceux de Hesse et ceux faits de terre de Limoges; ces derniers paroissent être assez infusibles; en général on doit préférer, pour les analyses, les creusets de porcelaine, d'argent ou de platine. On doit aussi se procurer une provision de couvercles ronds et triangulaires pour les creusets, ainsi que des supports, appelés vulgairement fromages.

Ils servent à garantir du courant d'air les creusets qui y seroient exposés, s'ils étoient placés immédiatement sur la grille du fourneau. Un morceau de brique remplit la même indication.

Des capsules de terre, des têts à rotir, pour griller les matières minérales.

Des moufles; la moufle est une espèce de creuset, re-

présenté sous deux faces. *Voyez* la figure. Ce vaisseau est plat en dessous et convexe en dessus.

Les coupelles; ce sont des petits creusets larges et évasés, creusés à-peu-près en demi-sphère, et ayant la figure d'une coupe. Cette espèce de creuset est faite avec des os de pieds de mouton, calcinés, pulvérisés, passés au tamis de soie et bien lavés. On pétrit cette poudre avec de l'eau, et on forme les coupelles dans un moule.

Vaisseaux de cuivre.

Quelques bassines de cuivre de 30 à 60 centimètres de diamètre; on doit aussi en avoir en argent pour certaines liqueurs salines, pour la potasse caustique, etc; un *alambic* en cuivre avec son bain-marie d'étain: *Voyez* la la figure; des casseroles de 12 à 15 centimètres de diamètre; des balances de 8 à 24 centimètres; un trébuchet; des poids divisés; un pyromètre de *Wedgwood*. *Voyez* la planche 7.

Instrumens en marbre.

Un grand mortier de marbre; quelques petits mortiers de marbre, de différentes grandeurs. Les meilleurs mortiers de marbre doivent présenter, dans leur cassure, un grain semblable à celui du quartz; presque tous les mortiers que l'on fabrique à Paris, sont faits avec une qualité de marbre qui a dans sa cassure un grain semblable à celui du grès; il se réduit en poudre avec facilité: cette espèce de marbre ne dure pas longtemps.

On doit aussi garnir un laboratoire d'une pierre de porphyre avec sa mollette de même matière, pour broyer une infinité de substances.

Pour les appareils pneumato-chimiques à mercure, il faut se procurer une cuve en marbre qui puisse contenir de 75 à 100 kilogrammes de mercure.

Outils et instrumens en fer.

Parmi les instrumens les plus généralement usités dans un laboratoire, on doit distinguer les moustaches, les baguettes emmenchées, des pinces à creusets, des pincettes, des pelles connues sous le nom de *pelles à braise*, des spatules de différentes grandeurs, un tas d'acier poli avec un marteau aussi poli, pour planer les métaux lorsqu'on veut connoître leur ductilité; des étaux à main et pour établi, des cuillers à projection, des bains de sable; ce sont des poêles dont on coupe la queue; une lingotière pour couler les métaux; quelques marmites de fonte de diverses grandeurs: ces vaisseaux servent à plusieurs usages; ils servent à lessiver des sels, de bains de sable dans l'occasion, et quelquefois de creusets pour calciner des matières végétales et animales.

Une ou plusieurs cornues de fer; ces cornues sont très-commodes, en ce qu'elles ne sont pas sujètes à se casser pendant les opérations, comme celles de grès et de verre.

Quelques mortiers de fer fondu, tournés et polis. On choisit des pilons de fer assortis à la grandeur du mortier; il faut observer que les deux bouts soient garnis d'acier.

Il est aussi très-nécessaire d'avoir dans un laboratoire une provision de barres de fer de différentes grosseurs et longueurs, pour placer des fourneaux et les élever à la

CHIMIQUE
PARIS

hauteur qu'on veut, et pour une infinité de détails qu'on ne peut énoncer.

Une pierre d'aimant, ou des barreaux d'acier, aimantés, de différentes formes, est aussi utile aux chimistes.

Enfin une infinité d'outils, tels que des limes plates, triangulaires, rondes ou queues de rat, vrilles, tenailles à creusets, pinces plates, petites pinces à ressorts, qu'on nomme Bruxelles, ciseaux, cisailles, couteaux, étouffoirs, râpes, truelle, scie à main, plane, hachette, écumoires, rivoirs, canons de fusil, etc.

Porcelaine.

Des mortiers de différentes grandeurs, avec leurs pilons, des évaporatoires, des tubes de divers diamètres; des cornues, creusets, cuillers, etc. Tous ces objets sont nécessaires dans un laboratoire.

Boissellerie.

Une table d'émailleur avec son soufflet; un assortiment de supports, des tamis de soie et de crin, couverts et non couverts, pour passer les poudres, des coupillons gros et petits, pour nétoyer les tubes et l'extrémité des entonnoirs.

Une presse pour exprimer les huiles des semences et les sucs des plantes; on peut la faire construire en fer.

Des spatules de bois et en buis, en ivoire; des supports d'entonnoirs; une cuve pneumato-chimique garnie en plomb (*Voyez* la figure): il faut en avoir une portative; des chassis à filtrer, des toiles, des étamines; enfin une infinité d'objets que le besoin indique, et dont je me dis-

penserai de donner le détail, tels qu'une fontaine de grès, vieux linges pour luter, linge de coutil pour la presse, ficelle, bouchons, sable et grès; des ronds de nattes de différentes grandeurs, pour poser les vaisseaux qui n'ont pas le cul plat. On nomme ces ronds valets dans les laboratoires, etc.

§. II.

Laboratoire portatif du C. Guyton.

Ce laboratoire économique intéressera, sans doute, ceux qui s'occupent d'analyse; les succès qu'en a obtenu le célèbre chimiste qui en est l'inventeur, et à qui nous devons tant de travaux intéressans, ainsi que ceux qui s'en servent journellement, m'ont engagé à décrire cet instrument, dont l'utilité et la commodité sont chaque jour reconnues, et qui naturellement doit être placé dans un ouvrage destiné à la pratique de la science.

Le C. *Guyton* se sert d'une lampe d'*Argand* ordinaire, et au moyen d'un support mobile, destiné à recevoir les différens vaisseaux, et qui se fixe à volonté par des vis de pression, parvient à faire presque toutes les opérations de la chimie; telles que les digestions, dissolutions, cristallisations, concentrations; les rectifications d'acides; les distillations au bain de sable, à feu nud; les incinérations des résidus les plus rebelles, les analyses avec un appareil pneumatique, les analyses minérales par fusion saline, etc. Le C. *Guyton* ne voit d'exception que pour les vitrifications complètes et les coupellations; car on parvient à y exécuter même les

distillations à siccité, avec quelques précautions, comme de transporter la matière dans une petite cornue soufflée à la lampe d'émailleur, et de poser le fond sur un petit bain de sable, formé d'une lame mince de métal.

Je rapporterai ici quelques détails utiles pour ceux qui voudroient faire usage de la lampe du C. *Guyton*. Ce chimiste les a cru essentielles, soit pour établir sur des faits positifs la possibilité d'appliquer le feu de lampe aux opérations, soit pour communiquer ce que l'expérience lui a appris.

Pour les analyses des pierres, telles que celles des cristaux d'étain, l'auteur emploie la cheminée de verre coupée; il commence par mettre le mélange dans une capsule de platine ou d'argent de sept centimètres (31 lignes) de diamètre; il place cette capsule sur le support et gradue le feu, de manière que le bouillonnement se passe sans lancer au dehors aucune partie. Quand la matière est parfaitement sèche, on la transporte dans un creuset très-mince de platine; son poids n'est pas tout-à-fait de onze grammes, son diamètre de quarante-cinq millimètres (environ 20 lignes); ce creuset repose sur un petit triangle de fil de fer qui sert à rétrecir l'anneau, et la mèche étant dans la plus grande élévation, l'anneau abaissé à vingt-cinq millimètres (environ 11 lignes) du bord supérieur de la cheminée de verre, le C. *Guyton* donne en moins de vingt minutes la fusion saline, au point que, dès la première opération, la décomposition va jusqu'à 0,70 du minéral.

Le même appareil, c'est-à-dire avec la cheminée coupée, sert pour les oxidations, les incinérations, les torréfactions, les distillations à siccité.

Dans les opérations qui n'exigent pas une si grande chaleur, le C. *Guyton* laisse la lampe garnie de la grande cheminée, absolument dans l'état où on la tient ordinairement pour éclairer, et en élevant et abaissant, ou l'anneau de support, ou le corps de lampe; si les vaisseaux sont établis à demeure pour communiquer avec d'autres, il gradue et modère le feu à volonté.

Le vinaigre distille sans interruption, à six centimètres du bord supérieur de la cheminée, c'est-à-dire à dix-neuf de la flamme. L'eau en ébullition, en huit minutes, à la même hauteur, dans une cornue de verre de la capacité de cinq décilitres; elle s'y maintient uniformément à la distance de vingt-deux centimètres de la flamme.

Explication des figures du Laboratoire économique.

La figure I représente tout l'appareil monté pour une distillation avec tube de sûreté et récipient pneumatique.

A, est le corps de lampe ordinaire, à courant d'air intérieur, garnie de son garde-vue et de sa cheminée de verre. On voit que le corps de lampe s'élève et s'abaisse à volonté, par le moyen de la vis de pression *b*, que la mèche monte et descend par le mouvement de la petite roue dentée *c*, placée au-dessus du godet de décharge. Cette construction est la plus avantageuse, parce qu'elle donne la facilité d'approcher ou d'éloigner la flamme des vaisseaux qui restent fixes, et que l'on n'éprouve pas la gêne des cremaillères, qui s'élevant au-dessus de la flamme, ne permettent plus d'en approcher assez les vaisseaux.

D. Support formé d'une tige ronde de laiton, brisée, à vis vers les deux tiers de sa hauteur, sur laquelle glissent et s'arrêtent par des vis de pression, l'anneau circulatoire *e*, le bras *f* et le bouton de repos *g*. Le bras porte lui-même une pièce mobile à crochet *h*, qui sert à suspendre au point convenable les vaisseaux, ou à assurer leur position. Le rapport entier se rattache à la tige de fer quarrée de la lampe, par une pièce de bois dur *i*, qui se fixe à la hauteur que l'on desire par la vis de pression.

K. Guéridon pour les récipiens. Sa tablette mobile *l* se fixe à toutes les hauteurs par le moyen de la vis en bois M. La coulisse qui fait le pied de ce guéridon est fixée sur le plateau N, mais on a la faculté d'en approcher ou d'en éloigner le fourneau à lampe, en faisant glisser son pied dans les deux rainures *oo*.

P. Autre guéridon pour la cuvette pneumatique. Il s'élève ou s'abaisse de même, par le moyen d'une forte vis en bois *q*.

R, est le tube de sûreté, à syphon renversé, de *Welter*.

Figure II. Elle fait voir le fourneau à lampe, disposé pour donner la fusion saline, la cheminée de verre raccourcie, le support D retourné en bas, la capsule de platine ou d'argent *s*, placée sur l'anneau très-près de la flamme.

Figure III. La même partie de l'appareil, dans laquelle on a substitué à la capsule un petit creuset très-mince de platine *t*, porté par un triangle de fil de fer qui repose sur l'anneau.

La figure IV donne le plan de cette dernière disposition.

§. III.

Art de couper le Verre.

La manière de couper le verre est importante à connoître, car le chimiste est souvent obligé d'arranger ses vaisseaux et de les mettre en état de servir.

On se sert d'anneaux de fer que l'on soude à une tige de fer, garnie d'un manche de bois. On fait rougir l'anneau de fer dans un fourneau, puis on pose dessus le matras qu'on se propose de couper; lorsqu'on juge que le verre a été suffisamment échauffé par l'anneau de fer rouge, on jette quelques gouttes d'eau dessus, et le matras se casse ordinairement juste dans la ligne circulaire qui étoit en contact avec l'anneau de fer.

Quand on veut partager en deux sphères, ou couper d'une manière quelconque un matras, un ballon, une cornue, etc.; on peut employer un moyen plus simple et plus facile.

D'abord on ôte avec une lime la première pellicule du verre à l'endroit du col du matras, qui est ordinairement long; on pose à cet endroit un charbon bien rouge, il se fait aussitôt une petite fêlure; on la continue tout au tour du col du matras, en promenant le charbon, que l'on a soin d'entretenir toujours rouge. Dès que le col est détaché, on fait une petite entaille avec la lime dans l'endroit coupé, et l'on promène le charbon le long du matras, de manière à former deux sphères; on a ainsi deux évaporatoires. En place de charbon, on se sert aussi de petits morceaux de bois de hêtre, dont on fait brûler une des

extrémités jusqu'à l'état de charbon rouge ou des baguettes de fer que l'on fait rougir. Plusieurs chimistes ont proposé des moyens différens. *Baumé* est un de ceux qui ont donné le plus de détails sur cet objet; quoique nous ne suivions plus dans nos laboratoires les procédés qu'il a indiqués, il est cependant nécessaire de les connoître, afin de ne rien omettre et de laisser l'artiste libre dans le choix des méthodes.

On parvient à couper le col des ballons de plusieurs manières. 1°. A deux ou trois pouces au-dessus de la naissance du col de ce vaisseau, on trace avec une pierre à fusil une ligne circulaire autour du col du ballon; et pour ne point tracer cette ligne au hasard, on colle avec de la colle forte un cuir mouillé et souple au tour du col du ballon, à l'endroit où on le veut couper: ce cuir fait un point d'appui, et empêche que la pierre à fusil ne glisse, et ne fasse des traces de travers. Lorsque la première pellicule du verre est entamée, on passe dans la trace faite par la pierre à fusil une bonne lime à trois quarts, et il arrive souvent qu'après avoir fait agir la lime une seule fois au tour de la trace, le col se détache de lui-même. S'il n'est pas coupé par cette seule opération, on continue de faire agir la lime jusqu'à ce que le col soit coupé. Quoique le C. *Baumé* prétende que ce moyen est un des meilleurs et des plus sûrs, souvent on ne réussit pas bien, il est en outre très-long.

2°. Après avoir tracé avec la pierre à fusil, et la lime une ligne circulaire autour du col du ballon, on enduit légérement de térébenthine une mèche de coton qu'on applique sur la trace, et avec une lumière on enflamme la térébenthine; pendant qu'elle brûle, on tourne le ballon

pour la faire brûler également : lorsque toute la térébenthine est brûlée, on met avec le bout du doigt une goutte d'eau ; elle fait détacher aussitôt le col du ballon à l'endroit tracé ; par ce procédé il arrive souvent que le col se casse à côté.

5°. On coupe encore le col des ballons avec une petite roue de cuivre garnie d'émeril et d'huile ; on la fait tourner par une grande roue perpendiculairement dans le sens des meules des couteliers : on présente le col du ballon à l'endroit où on veut le couper : on le coupe très-proprement par ce moyen, et le ballon est moins exposé à être cassé.

Quand on a coupé le verre par l'un ou l'autre des procédés indiqués ci-dessus, il convient de passer une lime sur les bords, et de les frotter légérement pour ôter les vives arêtes, afin de ne point se couper.

Le C. *Baumé* décrit un autre procédé pour couper en même temps vingt-quatre gros matras par le moyen d'une scie, avec de l'eau et du grès, comme on scie de la pierre. Il arrange, par le moyen d'une corde tendue, les ballons les uns à côté des autres. Il fait répondre perpendiculairement à la corde l'endroit où il veut couper le col de chaque matras, ayant soin de mettre les globes des matras alternativement, l'un à droite, et l'autre à gauche, afin d'occuper moins d'étendue : lorsque les matras sont ainsi disposés, il remplit les espaces vides avec du plâtre gâché, afin que les matras soient bien assujétis : alors on pose sur le plâtre, et à l'endroit désigné, une scie légère, semblable à celles qui servent à scier la pierre avec de l'eau et du grès égrugé.

Ce moyen, dit l'auteur, est expéditif pour couper

beaucoup de vaisseaux à la fois, mais ne peut être employé que dans les atteliers où l'on travaille en grand.

Pour percer un ballon et y pratiquer un petit trou, on commence par choisir au milieu du ventre du ballon une petite bulle bien ronde. Le verre, dans ces bulles, est feuilleté, et forme au moins deux couches l'une sur l'autre ; l'entre-deux est vide : lorsqu'on a choisi la bulle de la grandeur et de la rondeur convenables, on frotte dessus avec la pointe d'un burin trempé bien sec ; le verre s'égrène, et on a bientôt entamé et égréné la première pellicule du verre ; elle forme une petite profondeur, qui retient l'outil et l'empêche de glisser : on fait la même opération avec la pointe du burin sur la seconde pellicule du verre qui se présente. Avec un peu d'adresse ón parvient à percer le ballon : alors, avec la pointe d'une petite lime ronde, on arrondit le trou, et on l'élargit autant que l'on veut ; mais il faut avoir la plus grande attention de ne jamais forcer la lime à entrer ; si on la serroit dans le trou, elle feroit éclater le ballon.

On peut aussi percer les vaisseaux de verre et les cornues par le moyen d'une broche creuse qui tourne à l'aide d'une roue : la pièce coupée entre dans la broche qui produit l'effet d'un emporte-pièce. Ce moyen est très-bon quand on a besoin d'une ouverture de plusieurs lignes de diamètre.

S. IV.

Termes usités en Chimie.

Calcination, est ordinairement la volatilisation de quelques matières en vapeur ou en gaz, en la séparant ainsi

d'une autre plus fixe, qu'on nomme après cela calcinée.

Cémentation. Cette opération n'est usitée que dans la métallurgie. Elle a pour objet de faire réagir une portion du cément, ou poussière quelconque qui enveloppe de toutes parts le corps qu'on cémenta sur ce dernier.

Cohobation. Opération par laquelle on distille plusieurs fois une liqueur sur le résidu resté dans le vase distillatoire.

Combustion. Ce mot est souvent pris pour l'expression du phénomène même, il est quelquefois appliqué à l'opération de brûler différens corps combustibles. Le C. *Fourcroy* se sert souvent du mot de *décombustion* pour désigner l'opération inverse de la première, aussi emploie-t-il souvent cette expression, *débrûler* les corps.

Concentration. On appelle ainsi l'action d'épaissir, de condenser par l'action du calorique, des liquides salins ou autres, pour rendre leur dissolution plus dense, plus concentrée.

Cristallisation. L'idée générale qu'on doit attacher au mot cristallisation est celle d'une opération par laquelle un corps dans son passage de l'état fluide à l'état solide affecte une forme régulière. Les découvertes modernes ont appris que toutes les substances se cristallisent, et que celles qui ne portent pas extérieurement ce caractère, ont dans leur intérieure des cristaux bien prononcés.

Coupellation. Ce mot s'applique à la séparation des métaux très-oxidables de ceux qui le sont très-peu.

Décoction. Ce mot vient de *coquere*, qui signifie cuire. L'objet de la décoction est de dissoudre et d'extraire les substances actives des corps, dans un véhicule approprié à l'intention qu'on veut remplir.

Détonnation. Cet effet a lieu dans tous les cas où des matières combinées ou décomposées très-rapidement, changent tout-à-coup d'état, occupent instantanément un grand volume, prennent une subite extension, et frappent ainsi l'air qui fait entendre par sa vibration un bruit plus ou moins fort.

Digestion. C'est une vraie macération, excepté qu'on la fait dans des vaisseaux fermés.

Dissolution, est une opération par laquelle on rend un corps fluide, soit par l'eau, soit par le feu. Cette fluidité, qui est nécessaire à l'union des corps, a donné lieu à cet ancien axiome, *corpora non agunt nisi sint soluta.* La dissolution se fait par action réciproque. Le C. *Monge* a donné le nom de dissolvant au corps qui donne la forme à l'autre. La chaux et l'eau peuvent fournir un exemple où l'un de ces corps peut devenir dissolvant et dissolvende.

Distillation, est une opération par le moyen de laquelle on sépare, à l'aide du calorique, les substances volatiles d'avec les fixes, ou une évaporation qu'on fait dans des vaisseaux appropriés, afin de recueillir et conserver à part les substances que le feu fait volatiliser.

Effervescence. C'est un phénomène qui résulte du dégagement du sein d'un liquide, des fluides élastiques dont les bulles, en traversant le liquide, l'agitent, le soulèvent, le recouvrent de mousse ou d'écume.

Évaporation. C'est une opération par laquelle on sépare les substances fixes des substances volatiles.

Exsiccation ou *dessiccation.* C'est la manière de dessécher des matières molles, humides, ou de leur enlever l'eau qui les mouille et qui les altère. Cette opération se pratique au soleil à l'étuve, sur un bain de sable, et on

l'emploie pour les matières végétales, animales, pour les sels, les terres et les oxides métalliques humectés.

Extraction. C'est séparer ou extraire une matière d'une autre.

Fermentation. Cette opération désigne le plus souvent le phénomène par lequel les substances végétales et animales fermentent; elle sert cependant quelquefois pour exprimer l'opération par laquelle les Chimistes font fermenter ces substances.

Fulmination. Cette opération ne diffère de la détonnation que par le coup plus rapide, le bruit plus violent et plus rapproché de l'effet de la foudre qui l'accompagne et la caractérise.

Fusion. C'est appliquer le feu à une matière solide; on la rend ainsi fluide pour la réunir en une seule masse, ou pour la couler, et en changer la forme; les corps qui servent à cette opération sont les métaux, le soufre, le phosphore, les graisses, les cires, plusieurs matières salines, etc.

Graduation. C'est d'amener par l'évaporation ou la concentration, les liquides au degré de consistance ou d'épaississement nécessaires pour en séparer plus facilement et plus promptement les substances qui y sont tenues en dissolution.

Incinération. C'est une espèce de combustion qu'on pratique sur les charbons en les faisant rougir avec le contact de l'air, en renouvelant leurs surfaces par une agitation continuelle jusqu'à ce qu'ils soient réduits en cendres.

Infusion. Ce mot vient d'*infundere*, qui signifie mettre à tremper.

L'infusion a pour but d'extraire, par le moyen d'un liquide, les substances les plus dissolubles.

Lixiviation. L'objet de cette opération est de séparer des substances solubles dans l'eau, d'avec celles qui sont insolubles.

Liquation. Cette opération s'opère sur des alliages métalliques dont une ou plusieurs matières composantes se fondent, ou se ramollissant seules, peuvent être séparées des autres.

Macération. Lorsqu'on verse un liquide sur une substance, afin de relâcher son tissu, et qu'on la laisse tremper plus ou moins longtemps, cette opération se nomme macération.

Oxidation. C'est toute opération dans laquelle on combine des matières, de quelque nature qu'elles soient, avec l'oxigène, de manière à les convertir en oxides. On emploie ce mot plus souvent encore comme phénomène que comme opération; dans ce dernier sens, il faut se servir aussi du mot opposé *désoxidation* qui désigne alors une opération qu'on fait aussi souvent dans les laboratoires que la première.

Précipitation. La précipitation n'est autre chose que la séparation d'un corps d'un autre liquide. Elle est produite, par la présence d'un troisième corps qui a plus d'affinité pour le liquide que la substance qui lui étoit unie. Le précipité peut être au reste volatile.

Rectification. Procédé par lequel on fait subir à une substance une opération qu'elle a déjà éprouvée, afin de la réduire dans un plus grand degré de pureté : telle qu'une liqueur qui a déjà été distillée, et qu'on distille une seconde fois; ou une substance déjà sublimée qu'on fait sublimer de nouveau.

Réduction. On l'emploie pour faire reparoître les oxides des métaux sous la forme métallique. On nomme aussi cette opération revivification : c'est une véritable désoxidation.

Stratification. C'est placer lit sur lit des substances de différentes natures, dont l'une doit porter son action sur l'autre.

Sublimation. Cette opération a pour objet de faire élever un métal ou toutes autres matières pour les recueillir dans un état de pureté, ou de combinaison ; le produit s'attache à la partie supérieure des vaisseaux. On les nomme vaisseaux sublimatoires.

Torréfaction ou *grillage.* On entend par ces mots la séparation de quelques principes volatiles d'une matière sèche, et la division ou l'atténuation qu'elle éprouve en même temps. Tels sont les changemens qu'on fait éprouver aux mines avant de les fondre ; la torréfaction a plus souvent lieu sur les substances végétales.

Vitrification. C'est convertir en verre toutes les matières susceptibles de prendre cet état.

Volatilisation. C'est l'action de réduire en vapeur les substances qui en sont susceptibles.

§. V.

Des Réactifs.

On appelle réactifs des substances dont l'addition change sur le champ, ou du moins très-promptement, leur couleur, leur transparence, et décèlent ainsi les principes qui s'y trouvent.

Les réactifs épargnent beaucoup de temps; mais ils ne mettent pas toujours dans le cas de porter un jugement assuré, surtout lorsqu'il s'agit de déterminer les quantités : ils peuvent cependant servir même avantageusement à l'estimation de ces quantités par les poids des précipités, quoique, jusqu'à présent, on ne les ait pas employés à ce dessein.

Il existe dans l'emploi des réactifs en général, une difficulté dont les chimistes n'ont point assez tenu compte. Ces substances annoncent bien, en effet, les unes, les bases terreuses et alkalines; les autres, les acides; d'autres, les métaux. Mais en démontrant, comme cela a lieu le plus souvent, l'existence de deux ou trois bases et de deux acides, elles n'apprennent point toujours à quel acide telle base est combinée, et conséquemment la vraie nature des matières dissoutes dans les eaux. Il est vrai que la connoissance des attractions électives doubles répand sur cet objet de grandes lumières, et qu'elle peut servir dans plusieurs cas à déterminer l'union réciproque de deux bases et de deux acides.

Principaux Réactifs.

Teinture de tournesol. Elle se fait en écrasant du tournesol en pain, et versant dessus de l'eau distillée. On laisse macérer; l'eau devient bientôt bleue, et paroît violette, quand on la regarde en la présentant à la lumière : on filtre ensuite; on ajoute de l'eau; on peut même en ajouter jusqu'à détruire le rouge qui l'altère : en cet état, elle peut découvrir la plus petite partie d'acide libre, qui la fait sur le champ passer au rouge.

Papier coloré en bleu par le tournesol. Quand on veut

préparer ce papier bleu, appelé *papier réactif*, on délaye du tournesol dans de l'eau; on y ajoute un peu d'amidon: on fait légérement bouillir le mélange, et lorsque la liqueur est froide, on l'étend avec une brosse sur des feuilles de papier blanc, qu'on laisse sécher ensuite.

Papier coloré avec le fernambouc, ou *teinture de fernambouc*. Ce papier se prépare comme le précédent, c'est-à-dire, qu'on fait cuire le fernambouc avec l'amidon. Si on plonge ce papier dans de l'eau plus ou moins chargée d'alkali, la teinture passe au rouge vineux, et le papier prend seulement une teinte pourpre ou violacée. Lorsqu'il a été ainsi altéré, les acides lui restituent sa première couleur, et le jaunissent très-promptement, si on excède la dose nécessaire pour reprendre l'alkali.

Teinture de terra merita. Cette teinture est plus ou moins altérée en rouge-brun par les alkalis. On peut la remplacer par le papier coloré, comme nous l'avons dit précédemment, à l'aide d'un peu d'amidon, ce qui a la même propriété.

Ces trois réactifs sont utiles : le premier principalement pour les acides, les deux autres pour découvrir les alkalis.

Infusion et Sirop de violettes. L'infusion de violettes se prépare de la manière suivante : On prend des pétales de belles violettes; on les étend sur une toile attachée par les quatre coins sur un chassis; on arrose les fleurs avec de l'eau chaude, qui entraîne avec elle une matière colorante d'un jaune bleuâtre; on laisse égoutter : on verse ensuite de l'eau froide. Cette première opération faite, on prend des fleurs de violettes ainsi préparées; on verse dessus de l'eau distillée pure, environ le double

du poids des fleurs, et on laisse macérer vingt-quatre heures ; on filtre ensuite : c'est cette teinture dont on doit se servir comme réactif. Quand on veut la conserver, on y ajoute du sucre (une partie d'infusion sur deux de sucre). On le fait fondre au bain-marie ; on passe ensuite le sirop à travers une étamine blanche.

Il y a cependant deux exceptions à la règle générale, que les teintures bleues végétales rougissent avec les acides, et verdissent avec les alkalis : les alkalis foncent la couleur bleue du tournesol, et l'indigo se dissout dans l'acide sulfurique, sans perdre son bleu. Les sucs bleus de divers végétaux sont altérés inégalement par les acides et les alkalis : ce qui donne un moyen d'en examiner la progression, et si elle étoit bien connue, on pourroit déterminer les forces respectives de ces sels. L'acide carbonique pur n'a d'action que sur la teinture de tournesol. L'acide acéteux altère le sirop de violettes, mais non le papier bleu des pains de sucre : celui-ci est, au contraire, rougi par les acides plus puissans, et ainsi du reste.

Teinture de noix de galles. Elle se fait en concassant la noix et la tenant en digestion dans l'alcool jusqu'à ce qu'il en soit saturé; on peut la préparer aussi à l'eau, mais elle s'altère facilement. Cette teinture sert à découvrir le fer qu'elle précipite lentement ; elle lui donne une couleur pourpre quand on la met en petite quantité ; elle le fait passer au noir quand on en ajoute une dose suffisante.

L'eau de chaux. Voyez pour sa préparation, l'article *chaux*.

La dissolution de barite et de strontiane. Voyez ces mots.

L'eau de chaux trouble sur le champ toutes les eaux qui tiennent un peu d'acide carbonique ; on obtient pour produit insoluble un carbonate calcaire.

La barite pure est un réactif important; elle indique les plus petites parties d'acide sulfurique, à quelque substance qu'il soit mêlé ou combiné, on régénère le sulfate de barite qui est insoluble.

La potasse, la soude et l'ammoniaque, et *ces mêmes sels unis à l'acide carbonique*, indiquent la présence des sels terreux, et précipitent les dissolutions métalliques.

Il faut observer que l'ammoniaque ne sépare point en entier la magnésie unie aux acides, qu'elle n'en précipite qu'environ la moitié et qu'elle constitue toujours des sels triples.

Les alkalis fixes caustiques ne forment pas toujours de bons réactifs, ils retiennent en dissolution une partie des terres qu'ils précipitent des eaux.

L'acide sulfurique concentré. Si on verse de cet acide dans de l'eau qui tient de la barite en dissolution, il y occasionne un précipité. Quand il dégage plusieurs bulles, il annonce la présence de quelques carbonates.

L'acide nitrique, et particulièrement *l'acide nitreux*, a la propriété de décomposer le gaz hidrogène sulfuré tenu en dissolution dans les eaux, et le soufre se dépose lentement.

L'acide sulfureux. Cet acide peut être employé comme l'acide nitreux pour décomposer le gaz hidrogène sulfuré des eaux sulfureuses, et pour en séparer le soufre. Cependant le soufre de l'acide sulfureux décomposé se précipite avec le soufre de l'hidrogène sulfuré décomposé.

Les acides muriatique et *muriatique oxigéné* préci-

pitent aussi le soufre ; ces acides sont de très-bons réactifs dans la plupart des analyses.

L'acide arsenique est propre à indiquer la nature des eaux sulfureuses et à y démontrer la présence du soufre, par le sulfure d'arsenic qu'il y forme sur le champ.

L'acide oxalique est un réactif très-utile pour reconnoître la présence de la chaux unie aux acides.

On doit encore mettre au rang des réactifs les plus usités, les acides *carbonique*, *phosphorique*, *acéteux*, *acétique*, *tartareux*, *citrique* ; on trouvera la manière de les préparer, et leurs usages à chacun des articles qui les concernent.

Les sulfates de potasse, de soude et de magnésie, sont décomposés par le nitrate et le muriate calcaire, par une double affinité. Ce sont des réactifs intéressans pour la connoissance des eaux.

Le muriate de barite est employé comme la dissolution de barite pure.

Le muriate calcaire sert à découvrir la potasse, parce que le carbonate de chaux se précipite ; il est cependant essentiel d'observer que s'il s'y trouve du sulfate de magnésie, il y a deux décompositions, et il se forme du sulfate de chaux.

Le sulfate acide d'alumine est susceptible d'être précipité par les alkalis libres, le carbonate calcaire, et même par le nitrate et le muriate calcaire.

Les prussiates alkalins et celui de chaux ont la propriété de découvrir les moindres atomes de fer.

Les sulfures, hidro-sulfures, l'eau chargée d'hidrogène sulfurée doivent aussi être comptés parmi les réactifs usités. *Voyez ces articles.*

Des substances métalliques. Certains métaux ont la propriété de décomposer en entier le gaz hidrogène sulfuré, ils absorbent le gaz hidrogène et laissent précipiter le soufre, tels que le *mercure*, le *plomb*, le *cuivre*, l'*argent*.

Des oxides métalliques. L'action de plusieurs oxides métalliques est bien plus marquée que celle des métaux eux-mêmes. Ils séparent le gaz hidrogène sulfuré des eaux, soit en le décomposant, soit en l'absorbant; mais ils sont peu susceptibles d'indiquer la quantité de gaz contenue dans les eaux.

Des dissolutions métalliques. Ces dissolutions sont employées avec succès dans les analyses.

On range au nombre des réactifs de cette classe, le *muriate d'arsenic*, le *muriate d'antimoine*, qui, tous deux, ont particulièrement la propriété de prouver la présence du soufre dans les eaux sulfureuses.

Le nitrate de mercure, qui doit être employé avec attention; car il a des caractères différens, suivant les circonstances de la dissolution. *Bergman* assure que la dissolution de mercure faite à chaud, donne un précipité blanc dans une eau chargée d'hidrogène sulfurée; le Cit. *Fourcroy* dit avoir reconnu que cela n'arrive qu'en mettant beaucoup plus de cette dissolution qu'il n'en faut pour décomposer les sels sulfurique, muriatique, et le gaz hidrogène sulfuré; la portion surabondante précipite en blanc jaunâtre par l'eau décomposée; encore dans ce cas le précipité qu'on obtient, est de deux couleurs très-distinctes, l'un brun et l'autre d'un gris verdâtre, et jamais uniquement blanc, comme *Bergman* l'a annoncé.

Le mercure est encore précipité par la chaux, la ma-

gnésie et les alcalis, dissous à la faveur de l'acide carbonique.

Le nitrate mercuriel précipite aussi les mucilages.

Le nitrate d'argent est communément employé pour reconnoître la présence de l'acide muriatique et de l'acide sulfurique.

S'il y a dans l'eau un sulfure en dissolution, le muriate d'argent qui se précipite est plus ou moins noirci ; souvent il se forme des flocons très-abondans d'un brun verdâtre, dont la couleur devient peu à peu très-noire.

Les carbonates de chaux et de magnésie précipitent aussi l'argent.

Le muriate oxigéné de mercure. Ce sel doit être préféré à beaucoup d'autres dissolutions métalliques, parce qu'il n'agit presque point sur les sels neutres contenus dans les eaux ; il n'y a que le carbonate de chaux, et le carbonate de magnésie qui puissent en précipiter une petite portion d'oxide de mercure ; mais celui-ci n'empêche point que l'on ne puisse déterminer la quantité de soufre enlevée au gaz hidrogène sulfuré par le muriate oxigéné de mercure.

Le sulfate de fer est d'un usage avantageux dans certains cas ; un cristal bien pur de ce sel indique la présence de l'air dans l'eau ; les alkalis, la chaux et la magnésie unies, soit à l'acide carbonique, soit à l'acide muriatique, soit à l'acide nitrique, décomposent aussi le sulfate de fer, quelquefois même sans précipitation. Le fer est souvent tenu en dissolution par l'acide muriatique.

Le sulfate de cuivre, outre les avantages que l'on retire de ce sel dans certaines analyses, a, comme le sel précédent, la propriété d'agir sur le gaz hidrogène sul-

furé, sans altérer les sels contenus dans les eaux minérales; on peut donc les employer indifféremment et avec le même avantage pour déterminer la quantité de soufre contenue dans les eaux sulfureuses.

L'acétite de plomb. L'acide muriatique a la propriété de précipiter le plomb de sa dissolution; mais comme ce précipité est soluble dans l'acide acéteux, on ne peut regarder ce sel comme un réactif sûr. Il convient mieux pour découvrir l'acide sulfurique, attendu que le sel formé est insoluble dans l'eau et dans l'acide acéteux. Le plomb est aussi précipité par les alkalis, la chaux et la magnésie à l'état de carbonate. Cette dissolution est aussi une des plus sensibles pour indiquer avec précision la plus petite quantité de gaz hidrogène sulfuré contenue dans une eau.

Le savon. Ce composé ne se dissout pas dans toutes les eaux; cela vient, ou d'un acide libre, ou d'une certaine quantité de sel à base terreuse ou métallique. Dans ces deux cas il y a décomposition, l'acide s'unit à l'alkali du savon, et l'huile reste libre, ou bien forme des savons terreux insolubles, ou des composés appelés *savons métalliques.*

L'alcool: lorsqu'il y en a une suffisante quantité, il précipite tous les sels contenus dans l'eau, et qu'il ne peut lui-même dissoudre; tels sont particulièrement tous les sels composés de l'acide sulfurique. La plupart de ceux qui sont formés de l'acide nitrique ou de l'acide muriatique, y sont aussi solubles, quoiqu'ils en exigent, les uns plus, les autres moins.

Voilà les réactifs les plus communément employés; on peut cependant les multiplier suivant les circons-

tances, parce que l'un vient à l'appui de l'autre; mais en général on peut se borner à un petit nombre bien choisi.

§. VI.

Du Chalumeau.

Le chalumeau est un instrument employé très-anciennement dans les arts pour la soudure de quelques pièces délicates, telles par exemple, que celles de l'horlogerie. Son premier emploi dans les essais chimiques est dû à *Bergman.* André *Swabe* fit connoître cet instrument en 1738. Il fut ensuite perfectionné par plusieurs minéralogistes. Le célèbre *Engestrum* publia une dissertation en anglais, sur la manière de s'en servir. Mais *Bergman* a porté sur cet instrument et sur la manière de s'en servir, l'exactitude la plus rigoureuse dans une dissertation où il a consigné une suite de travaux très-précieux. Cet objet a aussi été traité dans le tom. III. Encyclopédie méthodique, par le C. *Vauquelin.*

Le chalumeau n'a pas l'avantage de donner aux expériences faites par son moyen un champ très-vaste, mais ceci est bien compensé par la facilité si précieuse de pouvoir suivre des yeux la suite d'une opération dont les différens périodes seroient cachés au fond des creusets, dans une opération plus en grand. On en fait avec des matières de nature différente; l'argent, à cause de son inaltérabilité, est une de celles qui conviennent le mieux pour cet objet. Le C. *Guyton* conseille d'allier la pointe de cet instrument avec deux septièmes de platine, pour lui donner plus de dureté, le rendre moins altérable par la chaleur.

Le chalumeau de *Bergman* est composé de trois parties (voyez la figure) : l'une appelée manche, se termine en une pointe conique tronquée *a a*, qui s'adapte par frottement à l'ouverture B, nommée réservoir, est formée d'une lame elliptique courbée au centre, de manière que les côtés opposés, soudés tour à tour à une égale distance du bord, sont parallèles; cette cavité est destinée à retenir l'humidité qui s'exhale de la poitrine, et que l'air y dépose. *Bergman* préfère la forme applatie de ce réservoir à celle d'une sphère qu'on lui avoit donnée avant lui. L'ouverture conique creusée dans la protubérance *d d*, ne doit point avoir de rebord intérieur, afin que la liqueur recueillie dans le réservoir après une longue insufflation puisse en sortir facilement, et qu'on la puisse nétoyer commodément. Le petit tube C est très-étroit, la partie conique la plus courte *e e*, doit entrer exactement dans l'ouverture *f*, pour que l'air ne puisse sortir que par l'orifice *g*. Il faut avoir plusieurs de ces petits tubes différens en grosseurs, que des circonstances particulières nécessitent souvent. L'ouverture *g* doit être circulaire et égale, car sans cela le cône de la flamme, dont nous parlerons plus bas, se diviseroit en plusieurs parties, et ne produiroit pas l'effet qu'on doit en attendre; les cercles de cuivre *h h*, et *i i* empêchent que les extrémités coniques *a a* et *e e*, n'entrent trop avant; il est nécessaire que dans le commencement ces parties entrent l'une dans l'autre avec force, car avec le temps, et par le frottement continuel qu'elles éprouvent, elles deviennent trop douces, et tombent facilement; mais lorsqu'elles sont arrivées à ce point, on les raffermit encore pour quelque temps, en coupant une portion de cercles de cuivre *h h* et *i i*.

Maintenant on met plus de simplicité dans la construction des chalumeaux, au lieu de plusieurs pièces, ils sont formés d'une seule. C'est un tube de fer, de cuivre, ou de verre courbé, comme on le voit par la figure. On souffle avec autant de facilité et de succès avec ces chalumeaux qu'avec celui de *Bergman*, ils ont sur celui-ci l'avantage d'être beaucoup moins chers. Tout le monde peut faire des chalumeaux de verre, avec des tubes épais de cette matière, que l'on courbe à une petite distance de l'extrémité, et que l'on retire ensuite en un filet délié à la lampe d'émailleur; on brise alors ce filet à l'endroit convenable, pour que l'ouverture laisse sortir une assez grande quantité d'air; on use sur une pierre cette pointe pour la rendre conique; on peut également se servir de gros tubes de verres, percés d'un canal presque capillaire, et dont on use l'une des extrémités, après l'avoir légèrement courbée.

Manière de se servir du Chalumeau.

Comme il est souvent nécessaire que les substances que l'on traite au chalumeau soient exposées longtemps à l'action de la chaleur sans interruption, il est important aussi que le courant d'air dirigé sur la flamme de la bougie, soit continuel et égal, pour que ces matières parcourent tous les périodes que fait naître la présence du calorique. L'air d'une seule inspiration seroit donc insuffisant dans beaucoup de cas, si l'on n'employoit pas un procédé particulier.

Pour faire cette opération avec succès et sans incommodité, il y a quelques difficultés, mais qui disparoissent

avec l'exercice, et en suivant les principes que nous allons exposer. Tout l'art consiste à remplir sa bouche d'air et à l'exprimer par l'effort des muscles des joues pendant que l'on respire par les narines. Il faut donc d'abord prendre le tube du chalumeau dans ses lèvres, emplir la poitrine d'air, en emplir ensuite entièrement la bouche, et le faire sortir par la force des muscles. Lorsque la plus grande partie de l'air de la poitrine est expulsée, et que le besoin de respirer se fait sentir, on abaisse le voile du palais sur la base de la langue, on respire par le nez, tandis que l'on expire par la bouche l'air qui y est amassé. Cet exercice des parties de la bouche une fois acquis, ce qui ne tarde pas en s'exerçant souvent, l'on peut souffler continuellement pendant un quart d'heure et plus, sans éprouver d'autres incommodités que la lassitude des lèvres qui compriment le tube du chalumeau.

Ce n'est pas assez d'avoir acquis l'habitude de souffler continuellement la flamme de la bougie, il faut encore savoir la diriger artistement sur le corps qui doit être chauffé.

De la grosseur de la flamme.

La flamme de la bougie ne doit pas être trop forte, car alors elle obéit difficilement au jet d'air qui la presse; il ne faut pas non plus qu'elle soit trop petite, l'effet qu'elle produiroit seroit trop foible, et ne donneroit pas les résultats que l'on attend pour juger de la nature d'une substance. Il est donc nécessaire d'employer une chandelle ou bougie dont la mèche soit proportionnée à l'ouverture du chalumeau; celle qui est représentée en D est celle

qui convient le mieux. La mèche de la chandelle *kk* doit être de coton, et ne pas être coupée trop courte, afin qu'elle puisse se courber, comme cela a lieu en *l*. On tient la pointe du chalumeau immédiatement au-dessus de l'arc que forme la mèche de la bougie, et on exprime l'air avec une force parfaitement égale.

En examinant attentivement la flamme que produit le chalumeau, l'on remarque qu'il y en a deux très-distinctes; l'une *lo*, extérieure, brune, vague et indéterminée, laquelle étant environnée de l'air atmosphérique est entièrement privée de matières combustibles; l'autre *ln* intérieure, conique, de couleur bleue, très-pointue, et qui produit une chaleur beaucoup plus forte que le cône extérieur. Les hommes qui se sont occupés de la minéralogie sous le point de vue chimique, ont remarqué que ces flammes produisent des effets bien différens sur les mêmes substances; ces effets sont toujours en sens contraire : cependant tous les deux chauffent, fondent et volatilisent les matières qui sont susceptibles de passer par ces divers états. Mais la flamme extérieure brûle souvent ce que la flamme intérieure débrûle. La raison de ce phénomène ne consiste point dans la manière de l'appliquer, elle est dans la nature différente de ces flammes; la flamme extérieure est composée de calorique, de lumière, d'acide carbonique et d'eau en vapeur; l'autre contient aussi ces mêmes matières, mais plus une portion d'hidrogène et de carbone non combinée à l'oxigène, et qui peuvent par conséquent ramener certains corps à leur premier état en leur enlevant l'oxigène.

On possède donc dans ce petit instrument deux moyens

chimiques extrêmement importans, la combustion et la réduction de quelques corps.

Des Supports.

Pour examiner les matières à la flamme du chalumeau, il faut qu'elles soient soutenues sur quelques corps : on appelle en général ces instrumens, des supports ; ils doivent être de nature différente, suivant que l'exige celle de la matière que l'on soumet à l'action du calorique; les supports que l'on emploie le plus communément sont des charbons de bouleau ou de sapin bien cuits, dans lesquels on creuse avec un couteau une fosse parallélipipède ou ronde, et des cuillers d'or, d'argent ou de platine à manche de bois, afin que l'on puisse les tenir avec la main sans se brûler. Le support de charbon peut servir dans tous les cas où les matières que l'on examine ne le pénètrent pas, et lorsqu'il n'influe pas par sa nature combustible; il est quelques circonstances dans lesquelles son action sur les corps est d'un grand secours pour en démontrer la nature. La cuiller d'or est préférable à celle d'argent, parce qu'elle est un peu moins fusible, et que son altérabilité est beaucoup moins grande. Les supports peu oxigénables sont employés toutes les fois que l'on veut éviter la présence des corps très-combustibles. Le charbon a beaucoup d'avantage sur les métaux, relativement aux corps qui ne craignent point la présence de cette matière combustible, parce qu'il est mauvais conducteur du calorique, et que sa capacité pour absorber ce principe est beaucoup moins grande; il en ajoute au contraire une portion à celle de la flamme, en brûlant lui-même. On sent que si ces supports d'or et d'argent ne transmet-

toient pas le calorique presqu'aussi promptement qu'ils le reçoivent, ils seroient bientôt fondus. Le grand nombre de molécules que ces métaux réunissent sous un petit volume, fait que le calorique promptement distribué entre toutes les parties de la cuiller, et conséquemment enlevé dans la même proportion par l'air environnant, empêche qu'ils ne se fondent; aussi s'en faut-il de beaucoup que l'on produise une température aussi élevée qu'avec le charbon. On voit une figure d'une cuiller d'or en E.

Lorsqu'on n'a que des portions très-légères d'une substance à examiner, la vîtesse de l'air qui presse la flamme les enlève; pour remédier à cet inconvénient, on place sur le trou que l'on a percé dans le charbon un couvercle de la même matière, et on lie ces deux parties ensemble avec un fil de fer, en ne laissant d'ouverture que pour l'entrée de la pointe de la flamme; de cette manière on parvient à fondre de très-petites masses.

Des Flux.

Les minéralogistes emploient, pour examiner les corps naturels, des réactifs dont les effets doivent être bien connus sur les autres substances simples; de ces matières, les unes sont simplement fondantes, les autres destinées à brûler en fournissant de l'oxigène, les autres à débrûler ou à enlever ce principe, les autres enfin ne font que le combiner et donner souvent un résultat qui indique la nature de la matière soumise à l'essai. Comme la plupart de ces matières servent principalement à favoriser la fonte des corps en accumulant autour d'eux une grande masse de calorique, on les appelle flux. Non seulement il est important que leur effet soit bien connu sur les corps

simples, mais encore que celui qu'exerce la flamme sur les mêmes corps et les supports, le soit aussi ; car sans cette connoissance, on commettroit indubitablement des erreurs. Le nombre des fondans ne peut être énoncé d'une manière rigoureuse ; pour un homme exercé, une foule de corps peuvent servir à examiner celui dont il desire connoître la nature.

Il en est cependant qu'on emploie plus communément, et que l'on emporte avec soi dans des voyages minéralogiques, tels sont l'acide phosphorique, le phosphate de soude, le carbonate de soude, le borax, etc.

Des Précautions à prendre dans l'examen du corps à la flamme du chalumeau.

Il faut d'abord appliquer la flamme extérieure sur le corps que l'on éprouve, et après avoir remarqué les phénomènes qui se passent, on applique la flamme intérieure, en observant toujours s'il se produit de nouveaux effets. Les principales observations à faire sur les corps que l'on expose à la flamme du chalumeau, consistent 1°. dans la décrépitation, 2°. la délitescence, 3°. le gonflement ou l'intumescence, 4°. dans la végétation, 5°. la fusion, 6°. l'effervescence, 7°. le changement des couleurs, 8°. la production d'odeur, 9°. l'inflammation, 10°. l'oxidation, 11°. la réduction, 12°. enfin dans la volatilisation ou dans l'absence de tous ces phénomènes.

Les fragmens d'une substance que l'on essaye au chalumeau ne doivent jamais excéder la grosseur d'un grain de poivre ; il est même souvent avantageux qu'il soit plus petit ; l'on conçoit facilement que si les morceaux étoient trop considérables, une portion de leur masse seroit né-

cessairement placée hors du foyer des rayons de chaleur, et refroidiroit le support ainsi que la partie de la matière exposée à la pointe de la flamme bleue.

L'on peut aisément, et sans aucune déperdition, diviser les corps en les plaçant sous la lame d'acier G, en les enfermant dans l'anneau H, et en les frappant doucement avec le marteau F.

Ces instrumens sont surtout utiles pour les corps qui sont précieux, et dont on ne possède qu'une petite quantité, pour en faire l'analyse.

Pour se mettre en état de juger sainement de l'effet des flux sur les minéraux, il est nécessaire de connoître parfaitement la manière dont ils se comportent seuls à la flamme du chalumeau et avec les supports.

J'indiquerai à chaque article, dont je ne vais donner ici que l'énoncé, les phénomènes que présentent les diverses substances à la flamme du chalumeau :

Le phosphate ammoniaco de soude, ou sel d'urine.

Le carbonate de soude.

Le borax, ou borate sursaturé de soude.

Des Acides.

Acide phosphorique.
——boracique.
——arsenique.
——molybdique.
——tartareux.
——oxalique.
——succinique.

Des Alkalis à l'état de carbonate, tels qu'on les trouve dans la nature.

Le carbonate de potasse.
——— de soude.
——— d'ammoniaque

Nota. L'on n'a pas toujours besoin de tous ces réactifs ; le charbon, l'air atmosphérique, la flamme extérieure et intérieure du chalumeau, suffisent quelquefois pour faire prononcer avec certitude sur la nature d'un minéral.

Sels décrépitans.

Les sulfates de potasse.
——— d'ammoniaque.
Muriate de potasse.
——— de soude, etc.

Sels volatiles.

Le sulfate, nitrate et muriate d'ammoniaque, et en général, tous les sels qui ont pour base une substance volatile, sont réduits en vapeur.

Des Sels détonnans.

Ces sels contiennent toujours de l'acide nitrique ou de l'acide muriatique oxigéné.

Des Sels qui noircissent au feu.

Tels sont les tartrites acidules de potasse et de soude.
Le tartrite de potasse.
——— de soude.
L'oxalate acidule de potasse.
——— de soude.
L'oxalate de soude et de potasse.

Des Sels qui forment des sulfures sur les supports combustibles.

Tous les sels qui ont l'acide sulfurique et sulfureux pour principe, donnent naissance à des sulfures, lorsqu'on les chauffe sur le charbon.

Des Sels terreux décrépitans.

Le sulfate de chaux est le seul.

Des Sels terreux qui se gonflent au feu.

Le sulfate de magnésie.
Le sulfate d'alumine.
L'acétite de chaux.
Le nitrate de magnésie.
Le muriate de magnésie.

Des Sels métalliques.

Sels métalliques décrépitans.

Le nitrate de plomb.
Le tartrite d'antimoine.

Sels métalliques volatiles.

Tous les sels dont le mercure forme la base.

Les muriates métalliques sont tous plus ou moins volatiles.

Sels métalliques détonnans.

Les nitrates d'argent, de

plomb, de mercure et de bismuth.

Sels métalliques qui se gonflent.

Les sulfates de cuivre, de fer, de cobalt et de zinc.

Les nitrates de cuivre et de zinc.

Sels métalliques fusibles.

Les muriates de plomb et d'argent

Les sulfates de plomb et d'argent.

Le muriate de cuivre et de zinc.

Des Sels métalliques qui se charbonnent au feu.

Le tartrite d'antimoine et de potasse.

Des Sels qui colorent la flamme.

Le sulfate et le nitrate de cuivre.

Le muriate de cuivre.

Des Substances terreuses simples.

Voyez chacune de ces substances à leur article respectif.

Des Substances terreuses composées.

Cet article appartenant plus particulièrement à la minéralogie, je renvoie, pour les détails, à l'art. *Chalumeau*, Encyclopédie méthodique, page 189; on peut consulter aussi la dissertation de *Bergman*.

Des Corps combustibles en général.

L'attraction diverse des corps combustibles pour l'oxigène, fait naître beaucoup de variétés dans les phénomènes de la flamme, qu'ils présentent au chalumeau. Plus cette force est grande, et plus ils s'unissent étroitement à l'oxigène : c'est de-là que prend naissance cette foule de modifications dans l'intensité, la grandeur et la couleur de la flamme. Les uns, comme la plupart des métaux, chauffés au chalumeau, se fondent et brûlent souvent sans donner de flamme visible ; les autres, comme

les substances végétales et animales, brûlent avec une flamme bien distincte. Cette diversité dépend beaucoup aussi de la vîtesse plus ou moins grande avec laquelle les corps brûlent, de l'état plus ou moins solide de l'oxigène dans les corps combustibles qui l'absorbent, et de l'affinité du nouveau composé pour la lumière et le calorique.

Le plus grand nombre des corps combustibles exposés à la pointe de la flamme, commencent à se fondre, à moins qu'ils ne soient enveloppés d'une trop grande quantité de terre; ce qui, cependant, ne les empêche pas toujours de s'enflammer. Il faut les chauffer jusqu'à ce qu'ils soient entièrement brûlés, afin d'obtenir le résidu incombustible, et l'examiner seul ou avec un flux.

Parmi les métaux, les uns ne changent point du tout de caractère; les autres brûlent, s'oxident et se volatilisent, pour ainsi dire, tacitement. Beaucoup restent fixes après leur combustion, et colorent les flux, à moins cependant que leur oxide ne soit sans couleur. Enfin, quelques-uns s'enflamment et répandent une lumière vive et éclatante, comme le phosphore. La couleur et la pesanteur des métaux suffisent pour les faire distinguer de tous les autres corps naturels.

Les changemens qu'éprouvent les corps simples ou composés à la chaleur produite par le gaz oxigène, sont absolument les mêmes que ceux qu'ils subissent à la flamme du chalumeau ordinaire; il n'y a de différence que dans les degrés qui sont, en général, plus marqués. *Lavoisier* a prouvé, dans un mémoire imprimé parmi ceux de l'Académie, année 1785, que les substances qui ne souffrent point d'altération au chalumeau de *Bergman*, éprouvent un commencement de fusion, et quelquefois

même se fondent entièrement au soufflet rempli de gaz oxigène.

D'après ce que nous avons exposé, on conçoit aisément que le chalumeau est un instrument très-utile, et même nécessaire en chimie.

§. VII.

De la Pesanteur spécifique.

La chimie exige maintenant la précision dans les expériences; la pesanteur spécifique doit naturellement faire partie des moyens que l'on doit employer pour y parvenir, puisqu'elle sert, tout à-la-fois, à indiquer la nature des corps, à faire juger de leur pureté, de leur état d'agrégation, de condensation, de raréfaction, qui deviennent aussi des causes immédiates de divulsion ou de repos.

On appelle pesanteur spécifique, le poids que pèse un corps sous un volume déterminé, ou la comparaison du poids au volume des corps. Voyez *Brisson*, *Traité de la pesanteur spécifique des corps*, (*chez Bernard*).

Par exemple, *un pouce cube*, ou *pied cube*: plus un corps quelconque a de poids sous ce volume donné, plus sa pesanteur spécifique est grande.

Si l'on pouvoit tailler tous les corps de manière à leur donner un volume uniforme, on auroit leur pesanteur spécifique en les pesant, c'est-à-dire, par leur pesanteur absolue. Tous les corps ne pouvant pas être taillés, ni cubés, il a fallu chercher une méthode générale qui convînt à tous.

On peut établir quatre lois relativement à la pesanteur spécifique des corps.

1°. Quand deux corps sont égaux en volume, leurs pesanteurs spécifiques sont l'une à l'autre, comme leurs masses. Ainsi, on dit qu'un corps est d'une pesanteur spécifique double d'un autre, lorsqu'il a deux fois sa masse sous le même volume.

Donc, les pesanteurs spécifiques des corps égaux sont comme leur densité.

2°. Les pesanteurs spécifiques des corps qui sont du même poids, sont en raison réciproque de leurs volumes. Ainsi, les densités de deux corps du même poids sont en raison réciproque de leurs volumes.

3°. Les pesanteurs spécifiques de deux corps sont en raison composée de la raison directe de leurs masses et de la raison réciproque de leurs volumes.

4°. Un corps spécifiquement plus pesant qu'un fluide, perd dans ce fluide une portion de sa pesanteur égale à celle d'un pareil volume de fluide.

Supposons qu'un pouce cubique de plomb soit plongé dans l'eau, un pouce cubique d'eau sera, par ce moyen, chassé du lieu qu'il occupoit; mais le poids de cette eau étoit soutenu par la résistance de l'eau qui l'environnoit. Il faut donc qu'une partie du poids du cube de plomb soit soutenue par l'eau environnante, et que cette partie soit égale au poids de l'eau qui a été repoussée: par conséquent, la pesanteur du corps plongé doit être diminuée d'autant.

On peut faire le même raisonnement pour tout autre volume et toute autre substance.

On pèse les corps avec des instrumens auxquels on a

donné différens noms; on les appelle pèse-liquides, pèse-solides, pèse-liqueurs, aréomètres. Voyez les mémoires du C. *Hassenfratz, Annales de chimie* sur l'aréométrie.

Celui de *Farenheit* est reconnu le plus fidèle : il a pour principe la comparaison des poids sous des volumes constans. *Nicolson* a donné, il y a quelques années, au pèse-liqueur de *Farenheit*, une forme qui l'a rendu propre à mesurer la densité des solides; mais ce pèse-liqueur n'a encore été exécuté qu'en métal : de cette manière, il ne peut servir ni pour les sels, ni pour les acides. Pour obvier à ces inconvéniens et à beaucoup d'autres, que le C. *Guyton* a présentés dans un mémoire inséré *Annales de chimie*, tome 21, ce chimiste a pensé qu'il étoit possible, en suivant les principes de *Farenheit*, en exécutant en verre l'instrument de *Nicolson*, et au moyen d'une légère addition, de le rendre d'un service plus général et plus commode, sans rien diminuer de sa précision : il a appelé cet instrument, gravimètre. *Voyez les Œuvres du C. Guyton, chez Bernard.*

Cet instrument, exécuté tout en verre, est de forme cylindrique; c'est celle qui exige le moindre volume des liquides, et que l'on doit préférer par cette raison, dès qu'on n'est pas obligé de s'en écarter pour obtenir la stabilité dans la ligne perpendiculaire.

Il porte, de même que celui de *Nicolson*, deux bassins; l'un supérieur à l'extrémité d'une tige mince, vers le milieu de laquelle est marqué le point fixe d'immersion; l'autre, inférieur, terminé en pointe, contenant le lest, et rattaché au cylindre par deux anses. La suspension mobile, ou à crochet, a l'inconvénient de raccourcir le levier qui doit assurer sa position.

Le cylindre a vingt-deux millimètres de diamètre, et vingt-un centimètres de longueur : il porte sur le bassin supérieur un poids additionnel constant de cinq grammes.

Le C. *Guyton* ajoute une pièce qu'il appelle plongeur, parce qu'elle ne sert, en effet, que lorsqu'elle est placée sur le bassin inférieur, et par conséquent, plongée entièrement dans la liqueur. C'est une petite masse de verre solide, comme un bouchon de cristal, que l'on dégrossit d'abord sur la meule pour lui donner la forme convenable, que l'on diminue ensuite jusqu'à ce qu'étant placé dans le bassin inférieur du gravimètre, son immersion dans l'eau distillée, aux degrés de température et de pression déterminés, réponde exactement au point marqué sur la tige par l'enfoncement de l'instrument dans le même liquide, lorsqu'il est chargé de son poids additionnel.

Le plongeur exige quelque attention, pour mettre parfaitement d'accord l'enfoncement de l'instrument, soit qu'il porte le poids additionnel, soit que celui-ci soit remplacé par le plongeur ; mais il y a, dit le C. *Guyton*, une pratique sûre et exacte de tâtonnemens pour arriver à ce point.

Maintenant il est facile d'imaginer comment cet instrument s'adapte à tous les cas.

1°. Pour les solides, c'est le pèse-liqueur de *Nicolson* ; il n'y a nulle différence. La seule condition est que le poids absolu du corps à éprouver, soit un peu au-dessous du poids additionnel constant : il est ici de cinq grammes.

2°. Pour les liquides d'une moindre pesanteur spécifique que l'eau, l'instrument additionnel pèse environ deux décagrammes, dans les dimensions précédemment

indiquées (et il seroit facile de le tenir rigoureusement dans ces limites); on a donc la latitude d'un cinquième de légéreté, et par conséquent, le moyen de parcourir tous les intermédiaires, et d'arriver jusqu'à l'alcool, le plus rectifié, que l'on sait être avec l'eau dans le rapport de huit à dix.

3°. Pour les liquides d'une plus grande pesanteur spécifique que l'eau, le poids additionnel se trouvant reporté vers le bas, au moyen du plongeur (qui est d'environ six grammes), l'instrument peut recevoir dans le bassin supérieur, plus de quatre fois le poids additionnel ordinaire, sans perdre l'équilibre de sa position, et indiquer ainsi le rapport de densité des acides de la plus haute concentration.

4°. Il a une autre propriété commune à celle de *Nicolson*, c'est de servir au besoin de balance, pour peser les corps dont la masse n'excède pas son poids additionnel.

5°. Enfin, la pureté de l'eau étant connue; il indique de même ses degrés de raréfaction et de condensation par le rapport de sa masse à son volume.

Je vais ajouter ici la formule que le C. *Guyton* a placée à la suite de son mémoire : on peut, à l'aide de cette formule, le gravimètre une fois bien réglé, parvenir, par un calcul très-simple, à trouver la pesanteur spécifique d'un corps quelconque, par le rapport de son volume avec celui de l'eau distillée à la température de 12-5 degrés du thermomètre décimal, et 757-7 millimètres de pression, n'ayant ni eau distillée, ni thermomètre, ni baromètre, et sans avoir besoin de correction.

Usage du Gravimètre.

Le gravimètre étant bien réglé,

Soit x la pesanteur spécifique cherchée;

b le poids additionnel nécessaire pour enfoncer au point marqué le gravimètre dans la liqueur inconnue;

c le poids qui, placé sur le bassin supérieur avec le corps, donne l'immersion au point marqué;

d le poids additionnel, le corps étant placé dans le bassin inférieur;

Π la pesanteur spécifique de l'eau distillée, à la température de 12-5 degrés du thermomètre décimal, à la pression de 757·7 millimètres = 1;

Π' la pesanteur de l'eau dans laquelle on opère;

La formule suivante donne la solution du problème :

$$x = \frac{(b-c)\,\Pi'}{d-c}$$

On cherche donc d'abord la valeur de Π', qui est au-dessus de l'unité, quand l'eau employée est plus pesante que l'eau distillée Π, qui, dans le cas contraire, est fraction de l'unité.

P exprimant le poids du gravimètre, sans poids additionnel;

V le volume constant de la partie plongée;

a le poids additionnel constant, ou celui que donne l'immersion au point marqué dans l'eau distillée Π',

On a $P + a = V\Pi$, $V = \frac{P+a}{\Pi}$

D'autre part, b exprime le poids plus ou moins grand

que a, qu'il faut lui substituer pour avoir la même immersion dans une autre liqueur que l'eau distillée II;

On aura donc enfin $\Pi' = \frac{P+b}{V} = \frac{P+b}{P+a}$.

La valeur de II' étant trouvée, tout est connu : il ne reste plus qu'à la porter dans la formule.

Explication des Figures.

Figure I. Gravimètre; a, bassin inférieur; b, bassin supérieur; c, point d'immersion marqué sur un fil de verre dans l'intérieur de la tige.

Figure II. Pièce appelée plongeur, qui se place dans le bassin inférieur en a, lorsqu'on opère sur des liquides plus pesans que l'eau.

Fig. III. Gravimètre vu dans le bocal cylindrique rempli d'eau, et s'y enfonçant au point marqué c, au moyen du poids additionnel constant d.

Il importe de choisir un bocal d'une hauteur telle que l'instrument puisse se tenir suspendu au niveau du point marqué sur la tige, même un peu au-dessus, sans que la surface du bassin puisse jamais descendre jusqu'à toucher l'eau.

Fig. IV. Le gravimètre vu dans son étui.

A. Partie cylindrique de l'instrument, logée dans une rainure de l'étui, arrêtée à la partie supérieure par les deux épaulemens $e e$, qui laissant un libre passage à la tige, fixée en son milieu par le loqueteau de laiton f, et pressée en bas par une pièce de liège g, qui s'appuie sur le tasseau fixe h.

i. Mentonnet à coulisse et vis de pression destinée à donner appui à la pièce de lest, dans le cas où le mouve-

ment acquis par la masse de mercure qu'elle renferme, tendroit à rompre les anses; mais on n'a plus cet inconvénient à craindre, d'après la petite masse de verre que le C. *Guyton* a substituée à la bulle de verre lestée par du mercure.

K. Le plongeur dans sa case séparée.

l. Le poids additionnel constant, renfermé dans une cavité pratiquée au massif de l'étui, et assez évasée pour qu'on puisse l'en retirer commodément.

m. Surface intérieure du couvercle de l'étui creusé en *n*, pour recevoir, sans frottement, la partie saillante du bassin supérieur; un papier collé sur le couvercle, indique le poids du gravimètre avec le plongeur et sans le plongeur, et les volumes d'eau qu'il déplace dans l'un et l'autre cas: ce qu'il est souvent nécessaire de connoître exactement.

De la Mesure des gaz.

Il n'en est pas de même de la mesure des gaz; on sait qu'ils ont des densités différentes: par exemple, le gaz hidrogène est le plus léger.

Le gazomètre de *Lavoisier* étant trop dispendieux et trop compliqué, ne peut être employé habituellement dans les laboratoires, à la mesure des gaz; il s'en faut même beaucoup qu'il soit applicable à toutes les circonstances. Il faut, pour une multitude d'expériences courantes, des moyens plus simples: ceux dont on se sert aujourd'hui de préférence, sont:

1°. De peser les gaz par le moyen d'un ballon dont on connoît la capacité; d'abord, on fait le vide et on le pèse; on le remplit de gaz différens, et on le pèse plein de cha-

cun d'eux : connoissant la capacité du ballon, on détermine aussitôt le poids d'un litre de l'air pesé. Soit $\frac{a}{b}$ la capacité du ballon, ou le nombre de litres qu'il contient; soit P = le poids du ballon vide d'air, p = celui du ballon plein d'air, le poids d'un litre d'air = $(p - P)\frac{b}{a}$.

L'air atmosphérique est composé de gaz oxigène, de gaz azote et d'un peu de gaz acide carbonique : connoissant la densité de chacun de ces gaz et leur proportion, il est facile de déterminer la densité moyenne du mélange. Soit V = le volume du gaz oxigène, P = la densité, V' = le volume de l'azote, P' = la densité, V = le volume de l'acide carbonique, p = sa densité ; la densité moyenne est $\frac{PV + P'V' + pv}{P + P' + p.}$

L'expérience a fait voir que la densité de l'air atmosphérique étoit plus grande que la densité moyenne.

La plus légère différence thermométrique ou hydrométrique, au moment de la pesée du gaz, en apporte de considérable dans le poids.

2°. Quand on a, à la suite d'une expérience quelconque, faite à l'appareil pneumato-chimique, un résidu de gaz qui n'est absorbable ni par l'alkali ni par l'eau, qui est contenu dans le haut d'une cloche, et dont on veut connoître le volume, on commence par marquer avec une grande exactitude, par le moyen de bandes de papier, la hauteur de l'eau ou du mercure : il ne faut pas se contenter d'appliquer une seule marque d'un des côtés de la cloche, parce qu'il pourroit rester de l'incertitude sur le niveau du liquide : il en faut au moins trois ou même quatre en opposition les unes aux autres.

On doit ensuite, si c'est sur du mercure qu'on opère,

faire passer sous la cloche de l'eau pour déplacer le mercure. Cette opération se fait facilement avec une bouteille qu'on emplit d'eau à rase : on en bouche l'orifice avec le doigt, on la renverse, et on engage son col sous la cloche; puis retournant la bouteille, on en fait sortir l'eau qui s'élève au-dessus de la colonne de mercure et qui la déplace. Lorsque tout le mercure est ainsi déplacé, on verse de l'eau sur la cuve, de manière que le mercure en soit couvert d'un pouce environ. On passe un vase très-plat, ou un carreau de verre sous la cloche, et on l'enlève pour la transporter sur une cuve à eau. Alors on transvase l'air dans une cloche qui a été graduée de la manière suivante, et on juge de la quantité de gaz par les graduations de la cloche.

A cette première manière de déterminer le volume du gaz, on peut en substituer une autre qu'il est bon d'employer comme moyen de vérification. L'air ou le gaz une fois transvasé, on retourne la cloche qui le contenoit, et on y verse de l'eau jusqu'à une marque déterminée; on pèse cette eau, et de son poids on en conclud le volume, d'après cette donnée, qu'un pied cube ou 1728 pouces d'eau pèsent 70 livres (mesures anciennes).

Manière de graduer les cloches.

On prend une cloche de cristal un peu forte, longue et étroite; on l'emplit d'eau dans la cuve pneumato-chimique. On doit avoir une place déterminée qui serve constamment à ce genre d'opération, afin que le niveau de la tablette, sur laquelle on pose la cloche, soit toujours le même; on évite par là presque la seule erreur dont ce genre d'opération soit susceptible.

D'un autre côté, on choisit une bouteille à gouleau étroit qui, pleine à rase, contienne juste 6 onces 3 gros 61 grains d'eau, ce qui répond à un volume de 10 pouces cubiques. Si on ne trouvoit pas de bouteille qui eût précisément cette capacité, on en prendroit une un peu plus grande, et on y couleroit un peu de cire fondue avec de la résine, pour en diminuer la capacité : cette bouteille sert d'étalon pour jauger la cloche, et voici comme on y procède.

On fait passer l'air contenu dans cette bouteille dans la cloche qu'on se propose de graduer, puis on fait une marque à la hauteur jusqu'à laquelle est descendue l'eau. On ajoute une seconde mesure d'air et on fait une nouvelle marque ; on continue ainsi jusqu'à ce que toute l'eau de la cloche ait été déplacée. Il est important, pendant le cours de cette opération, que la bouteille et la cloche soient maintenues constamment à la même température, et que cette température diffère peu de celle de l'eau de la cuve. On doit donc éviter d'appliquer les mains sur la cloche, ou au moins de les y tenir longtemps, pour ne la pas échauffer : si même on craignoit qu'elle ne l'eût été, il faudroit verser dessus de l'eau de la cuve pour la rafraîchir. La hauteur du baromètre et du thermomètre est indifférente pour cette opération, pourvu qu'elle ne varie pas pendant qu'elle dure.

Lorsque les marques ont été ainsi placées de 10 pouces en 10 pouces sur la cloche, on y trace une graduation avec un point de diamant emmanché dans une petite tige de fer.

On peut graduer de la même manière des tubes de cristal pour le mercure : on les divise alors de pouce en pouce

et même de dixièmes de pouce en dixièmes de pouce. La bouteille qui sert de jauge doit contenir juste 8 onces 6 gros 25 grains de mercure, c'est le poids équivalent à un pouce cubique.

§. VIII.

Méthode d'Analyse.

Il est impossible de présenter un mode unique d'analyse; les circonstances, mais plus encore l'habitude des opérations, indiquent au chimiste les moyens qu'il peut employer. Les savantes analyses des *Bergman*, *Guyton*, *Fourcroy*, *Vauquelin*, *Deyeux*, etc. me serviront de guide; j'y puiserai les règles que l'on doit suivre. Combien de faits intéressans se trouvent isolés? Les présenter sous un seul point de vue, les réduire, pour ainsi dire, en principes, est le but que je me suis proposé. Par là, j'évite à l'élève des recherches souvent longues et pénibles, et en lui traçant les premiers pas qu'il doit faire, il juge des difficultés par l'étendue des connoissances qu'il doit encore acquérir en se livrant à la pratique de la science.

On entend par analyse d'un corps, la séparation de ses molécules constituantes; elle n'agit jamais que sur des substances hétérogènes.

La *première difficulté* qu'on éprouve en voulant analyser, consiste à ne pouvoir opérer une séparation immédiate; on est nécessairement obligé, pour parvenir au résultat, de passer par une sur-composition.

Seconde difficulté. Il ne suffit pas de décomposer, il faut obtenir des produits distincts.

Troisième difficulté. Les produits de l'analyse étant, sous des formes différentes, soit précipités, volatilisés, ou sublimés, il faut des appareils appropriés à chacun d'eux ; il faut de plus coercer le gaz au-dessus d'un liquide, mais quelques-uns se dissolvent dans l'eau, d'autres oxident le mercure, etc. ; il faut donc varier les appareils de manière à pouvoir obtenir les résultats desirés.

Quatrième difficulté. Les masses exerçant une grande influence sur l'action chimique, il est essentiel de bien doser, car sans cela on parviendroit à un résultat contraire.

Je diviserai l'analyse, en analyse des liquides, et analyse des solides.

	EXEMPLES.
1°. Analyse des liquides.	Celle d'un vin frelaté.
	Celle d'une eau minérale.

Supposons qu'on ait ajouté à un vin l'une des substances suivantes ; de l'eau, de l'eau-de-vie, du poiré, des matières colorantes, des alkalis, des terres et de l'oxide de plomb.

1°. Il est difficile de prononcer affirmativement sur la présence de l'eau dans le vin ; cependant, comme l'eau que l'on emploie ordinairement contient du sulfate de chaux, on peut par la dissolution du nitrate de barite, obtenir un précipité qui n'a pas lieu lorsque le vin est naturel.

2°. Quand il n'y a qu'une quantité déterminée d'eau-de-vie dans le vin, on ne peut la reconnoître par la distillation ; car il y a des vins naturels plus spiritueux les uns que les autres, et en général les plus généreux sont aussi les plus spiritueux ; cette quantité est donc très-variable, surtout quand on soumet le vin à la distilla-

tion; en outre la forme des vaisseaux, les divers degrés de calorique, etc. contribuent à favoriser ou à nuire à l'extraction de l'eau-de-vie.

3°. Le poiré. Lorsque par la dégustation on ne peut reconnoître la présence du poiré, il faut employer les moyens suivans; le vin mêlé avec du poiré, ayant toujours une densité plus marquée que celle du vin naturel, l'aréomètre peut être employé avec avantage; On évapore ensuite au bain-marie, dans des capsules de verre, 3 à 4 kilogrammes du vin. Lorsque la liqueur a la consistance d'un sirop clair, on éteint le feu, on couvre les capsules avec un carton, et on laisse l'appareil tranquille, toujours plongé dans le bain, pendant vingt-quatre heures; on décante après le fluide, au fond duquel on trouve quelquefois des cristaux de tartrite acidule de potasse très-bien prononcés; on délaye la liqueur décantée avec une petite quantité d'eau distillée, et en l'évaporant encore au bain-marie, on obtient de nouveaux cristaux; si on répète cette même opération une troisième fois, on parvient à séparer tout le tartrite acidule de potasse, et il ne reste plus qu'un sirop fort épais, ayant une saveur de poiré très-marquée; enfin, en évaporant ce sirop jusqu'à siccité, on aura une matière à demi-transparente, très-sucrée, qui, mise sur les charbons ardens, brûlera en se tuméfiant, et répandra une vapeur fort analogue à celle que produit le corps muqueux sucré, lorsqu'on le soumet à la même expérience.

Ces opérations faites, il faut s'occuper des expériences de comparaison; pour cela, on fait des mélanges de poiré et de vin naturel dans différentes proportions; on procède aussi sur du vin naturel, et en soumettant tous ces

vins aux mêmes épreuves que celui qu'on soupçonne être altéré, on pourra, d'après la comparaison des résultats, se permettre de porter un jugement.

4°. Les matières colorantes. On colore les vins avec ceux de Languedoc et de Roussillon, lorsque les vins n'ont pas la couleur que l'on desire : quelquefois on emploie des matières colorantes végétales, telles que les baies de myrthile, les baies de sureau, celles du troëne, les bois de teintes, etc. On ne connoît guère de procédés certains pour s'assurer de la présence des matières colorantes.

5°. L'addition de l'alkali n'étant faite que pour saturer l'acide développé, il en résulte que le vin doit contenir un acétite de potasse ou de soude, et un tartrite de potasse neutre, au lieu d'un tartrite acidule que l'on trouve ordinairement dans les vins.

Pour reconnoître la présence de la potasse, on doit faire évaporer le vin que l'on soupçonne en contenir ; on continue l'évaporation jusqu'à siccité, et on traite le résidu par l'alcool. L'alcool dissout l'acétite de potasse, et le tartrite de potasse reste dans le résidu ; on fait ensuite évaporer l'alcool qui tient en dissolution l'acétite de potasse ; on verse sur le résidu de l'acide sulfurique ; l'acide acéteux se volatilise, et on obtient un sulfate de potasse, que l'on peut amener sous forme cristalline régulière.

6°. Si le vin a été saturé avec une substance terreuse, on y verse goutte à goutte de la dissolution de carbonate de potasse : aussitôt il se forme un précipité. On peut suivre ensuite, pour les expériences qui restent à faire, celle indiquée pour le vin saturé avec de l'alkali.

7°. L'oxide de plomb demi-vitreux (litharge).

On peut reconnoître la présence de cet oxide par le sulfure de potasse arseniqué, le sulfure d'ammoniaque arseniqué : aussitôt le vin se trouble et prend une couleur noire assez foncée. Suivant le C. *Deyeux*, on ne peut avoir confiance à cette expérience : ce chimiste préfère de faire évaporer jusqu'à siccité une certaine quantité de vin, de mettre le résidu dans un creuset conique, et faire chauffer légèrement; la matière se tuméfie beaucoup et reprend une saveur assez vive et piquante. Dès qu'on s'aperçoit qu'elle ne fume plus, on la rassemble par le moyen d'une spatule de fer, et on la fait tomber dans le fond du creuset. On couvre alors ce creuset, et on lui donne assez de feu pour le tenir rouge pendant un bon quart-d'heure, et on le laisse refroidir dans le fourneau. Quand il est tout-à-fait froid, on le casse avec précaution, et l'on trouve au fond du creuset un culot métallique dont il est facile de reconnoître la nature.

On peut également employer, pour reconnoître la présence du plomb dans le vin, le moyen suivant :

On verse dans la liqueur une quantité suffisante d'hidrogène sulfuré; si elle contient du plomb, on obtient un précipité noir : alors on filtre; on met la matière et le filtre dans un creuset que l'on chauffe fortement. Le sulfure, par la calcination, se décompose, et le plomb reste à l'état métallique. Ce procédé est peut-être préférable, surtout quand les vins ne contiennent qu'une très-petite quantité de plomb, parce qu'il seroit possible qu'en suivant le procédé ci-dessus, on ne reconnût pas la présence d'une très-petite quantité de plomb, qui souvent se trouve disséminée dans la matière charbonneuse.

Analyse d'une Eau minérale.

L'art d'analyser les eaux est peut-être ce qu'il y a de plus difficile en chimie; souvent elles se trouvent composées de six, sept ou huit substances différentes mêlées et confondues, et dont il faut déterminer le caractère et la quantité. Parmi ces substances, il y en a de volatiles, d'autres qui se décomposent dans l'analyse; et quoiqu'on ait beaucoup d'acquis dans la science chimique, on a souvent besoin encore d'une étude particulière, pour ne pas se tromper dans bien des cas. *Bergman* qui avoit senti ces difficultés, a traité cet objet tel qu'on devoit l'attendre de son génie. Sa dissertation est peut-être un chef-d'œuvre dans ce genre, et ne sauroit être trop connue. La belle analyse des eaux d'Enghein, par le C. *Fourcroy*, celle de Plombières, par le C. *Vauquelin*, peuvent encore servir de modèle.

Sans rappeler ici toutes les découvertes particulières qui ont été faites par les modernes pour perfectionner l'analyse des eaux minérales, je prendrai les exemples que j'ai à donner sur cette matière dans les ouvrages des hommes célèbres que j'ai cités. Ces exemples réduits en principes seront suffisans pour l'élève qui a besoin d'avoir des connoissances simples, exactes; en un mot, un mode général d'analyse.

Les substances qui sont tenues en dissolution, et qui sont unies d'une manière plus intime, soit entr'elles, soit avec l'eau, sont:

A. L'air atmosphérique: il existe dans la plupart des eaux, on l'en sépare par l'ébullition, et à l'aide de la ma-

chine pneumatique : elles le reprennent insensiblement dans l'atmosphère.

B. L'acide carbonique : cet acide se trouve aussi dans les eaux, mais en quantité bien différente. Il s'élève avec l'air sous le récipient de la machine pneumatique, et augmente en se dilatant le nombre des bulles ; il donne à l'eau une saveur fraîche et piquante.

C. Le gaz hidrogène : ce gaz s'élève quelquefois des eaux ; cependant il n'y séjourne pas ; il vient du sol et s'étend à leur surface.

D. Les autres acides libres ne s'y rencontrent qu'accidentellement.

E. La potasse y est rarement, et presque toujours, jointe à d'autres substances ; quelquefois engagée dans les acides sulfurique, ou muriatique, et souvent avec l'acide nitrique.

F. La soude y existe au contraire fréquemment, unie ou à l'acide carbonique, ou à l'acide sulfurique, ou à l'acide muriatique.

G. L'ammoniaque que les eaux tiennent quelquefois, leur a été fourni probablement par la décomposition des matières végétales et animales.

H. La barite peut s'y trouver unie à l'acide muriatique.

I. La chaux s'y trouve fréquemment engagée avec les acides, ou carbonique, ou sulfurique, ou nitrique, ou muriatique.

K. La magnésie n'y est pas aussi commune ; on y trouve cependant quelquefois, ou le carbonate de magnésie, ou le sulfate de magnésie, ou le nitrate de magnésie, ou le muriate de magnésie.

L. Le sulfate d'alumine ne s'y rencontre que rarement.

M. Le fer est de tous les métaux celui qu'on y découvre le plus ordinairement, quelquefois à l'état de carbonate, quelquefois en état de sulfate, et de muriate.

N. Le cuivre a été trouvé dans les eaux à l'état de sulfate.

O. L'arsenic y est très-rarement, et sous forme d'oxide.

Les eaux sont encore chargées quelquefois de la matière extractive des substances végétales et animales qu'elles rencontrent dans l'intérieur de la terre; de là vient qu'elles sont sujètes à se corrompre, lorsqu'il y en a une certaine quantité.

On trouve aussi dans les eaux thermales, quelquefois même dans les eaux froides qui tiennent du carbonate de fer en dissolution, un fluide élastique qui se volatilise avec facilité; c'est du gaz hidrogène sulfuré.

D'après *Bergman*, il y a deux manières d'analyser les eaux, par les réactifs, et par l'évaporation, ou distillation; mais en général on doit procéder à-la-fois suivant les deux méthodes.

Il faut encore que la synthèse confirme l'analyse, pour qu'il ne reste aucune incertitude.

D'abord il faut décrire les propriétés physiques de l'eau qu'on analyse : 1°. la vue distingue plusieurs de ces qualités. L'eau peut être limpide, ou d'une couleur obscure, tirant au rouge ou au jaune, ou bleue, ou verte. 2°. Son odeur. 3°. Saveur piquante, amère, austère, styptique, salée, alkaline, enfin métallique. 4°. On ne doit pas négliger d'en prendre la pesanteur spécifique. 5°. Il faut s'assurer de leur température; examiner si elle est la même à la source pendant toute l'année, ou si,

au contraire, elle suit les variations de l'atmosphère ; si elle gèle l'hiver ; si les eaux chaudes ne forment pas de dépôt en se refroidissant ; si après ce refroidissement leur odeur et leur saveur ne sont pas diminuées ou même entièrement détruites. 6°. On ne doit pas négliger les considérations prises des lieux, telles que la situation ; tant par rapport à la géographie naturelle qu'à la géographie politique, le caractère et l'élévation du sol dans les environs. On observera si la quantité d'eau est constante toute l'année ; si elle varie suivant les sécheresses et les pluies ; si elle est stagnante ; si son cours est lent ou rapide, etc. Si ces eaux déposent dans leurs lits des sels, des terres, un oxide de cuivre, ou de fer ; s'il n'y a pas quelque efflorescence saline dans le voisinage ; s'il ne se sublime pas du soufre aux voûtes et dans les canaux ; si elles sortent de terre tranquillement, ou avec une sorte d'ébullition, etc.

Enfin, il est bon de savoir s'il croît des végétaux dans la fontaine même ; quels ils sont, et s'il y a quelques animaux.

Des propriétés physiques on passe à l'action des réactifs. Voyez l'article *Réactifs*, §. V, page 23.

Moyen de reconnoître dans les eaux les Substances volatiles.

On prend une quantité déterminée d'eau qu'on veut analyser, on la met dans une cornue de verre, on y adapte un ballon muni d'un tube recourbé qui va plonger sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique, soit à l'eau, soit au mercure, mais de préférence au mercure ; on pose la cornue sur un bain de sable. Tout étant ainsi disposé, on allume le feu, qui doit être continué jusqu'à

l'ébullition. Le calorique qui pénètre, dégage une quantité de bulles, qui augmentent à mesure que la liqueur s'échauffe; elles traversent le mercure, et se rassemblent au haut du vase. On continue l'ébullition jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de bulles. L'opération achevée, on marque sur le vase le point où se trouve la surface du mercure, afin de prendre la mesure cubique de l'espace qui paroît vide. Le fluide élastique ainsi obtenu, est ordinairement composé en partie d'air atmosphérique, et en partie d'acide carbonique; pour s'en assurer et en déterminer les quantités, voici comme on doit opérer.

On transporte avec précaution la cloche qui contient le fluide dans un vase rempli d'eau de chaux, on le débouche quand il y est plongé, et on agite la masse entière du fluide aériforme, avec l'eau de chaux qui y est entrée. L'eau de chaux s'empare de l'acide carbonique, et il ne reste que l'air atmosphérique, dont on fait la déduction sur le volume total, et on a la quantité précise d'acide carbonique.

On peut aussi déterminer la quantité d'acide carbonique par son poids. A cet effet, on met dans un grand flacon un ou deux kilogrammes de l'eau chargée d'acide carbonique; on le bouche, après y avoir versé de l'eau de chaux par excès. Quand tout le précipité est formé, on sépare la liqueur avec un syphon, ou on filtre sans le contact de l'air; on édulcore, on sèche le précipité, et on juge du poids de l'acide carbonique par celui du carbonate calcaire obtenu.

Pour distinguer l'acide carbonique libre de celui qui peut être engagé dans une base, on répète la même opération sur de l'eau privée d'air atmosphérique par l'ébul-

lition. D'après le calcul, on sait que le carbonate calcaire contient acide carbonique 34, chaux 55, eau 11.

Il s'élève aussi, pendant la distillation, d'autres fluides élastiques; souvent on trouve de l'azote, du gaz hidrogène sulfuré, etc. Dans ce cas, il faut 1°. s'assurer de la présence de l'azote par les couleurs bleues végétales et par l'eau de chaux, qui n'éprouvent aucun changement si le gaz azote est pur; 2°. on décompose le gaz hidrogène sulfuré par le calorique; alors, le soufre se dépose sur les parois de la cloche, et le gaz hidrogène brûle.

L'eau qui se condense dans le récipient, absorbe aussi de ce gaz; souvent elle est trouble, fétide, recouverte d'une pellicule sulfureuse et précipitant en noir les dissolutions métalliques.

De l'Évaporation des eaux.

Quand on a beaucoup d'eau à évaporer, on peut se servir de bains-marie d'étain, plongés dans des cucurbites de cuivre étamé, et l'on entretient l'eau constamment bouillante. Lorsque l'évaporation est avancée, on doit faire usage de capsules de verre ou de porcelaine: il faut aussi avoir attention de couvrir les vases d'une double gaze, attendu que la poussière répandue dans l'atmosphère, les petits flocons de cendre élevés du fourneau, peuvent faire craindre que le résidu ne soit pas pur.

A mesure que l'eau s'évapore, les matières fixes se rapprochent au point qu'enfin elle ne peut plus les retenir toutes. Ces matières se précipitent donc successivement: d'abord celles qui sont plus difficilement solubles, ensuite celles qui exigent le moins d'eau pour leur dissolution.

L'évaporation modérée est celle qui convient le mieux;

une forte ébullition emporte toujours quelque chose, et peut même quelquefois opérer des décompositions.

Il se présente alors divers phénomènes, suivant la nature des substances dont l'eau est chargée. S'il y a du carbonate de chaux et du carbonate de fer, dès que la chaleur passe 64 ou 72 degrés du thermomètre de Réaumur, ils perdent de l'acide carbonique qui les rendoit solubles; ils forment donc une pellicule à la surface où le dissolvant manque d'abord; cette pellicule étant rompue par le mouvement, gagne le fond et s'y dépose tranquillement. Cela vient de ce que la chaux et le fer, quoiqu'indissolubles dans l'eau, lorsqu'ils sont seulement saturés d'acide carbonique, se dissolvent cependant dans une eau abondamment chargée de cet acide; mais cette quantité surabondante ne leur adhère que foiblement et se dissipe pendant l'évaporation.

S'il y a du carbonate de magnésie, il ne se sépare pas tout à-la-fois, mais pendant tout le cours de l'opération jusqu'à l'évaporation à siccité.

Le carbonate de chaux se précipite quand la chaleur approche du degré de l'ébullition, parce que l'eau raréfiée ne peut plus le soutenir.

Le sulfate de chaux se dépose avant tous les autres sels, mais longtemps après le carbonate de chaux et le carbonate de fer.

Il ne faut pas croire cependant que l'on puisse recueillir séparément les diverses substances à mesure qu'elles se présentent : ce moyen d'analyse n'est pas bon. Outre l'embarras causé par les filtrations répétées, il se perd toujours quelque chose sur les filtres. Je crois que l'évaporation jusqu'à siccité est préférable.

Arrivé à ce point, on ramasse exactement le résidu, et on le pèse; souvent le poids de tout ce que l'eau contenoit, ne peut être bien déterminé que par la somme des poids des diverses substances; car la dessication inégale les prive plus ou moins de l'eau de cristallisation. Toutes celles qui peuvent être réduites en cristaux, ne doivent être pesées que dans cet état, parce que c'est ainsi qu'elles existent dans l'eau.

Examen du Résidu non soluble dans l'eau.

On met dans un matras tout le résidu bien desséché; on y ajoute de l'alcool; on l'agite fortement après l'avoir bouché; on laisse reposer quelques heures, et l'on filtre.

On verse sur le résidu huit fois son poids d'eau distillée froide; on agite le mélange, et on filtre après quelques heures de repos.

Enfin, on fait bouillir le résidu pendant un quart-d'heure, dans une quantité d'eau distillée, qui excède quatre à cinq cents fois son poids, et on sépare la liqueur après la filtration.

Après avoir enlevé tous les sels solubles dans l'alcool et dans l'eau, on verse sur le résidu, qui souvent est un mélange de trois ou de plusieurs matières différentes, soit de l'acide acéteux, qui dissout la chaux et le carbonate de magnésie, soit de l'acide muriatique, qui s'empare de même des substances terreuses, et qui laisse le sulfate de chaux.

Si l'on fait évaporer ensuite la liqueur jusqu'à siccité, et que l'on dissolve la masse restante dans de l'eau distillée froide, on peut, en ajoutant de l'ammoniaque, obtenir un précipité de magnésie, s'il y en a dans l'eau; et,

par le carbonate de potasse neutre, on obtient le carbonate de chaux.

Il est nécessaire d'observer ici que l'acide carbonique fourni par la potasse, et qui s'est reporté sur la chaux séparée de l'acide muriatique, remplace celui que cet acide a pu faire dégager du carbonate calcaire, et qu'il doit être évalué dans la quantité de ce sel contenu dans le résidu.

D'après cette opération, il reste encore un résidu, on le fait bouillir dans à-peu-près six cents fois son poids d'eau, et après l'avoir filtrée, on l'examine par tous les réactifs, et spécialement par les liqueurs alkalines, l'acide oxalique, le muriate de barite, les nitrates de mercure et d'argent; moyens qui peuvent indiquer la présence du sulfate de chaux.

Ce qui n'a pas été attaqué par l'acide acéteux et par l'acide muriatique, est de la silice, que l'on peut éprouver par le chalumeau : cette substance a la propriété d'occasionner une effervescence, lorsqu'on la fond avec le carbonate de soude, et de former un verre avec lui.

S'il y a du fer en dissolution dans la liqueur, on peut constater sa présence par un prussiate, soit de chaux, soit de potasse.

Il peut aussi arriver que les eaux tiennent en dissolution du carbonate de barite (ce qui est très-rare); alors on ajoute un peu d'acide sulfurique, qui forme un sel indissoluble, sulfate de barite.

Examen du Résidu soluble dans l'eau.

La dissolution que l'on obtient par l'alcool, peut contenir de la chaux, du muriate de magnésie, du nitrate

de chaux, du nitrate de magnésie, du muriate de magnésie, du muriate de barite, etc. Pour les reconnoître, on évapore jusqu'à siccité; on verse sur le résidu de l'acide sulfurique affoibli, qui peut convertir le tout en sulfate de chaux, ou qui forme un sulfate de magnésie que l'on reconnoît par son amertume et par sa forme cristalline; ou bien, si la base est un mélange de deux terres, il y a une partie de sulfate de chaux et une partie de sulfate de magnésie.

Pour connoître le poids du sel soluble, il faut dissoudre séparément le sulfate de chaux et le sulfate de magnésie, les précipiter par le carbonate de potasse, et peser ce précipité, après l'avoir lavé et séché.

L'alcool est quelquefois chargé d'un peu de sulfate de fer : alors on le sépare de la dissolution par un prussiate; il faut avoir soin de l'étendre d'une suffisante quantité d'eau : la liqueur passe ordinairement du brun au rouge.

Quant à la dissolution par l'eau froide, il faut d'abord essayer de la faire cristalliser à une évaporation douce, ce qui réussit très-bien quand on a séparé les sels déliquescens. Il faut en excepter le muriate de soude, qui se dissout assez facilement dans l'eau froide et dans l'eau chaude, et dont la cristallisation exige une évaporation continue : tous les autres sels prennent facilement des formes régulières.

A mesure qu'il se forme des cristaux, on les fait dessécher sur le papier : alors on examine la figure, la saveur et toutes les autres propriétés qui peuvent indiquer leurs caractères.

S'il s'agit de déterminer, par exemple, si un sel est alkalin, on en juge aisément par sa saveur, par son effer-

vescence avec les acides, et par l'effet des différens réactifs, tels que le papier teint avec le cucurma, avec le tournesol, etc. Si on combine cet alkali avec l'acide acéteux, on voit si c'est de la soude ou de la potasse, en ce qu'il forme avec l'un un sel non déliquescent, et avec l'autre, un sel qui a la propriété de se résoudre en liqueur, lorsqu'il est exposé à l'air.

Si c'est un sel qui ne donne aucun signe d'acidité ni d'alkalinité, et que sa dissolution ne soit troublée par aucun alkali, il faut alors chercher à connoître quel est leur acide et chercher quelle est leur base. L'acide sulfurique se découvre par le muriate de barite, et par l'acétite de plomb. L'addition de l'acide sulfurique concentré dégage du gaz nitreux, et le fait connoître par son odeur et par les vapeurs rouges. L'acide muriatique est de même rendu libre par l'acide nitrique : au reste, l'acide nitrique se reconnoît encore par la propriété qu'ont les nitrates de fuser sur les charbons, et l'acide muriatique par le nitrate d'argent.

Quant aux bases, on peut séparer la potasse par la barite, ou au moyen des doubles affinités. La soude est déplacée par la potasse, ce que l'on reconnoît par la cristallisation. L'ammoniaque est rendu libre par les deux autres alkalis, et on le reconnoît aisément à son odeur.

Si les eaux contiennent du sulfate de soude et du sulfate de magnésie, on les reconnoît à la forme des cristaux.

Le muriate de potasse et de soude donne des cristaux cubiques qui décrépitent au feu : on peut les distinguer aisément en versant dans la dissolution bien saturée, de l'acide tartareux ; on obtient un tartrite de potasse, ce

qui n'arrive pas au muriate de soude, parce que la soude se comporte différemment avec l'acide tartareux.

Si l'addition du carbonate de potasse a fait reconnoître par la précipitation, que la base étoit terreuse, on en détermine ainsi les espèces. La barite forme avec l'acide sulfurique, le sulfate de barite ; la chaux, avec le même acide, le sulfate de chaux ; la magnésie, le sulfate de magnésie ; et l'alumine, le sulfate d'alumine.

S'il y a quelque métal, on s'en aperçoit communément à la couleur. Le cuivre se précipite avec son brillant métallique, sur le fer que l'on plonge dans la dissolution du sel, ou seulement que l'on frotte avec ce sel humecté : il se reconnoît encore à sa couleur bleue par l'ammoniaque et par un prussiate. Le fer se distingue à sa couleur tirant au vert ou au jaune, suivant qu'il est plus ou moins oxidé ; à la saveur, par la teinture de noix de galle et par les prussiates. Le zinc forme avec l'acide sulfurique le sulfate de zinc, est précipité à l'état d'oxide par les alkalis.

Le manganèse donne aussi un sulfate, est toujours noir au dernier terme d'oxidation. S'il est dans les eaux à l'état de carbonate, on calcine d'abord fortement le résidu ; ensuite on verse dessus de l'acide nitrique foible, auquel on ajoute un peu de sucre, et une heure après, on sépare la liqueur par le filtre. La potasse versée dans cette liqueur, y occasionne un précipité blanc qui noircit au feu.

La soude libre ne se sépare qu'imparfaitement du muriate de soude. On peut cependant y parvenir par l'addition d'une suffisante quantité d'acide acéteux ; et, après avoir fait de nouveau cristalliser toute la masse, on peut

obtenir l'acétite formé par l'alcool : il faut avoir soin de ne pas brûler le sel, et de conduire l'évaporation à un feu très-doux. L'alcool ne touche point au muriate de soude, lors même qu'il est mêlé à l'acétite. En distillant l'alcool, et calcinant le résidu pour décomposer l'acétite, on retrouve spécifiquement et sans mélange la soude qui existoit dans la première masse saline; les quantités se vérifient donc ici par soustraction et par addition, et sur la chose même.

On sépare le sulfate d'alumine et le sulfate de magnésie par le moyen du carbonate de chaux : la chaux décomposeroit à-la-fois les deux sels; mais le carbonate de chaux précipite l'alumine du sulfate, et n'a aucune action sur le sulfate de magnésie.

L'Analyse doit être confirmée par la synthèse.

Lorsque, par les procédés qui viennent d'être décrits, on a déterminé le caractère de chacune des matières contenues dans une eau, il ne reste plus, pour en assurer l'analyse, qu'à remêler à de l'eau pure, dans une juste proportion, toutes les substances que l'on y a trouvées. Si cette eau composée donne à l'examen les mêmes résultats, c'est une preuve décisive de l'exactitude de l'opération.

Exemple d'Analyse des solides.

Cet article est extrait d'un travail du C. *Vauquelin*, imprimé dans les *Annales de chimie*. La manière dont ce savant a traité cet objet, le rend indispensable à tous ceux qui veulent avoir des connoissances exactes dans l'art de l'analyse.

On sait que les corps agissent avec d'autant plus d'énergie les uns sur les autres, que leurs parties sont plus divisées; et si cette disposition est nécessaire, dans presque tous les cas, pour opérer des combinaisons chimiques, elle devient indispensable dans celui-ci, où l'on a souvent affaire à des corps qui réunissent, à une dureté considérable, une résistance très-forte à l'action des menstrues. La pulvérisation est donc le premier travail qui doit accompagner l'artiste, et quoique mécanique, il exige des précautions assez grandes.

Quoiqu'une pierre soit très-dure, cependant elle seroit rayée par plusieurs substances, si, avant de les broyer, on ne leur faisoit éprouver un commencement de division. Pour cela on les fait rougir très-fortement dans un creuset, et on les projette, blanches de feu, dans l'eau froide; cette alternative subite les étonne et les éclate dans tous les sens. Si, par cette première opération, elles ne sont pas divisées en fragmens assez petits, on les remet, encore humides, dans le creuset bien rouge; et ainsi, par des passages successifs du chaud au froid, et *vice versâ*, on parvient à les atténuer suffisamment pour être ensuite soumises à la pulvérisation; pour ne pas rayer trop fortement le mortier de silex, on commence par concasser les fragmens obtenus par l'opération précédente, dans un mortier d'acier trempé et poli, dont la concavité presque cylindrique doit être remplie par le pilon, afin qu'il ne puisse rien s'échapper. On broye ensuite grossièrement la matière dans le mortier de silex, en ayant soin de le recouvrir d'une feuille de papier percée au milieu pour le passage du pilon, et de se placer sur une autre feuille de papier, pour que, s'il sautoit quel-

ques parties de la matière, elles ne fussent pas perdues. Lorsqu'on a ainsi pulvérisé grossièrement le corps qu'on veut analyser, on prend une quantité exactement pesée (5 grammes, par exemple), dont on achève la pulvérisation par petites parties qui ne doivent pas excéder un demi-gramme. Cette manière de pulvériser est plus prompte et plus exacte que si l'on opéroit sur de plus grandes quantités, parce que les parties de la matière se trouvent immédiatement entre le mortier et le pilon, et ne peuvent échapper à leur action, en glissant les unes sur les autres, comme dans le cas contraire.

On reconnoît que la pulvérisation est à son *maximum*, lorsque la matière est douce au doigt, qu'elle se pelote, et fait, en quelque sorte, pâte sous le pilon.

Cette opération achevée, on pèse la poussière, pour savoir si elle a augmenté de poids, comme cela arrive presque toujours; l'accroissement de poids avertit suffisamment de la nécessité de connoître, par une analyse préliminaire, la nature de son mortier, pour pouvoir distinguer ses principes et leurs proportions de ceux de la pierre. On emploie aussi avec avantage, pour la division des pierres, l'eau qui, en soutenant suspendue pendant quelque temps les parties les plus fines, laisse précipiter celles qui sont grossières, et permet par là de les soumettre de nouveau à la pulvérisation.

Les vases dans lesquels on expose les pierres à l'action des menstrues, méritent aussi quelques considérations importantes; car, il est évident que s'ils étoient attaqués en même temps que le corps à analyser, les résultats de l'opération se compliqueroient de manière qu'il seroit souvent impossible de démêler ce qui appartien-

droit à chacun d'eux; de là il suit qu'il ne faut pas employer des creusets de terre pour traiter les pierres par les alkalis ni les acides.

Un creuset d'argent fin, forgé, muni de son couvercle et d'une spatule de la même matière, peut servir au traitement des pierres dures par la potasse caustique; mais il exige beaucoup de ménagement dans l'administration de la chaleur qui le fondroit indubitablement, si elle étoit poussée à un trop haut degré. Un creuset de platine réunit toutes les qualités desirables pour cet effet; il résiste à-la-fois à la force du feu, et à l'action des réactifs qu'on a coutume d'employer pour ces sortes d'analyses. Sa contenance doit être d'environ 15 centilitres, son épaisseur, d'un millimètre dans son contour, et de deux à son fond, et ayant un couvercle de la même matière, auquel on fixe trois petites pointes pour l'empêcher de glisser de dessus le creuset; il est utile aussi d'avoir une spatule de platine, d'un décimètre de long, pour remuer les matières en fusion.

Quant aux autres instrumens qui servent aux dissolutions, évaporations, dessications, précipitations, etc. ils doivent être de verre ou de porcelaine. Ces derniers ont sur les autres l'avantage de pouvoir supporter un plus haut degré de chaleur sans se briser, et d'être conséquemment plus économiques. Les capsules de porcelaine dont on se sert, sont des sections de sphères, vernies en dedans et en dehors, à l'exception du fond qui a le contact le plus immédiat de la chaleur.

Le papier qu'on emploie pour filtrer les liqueurs et recueillir les matières qui y sont suspendues doit être très-fin et sans colle, tel est celui que l'on connoît sous le

nom de papier-joseph ; sa surface lisse et polie permet de ramasser plus facilement les matières qui y sont répandues, et ne contient presque rien d'étranger à la matière végétale.

Un filtre de ce papier, de huit centimètres de diamètre incinéré dans un creuset d'argent, n'a laissé pour résidu qu'environ douze milligrammes de matière siliceuse ; ce qui fait tout au plus les neuf milliémes de son poids, car un filtre de cette dimension pèse ordinairement un gramme et un quart.

Les agens qui servent à l'analyse des pierres, ne demandent pas moins de soin ; on conçoit que c'est effectivement de leur pureté parfaite que dépend toute l'exactitude des opérations ; ceux qu'on emploie le plus communément sont les alkalis, les acides sulfurique, nitrique et muriatique, et quelques sels. *Voyez* ces articles pour leurs préparations et la manière de les purifier.

Il est encore quelques autres réactifs dont on peut avoir besoin dans plusieurs circonstances de l'analyse des pierres, telles sont l'hidrogène sulfuré en dissolution dans l'eau, et l'hidrosulfure de potasse.

Du nombre et des propriétés distinctives des terres qui peuvent entrer dans la composition des pierres naturelles.

Jusqu'ici la chimie a distingué huit espèces de terre différentes par leurs propriétés, et qu'on regarde comme simples, parce qu'on n'a pu encore, par aucun moyen connu, les résoudre en élémens plus simples, ni les convertir les unes dans les autres.

Ces terres sont la silice, l'alumine, la zircone, la glu-

cine, la magnésie, la chaux, la strontiane et la barite.

1°. La silice se dissout dans les alkalis caustiques, à l'aide de la chaleur surtout, d'où elle est précipitée par les acides, dont un excès la redissout. La dissolution de cette terre dans les acides, se prend en gelée par l'évaporation; et lorsqu'elle a été desséchée, elle devient insoluble dans ces menstrues, ce qui fournit un bon moyen de la séparer des autres terres : dans cet état elle est blanche, grenue, sèche au toucher et parfaitement insipide.

2°. L'alumine se dissout également dans les alkalis fixes et dans les acides, dont elle ne se sépare point, comme la silice, par l'évaporation; elle retient l'eau avec force, et ses parties s'agglutinent et se rapprochent par la chaleur; dans cet état elle est blanche, demi-transparente, sonore et happant à la langue. La combinaison de l'alumine avec l'acide sulfurique donne, par l'addition de quelques gouttes de sulfate de potasse, des cristaux octaèdres d'alun.

3°. La zircone n'est point attaquée par les alkalis caustiques, mais les acides la dissolvent lorsqu'elle est très-divisée, et non quand elle a été fortement calcinée. Elle forme, avec l'acide sulfurique, un sel insoluble; elle adhère foiblement à tous les autres acides qu'elle abandonne à un degré de chaleur très-modéré; enfin, étant très-divisée, elle se dissout dans les carbonates alkalins complétement saturés d'acide carbonique.

Lorsqu'elle est pure et qu'elle contient encore de l'eau, elle a une légère couleur jaune de paille, une demi-transparence, une cassure vitreuse comme celle de la gomme arabique; mais quand elle a été calcinée dans un creuset,

elle est blanche, opaque, rude au toucher, et ne se dissout plus que très-difficilement dans les acides.

4°. La glucine se dissout, comme l'alumine, dans les alkalis et les acides, mais elle se dissout de plus dans le carbonate d'ammoniaque, et ne fournit point d'alun avec l'acide sulfurique et la potasse. Les sels qu'elle forme avec les acides sont très-sucrés. Lorsqu'elle est sèche, elle est d'un beau blanc, très-légère, douce au toucher, et sans saveur; ses parties ne s'agglutinent pas par la chaleur comme celles de l'alumine.

5°. La magnésie s'unit à tous les acides, et forme avec eux des sels très-solubles et amers. Elle n'est point précipitée de ses dissolutions par le carbonate de potasse complétement saturé d'acide carbonique, et l'ammoniaque ne la précipite qu'en partie. Elle n'est point du tout dissoluble dans les alkalis caustiques, et elle a beaucoup d'affinité avec l'alumine. Quand elle est pure, elle a une couleur blanche, une grande légéreté, point de saveur ni de dissolubilité dans l'eau.

6°. La chaux se combine aux acides avec lesquels elle forme des sels tantôt solubles, tantôt insolubles; elle ne se dissout point dans les alkalis, elle se dissout dans l'eau: sa dissolution est troublée par l'acide carbonique, et nullement par l'acide sulfurique. Elle n'est point précipitée de ses dissolutions par l'ammoniaque, et elle précipite toutes celles qui précèdent. Dans son état de pureté, elle a une saveur âcre et caustique, s'échauffe avec l'eau, et sa dissolution dans ce fluide ne cristallise point.

7°. La strontiane se combine aisément aux acides, et forme, avec l'acide sulfurique, un sel peu soluble; elle se dissout très-abondamment dans l'eau chaude, et sa

dissolution cristallise, par le refroidissement, en très-beaux cristaux qui se groupent à-peu-près comme ceux du sel ammoniac : le sulfate de chaux produit un précipité dans sa dissolution. Sa combinaison avec l'acide muriatique, dissoute dans l'alcool, brûle avec une flamme purpurine : cette terre a une saveur très-âcre, et s'échauffe fortement avec l'eau.

8°. La barite a beaucoup de propriétés communes avec la strontiane, dont on ne peut facilement la distinguer que parce qu'elle est plus soluble dans l'eau froide et que sa combinaison avec l'acide muriatique n'est que peu soluble dans l'alcool, à la flamme duquel il ne communique point de couleur purpurine ; car du reste elle cristallise par le refroidissement de sa dissolution; elle a une saveur âcre, s'échauffe avec l'eau, forme un sel insoluble avec l'acide sulfurique, et décompose les sulfates et carbonates alkalins, comme la strontiane, seulement avec des phénomènes qui diffèrent par des nuances imperceptibles pour ceux qui n'ont pas une grande habitude dans les travaux chimiques.

De l'Analyse proprement dite.

Lorsque les instrumens et les matières nécessaires à l'analyse des pierres ont été préparés comme il convient, on commence le travail ; mais avant d'entrer dans les détails qu'il exige, il est à propos de parler du nombre des terres qu'on a trouvées dans la composition d'une seule pierre, et de celles qui se rencontrent le plus souvent ensemble.

Quoiqu'on ne puisse pas nier, à la rigueur, que toutes les terres peuvent entrer dans la composition d'une seule

pierre, l'on peut au moins soupçonner, d'après ce que l'on connoît déjà, que si le cas est possible, il doit être très-rare ; il est vraisemblable que s'il avoit lieu quelquefois, on en auroit trouvé des exemples dans le nombre considérable de fossiles soumis jusqu'ici à l'essai.

Le cas le plus compliqué qu'on ait encore observé dans une véritable combinaison terreuse, c'est celui où il y a quatre terres, auxquelles sont souvent joints un ou plusieurs oxides métalliques, qui n'y paroissent que mélangés et accidentels.

Celles de ces terres, le plus communément réunies ensemble, sont la silice, l'alumine, la chaux et la magnésie; et presque partout où il y a de l'alumine, se trouve en même temps quelque oxide métallique. La silice et l'alumine se trouvent quelquefois pures et isolées dans la nature ; elles sont réunies dans les topazes ; la silice est unie à la magnésie dans le péridot; l'alumine est combinée à la même terre dans le rubis; la silice, l'alumine et la chaux entrent dans la composition du grenat ; à ces trois terres se joint la magnésie dans le pechstein de Mésnilmontant, le talc, etc.; la glucine se trouve associée à la silice, l'alumine et à la chaux dans l'émeraude et le béril ; la zircone compose, avec la silice, le jargon et les hyacinthes du Ceylan.

La barite et la strontiane n'ont pas encore été trouvées dans aucune combinaison terreuse; et, quoiqu'elles y aient été annoncées par plusieurs chimistes, on peut se permettre d'en douter.

Si toutes les terres ne se sont pas encore offertes jusqu'à présent dans une seule combinaison, il faut en conclure qu'elles ne se sont pas rencontrées ensemble dans les pro-

portions et conditions convenables; ou, ce qui est plus vraisemblable, qu'il s'établit entr'elles plusieurs sommes d'affinités, qui déterminent des combinaisons particulières, et qui s'opposent à une combinaison générale.

C'est pour cette raison que le C. *Vauquelin* s'est abstenu de donner une méthode qui auroit pour but de séparer toutes les terres supposées unies dans une seule substance : car, en même temps qu'elle seroit difficile et encore peu certaine, elle seroit inutile pour le temps où nous sommes. Il s'est donc borné seulement au plus grand nombre de combinaisons connues, en commençant par les plus simples.

Il y a souvent avec les terres, dans la composition des fossiles terreux, des oxides métalliques qui leur communiquent leurs couleurs; ceux qu'on y rencontre le plus communément, sont l'oxide de fer, de manganèse, de chrôme, de nickel et de cuivre, auxquels il faut avoir égard pour les moyens analytiques à employer.

De la fusion des pierres par la potasse.

A. Les pierres dont le rapprochement ou la nature des parties s'oppose à l'action des acides, sont traitées ordinairement par les alkalis caustiques. Pour cela, on prend communément cinq grammes un tiers, ou cent grains de la pierre subtilement broyée, et on la fait rougir dans un creuset de platine ou d'argent, avec seize grammes de potasse caustique, en ayant soin d'ajouter un peu d'eau, pour que la potasse, en se dissolvant aux premiers degrés de chaleur, pénètre facilement et également toutes les parties de la pierre, et qu'aucune n'échappe à son action; mais, dans ce cas il faut chauffer doucement

et remuer continuellement, pour éviter que la potasse, en se boursoufflant lorsqu'elle vient à s'épaissir, ne sorte avec la pierre hors du creuset. Lorsque toute l'humidité est dissipée, et qu'il n'y a plus de gonflement, une demi-heure ou trois quarts d'heure d'un bon feu, sont suffisans pour que la pierre soit complétement attaquée.

Il se présente souvent, pendant et après la fusion, des phénomènes qui annoncent quelle est la nature dominante de la pierre, et mettent l'artiste sur la voie qu'il faut prendre pour l'analyse. Ces signes sont les degrés de fusion plus ou moins complète, et la couleur qu'a pris la matière par cette opération.

Si le mélange a présenté une fonte liquide, on peut être certain que la silice domine dans le fossile; si, au contraire, la fonte, malgré la chaleur, est restée pâteuse et opaque, à coup sûr, les autres terres surabondent; enfin, si la matière reste sous la forme d'une poussière grumeleuse dont le volume ait beaucoup augmenté, c'est un signe de la prédominance de l'alumine: c'est ce qui arrive avec le rubis, le saphir, les topazes, et en général, avec toutes les pierres alumineuses.

Si la matière a une couleur vert sombre ou brunâtre, c'est assez ordinairement l'annonce de la présence de l'oxide de fer; la couleur vert d'herbe clair, est une preuve certaine de l'existence du manganèse, surtout si elle se communique à l'eau dans laquelle on délaye la matière; la couleur jaune-verdâtre, ou mer-d'oie, indique assez sûrement l'oxide de chrôme.

Le creuset retiré du feu, on le place, après l'avoir nétoyé à l'extérieur, dans une capsule de porcelaine, et on le remplit d'eau, qu'on renouvelle de temps en temps,

jusqu'à ce que la matière qu'il contient en soit entièrement détachée.

Ici, l'eau dissout une partie de la combinaison de la potasse avec la silice et l'alumine, si ces deux terres existent dans la pierre, et elle en dissoudroit même la totalité, si elle étoit en quantité suffisante.

On dissout ensuite la matière ainsi délayée, avec de l'acide muriatique : on remarque, au commencement de la dissolution, une précipitation très-abondante de matière floconneuse, qui étoit tenue en dissolution par l'alkali dont s'empare l'acide ; ensuite, une effervescence due à la décomposition du carbonate alkalin, formé pendant et après la fusion, et la redissolution simultanée du précipité formé ; enfin, la dissolution de la portion de matière non dissoute dans l'eau, et qui étoit restée au fond sous la forme de poussière, laquelle, si elle n'est formée que de silice et d'alumine, ne produit aucune effervescence et en occasionne une plus ou moins vive, si elle contient de la chaux.

Si la liqueur prend une couleur rouge-pourpre par la dissolution de la matière dans l'acide muriatique, c'est une seconde preuve de la présence de l'oxide de manganèse ; la couleur rouge-orangé dépend du fer, et la couleur jaune d'or dépend du chrôme. La blancheur de la dissolution annonce que la pierre ne contient point d'oxide métallique, ou n'en contient que très-peu.

Lorsque la dissolution de la matière est complète, on la fait évaporer à siccité sur un bain de sable, dans une capsule de porcelaine couverte d'un papier, pour éviter l'accès des corps étrangers ; mais s'il reste quelque chose qui ne veuille pas se dissoudre, malgré l'excès d'acide et

l'aide de la chaleur, cela démontre que la totalité de la pierre n'a pas été attaquée; alors, il faut filtrer et refondre ce résidu comme auparavant, ou le mettre pour le déduire de la somme de matière employée.

Lorsque l'évaporation arrive vers sa fin, la liqueur se prend en gelée, et c'est le moment où il faut remuer continuellement la matière avec un pilon de verre ou de porcelaine, pour faciliter le dégagement des dernières portions d'eau et d'acide; et, pour qu'en mettant alternativement toutes les parties de la matière en contact avec l'air et les parois de la capsule, les unes ne soient pas trop desséchées et les autres pas assez.

Sans cette précaution indispensable, on courroit les risques d'avoir dans la silice une portion inconnue d'alumine abandonnée par l'acide, et parmi l'alumine, de la silice retenue en dissolution par l'acide qui n'auroit point eu assez de chaleur pour être séparé; à la vérité si les quantités de chacune de ces terres étoient égales, cela n'apporteroit aucun changement dans les proportions; mais on conçoit que ce cas doit être extrêmement rare.

B. Lorsqu'à l'aide d'une chaleur douce, on a réduit la matière en poudre presque sèche, on l'étend d'une grande quantité d'eau distillée; et, après avoir fait chauffer légérement, on jette le tout sur un filtre; on lave la poudre restée sur le papier, jusqu'à ce que les dernières portions d'eau ne précipitent plus la dissolution d'argent. Cette poussière est la silice : elle doit être d'abord séchée entre des papiers brouillards sur un poêle ou dans une étuve, rougie ensuite dans un creuset de platine, et pesée encore chaude. Cette substance doit être blanche, en poudre fine; ne s'attachant point aux doigts, entièrement inso-

luble dans les acides; si elle étoit colorée, elle contiendroit quelques traces d'oxide métallique, et ce seroit une preuve que la chaleur auroit été trop forte vers la fin de l'évaporation. Pour la dépouiller de cet oxide métallique, il faudroit la faire bouillir avec un acide un peu concentré, la laver et la sécher comme la première fois. D'une part, on réunit la dissolution de cet oxide métallique avec la liqueur qui contient tous les autres principes, parce qu'elle peut en même temps contenir de l'alumine.

C. La dissolution (A) doit être réduite par l'évaporation, sous le volume d'environ un demi-litre, et précipitée ensuite complétement par une solution de carbonate de potasse ordinaire; il est bon de faire bouillir quelques instans, afin qu'il ne reste rien de ce qui appartient à la pierre en dissolution dans la liqueur. On laisse rassembler le dépôt, et, après avoir décanté le liquide, on le remplace par un peu d'eau, et on met le tout sur un filtre. Lorsque l'eau est écoulée, on place le filtre sur quelques doubles de papier-joseph, pour que la matière s'égoutte et prenne un peu plus de consistance. On la recueille ensuite avec un couteau d'ivoire, et on la fait bouillir avec une dissolution de potasse caustique dans une capsule de porcelaine. Si cette matière contient de l'alumine ou de la glucine, elles seront dissoutes; et les autres, ainsi que les oxides métalliques, ne le seront pas. On se sert communément de l'ammoniaque pour précipiter l'alumine avec les oxides métalliques; mais ce réactif a l'inconvénient de précipiter en même temps une portion de chaux quand il s'y en trouve, à cause de l'affinité qu'exerce sur elle l'alumine; et cette nouvelle combinaison a la propriété de se dissoudre dans la potasse,

lorsqu'on vient à séparer l'alumine des oxides métalliques, ce qui peut causer une erreur assez considérable.

L'ammoniaque qui ne précipite point la magnésie quand sa dissolution contient un excès d'acide suffisant, ou qui ne la précipite qu'en partie de ses dissolutions neutres, la sépare entièrement de ses dissolvans, lorsqu'il y a en même temps de l'alumine en dissolution, par la même raison qu'elle précipite la chaux; tandis que, quand toutes ces terres sont précipitées par un carbonate alkalin, elles s'unissent de préférence à l'acide carbonique qui s'oppose à toute combinaison particulière entr'elles, et l'alumine et la glucine, s'il y en a, se dissolvent seules dans la potasse caustique.

D. La dissolution de l'alumine dans la potasse (C), doit être sursaturée par un acide : c'est-à-dire, qu'on en ajoute assez pour saturer l'alkali et reprendre l'alumine séparée. On mêle à cette dissolution du carbonate d'ammoniaque, dont on met une surabondance sensible à l'odorat : par ce moyen, l'alumine sera entièrement précipitée sous la forme de flocons blancs, et la glucine complétement dissoute, si la quantité de carbonate d'ammoniaque est suffisante.

On filtre la liqueur pour recueillir sur le papier l'alumine précipitée qu'on lave ensuite avec de l'eau distillée : on la fait calciner et on la pèse. On reconnoît que c'est de l'alumine, si, après l'avoir dissoute dans l'acide sulfurique, et mêlé à sa dissolution une quantité suffisante de sulfate de potasse, elle se convertit entièrement en alun.

La glucine s'obtient en faisant bouillir pendant quelque temps la liqueur (B), dont l'alumine a été séparée : si elle contient des traces plus ou moins abondantes de

cette terre, elle se trouble et dépose une poussière grenue, volumineuse et conséquemment légère, dont on prend le poids après la calcination. Voyez ci-dessus les caractères distinctifs de cette terre.

E. Si, après l'action de la potasse, il y avoit un résidu, il pourroit être formé de chaux, de magnésie et d'un ou plusieurs oxides métalliques, ceux de zinc et d'étain exceptés; car ils sont solubles dans la potasse caustique; mais ils ne se rencontrent presque jamais dans les pierres.

En supposant que ces différentes matières existassent dans le résidu, il faudroit le traiter avec l'acide sulfurique étendu, jusqu'à ce qu'il ne se produisît plus d'effervescence, car le tout seroit à l'état de carbonate. On fait ensuite évaporer à siccité, afin de chasser l'excès d'acide qu'on pourroit y avoir mis, et on délaye ensuite la matière dans une petite quantité d'eau. Les sulfates métalliques, ainsi que celui de magnésie, se dissolvent, et le sulfate de chaux, presqu'insoluble, reste à l'état solide. Après l'avoir fait rougir fortement dans un creuset, son poids fait connoître la quantité de chaux : ainsi calciné, il est composé de 41 de chaux et de 59 d'acide sulfurique.

F. Les autres matières, dissoutes par l'acide sulfurique, pourroient être de la magnésie, des oxides de fer, de manganèse, de chrôme et de nickel, les seuls qu'on ait rencontrés dans les pierres, et presque jamais ensemble. Pour séparer ces substances les unes des autres, il faut étendre leur dissolution d'une grande quantité d'eau, y ajouter un léger excès d'acide, et y verser ensuite une dissolution de carbonate de potasse, saturé d'acide carbonique; par là, les oxides de fer, de chrôme et de nickel sont précipités, tandis que la magnésie et l'oxide

de manganèse resteront en dissolution dans l'acide carbonique.

On séparera l'oxide de manganèse de la magnésie, en mettant dans leur dissolution de l'hidro-sulfure bien saturé d'hidrogène sulfuré; l'hidrogène sera précipité à l'état d'hidro-sulfure, et la magnésie restera en dissolution. On pourra ensuite séparer la magnésie par un alkali caustique, et en prendre le poids après l'avoir lavée et rougie. Pour connoître le poids du manganèse, il faut le calciner avec le contact de l'air, pour en chasser l'hidrogène sulfuré. Le manganèse est reconnoissable par la couleur brune-noirâtre qu'il prend par la calcination, par la production d'acide muriatique oxigéné avec l'acide muriatique ordinaire, et par la couleur violette qu'il communique au borax par la fusion.

H. Il reste maintenant à séparer les oxides de chrôme, de fer et de nickel; on y parvient en les faisant bouillir avec de l'acide nitrique à plusieurs reprises, afin d'acidifier l'oxide de chrôme, et l'on traite ensuite leur mélange par la potasse caustique, que l'on fait chauffer pendant quelques instans avec : on étend l'eau, on décante la liqueur, et on lave jusqu'à ce que l'eau n'enlève plus rien. Si l'on veut ensuite convertir l'acide chrômique à l'état d'oxide, on sature sa dissolution dans la potasse par l'acide muriatique qu'on met en excès; on fait évaporer de nouveau jusqu'à ce que la liqueur ait pris une couleur verte; alors en précipitant par un alkali caustique, on a l'oxide de chrôme, parce que l'acide muriatique lui aura enlevé la portion d'oxigène qui le mettoit à l'état d'acide.

L'oxide de chrôme se fera reconnoître : 1°. par sa cou-

leur verte qu'il communique au borax; 2°. par son acidification par l'acide nitrique; 3°. par la couleur rouge qu'il prend après cette conversion; 4°. par sa combinaison avec la potasse, qui précipite le plomb en jaune, le mercure en rouge-rosé, et l'argent en rouge-carmin.

J. Quant aux oxides de fer et de nickel, on les dissout dans l'acide muriatique, et on y met de l'ammoniaque jusqu'à ce qu'il y en ait un excès sensible à l'odorat. Cette substance alkaline ayant la propriété de dissoudre l'oxide de nickel, et de prendre par là une couleur bleue particulière, laissera précipiter l'oxide de fer qui sera lavé, séché et pesé. On obtient l'oxide de nickel par l'évaporation de l'ammoniaque qui le tient en dissolution.

Cet oxide métallique est facile à distinguer de tous les autres par sa couleur vert-pomme, sa dissolubilité dans l'ammoniaque, auquel il communique une couleur bleue tirant sur le pourpre, et par la couleur d'hyacinthe qu'il donne au borax.

Il est inutile d'indiquer des caractères pour reconnoître la présence du fer, ses propriétés sont trop connues de ceux mêmes qui commencent l'étude de la chimie.

Le C. *Vauquelin* a supposé, dans la pierre dont on vient d'exposer les moyens d'analyse, un beaucoup plus grand nombre de substances qu'il ne s'en trouve ordinairement dans chaque espèce de ces minéraux, mais il l'a fait à dessein pour éviter les redites, et n'être pas obligé de revenir à plusieurs reprises sur chacune d'elles.

Lorsqu'on a séparé, par les moyens qui ont été détaillés plus haut, les différens principes contenus dans une pierre; qu'on les a bien purifiés, lavés et séchés, l'on réunit leurs poids respectifs, et l'on en forme un total que

l'on compare à la somme de matière employée. Si ce total de poids égale ou ne diffère de la quantité de la substance analysée que de deux à trois centièmes, on peut être sûr que l'analyse a été bien faite ; mais si la perte est plus considérable, c'est une preuve qu'une portion d'un ou de plusieurs des principes a été perdue, et il faut alors la recommencer. Si, malgré l'exactitude et l'attention qu'on doit apporter à ces sortes de travaux, on éprouve une seconde fois le même déficit, c'est une marque certaine que la pierre contient quelques substances volatiles ou solubles dans l'eau ; alors il faut la traiter par une autre voie, pour découvrir ce principe et reconnoître sa nature.

On commence par concasser la pierre en très-petits morceaux ; on la fait rougir ensuite, le plus fortement qu'il est possible, dans une cornue de porcelaine munie d'un récipient : si elle contient de l'eau de cristallisation, ou tout autre corps volatil, il s'arrêtera dans le récipient, et l'on en recherchera le poids et la nature. Mais si la pierre n'éprouve point de perte par cette opération, ou si elle n'en éprouve qu'une éloignée de celle que l'on a eue par l'analyse, il sera vraisemblable qu'elle contiendra une substance soluble dans l'eau.

Comme la potasse se trouve dans un grand nombre de pierres, on peut soupçonner avec assez de vraisemblance, quand on a eu une certaine perte, que c'est cette substance alkaline qui en est la cause ; alors il faut, après avoir pulvérisé la pierre d'une manière impalpable, la faire bouillir à plusieurs reprises dans un creuset de platine, avec cinq à six fois son poids d'acide sulfurique très-concentré et très-pur. Il faut pousser la chaleur un peu fortement sur la fin de l'opération, pour chasser l'excès d'acide, en

prenant garde cependant qu'elle ne soit capable de décomposer les sels qu'on a formés avec les parties de la pierre qui en sont susceptibles.

Alors on délaye la matière dans l'eau bouillante; on lave le résidu jusqu'à ce qu'il n'ait plus de saveur, et après avoir filtré la liqueur, on la fait évaporer jusqu'à siccité, afin d'en séparer les restes d'acide qui pourroient s'y trouver encore, et qui auroient pu échapper à la première dessication.

La matière ayant été desséchée, comme il vient d'être dit, on délaye dans l'eau, avec laquelle on la fait bouillir pendant quelques minutes; on filtre ensuite la liqueur, et on la fait évaporer jusqu'au point qui paroît le plus convenable à la cristallisation. Si la pierre dont il s'agit, contient de la potasse et en même temps de l'alumine, la liqueur ci-dessus fournira indubitablement une quantité d'alun relative à celle de l'alkali, et on connoîtra à très-peu près la proportion de ce dernier en prenant le dixième de la somme de l'alun obtenue. Mais il pourroit arriver que cette pierre ne contînt pas assez d'alumine pour saturer toute la potasse, et donner la quantité d'alun dont elle seroit susceptible. Dans ce cas, il faudroit mêler à la liqueur, une certaine quantité d'alumine pure, dissoute dans l'acide sulfurique : alors, s'il reste encore de la potasse, elle s'unira au sulfate d'alumine, et déterminera la cristallisation d'une nouvelle quantité d'alun.

Une observation à laquelle il faut toujours avoir égard, c'est qu'on ne doit jamais se hâter de conclure qu'il n'y a pas de potasse dans un fossile, parce qu'il ne s'est pas présenté d'alun aussitôt que la liqueur suffisamment évaporée est refroidie; car ce n'est souvent qu'au bout de

plusieurs jours, et même quelquefois après plusieurs semaines, que ce sel paroît, surtout quand il n'existe qu'en petite quantité.

Il arrive aussi, et c'est le cas le plus commun, que l'alumine des fossiles surpasse de beaucoup la quantité de potasse qui y existe en même temps, et qu'il reste dans la liqueur une grande quantité de sulfate d'alumine simple, qui, par une évaporation poussée trop loin, donne au liquide une densité qui empêche l'alun de cristalliser, en opposant à la réunion de ses molécules une trop grande résistance.

Il faut aussi avoir l'attention, lorsqu'on abandonne à la cristallisation la liqueur évaporée, pour en obtenir l'alun, de la couvrir soigneusement, afin que la poussière et les vapeurs ammoniacales ne puissent s'y introduire, parce qu'elles ne manqueroient pas d'y former de l'alun, qu'on attribueroit à tort à l'alkali de la pierre. Si l'on veut s'assurer que l'alun obtenu d'une substance quelconque, contient véritablement de la potasse, on la dissoudra dans l'eau, on versera dans la dissolution de l'eau de barite jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité; et, après avoir filtré la liqueur, on fera évaporer jusqu'à siccité; s'il y a, comme cela doit avoir lieu, une portion de barite excédante, elle se sera précipitée, pendant l'évaporation, à l'état de carbonate; et, en redissolvant le résidu dans une petite quantité d'eau, on aura la potasse pure et facile à reconnoître par ses propriétés alkalines, etc. L'on pourra, si l'on veut, la combiner à l'acide nitrique, pour savoir si elle donnera du salpêtre, qui est également facile à distinguer de tous les autres sels.

Si, malgré la perte qu'on auroit éprouvée dans l'analyse

d'une pierre par la potasse, on n'obtenoit pas d'alun par l'acide sulfurique, il faudroit en rechercher la cause dans d'autres substances, ou dans quelques défauts du procédé. Il se pourroit, par exemple, qu'une pierre contînt de la soude, qui, comme la potasse, occasionneroit une perte dans l'analyse ordinaire, mais qui ne formeroit point d'alun comme cette dernière. On pourra s'assurer de l'existence de ce dernier alkali, en décomposant, au moyen de l'ammoniaque, la liqueur obtenue du fossile traité par l'acide sulfurique, et en calcinant ensuite le sel qui en proviendra, dans un creuset de platine. Le sulfate d'ammoniaque se volatilisera et celui de soude restera : en dissolvant ce sel dans l'eau, on l'obtiendra cristallisé, et facilement reconnoissable dans cet état. Il arrive quelquefois que les pierres qui ont donné un déficit à l'analyse par la potasse, quoique extrêmement divisées, ne se laissent point attaquer par l'acide sulfurique le plus concentré et élevé au degré de l'ébullition ; dans ce cas, il faut avoir recours à la soude, qui, comme la potasse dissout la silice et l'alumine. Ainsi après avoir décomposé le fossile par cet alkali, on délaye dans l'eau la masse qui en résulte ; on la sature ensuite par l'acide sulfurique et l'on fait évaporer la liqueur à siccité ; on redissout le résidu dans l'eau, pour en séparer la silice, et on fait évaporer de nouveau. D'abord une partie du sulfate de soude cristallise, comme étant le plus abondant dans la dissolution ; l'alun se présente ensuite par une seconde évaporation, si la pierre contient de la potasse et de l'alumine.

Cette méthode, dit le C. *Vauquelin*, m'a très-bien réussi pour plusieurs pierres que je n'avois pu entamer par l'acide sulfurique, quoiqu'elles m'eussent donné un

grand déficit par l'analyse ordinaire, et qu'elles contiennent véritablement de la potasse; ainsi que ce procédé me l'a démontré.

Un caractère qui est encore très-bon pour reconnoître la présence de la potasse dans les minéraux, c'est de mêler à une dissolution un peu concentrée de muriate de platine, le sel obtenu de leur décomposition par un acide quelconque, soit qu'ils aient été traités immédiatement par ses menstrues, soit qu'on les ait attaqués préalablement par la soude; parce que les sels formés par ce dernier alkali, ne précipitent point les sels de platine. Si le minéral contient de la potasse, il se formera dans le mélange un précipité rouge-rosé, qui est un sel triple composé d'oxide de platine, d'acide muriatique et de potasse.

L'ammoniaque produit, à la vérité, les mêmes effets que la potasse sur la dissolution de platine, mais il est rare que cet alkali se rencontre dans les minéraux, et je ne sache pas qu'on l'y ait encore trouvé, si ce n'est dans les mines d'alun qui ont été calcinées par l'incendie des charbons de terre.

Analyse de la Calcédoine du Creusot.

Expériences préliminaires.

On a vu que le principal objet de cette suite d'expériences avoit été de faire connoître en détail toutes les opérations qui préparent successivement la conclusion d'une grande analyse minérale. Cependant je crois devoir ajouter ici celle de la calcédoine du creuzot, faite par le C. *Guyton*; en la publiant, ce célèbre chimiste a eu en vue d'offrir dans cette analyse, un exemple de la suite

des opérations que ces recherches exigent. Elle y est présentée dans la forme d'un extrait de journal, il y a joint une table qui en contient le résumé, dans l'intention d'ajouter à l'utilité de cette description, et en même temps pour guider ceux qui entrent dans la carrière.

On a pris dix grammes de fragmens de cette pierre, on les a fait rougir dans un creuset couvert, à un feu de forge de 34 degrés pyrométriques de *Wedgwood*. On a observé, après le refroidissement, que la transparence des bords étoit détruite, que la couleur verte avoit entièrement disparu. On n'y apercevoit plus que des taches violacées et d'un brun foncé.

Ces fragmens repesés, n'avoient perdu que sept milligrammes, *ed*, environ le 1,400e. de leur poids.

Ces mêmes fragmens, chauffés de nouveau, éteints dans l'eau, et pulvérisés, ont été tenus en digestion dans l'acide nitrique, pendant trois heures, à une forte chaleur.

La liqueur a été essayée par l'ammoniaque, pour y chercher les traces du cuivre que l'on y avoit soupçonné. Il n'y a eu aucune apparence de bleu, mais un précipité blanc-jaunâtre, en flocons, fort abondant.

Une portion de la dissolution a été étendue d'eau; on y a plongé une lame de fer bien nette, il ne s'est pas déposé un atome de cuivre à sa surface.

Le prussiate de potasse versé dans une autre portion de la liqueur, y a occasionné un précipité bleu très-abondant, et d'une nuance très-décidée, même dès les premières gouttes.

Une dernière portion de la même liqueur a pris un coup d'œil blanchâtre lorsqu'on y a laissé tomber quel-

ques gouttes de dissolution d'oxalate saturé de potasse, et il s'y est formé, au bout de quelques heures, un léger dépôt.

Notes des préparations, opérations et résultats de l'Analyse.

A. On a choisi plusieurs éclats de la même pierre dans les parties les plus également colorées en vert; ils ont été chauffés au rouge-blanc, et jetés dans l'eau froide pour en faciliter la pulvérisation.

Ils ont été réduits en poudre dans un mortier de jaspe agate, ou pierre agatine jaunâtre, le pilon de même matière.

La poudre passée à un tamis de soie très-serré a été jugée assez fine pour l'objet de cette analyse.

On en a formé un poids docimastique de 500 centigrammes (94,205 grains).

B. Cette poudre a été mêlée avec le double de son poids de carbonate de soude effleuri. Le tout a été mis dans un creuset de platine, exposé d'abord à un feu doux, pour que l'eau de cristallisation du sel pût s'évaporer sans bouillonnement, ensuite poussé jusqu'au commencement de fusion.

C. Le creuset refroidi, et bien essuyé à l'extérieur, a été placé dans une grande capsule de verre, on l'a arrosé d'eau distillée bouillante.

D. La liqueur et le résidu non dissouts ont été jetés sur le filtre, et le résidu édulcoré par de nouvelle eau chaude.

E. La liqueur et les eaux d'édulcorations ont été réunies et conservées dans un vase couvert.

F Le résidu séché simplement à l'air pendant plusieurs jours, pesoit 369 centigrammes.

G. Ce résidu a été mis dans un petit matras de verre; on a versé dessus deux centilitres d'acide nitrique, dont la pesanteur spécifique étoit de 1,137; on a fait digérer au feu de sable et poussé à siccité.

H. On a remis dans le matras pareille quantité du même acide, et on l'a tenu pendant une demi-heure en digestion.

I. La dissolution H a été jetée sur le filtre; et la matière non dissoute arrosée d'eau chaude jusqu'à édulcoration : le filtre pesoit 21 décigrammes.

J. Le résidu de la filtration I a été séché avec le filtre sur un têt, au bain de sable; le poids du filtre déduit, le résidu s'est trouvé de 356 centigrammes.

B^2. On a retraité ce résidu avec le double de son poids de carbonate de soude, au creuset de platine, comme la première fois : seulement on a commencé par dessécher le sel dans le creuset; puis il a été mêlé, tout chaud, avec le résidu pulvérulent, dans le mortier d'agate : ce qui a permis de brusquer le feu, sans craindre la dispersion par le bouillonnement.

C^2. Le creuset refroidi a été plongé dans l'eau bouillante.

D^2. La liqueur et le résidu non dissous ont été jetés sur le filtre, et le résidu édulcoré; le poids du filtre de 18,5 décigrammes.

E^2. La liqueur et les eaux de lavage ont été réunies.

F^2. La portion non dissoute, versée sur le filtre, séchée à l'air pendant quelques jours, s'est trouvée peser 113 centigrammes, poids du filtre déduit.

G^2. On l'a fait digérer dans l'acide nitrique, comme la première fois, et poussée à siccité.

H^2. On a remis de nouvel acide, et tenu en digestion.

I^2. Le tout a été jeté sur le filtre et édulcoré.

J^2. La matière versée sur le filtre, séchée au feu de sable, a pesé 38,5 centigrammes.

B^3. Le résidu a été retraité avec le double de son poids de carbonate de soude, au creuset de platine.

C^3. La matière jetée dans l'eau chaude.

D^3. Puis sur le filtre, et arrosée de plusieurs eaux.

E^3. Toutes les eaux réunies.

F^3. La portion non dissoute digérée à siccité dans l'acide nitrique.

H^3. Puis reprise par de nouvel acide.

I^3. Puis jetée sur le filtre et édulcorée.

J^3. Le résidu séché au feu de sable, ne pesoit plus que 13,4 centigrammes.

K. Le résidu n'étant que de la silice pure, il a été de nouveau séché à feu nu, dans le creuset de platine, et poussé au rouge; il n'a pesé alors que 12,6 centigrammes.

L. Les dissolutions alkalines B, B^2, B^3, ont été réunies, évaporées à siccité sur le bain de sable.

M. Le résidu de l'évaporation repris par de l'eau bouillante, et la dissolution rapprochée.

N. On a versé dans cette dissolution de l'acide nitrique qui a précipité la silice.

O. Ce précipité a été jeté sur le filtre, et lavé de plusieurs eaux.

K^2. Séché dans le creuset de platine, poussé au rouge, il a pesé 417,8 centigrammes.

P. La dissolution N et les eaux de lavage O, ont été réunies aux autres liqueurs acides H et I; on les a rapprochées jusqu'à évaporation de l'acide surabondant.

Q. Elles ont été transvasées dans une grande jarre, et étendues d'eau.

On y a versé de la dissolution de prussiate de potasse, jusqu'à ce qu'il n'occasionnât plus de précipité : il a été employé 64 décigrammes.

Cette dissolution, éprouvée d'avance, avoit été reconnue porter 0,0456 de son poids d'oxide de fer, séché au rouge.

On s'est assuré, par l'immersion d'une lame de papier bleu, que la liqueur tenoit encore un léger excès d'acide.

On a laissé déposer le prussiate de fer; on a soutiré la liqueur et les eaux d'édulcoration par le chalumeau à réservoir.

Le précipité bleu bien édulcoré, a été mis dans une petite cornue de verre au bain de sable; le feu a été poussé jusqu'à en faire rougir le fond : il est resté un oxide de fer noirâtre, attirable à l'aimant.

Cet oxide a été étendu sur un têt, et poussé au rouge. Il conservoit encore un peu de vertu magnétique: son poids, en cet état, s'est trouvé de 67,26 centigrammes.

Ce qui, déduction faite de 29,19, portés par le prussiate de potasse, donne, pour produit réel de l'analyse, 38,17 centigrammes.

R. On a mêlé 20 centigrammes de cet oxide avec trois parties de nitrate de potasse; on a fait fondre ce

mélange dans un creuset; la masse pulvérisée, jetée dans l'eau, n'a donné ni le vert ni le pourpre, qui annoncent la présence du manganèse.

S. Les liqueurs réunies P, ayant été ainsi épuisées de fer, on y a versé, goutte à goutte, de la dissolution de carbonate de soude, jusqu'à saturation de l'acide et précipitation complète des terres.

Le précipité blanc floconneux a annoncé la présence de l'alumine.

T. Le précipité séparé par le filtre, a été mis sur-le-champ et avant dessication, dans un creuset de platine; on a versé dessus de la soude pure, et on a fait digérer à la chaleur de l'ébullition.

U. La dissolution alkaline T, étendue d'eau, a été jetée sur un filtre (du poids de 16,5 décigrammes): elle y a laissé un résidu qu'on a édulcoré.

Ce résidu a été séché sur le filtre, dans une capsule de verre, au bain de sable; en cet état, il s'est trouvé peser 9,2 centigrammes.

Remis au creuset de platine, à feu nu et poussé au rouge, il n'a plus pesé que 5,8 centigrammes.

W. Ces 5,8 centigrammes ont été redissous dans l'acide acéteux.

V. La dissolution a été partagée en trois portions, chacune portant la note de son poids.

Dans la première, on a versé de l'eau de chaux qui ne l'a pas troublée: ce qui a fait voir qu'il n'y avoit pas de magnésie.

V². Dans la seconde, on a laissé tomber quelques gouttes de sulfate de soude, qui n'y a pas produit de sulfate de barite.

V³. Dans la troisième, on a versé de la dissolution d'oxalate de potasse, qui l'a sur-le-champ rendu laiteuse : elle n'a pas tardé à déposer un précipité terreux grenu, qui, desséché à la chaleur de l'ébullition, a pesé 4,2 centigrammes.

X. La dissolution alkaline T, ainsi séparée de la portion non dissoute, a été saturée d'acide nitrique ; on en a ajouté en quantité suffisante, pour reprendre toute l'alumine, après l'avoir précipitée.

Cette terre a été de nouveau précipitée par la dissolution de carbonate ammoniacal.

Le précipité recueilli sur un filtre, desséché au rouge dans le creuset de platine, a pesé 23,74 centigrammes.

Y. On a tenu ce précipité en digestion dans sept fois son poids d'acide acéteux.

Z. La liqueur filtrée a été précipitée par l'ammoniaque.

&. Le précipité édulcoré a été réuni à la portion non dissoute, restée sur le filtre : il a été séché au rouge dans le creuset de platine.

Il n'a plus pesé que 20,56 centigrammes.

Conclusion.

Les opérations notées R, V, V², prouvent que cette pierre ne contient ni manganèse, ni magnésie, ni barite.

L'absence du cuivre est démontrée par les essais préliminaires et par les opérations Q et R.

Il n'entre donc dans sa composition que quatre substances, savoir : la silice, principe dominant ; le fer ; l'alumine ; un peu de chaux.

Les proportions sont comme il suit:
Les 500 centigrammes ont produit,

De silice { K.	11,6	} 430,40
{ K$_2$.	417,8	}
De fer, Q.		58,17
D'alumine, &.		20,56
De chaux V^3.		5,80
		494,93.

Ce qui revient pour 100, à	86,08	de silice.
	7,63	de fer.
	4,11	d'alumine.
	1,16	de chaux.
Perte. . . .	1,02	
	100,00.	

Notes des opérations analogues qui se répètent.

Table des opérations successives d'une grande analyse minérale, avec la manière d'en noter les préparations et les produits.

(*Nota.* On suppose ici la description du sujet de l'analyse et les essais préliminaires.)

A. Pulvérisation, poids docimastique.

B, B^2, B^3, etc. Frite avec le carbonate de soude.

C, C^2, C^3, etc. Dissolution dans l'eau.

D, D^2, etc. . . Édulcoration.

E, E^2, etc. . . Réunion des liqueurs alkalines.

F, F^2, etc. . . Pesée du résidu non dissous.

G, G^2, etc. . . Digestion à siccité du résidu dans l'acide nitrique.

H, H^2, etc. . . Reprise du résidu par l'acide nitrique.

I, I^2, etc. . . Filtration, édulcoration.

J, J^2, etc. . . Pesée du résidu de la dissolution acide.

K, K^2, etc. . . Dessication du précipité siliceux.

L. Évaporation à siccité, des liqueurs alkalines B, B^2.

M. Reprise par l'eau, de ce résidu, et concentration.

N. Précipitation de la silice par l'acide nitrique.

O. Edulcoration du précipité.

P. Réunion des liqueurs acides I, N, O, et concentration.

Q. Précipitation du fer en prussiate.

R. Épreuve pour le manganèse.

S. Précipitation des terres par le carbonate de soude.

T. Dissolution alkaline de l'alumine.

U. Séparation par le filtre, des terres non dissoutes; dessication, pesée.

W. Reprise de ces terres par l'acide acéteux.

V, V^2, V^3. . . Fractions dosées, pour en précipiter la magnésie par la chaux, la barite par le sulfate de soude, la chaux par l'oxalate de potasse.

X. Reprise de l'alumine par l'acide nitrique, et précipitation par le carbonate ammoniacal.

Y. Digestion du précipité dans sept parties d'acide acéteux.

Z. Précipitation par l'ammoniaque, de la portion d'alumine dissoute.

&. Dessication, au rouge, des précipités alumineux, et pesée.

§. IX.

Des Caractères chimiques.

Le nouveau système des caractères chimiques est dû aux CC. *Hassenfratz* et *Adet*. Le plan qu'ils se sont formé et qu'ils ont exécuté avec toute la clarté, la simplicité et la méthode qu'on pouvoit attendre de leurs lumières et de leur sagacité, a remplacé avantageusement les hiéroglyphes anciens.

Ce plan consiste à exprimer par des lignes droites, toutes les substances qu'on peut, dans l'état actuel de nos connoissances, regarder comme élémentaires ; à exprimer par des demi-cercles les substances combustibles acidifiables, telles que le soufre, le charbon et le phosphore; par des quarrés, les substances plus composées, qui, combinées avec l'oxigène, forment des acides; par des triangles, les alkalis et les terres; par des losanges, les substances composées dont l'analyse n'est point connue, et qui ne sont point acidifiables; enfin, par des cercles, les substances métalliques. Toutes les substances premières, ainsi classées et distinguées par des caractères d'une forme très-différente, et qui ne peuvent se confondre, les Cit. *Hassenfratz* et *Adet* ont ensuite distingué les espèces; pour les substances élémentaires, ils ont fait varier la position de la ligne droite; pour les substances combustibles simples, telles que le charbon, le soufre, le phosphore, par les différentes positions du demi-cercle, en l'ouvrant en haut ou en bas, à droite ou à gauche; enfin, pour les terres, les alkalis, les métaux et les principes acidifiables, en mettant dans l'intérieur du caractère la première lettre du nom latin de chaque substance.

CARACTÈRES
ADOPTÉS PAR LES CHIMISTES FRANÇAIS.

Corps simples ou indécomposés.

Lumière.

Calorique.

Oxigène.

Azote. } Acide nitrique.

Carbone. { Acide carbonique.

Hidrogène. { Ammoniaque. Eau.

Soufre. { Oxide de soufre. Acide sulfureux. Acide sulfurique.

Phosphore. { Acide phosphoreux. Acide phosphorique.

Alkalis. { Soude. Potasse.

Terres. { Silice. Alumine. Chaux. Magnésie. Barite. Strontiane. Zircone. Glucine.

Métal. { Platine. Or. Argent. Cuivre. Fer, etc. Oxide d'or. Oxide d'argent, etc.

Exemples de quelques combinaisons.

Différens états d'oxidation.

Métal oxidé. { Oxide de fer vert. Oxide de fer rouge. Oxide de fer jaune.

Métal acidifié { Acide arsenique. / Acide molybdique.

Base inconnue *ou* acidifiable. { Acide muriatique. / Acide boracique.

Composés végétaux.

Bases composées. { Huiles fixes. / Huiles volatiles. / Alcool. / Ether.

Exemple de combinaisons salines.

Sulfate de potasse.

Nitrate de potasse.

Muriate de potasse.

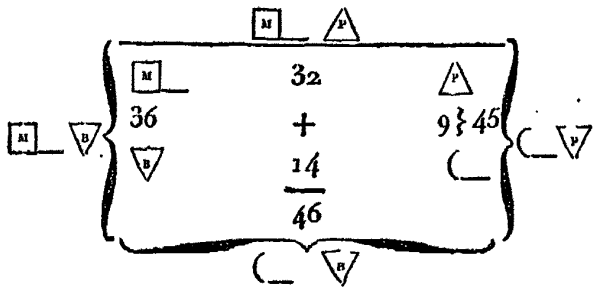
Sels triples.

Sulfate ammoniaco-magnésien.

Alun du commerce, *ou* sulfate d'alumine et de potasse.

Manière de faire une formule.

Décomposition du muriate de barite par le carbonate de potasse.



MANUEL

D'UN COURS

DE CHIMIE.

DEUXIÈME PARTIE.



MANUEL

D'UN COURS

DE CHIMIE.

DEUXIÈME PARTIE.

Propriétés chimiques, observées :

1°. *Généralement dans tous les corps ;*
2°. *Dans la matière du calorique ;*
3°. *Dans l'air ;*
4°. *Dans les corps combustibles ;*
5°. *Dans les corps brûlés ou acides ;*
6°. *Dans les bases salifiables pures, et combinées avec les corps brûlés.*

CHAPITRE PREMIER.

Propriétés chimiques observées généralement dans tous les corps.

PARAGRAPHE PREMIER.

Définition de la Chimie, Analyse, Synthèse.

La Chimie, considérée comme science, apprend à connoître toutes les propriétés des corps.

Considérée comme art, elle tire de ces propriétés les moyens d'extraire tout ce qui est nécessaire à nos besoins.

Le chimiste n'est pas le principal agent de la décomposition des corps; il ne fait que disposer les substances, et leur donner un agent convenable pour arriver à la solution de la question qui l'occupe. De cette manière, il ordonne, en quelque sorte, à la nature, d'opérer leur réunion : le reste de l'opération est indépendant du chimiste, et se passe à l'ombre du voile que la nature a mis entr'elle et lui, et d'après des lois inconnues et supérieures à ses procédés.

Quoique le chimiste puisse séparer les molécules intégrantes, il ne peut cependant pas opérer la décomposition des substances complexes : la nature seule les fait; mais au moyen de nouvelles combinaisons.

Les découvertes modernes ont appris combien étoit vague l'expression d'élément, adaptée à certaines substances (au moins dans le sens qu'on lui attribuoit alors). On s'en sert encore en lui adjoignant l'épithète chimique, pour désigner celles qu'on n'a pas pu décomposer. Ainsi, élément chimique ou corps simple, indique une substance que les procédés connus n'ont pu faire reconnoître composée.

Les opérations de la chimie, l'analyse elle-même, se réduisent à la composition des corps, et cette composition se réduit à trois faits principaux, savoir : la dissolution, la cristallisation et la précipitation. Voyez ces mots.

Les moyens que la chimie emploie pour apprendre à connoître l'action intime et réciproque des corps les uns sur les autres, sont au nombre de deux : l'analyse et la synthèse.

On distingue maintenant plusieurs espèces différentes d'analyse : l'analyse mécanique, l'analyse spontanée ou

naturelle, l'analyse par le feu, l'analyse par les réactifs.

L'analyse mécanique est celle qui fait obtenir, par des moyens mécaniques, tels que le broiement, le lavage, la pression, les matières moins composées, contenues et mêlées dans des corps plus composés.

Exemples : la séparation des gommes, l'extraction des sucs, des huiles, des farines, des végétaux.

L'analyse spontanée ou naturelle, est celle qui s'opère par les seuls efforts de la nature.

Exemples : Les minéraux ou fossiles s'altèrent spontanément et se séparent mutuellement dans l'intérieur ou à la surface de la terre.

Les matières végétales ou animales se décomposent lentement, lorsqu'elles sont privées du mouvement vital.

Les principes composans de la plupart des liquides très-composés, abandonnés à eux-mêmes, réagissent les uns sur les autres.

L'analyse par le feu est celle qui s'exécute par l'accumulation du calorique dans les corps, et par la puissance qu'il a, en écartant les molécules diverses, d'en favoriser la séparation réciproque.

On ne regarde plus aujourd'hui ce genre d'analyse que comme un moyen qui doit concourir, avec beaucoup d'autres, pour éclairer sur la véritable composition des corps.

L'analyse par les réactifs est celle que l'on obtient en mettant le composé que l'on veut analyser en contact avec une suite plus ou moins nombreuse d'autres corps qui réagissent sur lui, de manière à favoriser la séparation de ses principes.

Celle-ci n'a d'autres bornes que celles du génie et des

lumières du chimiste. On considère encore la différence des analyses par rapport à leurs résultats : et l'on en distingue quatre genres : l'analyse immédiate ou prochaine, et l'analyse médiate et éloignée; l'analyse simple ou vraie, l'analyse compliquée ou fausse.

L'analyse immédiate est une première séparation qu'on opère des matières formant les composés les plus compliqués : telle est celle qu'on emploie pour les végétaux, surtout en les traitant d'abord mécaniquement.

C'est ainsi qu'on extrait d'abord du suc d'une plante la fécule, le mucilage, le sucre, le sel propre, qui y sont contenus, et qui sont eux-mêmes des corps composés, dont la nature particulière ne peut être connue que par une nouvelle analyse.

L'analyse médiate ou éloignée succède à l'analyse prochaine : c'est par elle qu'on examine la nature des premiers composés obtenus par cette dernière, pour en connoître la composition intime.

L'analyse est simple ou vraie, quand elle donne des produits non altérés, tels qu'ils existoient dans le composé d'où ils proviennent ; le caractère auquel on reconnoît ce genre d'analyse, c'est que les produits qu'elle donne étant réunis, reforment le composé tel qu'il étoit, soit pour sa nature, soit pour sa quantité, avant sa décomposition.

Exemple : Analyse simple.

En analysant un corps solide, le cinabre, l'on trouve que deux substances le composent : mercure et soufre.

Si, après avoir séparé les deux parties constituantes du cinabre, on favorise l'union de ces deux corps, on aura un résultat semblable et sans erreur.

La décomposition de l'oxide rouge de mercure par le calorique, donne encore un moyen de présenter un exemple de l'analyse vraie.

L'analyse fausse ou compliquée forme des produits altérés et différens de ce qu'ils étoient dans le composé dont leurs élémens faisoient partie. C'est ce qui arrive dans l'analyse au feu, appliquée aux matières végétales et animales.

Si on analyse un morceau de bois, on aura pour résultats :

1°. Une matière aussi longue, aussi large que le morceau de bois, un peu moins épaisse, plus légère, de couleur noire, n'ayant plus ni saveur, ni fibres, et que l'on peut casser aisément : c'est ce qu'on nomme charbon ;

2°. Une eau d'un rouge foncé, d'une teinte noirâtre ;

3°. Une autre eau d'un rouge plus clair, beaucoup moins chargée de molécules denses que la première.

Voudroit-on réunir les lois, et faire reparoître le bois en son premier état, jamais on n'y parviendroit.

C'est ce qui constitue l'analyse compliquée.

La synthèse est l'opération qui sert de preuve à l'analyse.

Tout en analysant un corps, on fait bien des synthèses ; car, si ce corps renferme trois ou quatre substances, deux ou trois se réunissent souvent, pendant qu'on sépare la troisième ou la quatrième. D'ailleurs, l'ordre et la proportion qui règnent dans la composition d'un corps, donnent lieu à une infinité de synthèses.

On appelle ordre, la nature des corps qui se réunissent ; et proportion, la quantité des parties de chaque corps qui se réunissent.

Mais comment la chimie parvient-elle à déterminer l'action intime et réciproque des corps les uns sur les autres?

Cette action est produite par l'attraction.

§. II.

Des Attractions chimiques.

L'attraction chimique est le principe de l'action intime des molécules du corps, qu'on est obligé de distinguer de l'action vitale.

On distingue deux sortes d'attractions chimiques: l'attraction moléculaire ou d'agrégation; l'attraction de composition.

La différence qui existe entre ces deux attractions, est que l'agrégation donne toujours pour résultat le même corps, puisqu'elle ne consiste que dans l'amas successif et constant des molécules semblables. Ainsi, là où cesse l'attraction d'agrégation, commence l'attraction de composition.

L'attraction de composition, au contraire, forme différens corps, selon l'ordre et la proportion dans lesquels les différentes molécules se rassemblent. Ces opérations, comme on peut l'imaginer, sont infinies pour la forme, la couleur et toutes les autres modifications.

§. III.

De l'Attraction d'agrégation.

Deux gouttes d'eau, deux globules de mercure, donnent naissance à un agrégé; mais il ne peut en résulter

qu'une augmentation de masse et de volume, sans que la nature de la substance ait éprouvé le moindre changement.

Il ne faut pas confondre l'agrégé avec l'amas ; dans ce dernier, les parties intégrantes n'ont aucune adhésion sensible entr'elles.

L'agrégé et l'amas diffèrent encore du mélange.

Le mélange présente toujours des parties constituantes de nature différente ; telles que la poudre à canon, et en général, la plupart des poudres composées pharmaceutiques.

Il y a différentes sortes d'agrégés : agrégés durs ou solides, mous, fluides et gazeux :

Solide, comme le bois, le soufre, etc.

Mou, comme la colle, la gelée de viande, etc.

Liquide, comme l'eau, l'huile, l'alcool, etc.

Gazeux, comme l'air et les différens gaz.

Les agrégés peuvent encore être distingués en

Agrégés { réguliers. . . . . pierre cristallisée,
irréguliers. . . . . pierre brute,
organiques. . . . . bois, os.

§. IV.

Destruction d'agrégation.

On entend par destruction d'agrégation, des moyen mécaniques que l'analyse emploie pour diviser les corps.

En diminuant l'agrégation, les corps présentent moins d'adhésion et plus de surface. On facilite ainsi l'action des agens chimiques.

La trituration, la porphyrisation et la pulvérisation

ne sont, à proprement parler, que des opérations mécaniques préliminaires, dont l'objet est de diviser, de séparer les molécules des corps, et de les réduire en particules très-fines.

Toutes les fois qu'il est question de diviser des corps fragiles et cassans, on se sert, pour cette opération, de mortiers et de pilons.

La forme des mortiers n'est pas indifférente : le fond en doit être arrondi, et l'inclinaison des parois latérales doit être telle que les matières en poudre retombent d'elles-mêmes quand on relève le pilon. Un mortier trop plat seroit donc défectueux ; la matière ne retomberoit pas et ne se retourneroit pas.

Des parois trop inclinées présenteroient un autre inconvénient; elles ramèneroient une trop grande quantité de la matière à pulvériser sous le pilon; elle ne seroit plus alors froissée et serrée entre deux corps durs, et la trop grande épaisseur interposée, nuiroit à la pulvérisation.

Par une suite du même principe, il ne faut pas mettre dans le mortier une trop grande quantité de matière; il faut surtout, autant qu'on le peut, se débarrasser, de temps en temps, des molécules qui sont déjà pulvérisées, et c'est ce qu'on opère par le tamisage, dont je vais parler. Sans cette précaution, on emploîroit une force inutile, et on perdroit du temps à diviser davantage ce qui l'étoit suffisamment, tandis qu'on n'achèveroit pas de pulvériser ce qui ne l'est pas assez. En effet, la portion de matière divisée nuit à la trituration de celle qui ne l'est pas : elle s'interpose entre le pilon et le mortier, et amortit l'effet du coup.

La porphyrisation a reçu sa dénomination du nom de la matière sur laquelle elle s'opère. Le plus communément, on a une table plate de porphyre ou d'une autre pierre du même degré de dureté, sur laquelle on étend la matière qu'on se propose de diviser; on la broye, en promenant sur le porphyre une mollette d'une pierre du même degré de dureté.

La partie de la mollette qui porte sur le porphyre, ne doit pas être parfaitement plane; la surface doit être une portion de sphère d'un très-grand rayon : autrement, quand on promèneroit la mollette sur le porphyre, la matière se rangeroit tout autour du cercle qu'elle auroit décrit, sans qu'aucune portion s'engageât entre deux, et il n'y auroit pas de porphyrisation.

Ces trois manières de réduire les corps en poudre, ne conviennent pas à toutes les matières : il en est qu'on ne peut parvenir à diviser ni au pilon, ni au porphyre, ni à la meule : telles sont les matières fibreuses, comme le bois; telles sont celles qui ont une sorte de ténacité et d'élasticité, comme la corne des animaux, le caout-chouc, etc.; tels sont enfin les métaux ductiles et malléables, qui s'applatissent sous le pilon, au lieu de s'y réduire en poudre.

On se sert pour les bois de grosses limes connues sous le nom de râpes à bois.

On prend pour la corne des limes un peu plus fines; enfin, on emploie pour les métaux des limes plus fines encore.

Il est quelques substances métalliques qui ne sont ni assez cassantes pour être mises en poudre par trituration, ni assez dures pour pouvoir être limées commodé-

ment. Le zinc est dans ce cas; on ne peut le pulvériser au mortier : si on le lime, il empâte la lime; il en remplit les interstices, et bientôt elle n'a presque plus d'action.

Il y a une manière simple pour réduire le zinc en poudre : c'est de le piler chaud dans un mortier de fonte de fer, également chaud : il s'y triture alors aisément. Quand on n'a pas pour objet de mettre les métaux dans un très-grand état de division, on peut les réduire en grenailles, en les coulant dans de l'eau.

Enfin, il y a un dernier moyen de diviser, qu'on emploie pour les matières à-la-fois pulpeuses et fibreuses, tels que les fruits, les pommes de terre, les racines, etc. On les promène sur une râpe, en donnant un certain degré de pression, et on parvient ainsi à les réduire en pulpe.

Du Tamisage.

De quelque moyen mécanique qu'on se serve pour diviser les corps, on ne peut parvenir à donner le même degré de finesse à toutes leurs parties. La poudre qu'on obtient de la plus longue et de la plus exacte trituration, est toujours un assemblage et un mélange de molécules de différentes grosseurs. On parvient à se débarrasser des plus grossières, et à n'avoir qu'une poudre beaucoup plus homogène, en employant des tamis dont la grandeur des mailles soit proportionnée à la grosseur des molécules qu'on se propose d'obtenir : tout ce qui est supérieur en grosseur aux dimensions de la maille, reste sur le tamis, et on le repasse au pilon.

Du Lavage.

Il est un autre moyen plus exact que le tamisage, d'obtenir des poudres de grosseur uniforme, c'est le lavage; mais il n'est praticable qu'à l'égard des matières qui ne sont point susceptibles d'être attaquées et altérées par l'eau. On délaye et on agite dans l'eau, ou dans quelque autre liqueur, les matières broyées qu'on veut obtenir en poudre de grosseur homogène; on laisse reposer un moment la liqueur, puis on la décante, encore troublée; les parties les plus grossières restent au fond du vase. On décante une seconde fois, et on a un second dépôt moins grossier que le premier; on décante une troisième fois, pour obtenir un troisième dépôt, qui est au second, pour la finesse, ce que le second est au premier. On continue jusqu'à ce que l'eau soit éclaircie; et la poudre grossière et inégale, qu'on avoit originairement, se trouve séparée en une suite de dépôts, qui, chacun en particulier, sont d'un degré de finesse à-peu-près homogène.

On se sert pour le lavage, dans les laboratoires, de vaisseaux de différentes formes, de terrines de grès, de bocaux de verre, etc. Quelquefois, pour décanter la liqueur, sans troubler le dépôt qui s'est formé, on se sert d'un syphon, ou syphon à boules, appelé pipette. Voyez la figure.

De la Décantation.

Nous venons d'employer ci-dessus le mot décanter, dont il faut donner la signification.

La décantation est une opération qui peut suppléer à la filtration, et qui, comme elle, a pour objet de séparer d'avec un liquide les molécules concrètes qu'il contient.

On laisse, à cet effet, reposer la liqueur dans des vases ordinairement coniques, et qui ont la forme de verre à boire : la matière étrangère se dépose au fond de ces vases, par un repos plus ou moins long : et on obtient la liqueur claire, en la versant doucement par inclinaison.

Cette opération suppose que le corps suspendu dans le liquide est spécifiquement plus lourd que lui, pour qu'il soit susceptible de se rassembler au fond; mais il arrive aussi quelquefois que cette pesanteur spécifique du dépôt approche tellement de celle de la liqueur, que le moindre mouvement suffit pour le remêler : que fait-on alors? Au lieu de transvaser la liqueur et de la séparer par la décantation, on se sert, comme dans le lavage, du syphon à boules.

Dans toutes les expériences où l'on veut déterminer avec une précision rigoureuse, le poids de la matière précipitée, la décantation, est préférable à la filtration, pourvu qu'on ait soin de laver à grande eau et à plusieurs reprises, le précipité.

De la Filtration.

La filtration est une opération par laquelle on sépare des parties hétérogènes mêlées dans une liqueur par le moyen d'un filtre.

Le filtre n'est autre chose qu'un tamis très-serré et très-fin, à travers lequel les parties solides, quelque divisées qu'elles soient, ne peuvent passer, mais qui est cependant perméable pour les fluides. Le filtre est donc, à proprement parler, l'espèce de tamis qu'on emploie pour séparer des molécules solides, qui sont très-fines, d'un fluide dont les molécules sont plus fines encore. On se

sert, à cet effet, d'étoffes épaisses et d'un tissu très-serré: celles de laine à poils sont les plus propres à remplir cet objet.

On a un chassis en bois, ayant une pointe de clou à chaque coin, pour y attacher l'étoffe.

On en forme aussi une espèce de sac, de figure conique, qu'on nomme chausse d'*Hypocrate*.

On substitue aussi aux étoffes de laine des toiles plus ou moins serrées, que l'on recouvre de papier non collé.

Le papier non collé est aussi employé seul; il n'est aucun corps solide, quelque divisé qu'il soit, qui passe à travers les pores des filtres de papier; les fluides, au contraire, les traversent avec beaucoup de facilité.

Le seul embarras que présente le papier employé seul comme filtre, est qu'il se perce et se déchire avec facilité. On remédie à cet inconvénient en le soutenant par le moyen de diverses espèces de doublures.

On se sert ordinairement d'entonnoirs de verre pour contenir et soutenir le papier, on le plie alors de manière à former un cône de même figure que l'entonnoir; mais alors on tombe dans un autre inconvénient: le papier, lorsqu'il est mouillé, s'applique tellement sur les parois du verre, que la liqueur ne peut couler, et qu'il ne s'opère de filtration que par la pointe du cône: alors l'opération devient très-longue.

Pour remédier à cet inconvénient, on a recours à de petites bandes de verre; on les courbe par le bout à la lampe, de manière à former un crochet qui s'ajuste dans le bord supérieur de l'entonnoir; on en dispose six à huit de cette manière, avant de placer le papier: ces bandes de verre le maintiennent à une distance suffisante des

parois de l'entonnoir, pour que la filtration s'opère ; la liqueur coule le long des bandes de verre, et se rassemble à la pointe du cône.

Il y a des matières très-épaisses et très-visqueuses, qui ne peuvent passer à travers le papier, et qui ne peuvent être filtrées qu'après avoir subi quelques préparations.

La plus ordinaire consiste à battre un blanc d'œuf, à le diviser dans ces liqueurs, et à les faire chauffer jusqu'à ébullition ; le blanc d'œuf se coagule : il se réduit en écume, qui vient monter à la surface, et qui entraîne avec elle la plus grande partie des matières visqueuses qui s'opposoient à la filtration. Par exemple, on est obligé de prendre ce parti pour obtenir ce que l'on nomme, dans les pharmacies, petit lait : autrement, il seroit très-difficile de le faire passer par le filtre. On remplit le même objet à l'égard des liqueurs spiritueuses, avec un peu de colle de poisson délayée dans de l'eau : cette colle se coagule par l'action de l'alcool, sans qu'on soit obligé de faire chauffer.

Quand on veut filtrer des acides, on se sert alors de verre pilé, ou de morceaux de quartz grossièrement concassés et en partie réduits en poudre : on place quelques-uns des plus gros morceaux dans le fond de l'entonnoir, pour le boucher en partie ; on met par dessus des morceaux moins gros, qui sont maintenus par les premiers : enfin, les portions les plus divisées doivent occuper le dessus ; on remplit ensuite l'entonnoir avec de l'acide.

§. V.

Attraction de composition.

L'attraction chimique est la cause immédiate des dissolutions, des combinaisons, des compositions. En se compliquant, elle produit souvent des effets qui paroissent opposés, mais qui ne sont que le résultat d'une somme plus grande de forces sur une plus foible.

Si les molécules des corps n'obéissoient qu'à cette force qui tend à les rapprocher et à les réunir; elles ne formeroient qu'une masse inerte; mais ces molécules tendent toutes à s'éloigner les unes des autres, par une autre force qui est répandue dans toute la nature, et qui est la chaleur.

Le C. *Berthollet* vient d'éclairer cet objet important, en examinant l'influence des masses dans le jeu des affinités.

Suivant ce célèbre chimiste, les forces des corps dépendent des masses; d'où il conclut que l'influence des masses peut être la seule cause de cette espèce d'attraction.

Ainsi, une matière mise avec un composé change, dans son action sur celui-ci, suivant la quantité dans laquelle on l'emploie; lorsqu'on l'augmente, elle tend à opérer une décomposition qu'elle n'eût point opérée, si elle avoit été en quantité moindre; et les termes fixes des effets qui se passent entre des corps, ne doivent être décrits ou indiqués qu'à des proportions déterminées entre ces corps.

On peut prouver cette influence par une expérience très-simple.

Si, dans une dissolution de sulfate d'alumine, on verse

de l'eau de chaux, l'alumine est précipitée, il se forme du sulfate de chaux : si, après la saturation complète de l'acide sulfurique par la chaux, on en ajoute une autre quantité, il se forme du sulfate d'alumine, ce qui ne peut provenir que de la décomposition d'une partie du sulfate de chaux : donc, la masse surabondante de chaux a apporté une différence dans le jeu des affinités.

Les bornes que je me suis prescrites, ne me permettant pas d'entrer dans les détails, lesquels ne peuvent être bien sentis que dans l'ouvrage même du C. *Berthollet*, je ne présenterai que le résultat des travaux de ce célèbre chimiste.

1°. *Les combinaisons* qui se forment quand il y a des forces opposées, ne dépendent pas seulement des affinités, mais aussi des proportions des substances mises en action.

2°. Lorsque deux substances sont en concurrence pour se combiner avec une troisième, *elles éprouvent* un degré de saturation proportionnel à leur masse. Le sujet de la combinaison partage aussi son action en raison des masses.

3°. Toutes les forces qui, par leur concours ou leur opposition à l'affinité réciproque des substances *mises en* contact, peuvent influer les combinaisons chimiques, se réduisent à celles-ci : l'action des dissolvans ; la force de cohésion ; l'élasticité, ou naturelle, ou produite par la chaleur ; l'efflorescence et la pesanteur, que l'on peut toujours confondre avec la force de cohésion.

4°. Il n'est pas possible de déterminer l'affinité relative de deux substances pour une troisième.

5°. Toutes les tables d'affinités étant construites sur

une fausse supposition, ne présentent que des résultats erronés.

6°. La dénomination d'affinité élective n'est propre qu'à induire en erreur.

7°. L'action de deux, de trois, ou d'un plus grand nombre de substances, est soumise aux mêmes lois.

8°. La force de cohésion modifie les conditions de saturation qui s'opère dans un liquide; elle cause les précipitations et cristallisations; l'insolubilité doit être distinguée de la force de cohésion.

L'élasticité agit en sens opposé de cette dernière force.

Des tables représentant la disposition à l'insolubilité et à la volatilité, serviroient à prévoir un grand nombre de combinaisons.

9°. Le calorique, lorsqu'il n'est pas à l'état rayonnant, agit sur les corps comme sur les autres dissolvans. Ce seroit un travail utile de former des tables de calorique spécifique, correspondant à celles d'acidité et d'alkalinité; les unes détermineroient la capacité de calorique; les autres, la capacité de saturation. Ces tables représenteroient réellement les affinités.

10°. De la condensation des parties constituantes des composés, naît une affinité nouvelle et très-différente de celle qu'elles avoient dans l'état élastique.

11°. On peut désigner, par l'affinité d'un corps, toute la puissance chimique qu'il exerce dans une circonstance donnée; mais il faut se garder de la considérer comme une force constante, qui produit les compositions et les décompositions.

Le C. *Berthollet* a ensuite considéré l'influence des proportions dans les affinités complexes, et l'influence du

degré d'oxidation des métaux dans leur action chimique.

Il résulte, 1°. que dans les affinités complexes, lorsque la force de cohésion est considérable; elle diffère beaucoup d'intensité entre les combinaisons qui peuvent se former; elle détermine un échange de base, d'où résultent des sels qui se séparent successivement et suivant leur degré de solubilité; 2°. que la théorie des affinités quiescentes et divellentes expose à bien des erreurs; elle nous laisse beaucoup à desirer, et ne sauroit surtout rendre compte des résidus incristallisables; 3°. que la formation successive des sels qui diffèrent peu de solubilité, ne s'expliquent que par la combinaison de la différence de cette solubilité et des proportions employées, ou qui varient aux diverses époques de l'évaporation; 4°. que toutes les substances en dissolution exercent une action mutuelle qui augmente leur solubilité; 5°. que par une suite de cette action mutuelle des substances dissoutes, un acide peut être chassé d'une combinaison, quoiqu'il paroisse devoir prendre la place d'un autre acide réputé plus foible; 6°. que les acides agissent sur les oxides métalliques comme sur les autres substances, non en raison de leur seule affinité, mais aussi en raison de leur masse; 7°. que l'alkali, ou la terre dont on se sert pour décomposer une combinaison métallique, fait un partage de l'acide en raison de l'énergie de son action; 8°. que les oxides colorés peuvent produire des combinaisons sans couleur; mais en cédant une partie de l'acide avec lequel ils étoient combinés, leur couleur reparoît proportionnellement à la quantité d'acide qu'ils ont cédée; 9°. que les oxides métalliques ne peuvent pas être composés entre eux, à moins qu'on ne les prenne dans un état déterminé

d'oxidation ; 10°. que les acides ne suivent pas la même progression, dans leur affinité relative aux degrés d'oxidation ; ainsi l'on ne peut point classer les affinités des métaux pour les différens acides, en les regardant comme des forces constantes ; 11°. que les résultats des affinités complexes des dissolutions métalliques, mêlées avec d'autres sels, peuvent encore varier par la proportion de ces sels ; 12°. que l'état dans lequel l'oxigène se trouve combiné avec les métaux, influe aussi sur les propriétés des oxides et des précipités métalliques comparés entre eux ; 13°. enfin que les propriétés qui dépendent de l'oxidation varient dans chaque métal, en raison des proportions de l'oxigène.

Si l'on veut ensuite considérer l'ensemble de tous les phénomènes chimiques, on peut étudier les dix lois établies par le C. *Fourcroy*, qui réunissent tous les phénomènes de l'attraction de composition.

PREMIÈRE LOI.

Elle n'a lieu qu'entre des corps différens.

Pour démontrer que deux corps hétérogènes agissent mutuellement l'un sur l'autre, en épuisant réciproquement leurs propriétés particulières, on met dans un verre un peu de potasse ou du marbre en poudre ; on verse dessus de l'acide nitrique.

Le phénomène qui s'opère, et le composé qui résulte, prouvent que ces corps, quoique hétérogènes, s'unissent très-bien.

DEUXIÈME LOI.

Elle n'a lieu qu'entre les dernières molécules des corps.

Pour faire voir que l'attraction n'agit sensiblement que sur les molécules élémentaires des corps, on peut mettre en contact du soufre entier et de l'alcool; il n'y aura aucune action; mais si l'on vient à présenter le soufre à l'alcool, dans ses moindres molécules, alors il y aura union.

Pour faire cette expérience, on met du soufre en poudre dans une cucurbite de verre; on suspend dans son intérieur un bocal contenant de l'alcool; on la recouvre ensuite de son chapiteau, et l'on ajuste au bec un petit matras; on lute bien toutes les jointures; on chauffe ensuite l'appareil. *Voyez* la planche

Le soufre se sublime, l'alcool se volatilise: dans cet état, les deux corps se rencontrent; l'alcool dissout le soufre, et l'on obtient dans le matras un fluide légèrement coloré; c'est de l'alcool sulfuré.

Si l'on ajoute de l'eau distillée à l'alcool sulfuré, le soufre se précipite.

En présentant de l'ammoniaque à de l'acide muriatique, on peut obtenir un effet semblable. Sur le champ, on aperçoit une fumée blanche; l'acide muriatique s'empare de l'ammoniaque, d'où il résulte un composé muriate d'ammoniaque.

TROISIÈME LOI.

L'attraction peut avoir lieu entre plusieurs corps.

EXEMPLE: *Alliage de Darcet.*

Cet alliage est un mélange de huit parties de bismuth, cinq de plomb, et trois d'étain. *Voyez* la leçon sur le plomb.

Les combinaisons des acides avec les alkalis, peuvent encore être employées comme des exemples de cette loi; la formation de l'acide sulfurique, ou la combinaison du soufre avec l'oxigène, etc.

L'énoncé très-simple de cette loi, dit le C. *Fourcroy*, comprend cependant toutes les combinaisons possibles, et le véritable ensemble des résultats chimiques, puisqu'il apprend que cinquante-sept corps non décomposés, considérés dans le nombre possible de leurs unions chimiques, prises deux à deux, trois à trois, quatre à quatre et cinq à cinq, sans les pousser jusqu'à une complication plus élevée, donneroient 4,612,972 composés.

QUATRIÈME LOI.

Pour que les corps s'unissent chimiquement, il faut que l'un des deux au moins soit liquide ou fluide.

Il y a des corps qui ne peuvent pas s'analyser, et qui obéissent constamment à la loi de la synthèse.

Il y en a d'autres qui ne peuvent s'analyser, et ensuite se composer avec d'autres corps, qu'après des préparations préliminaires: en vain laissera-t-on dans un vase du soufre et du mercure, aucun de ces corps n'influera

sur l'autre ; mais si l'on y ajoute du calorique, ils se combineront.

De même, lorsqu'on fait le verre, si l'on ne rendoit pas liquide une des substances qui entrent dans sa composition, il n'y auroit aucune action entr'elles.

On est donc obligé d'ajouter du calorique, l'alkali devient liquide, et le sable se fond ensuite ; alors le verre est composé.

L'union d'un acide avec une terre quelconque, est encore une preuve de la nécessité qu'un des corps soit liquide. Il résulte de ce phénomène, ce que l'on appelle une dissolution.

On peut prendre pour exemple des différens phénomènes de la dissolution,

Du sucre solide, en poudre, sel marin cristallisé, en poudre, etc.

Dans une dissolution, il n'y a pas plus d'effort de la part du liquide que de la part du solide ; la tendance à l'union entre les deux, est égale, et peut-être même, y a-t-il plus de force employée par le solide, pour perdre son agrégation, qu'il n'y en a dans le liquide, pour la faire perdre au premier.

L'addition d'une petite quantité d'eau sur du sucre en poudre, nous donne la preuve que, dans toute dissolution, une partie du liquide devient solide, avant que le solide devienne liquide.

CINQUIÈME LOI.

Lorsque l'attraction de composition a lieu entre les corps, leur température change.

En appliquant l'expérience à la théorie, on reconnoîtra la vérité de cette assertion.

Lorsqu'on fait éteindre de la chaux, on sait qu'il y a dégagement de calorique.

Si l'on mêle quatre parties d'acide sulfurique concentré sur une d'eau, il se manifeste une chaleur considérable, au point qu'en plongeant dans le mélange un tube qui contient de l'eau, on parvient à la porter à l'ébullition. Pour que l'expérience réussisse, il faut que l'acide soit très-concentré.

Si l'on dissout du muriate d'ammoniaque dans de l'eau, et que l'on y plonge un thermomètre, il baissera considérablement.

Cet effet sera beaucoup plus sensible dans un mélange de muriate de soude et de glace.

Si l'on verse une partie d'eau à soixante degrés *R*, sur une quantité égale de glace, le mélange fondu marquera zéro : il se sera donc combiné soixante degrés de chaleur.

Nous ferons une application directe de cette loi à l'article *calorique spécifique* et *capacité pour le calorique* : il faut simplement remarquer ici que tous les composés qui, au moment où ils se forment, s'échauffent, perdent du calorique, et en contiennent moins que n'en contenoient leurs composans, tandis que tous ceux qui, dans l'instant de leur formation, se refroidissent, absorbent du calo-

rique, et en recèlent plus que leurs principes n'en avoient avant leur réunion.

SIXIÈME LOI.

Les corps entre lesquels l'attraction de composition a lieu, acquièrent des qualités nouvelles et différentes de celles qu'avoient auparavant les corps composans.

Cette vérité est un axiome fondamental et infiniment remarquable en chimie. Des chimistes ont pensé que les propriétés d'un corps sont moyennes de celles des composans; c'est une erreur importante à relever, un préjugé essentiel à détruire, parce qu'il est contraire aux progrès de l'art.

On doit examiner cette loi sous différens points.

1°. *Saveur.* Exemples : — muriate oxigéné de mercure.
— sulfate de potasse.

Ces deux exemples prouvent que la saveur est bien différente, lorsque les corps sont unis entr'eux. Le premier est un poison des plus violens, tandis que les parties constituantes peuvent être prises séparément, sans porter atteinte à l'économie animale. Le deuxième est amer, légérement purgatif, tandis que l'acide sulfurique d'un côté, et la potasse de l'autre, n'ont aucune de ses propriétés.

2°. *Odeur.* Exemples : — muriate d'ammoniaque.
— sulfure de potasse.

Le muriate d'ammoniaque prouve que deux corps odorans forment un composé sans odeur.

Le sulfure de potasse, au contraire, lorsqu'il est humecté, répand une odeur fétide; cependant il résulte de deux corps non odorans.

5°. *Couleur.* Exemples: — oxide jaune et rouge de plomb.
— oxide bleu de cobalt.
— oxide vert de cuivre, etc.

En comparant ces divers oxides avec les métaux purs, il sera facile de faire la différence qui existe entr'eux. Il en est de même de *la forme*, de *la consistance*, de *l'infusibilité*.

4°. *De la Forme.*

Deux matières qui ne sont point susceptibles de cristalliser seules, prennent une forme régulière lorsqu'elles sont réunies.

Exemple : — Si l'on mêle dans des proportions convenables, du gaz acide muriatique et du gaz ammoniac, à l'instant de leur union, on obtient des cristaux de muriate d'ammoniaque.

Souvent aussi, la forme est changée et simplement modifiée, comme dans l'union de certains sels entr'eux, du soufre avec les métaux, et dans les alliages métalliques qui offrent des cristallisations différentes de celles des métaux purs.

Enfin, des corps très-susceptibles de se cristalliser par eux-mêmes, perdent cette propriété, lorsqu'ils sont unis à d'autres corps, ainsi que les métaux unis à l'oxigène, quelques-uns d'entr'eux combinés avec les acides, etc.

5°. *De la Consistance.*

Presque jamais la consistance n'est, dans un composé, la même que dans les principes qui le forment.

C'est ainsi que deux fluides unis l'un à l'autre, donnent subitement naissance à un solide.

Exemple : — Combinaison de l'acide sulfurique concentré avec une dissolution de potasse concentrée ; on obtient à l'instant un solide.

De l'union de deux solides il résulte souvent un fluide, comme dans les sels neutres combinés avec la glace, et dans le mélange de l'amalgame de plomb et de celui de bismuth.

6°. *De la Fusibilité.*

Deux substances très-infusibles, ou très-difficiles à fondre séparément, deviennent très-fusibles lorsqu'elles sont unies.

La combinaison du soufre et des métaux fournit des exemples bien frappans de cette assertion : il en est beaucoup d'autres que les détails présenteront, et dont on pourra facilement faire l'application.

SEPTIÈME LOI.

La force d'attraction de composition se mesure par la difficulté que l'on a à séparer les composans.

Beaucoup de chimistes ont enseigné le contraire : voici sur quoi ils se fondoient.

L'acide nitrique attaque aisément le mercure.

L'acide muriatique l'attaque très-difficilement ; d'où

ils concluoient que l'acide nitrique avoit plus d'affinité avec le mercure, que l'acide muriatique. Ce raisonnement spécieux est une erreur ; car, si l'acide nitrique se combine aisément, il abandonne aussi très-facilement le mercure ; et, si l'acide muriatique s'unit difficilement au mercure, il ne s'en sépare que très-difficilement. Il y a même plus, si l'on verse de l'acide muriatique sur du nitrate de mercure, il s'unira au mercure, et en séparera l'acide nitrique ; ce qui est une preuve évidente de l'énoncé de la septième loi.

Ainsi, la véritable, la seule manière exacte de déterminer la force d'attraction chimique entre les corps, est de mesurer celle qu'on est obligé d'employer pour séparer les matières constituantes d'un composé.

HUITIÈME LOI.

Il y a entre tous les corps de la nature une attraction de composition bien différente.

Rendons ceci sensible par des exemples :

Bergmann divise cette attraction en attractions électives simples, et attractions électives doubles.

Lorsque, dans une dissolution contenant deux substances, on ajoute un troisième corps, qui produit la séparation d'un des corps dissous, ce corps reparoissant sous la forme solide, prend le nom de précipité, et donne lieu à l'exemple de l'attraction élective simple.

On nomme précipitant, la substance employée pour produire cet effet ; et précipité, le dépôt qui se manifeste.

On distingue plusieurs sortes de précipités : précipités vrais, faux, purs et impurs.

On nomme précipité vrai, le corps séparé qui tombe au fond du vase; et l'on nomme précipité faux, le mélange qui se précipite.

Un précipité est pur, quand, avec les résultats, on peut recomposer le corps; il est impur, quand cela ne se peut, et qu'il est encore possible de l'éloigner de son premier état.

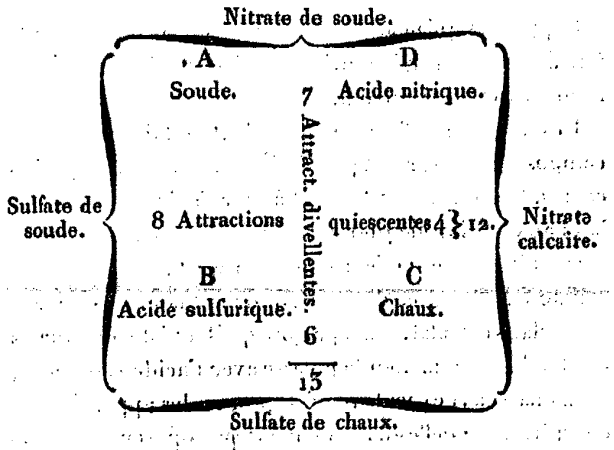
Il est essentiel d'observer qu'on ne peut généraliser ce mot, précipité; car il arrive quelquefois qu'en décomposant un corps composé de deux substances, par un troisième, celle qui est déplacée se volatilise. Nous en avons un exemple dans la décomposition du muriate d'ammoniaque par la chaux vive; il se forme un muriate calcaire, et l'ammoniaque se volatilise.

Attractions électives doubles.

On appelle attraction double, la décomposition d'un corps par un autre, composé de deux ou trois substances, mais qui ne se pourroit faire par les mêmes substances prises isolément.

Cette attraction peut être considérée dans deux états: 1°. Nécessaire; 2°. superflue.

FORMULE.



EXEMPLE.

Un composé d'acide sulfurique, que je nommerai B, et un de soude, que je nommerai A, ne peut être désuni par la chaux C, ni par l'acide nitrique D, pris chacun isolément, mais le composé CD analysé, décompose fort bien le composé BA, parce que C et D ont moins d'affinité vers BA que B et A n'en ont entr'eux, et que CD a plus d'affinité pour l'un des corps, que celui-ci n'en a pour l'autre.

On donne aux premières le nom d'affinités divellentes, et aux dernières celui d'affinités quiescentes.

Si les affinités quiescentes sont plus fortes que les affinités divellentes, il ne se fait point de changement dans les combinaisons; mais si les forces divellentes l'emportent, les combinaisons existantes sont rompues, et il s'en forme de nouvelles.

AUTRE EXEMPLE.

Supposons qu'on ait l'intention de décomposer le sulfate de potasse par le muriate de chaux, il y aura plusieurs forces qui agiront.

Les premières forces qui tendent à faire rester les composés dans leur état primitif, s'appellent forces quiescentes. Les forces qui tendent à unir l'acide sulfurique à la chaux, et l'acide muriatique à la potasse, s'appellent forces divellentes : elles agissent en effet, et forment du sulfate de chaux et du muriate de potasse. Les choses étant dans cet état, on aperçoit qu'il existe des forces qui tendent à combiner la potasse avec l'acide sulfurique, et la chaux avec l'acide muriatique; on les appelle forces conspirantes : celles-ci ne peuvent pas opérer de combinaison nouvelle; ces forces sont actives, lors même qu'elles n'opèrent pas.

Suivons encore un tableau figuratif, pour mieux concevoir le jeu des affinités qu'il représente.

FORMULE.

Muriate de potasse.

Muriate de barite. { Acide muriatique 32 — Potasse
36 + 9 ½ = 45
Barite 14 — Acide carbonique 46 } Carbonate de potasse.

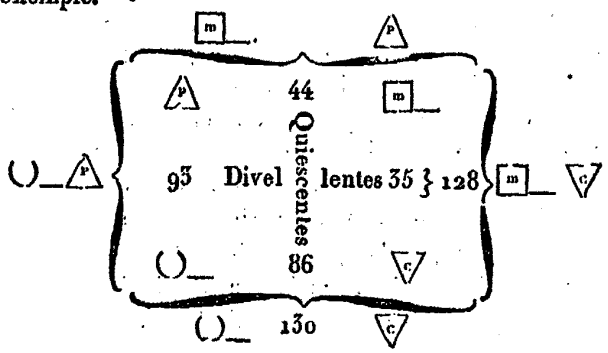
Carbonate de barite.

Si l'on mêle une dissolution de muriate de barite avec une dissolution de carbonate de potasse, l'affinité de l'acide muriatique avec la barite, et celle de la potasse avec l'acide carbonique, sont les affinités quiescentes.

L'affinité de l'acide muriatique avec la potasse, et celle de la barite avec l'acide carbonique, sont divellentes. Ces dernières l'emportent : les premières combinaisons sont rompues, et au lieu de muriate de barite et de carbonate de potasse, on a du muriate de potasse et du carbonate de barite, lequel étant insoluble dans l'eau, se précipite.

On peut encore représenter quelques circonstances de l'opération : ainsi, la pointe de l'accolade inférieure, étant dirigée vers le bas, ou vers le haut, désigne que le corps se précipite ou se volatilise; si, au lieu d'accolade, on emploie une seule ligne, elle indique que la nouvelle combinaison est restée en dissolution.

On se sert aussi de tableaux dans lesquels on emploie les signes abréviatifs de la chimie, qui sont plus propres que les noms écrits des substances, à faire apercevoir d'abord ce qui se passe dans les opérations; en voici un exemple.



Attractions de l'acide sulfurique
pour la potasse. . . = 93 } 128
——————de l'acide muriatique
pour la chaux.. . . = 35 } quiescentes.

——————de la potasse pour l'acide muriatique.. . = 44 } 130
——————de l'acide sulfurique
pour la chaux.. . . = 86 } divellentes.

D'où il suit que la décomposition doit s'opérer.

NEUVIÈME LOI.

L'attraction de composition est en raison inverse de la saturation des corps les uns par les autres.

Pour bien concevoir cette loi, ou ce phénomène constant, plus abstrait et plus difficile à comprendre que les précédens, je transcrirai ici littéralement ce passage de l'auteur de ces lois, le C. *Fourcroy*. « Il faut, dit-il, » savoir d'abord que les corps, en se combinant entr'eux » par l'attraction de composition, ne s'unissent que dans » des proportions données par la nature; que, lorsqu'ils » sont arrivés à cette proportion respective, les composés ne peuvent plus prendre une plus grande quantité de chacun de leurs composans; que ce point atteint » est ce qu'on nomme la saturation. Il faut savoir, en » second lieu, que la plupart des corps susceptibles de » se combiner, et qui tendent conséquemment à s'unir » dans une proportion donnée, n'arrivent à leur saturation complète que par des circonstances favorables » et réunies; que, lorsque ces circonstances n'existent » pas, l'union entr'eux, quoique non satisfaite, puisque » la saturation n'a pas encore lieu, demeure cependant

» en équilibre, ou en repos, jusqu'à la coïncidence de » ces circonstances, et qu'ainsi, on doit distinguer les » combinaisons des mêmes corps en diverses quantités » comme différens termes, depuis un *minimum* jusqu'à » un *maximum*. Or, c'est dans ces divers termes, qui » peuvent être plus ou moins multipliés, qu'on observe » le phénomène constant, ou l'existence de la loi dont » je parle ici; savoir : que la première portion d'un corps » qui s'unit à un autre corps, y adhère davantage que la » seconde; que la seconde y adhère plus que la troisième; » et qu'enfin, l'attraction est d'autant plus foible, qu'on » approche davantage de la saturation. Ce fait est d'ac- » cord avec une autre observation également impor- » tante : c'est qu'en général, plus les corps ont d'attrac- » tion pour d'autres corps, et moindre est la quantité » qu'ils en exigent pour être saturés : de là vient aussi, » qu'en décomposant un composé saturé, on lui enlève » plus facilement les dernières portions de l'un de ses » composans, que les premières qu'il retient plus for- » tement. »

Exemple :—Si l'on met de l'acide sulfurique en contact avec du mercure, on obtiendra, à l'aide du calorique, de l'acide sulfureux et du sulfate de mercure. Une partie de l'acide s'est donc décomposée; l'oxigène, qui le constituoit acide sulfurique, s'est porté sur le mercure, et l'a oxidé. Les premières portions d'oxigène se dégagent donc avec facilité, tandis que les dernières tiennent fortement au soufre : d'où il résulte que les premières molécules qui s'unissent à un corps, adhèrent bien plus fortement que les dernières; et à mesure qu'il approche le plus d'être saturé, les molécules tiennent à ce corps de moins en

moins, en sorte qu'il est souvent très-aisé de séparer les premières molécules des principes d'un composé, tandis que les dernières molécules se séparent avec une extrême difficulté : l'exemple que nous venons de citer en est une preuve.

DIXIÈME LOI.

Entre deux composés qui ne se décomposent pas réciproquement par attraction élective double, la décomposition peut avoir lieu, si l'attraction de deux des principes pour un troisième, l'emporte sur celle qui unit celui-ci à un des deux premiers, quoiqu'au moment même de l'action, l'union entre ces deux premiers n'existe pas encore.

Cette attraction, que le C. *Fourcroy* appelle prédisposante, existe entre un composé binaire qui n'est point encore formé, et un autre corps qui est uni à un quatrième; elle est la seule cause qui opère la formation de ce composé et la décomposition d'un autre composé, qui n'auroit point eu lieu sans la formation du premier : c'est donc quelque chose de plus, et réellement quelque chose de différent, que le cas des attractions électives doubles.

Par exemples : — L'acide carbonique n'est pas décomposable par le phosphore; il le sera, s'il est combiné avec la soude ou avec la chaux.

Le soufre n'altère en aucune manière l'eau, ce qui prouve que le soufre a moins d'attraction pour l'oxigène, que n'en a l'hidrogène; mais si l'on unit le soufre à un alkali, cette combinaison décompose l'eau, quoique l'alkali n'ait pas lui-même d'attraction pour l'oxigène : l'al-

kali ne peut donc avoir d'attraction que pour l'acide sulfurique, qui doit se former par l'union du soufre et de l'oxigène de l'eau. Cette attraction favorise la décomposition de l'eau.

CHAPITRE II.

Lumière et Calorique.

PARAGRAPHE PREMIER.

De la Lumière.

LA lumière est-elle un corps différent du calorique, ou bien n'en est-elle qu'une modification? Les chimistes sont encore divisés là-dessus : ceux qui veulent en faire deux substances indépendantes, citent beaucoup d'expériences où elle semble agir en raison de cette indépendance. Par exemple : on trouve dans l'expérience suivante une même action de la part du calorique et de la lumière. On met dans un tube de verre une dissolution d'or avec du charbon, bouilli préalablement pour en dégager l'air : on l'expose aux rayons solaires; une partie du charbon passe à l'état d'acide carbonique; et cela aux dépens de l'oxide qui est réduit.

Si l'on expose ce même tube dans de l'eau chauffée à 210 degrés du thermomètre de *Farenheit*, le même phénomène a lieu.

Les propriétés physiques de la lumière sont : l'élasticité, sa pesanteur, sa réflexion, sa transparence.

Il seroit difficile de présenter des expériences sur cette partie de la physique générale, sans y joindre des développemens que cet ouvrage ne comporte pas.

Telles sont, en général, les propriétés qui caractérisent la lumière libre, ou considérée comme une émission du soleil et des étoiles fixes : considérons-la maintenant chimiquement.

Elle agit sur les corps, opère des combinaisons et des décompositions.

Ses effets sur les acides.

Si l'on verse de l'acide nitrique, concentré dans un flacon fermé d'un bouchon de cristal, et qu'on l'expose au soleil ; au bout d'un certain temps, le flacon se remplira de vapeurs rouges.

Si l'on expose de l'acide muriatique oxigéné à la lumière, on obtiendra du gaz oxigène.

A cet effet, on met dans un flacon de l'acide muriatique oxigéné ; on y adapte un tube de verre, qui va plonger sous une cloche dans l'appareil pneumato-chimique. Il faut avoir soin que le tube ne touche point à l'acide.

Exposé à la lumière des rayons solaires, cet acide se décompose, se décolore, laisse dégager du gaz oxigène, et repasse à l'état d'acide muriatique.

Ses effets sur les oxides métalliques.

Si l'on expose aux rayons solaires de l'oxide rouge de mercure, l'oxide se décomposera ; l'oxigène qu'il contient et qui le constitue oxide, se dégagera, et le métal repassera dans son état naturel.

Les sels métalliques peuvent encore nous servir de preuves pour démontrer l'action de la lumière.

On prépare du muriate d'argent : à cet effet, on prend du nitrate d'argent en dissolution ; on y ajoute de l'acide

muriatique, qui s'empare de l'oxide d'argent, et forme un sel insoluble, muriate d'argent.

On expose ce muriate à la lumière, sur une plaque de verre, collée par-dessous avec du papier noir. Au bout de quelques heures, on voit que la lumière n'a agi qu'à la surface; le sel se trouve réduit à l'état métallique, tandis qu'à l'endroit où la lumière n'a point frappé, il n'y a point eu de décomposition.

Effets de la lumière sur le végétal.

La lumière est nuisible à la germination des semences.

Que l'on mette des semences de cresson sur un morceau de liége enveloppé d'un papier brouillard, et flottant dans l'eau; si on le prive du contact de la lumière, on verra la vîtesse du développement; en comparant cet appareil avec d'autres semblables mis à la lumière, on observera qu'à mesure que les graines jouissent d'une lumière plus vive, leur développement est plus retardé; de façon que la lumière la plus vive, celle du soleil, leur devient toujours la plus nuisible.

La lumière présente encore un phénomène intéressant.

Si l'on place un certain nombre de feuilles dans une cloche pleine d'eau et renversée, et qu'on l'expose à l'action du calorique, il se dégagera des feuilles un gaz qui aura, outre beaucoup d'autres propriétés, celle d'être impropre à la combustion.

Si, au contraire, on expose une même cloche, préparée de même, aux rayons solaires, on aura pour résultat un gaz qui a la propriété d'être propre à la combustion; ce qui démontre bien que la production de ce

fluide est due à l'influence de la lumière sur ces feuilles.

La lumière altère la couleur des végétaux. L'étiolement des plantes dépend de l'absence de la lumière. Les plantes se nourrissent très-bien dans une obscurité parfaite, et même elles y croissent plus rapidement qu'au soleil, pourvu que l'air qui les entoure soit respirable.

Tout le monde connoît la manière qu'emploient les jardiniers, pour étioler les chicorées; quand elles sont venues à une certaine hauteur, ils les lient et les privent par là du contact de la lumière.

La maturité et le principe résineux sont autant de propriétés qui en dépendent.

On voit même que l'influence de la lumière est marquée sur les autres êtres; car, comme on l'a observé, les vers et les chenilles qui vivent dans la terre ou dans les bois, sont blanchâtres; les oiseaux et les papillons de nuit se distinguent de ceux du jour par leurs couleurs peu brillantes; la différence est encore marquée entre ceux du nord et ceux du midi.

Les animaux tombent malades par la privation de la lumière, et même en périssent. Si l'homme est renfermé longtemps dans un cachot, il croît sur sa peau des pustules remplies d'humeurs aqueuses, et il devient hydropique.

§. II.

Du Calorique.

Le calorique est une substance qui produit le sentiment de la chaleur.

La chaleur se communique en général aux corps, de

trois manières: 1°. par le contact d'un corps chaud; 2°. par frottement; 3°. par l'acte de la combinaison.

Les phénomènes du calorique peuvent être divisés en neuf classes.

A. 1°. Il produit sur la peau des sensations douloureuses : ces sensations dépendent de la différence de température de la peau touchante et du corps touché. Lorsque le corps touché a une température moindre, il imprime le sentiment du froid.

2°. Les différences, lorsqu'elles sont extrêmes, décomposent la peau et lui ôtent le sentiment et la vie. Pour le même corps, la sensation est d'autant plus forte que la différence de température est plus grande.

A égales températures, le sentiment varie en raison de la propriété conductrice de la chaleur des corps.

B. La conductibilité de la chaleur est la vîtesse avec laquelle la température se met en équilibre dans un corps.

On distingue aussi le calorique de la chaleur, parce qu'on ne doit jamais confondre sous la même dénomination un effet et la cause qui lui donne naissance.

La chaleur n'est autre chose que l'effet produit sur nos organes par le passage du calorique, qui se dégage des corps environnans. Lorsque je touche au corps froid, le calorique passe de ma main dans le corps que je touche, et j'éprouve la sensation du froid; lorsque je touche un corps chaud, le calorique passe du corps à ma main, et j'ai la sensation de chaleur; mais tous les corps offrent-ils au calorique un passage également libre et facile? Non.

On doit donc distinguer ici cet objet : 1°. calorique conduit; 2°. calorique arrêté.

Les métaux et la plupart des liquides nous donnent l'exemple du premier point.

Si on prend un fil de fer, et qu'on présente une de ses extrémités au foyer de la flamme d'une bougie, on ne tardera pas à éprouver la sensation de la chaleur.

Si, au contraire, on prend un charbon embrasé à une de ses extrémités, et qu'on touche le corps à une petite distance de cette extrémité, on n'éprouvera aucune sensation de chaleur.

Pourquoi ces effets? C'est que le calorique se propage facilement à travers les molécules du fer, tandis que les molécules du charbon se refusent à son passage.

Le verre, les résines, la soie, la laine, la paille, etc. résistent plus ou moins au passage du calorique.

D'après ce que nous venons de dire, on doit voir les applications utiles que l'on peut faire aux arts et aux usages même les plus ordinaires de la société; tels que, aux poêles, pour chauffer les appartemens; aux vases, pour évaporer ou chauffer de l'eau; aux matières qui forment les parois ou l'enveloppe des fourneaux, aux glacières, aux habillemens, etc.

C. Le calorique augmente le volume des corps; sa retraite les diminue.

Les corps dilatés ne le sont ainsi que par le passage du calorique d'un corps dans un autre; suivant les circonstances, on a une dilatation ou une condensation dans les liquides : moyens dont on se sert pour construire les thermomètres.

On appelle thermomètre, un instrument propre à apprécier les différens degrés de chaleur.

Les thermomètres qu'on emploie habituellement,

sont composés d'un vase plein de liquide; le vase est surmonté d'un tube dans lequel on mesure les augmentations ou diminutions de volume des liquides : c'est la différence d'augmentation de volume entre les liquides et les vases, qui indique les variations de température, sur des échelles tracées le long du tube.

La matière des vases est ordinairement de verre, à cause de sa transparence et de sa foible augmentation de volume.

La forme des vases est ou sphérique, ou cylindrique, surmontée d'un tube : toute autre forme pourroit être employée de même. Les cylindres sont courts, gros et droits, ou étroits, longs et courbes, ou en spirales.

De toutes les formes, la sphérique est la plus régulière; la cylindrique, la plus commode.

Les liquides les plus en usage, sont : l'huile de lin employée par *Newton*, le mercure par *Farenheit*, l'alcool par *Réaumur;* on peut aussi employer tout autre liquide.

Les conditions essentielles sont : qu'il y ait une grande distance entre la température qui les solidifie et les gazéifie.

L'huile de lin et le mercure peuvent supporter une haute température avant de se gazéifier; l'alcool peut supporter un grand froid avant de se solidifier.

Pour rendre les thermomètres comparables, il faut non seulement qu'ils soient de même forme, de même matière pour les vases ainsi que pour les liqueurs; il faut encore qu'on puisse les exposer à des températures constantes, afin d'établir leur graduation entre les températures.

Réaumur en a proposé une, la congélation de l'eau.

Farenheit a proposé l'ébullition de l'eau; celle-ci varie par la pression de l'atmosphère.

Longtemps avant ces physiciens, *Newton* avoit proposé plusieurs intermédiaires.

Il marquoit zéro à la congélation de l'eau;

24 à la congélation de la cire fondue;

33 à la fusion d'une partie égale d'étain et de bismuth;

57 à la fusion de { 2 parties d'étain; 1 partie de bismuth.

81 Fusion du bismuth.

96 Fusion du plomb.

Par les méthodes de *Réaumur* et de *Farenheit*, la plus légère différence dans la matière des vases, des liquides, ainsi que dans la forme des thermomètres, empêche qu'on ne puisse en obtenir de comparables.

Par la méthode de *Newton*, on peut déterminer la loi de graduation, telle que tous les thermomètres soient comparables.

Réaumur marquoit zéro à la congélation de l'eau, comme son alcool augmentoit de 0,080 à l'ébullition, on divise l'espace contenu entre les points, en 80 parties.

Farenheit a divisé l'espace contenu entre la congélation et l'ébullition de l'eau, en 180 degrés; il marque 32 à la congélation.

De la congélation à l'ébullition de l'eau, la différence de l'augmentation de volume est à-peu-près — mercure 0,014, — eau 0,037, — alcool 0,087, — huile de lin 0,072.

Cette augmentation est déduite des expériences de *Mussembroeck*; d'autres physiciens ont donné d'autres rapports, parce qu'ils se sont servis de vases composés

d'autres matières, ayant d'autres formes, et que les liquides n'étoient pas les mêmes.

Construction des Thermomètres.

Il faut d'abord avoir un tube calibré; on le chauffe à la lampe d'émailleur; on accumule une partie de la matière qui le compose, en une petite boule que l'on fait rougir et que l'on souffle ensuite; il se forme au bout du tube une petite sphère que l'on remplit ensuite d'alcool coloré. On fait chauffer cette boule : l'air intérieur se raréfie, et quand il est dans cet état, on plonge l'extrémité du tube dans la liqueur; et l'air qui se condense, occupant moins de place, permet à l'air atmosphérique de chasser cette liqueur dans le globe : il n'en est pas cependant rempli entièrement. On chauffe de nouveau cette boule, et lorsqu'on voit l'alcool réduit en vapeurs, on le plonge de nouveau, et il se remplit en totalité ou à-peu-près. Lorsqu'il reste une petite bulle d'air, pour l'en chasser, on emploie un moyen bien simple : on imprime, au moyen d'un fil, un mouvement de rotation au tube; la liqueur, par ce mouvement, se porte à la circonférence, et la bulle d'air se trouve chassée. Pour rendre ensuite cet instrument comparable, on met de la glace pilée dans un vase; on le remplit en partie d'eau, et on y plonge le thermomètre; l'alcool se condense, et on part de ce terme pour zéro. On ferme hermétiquement le tube par le haut, et ensuite on le plonge dans l'eau bouillante.

Pyromètre de Wedgwood.

Comme les thermomètres de verre sont très-fusibles, on ne peut, avec ces instrumens, évaluer que des degrés

de chaleur inférieurs au degré de fusion du verre lui-même.

Le pyromètre de *Wedgwood* est celui dont on fait usage le plus communément : il est construit sur le principe que l'argille la plus pure prend au feu un retrait proportionné à la chaleur qu'on lui applique. Ce pyromètre consiste en deux parties : l'une, qu'on appelle jauge, et qui sert à mesurer les degrés de diminution ou de retrait; l'autre comprend de petits cylindres d'argille, qu'on appelle pièces pyrométriques. *Voyez planche 7.*

La jauge est formée par une plaque de terre cuite ou de cuivre, sur laquelle sont appliquées deux règles de même matière : ces règles, parfaitement droites et unies, offrent un écartement d'un demi-pouce à un des bouts, et de trois dixièmes de pouce à l'autre; pour plus grande commodité on a coupé la jauge par le milieu, et on ajuste les deux pièces quand on veut s'en servir : on a divisé la longueur de cette règle en 240 parties égales dont chacune représente un dixième de pouce.

Pour former les pièces à thermomètre, on tamise la terre avec la plus grande attention, on la mêle ensuite avec de l'eau, et on fait passer cette pâte à travers un tuyau de fer, ce qui lui donne la forme de bâtons longs que l'on découpe après en pièces de la grandeur convenable; quand les pièces sont sèches, on les présente à la jauge, et il faut qu'elles s'adaptent au o de l'échelle : si, par l'inadvertance de l'ouvrier, quelque pièce pénètre à un ou deux degrés plus loin, ce degré est marqué sur son fond et doit se déduire lorsqu'on se sert de cette pièce pour mesurer la chaleur. Les pièces ainsi ajustées sont cuites dans un four, à une chaleur rouge, pour leur

donner la consistance nécessaire au transport. La chaleur employée dans ce travail est communément de 6 degrés ou environ, les pièces en sont diminuées plus ou moins; mais peu importe dès qu'on doit les soumettre à un degré de chaleur supérieur à celui qu'elles ont éprouvé; et si par événement on veut mesurer un degré de chaleur inférieur, on emploie des pièces non cuites qu'on conserve dans des gazettes ou étuis, pour éviter le frottement.

Lorsqu'on veut se servir de ce pyromètre, on expose une des pièces dans le foyer dont on veut prendre la chaleur, et lorsqu'on juge qu'elle en a éprouvé toute l'intensité, on la retire et on la laisse refroidir, ou bien on la plonge dans l'eau pour faciliter le refroidissement; on la présente à la jauge, et on détermine aisément le retrait qu'elle a éprouvé.

Un phénomène assez singulier, que présente le pyromètre, c'est que les pièces d'argille ne commencent à éprouver de retrait qu'à 5 ou 6 degrés de chaleur pyrométrique, ce qui répond à 468° du thermomètre de *Réaumur*. On a cru pendant longtemps que le plus haut degré de chaleur qu'on peut donner à un corps, étoit de 700° de ce même thermomètre; le pyromètre a démontré combien cette hypothèse étoit éloignée de la vérité, puisque l'on est parvenu à donner jusqu'à 180° pyrométriques: ce qui répond à plus de 8000° du thermomètre de *Réaumur*.

Wedgwood a comparé les divisions de son pyromètre à ceux de *Farenheit*: il en a présenté les différences dans un tableau; le C. *Guyton* a ajouté l'échelle de *Réaumur* et celle de 100 degrés. Voyez la table ci-jointe.

D. La quatrième série des phénomènes produits par le

calorique, est le passage des corps solides à l'état liquide, et de ceux-ci à l'état gazeux.

L'action du calorique peut être considérée comme tendant à détruire l'agrégation et à favoriser la combinaison.

Il faut examiner cet objet sous quatre points de vue principaux. 1°. Il est des corps que la chaleur n'altère pas, elle ne fait que les dilater; 2°. le calorique fait passer les corps de l'état solide à l'état liquide: ce phénomène se nomme fusion, et les corps, fusibles: tels sont le soufre, le plomb, la glace, la cire, le bismuth, etc.

Cette fusibilité, poussée plus loin, est la volatilisation. On nomme volatils, les corps susceptibles de cette propriété: tels que le benjoin, l'eau bouillante, etc.

Ceux qui ne jouissent pas de cette propriété, sont appelés fixes. Il y a plusieurs degrés de cette volatilité; l'ultimatum est les corps fondus en gaz.

3°. Les corps décomposables sans altération: ce qui constitue l'analyse vraie. Un des corps est toujours fixe, et l'autre volatil.

4°. Si les corps que l'on expose au calorique sont composés de plusieurs principes volatils et fixes, les volatils s'unissent ensemble; les fixes se combinent également: il en résulte de nouveaux composés; ce qui constitue l'analyse fausse.

On remarque que plusieurs solides augmentent de volume, en se liquéfiant, sans cependant varier de température: dans le nombre, est la cire, le suif, le fer, l'airain; d'autres diminuent, comme l'eau, etc.

Tous les solides, en se liquéfiant, absorbent du calorique; l'eau en absorbe une quantité capable d'élever la

même masse d'eau de zéro à 60 degrés de *Réaumur*; le mercure en absorbe une quantité capable d'élever la même masse de mercure de — 32 à + 34 de *Réaumur*.

Tous les liquides, en se gazéifiant, absorbent une quantité de calorique considérable, sans changer de température; l'eau absorbe à peu-près la quantité de calorique capable de faire passer six fois le même poids d'eau, de la congélation à l'ébullition.

La faculté qu'ont les liquides de se gazéifier à différentes températures, en raison de la pression de l'atmosphère, permet d'en faire usage pour déterminer la pression de l'atmosphère, et conséquemment, pour mesurer la hauteur des montagnes.

L'action de la chaleur produit un effet d'autant plus grand qu'elle éprouve une plus grande résistance, qu'elle est plus retardée si le corps qu'on échauffe est de nature à céder à la première action de la chaleur; les parties de la surface perdent leur adhérence, se liquéfient avant même que les intérieures aient eu le temps de s'échauffer; ainsi, de couche en couche, la masse se fond comme de la cire ou du beurre; ou bien, ces parties se dissipent en fumée ou en flamme, comme une bûche qui brûle à sa surface, tandis que son centre est presque froid; mais, si les parties de la surface ont assez de fixité, si elles résistent assez long temps pour donner aux parties internes le temps de s'échauffer, la rupture de leur adhérence doit avoir lieu presque en même temps partout, et la fusion devient générale en peu de temps: c'est ce qui arrive aux métaux qui fondent. Aussi, les bois ne brûlent que successivement; la cire et les graisses ne fondent que peu à-peu; mais les métaux, d'abord plus difficiles à fondre, coulent

aussi plus promptement et plus complétement, lorsqu'ils ont atteint le degré de chaleur nécessaire. Pour s'en convaincre, on peut faire l'expérience suivante :

On prend deux vases semblables, que l'on place sur le même feu ; on met dessus une égale quantité de cire sur l'un, et sur l'autre de l'étain, sans le remuer. La cire fondra successivement et peu-à-peu : l'étain sera longtemps sans changer d'état apparent ; mais lorsqu'il commencera à couler, fort peu de temps après il sera en fusion parfaite, et alors il restera encore un morceau de la cire dans l'état solide ; de sorte que, quoique l'étain ne commence à fondre que longtemps après la cire, il est cependant entièrement fondu avant que la cire le soit. En un mot, les huiles grasses s'enflamment plus difficilement que l'alcool ; mais leur embrasement produit un degré de chaleur beaucoup plus considérable. La même charge de poudre qui s'enflamme en plein air, ne produit qu'un effet très-inférieur à celui qu'elle est capable de produire dans un canon.

On rend les métaux fusibles plus aisément, ou à un moindre degré de chaleur, en les alliant avec quelque autre substance.

Les soudures fortes sont des alliages de cette nature, qui fondent à un degré de chaleur moindre que celui qui seroit nécessaire pour faire fondre les pièces qu'on veut réunir ; le cuivre jaune, qui est un alliage de cuivre rouge et de zinc, sert de soudure pour le cuivre rouge. L'argent allié avec le cuivre rouge, sert de soudure pour l'argent, et ainsi des autres. La fonte de fer et l'acier, qui sont du fer allié avec le carbone, fondent à un degré de chaleur moindre, que ne le fait le fer doux.

E. On peut augmenter l'action ou les effets d'un même feu, d'un feu entretenu avec la même matière, de quatre manières différentes :

1°. En augmentant la quantité de matière qui lui sert d'aliment ;

2°. En concentrant cette action, ou en empêchant qu'elle ne s'étende et ne se dissipe dans un trop grand espace ;

3°. En dirigeant cette action vers un même endroit ;

4°. En soufflant le feu avec de l'air pur.

Le premier moyen est si usité, qu'il n'a pas besoin de preuves ; on sait qu'en ajoutant du bois ou du charbon à un feu déjà allumé, son action augmente : il faut cependant que la quantité de matière ajoutée trouve un feu proportionné à son degré d'inflammabilité et à son volume ; du bois vert, ou une grosse bûche, ajouté à un petit feu, n'y fera que noircir ; mais si ce bois est bien sec et divisé en petites parties ou copeaux, il s'y embrasera. Un corps ne peut s'embraser qu'en se combinant avec l'oxigène, et cette combinaison ne peut avoir lieu qu'au moyen d'un certain degré de chaleur. Si le feu est petit, et que le corps soit d'un gros volume, ou trop abreuvé d'eau, le feu est éteint avant que le corps ait eu le temps de s'échauffer assez. Par la même raison, une bougie allumée, que l'on renverse, s'éteint par la cire fondue qui coule sur la mèche, et qui n'avoit pas encore acquis le degré de chaleur nécessaire à son embrasement.

Le deuxième moyen est de concentrer l'action du feu, ou de l'empêcher de s'étendre ou de se dissiper dans un trop grand espace : c'est ce qu'on fait par le moyen des fourneaux. Le feu, ainsi renfermé, devient comme le

centre d'une sphère d'activité dont les rayons vont frapper les parois des fourneaux; mais ces rayons sont réfléchis vers le milieu, et leur action s'y trouvant comme concentrée, en agit avec d'autant plus de force. Les étuves peuvent être regardées comme des espèces de fourneaux dans lesquels la chaleur s'applique à un grand nombre de corps à la fois.

Un paravent déployé devant une cheminée, fait aussi, en quelque façon, l'office de fourneau : car, non seulement il garantit de l'air froid qui peut venir des portes et des fenêtres, mais il réfléchit encore les rayons de chaleur, et les empêche de trop s'étendre et de se dissiper.

Le troisième moyen consiste à diriger vers un même endroit l'action du feu ou les parties déjà embrasées qui s'exhalent : c'est ce que font les orfévres, les bijoutiers, les metteurs en œuvre, les émailleurs, les artistes en verre, etc. avec leur lampe et leur chalumeau, ou le soufflet. Cette flamme, ainsi dirigée, devient active au point de fondre le verre, l'émail et les métaux; car le souffle introduit dans la flamme le fluide propre à la combustion. Par ce moyen on obtient deux avantages; l'un d'exciter un grand degré de chaleur, et l'autre, de ne chauffer que l'endroit que l'on veut qui le soit.

Le quatrième est de souffler le feu avec du gaz oxigène. On ne connoît pas de feu aussi actif. *Lavoisier* n'a presque point trouvé de substances qui ne cédassent à l'action de ce feu violent. Le platine, les rubis orientaux qui ne souffrent presque pas d'altération à la chaleur du verre ardent, se fondent, le platine complétement, et les rubis se ramollissent au point de se souder plusieurs ensemble.

Moyens de diminuer l'action du feu.

Il suffit de supprimer les moyens par lesquels on l'augmente. Cette suppression est la cause la plus ordinaire du ralentissement ou même de l'extinction du feu : celui d'un poêle ou d'une cheminée donne moins de chaleur s'il manque de bois ; souvent même, quoique le bois n'y manque pas, il languit, si l'on néglige de le souffler.

Mais cette extinction du feu ne se fait que lentement : il y a des circonstances où il est intéressant d'aller plus vîte. On sait que rien ne brûle sans le contact de l'air; il suffit donc, pour produire la privation d'air nécessaire, d'appliquer à la surface du corps embrasé une matière qui ne soit pas combustible, comme, par exemple, de l'eau; mais il faut pour cela que l'eau puisse demeurer en liqueur plus long temps que ne peut durer l'embrasement ; c'est pourquoi il faut en jeter beaucoup : car, si l'on ne jette qu'une petite quantité d'eau sur un grand feu, cette eau éprouvant un degré de chaleur plus violent que celui qu'elle peut soutenir en plein air, se décompose ; son oxigène se combine avec le corps qui brûle, et son hidrogène se combinant avec le calorique, forme un gaz qui s'embrase sur le champ, et ajoute beaucoup à l'activité de la flamme.

F. Le refroidissement n'est autre chose qu'une diminution de chaleur : on doit voir cesser, dans un corps qui se refroidit, tous les effets du feu dont nous venons de parler.

1°. Ce qui étoit flamme, ne devient plus que fumée épaisse ; l'évaporation se ralentit ou même cesse entièrement.

2°. Les matières liquéfiées deviennent moins coulantes et reprennent ensuite leur première consistance.

3°. Le volume augmenté par la raréfaction se contient dans des limites plus étroites.

Quand tout cela se fait lentement, les parties se rapprochent proportionnellement et dans un ordre naturel, surtout si cette action n'a enlevé à la masse aucun de ses principes, tel que l'or que l'on a fondu.

Mais un refroidissement trop prompt a quelquefois des effets très-différens : il diminue si promptement la mobilité respective des parties, qu'il les fixe avant qu'elles n'aient pu s'arranger dans l'ordre qui leur convient : ces parties ne se touchent qu'imparfaitement ; le corps ne prend qu'une consistance incomplète. C'est ce qui arrive à l'acier que l'on trempe : aussi, est-il alors plus cassant, et la densité moindre qu'elle n'étoit avant la trempe.

La même chose arrive à des vases de verre qui n'ont pas partout une épaisseur égale, et qu'on laisse refroidir trop subitement. Les parties n'adhèrent que foiblement entr'elles ; ces vases se cassent souvent d'eux-mêmes. Pour prévenir cet inconvénient, on leur donne le recuit.

On ne connoît pas de corps absolument froid : un tel corps seroit celui qui ne contiendroit pas de calorique dans l'état de liberté. Or, on n'en a jamais trouvé de cette espèce. On ne connoît point le zéro de chaleur ; le froid n'est donc qu'une moindre chaleur : il n'est par conséquent pas une qualité positive, mais seulement relative. Tel corps est froid à l'égard de celui-ci, qui paroît chaud par rapport à celui-là ; si l'on plonge un thermomètre dans la glace, il descend, s'il sort d'un air tempéré : elle le fait monter, s'il sort d'un mélange de sel et de glace.

On trouve les caves chaudes en hiver et froides en été, quoique leur température soit à-peu-près la même dans toutes les saisons : cela vient de ce que, quand nous y descendons en hiver, nous sortons d'un air froid ; et en été, nous sortons d'un air chaud. Il est même possible que la même personne trouve la même substance chaude et froide dans le même instant. *Exemple :* qu'une personne tienne une de ses mains bien froide, et l'autre bien chaude, qu'elle plonge dans le même moment l'une et l'autre dans un seau d'eau de puits ; avec la main qui sera froide, on trouvera cette eau chaude ; avec la chaude, on la trouvera froide.

Ceci nous conduit à l'explication de cet axiome :

Tout corps de dessus lequel un fluide s'évapore, se refroidit, et d'autant plus que l'évaporation de ce fluide est plus prompte.

Expérience : — On emplit d'eau une boule mince de thermomètre, ainsi qu'une partie de son tube ; on plonge cette boule dans l'eau ou dans l'alcool, ou dans l'éther ; on la retire de l'eau, et on l'agite dans l'air : on parvient ainsi à faire geler l'eau de la boule.

La raison de ce refroidissement est qu'une substance ne peut passer à l'état de vapeur, sans se combiner avec une assez grande quantité de calorique. Une portion de calorique est, par là, enlevée au corps de dessus lequel la substance s'évapore, et sa disette occasionne du refroidissement : voilà pourquoi, jusqu'à ce qu'on se soit bien essuyé, on sent du froid en sortant du bain, quand bien même l'air dans lequel on passe seroit plus chaud que le bain.

Les chasseurs et les militaires savent profiter de ce

moyen de refroidissement pour boire frais : pour cela, ils enveloppent leurs bouteilles de linges mouillés ; et les exposant au soleil, l'évaporation est plus prompte.

G *Production de la lumière.*

La lumière est incandescente : c'est celle d'un fer rouge, de tous les métaux rouges qui laissent dégager le calorique qui y étoit accumulé.

La lumière est flambante : c'est celle de la plus grande partie des corps combustibles.

La lumière flambante a lieu lorsque deux substances gazeuses se réunissent pour se solidifier, se liquéfier, ou même former des gaz plus denses, tels par exemple, la lumière des lampes, bougies, chandelles, alcool, bois, soufre, phosphore, etc.

La lumière flambante est presque toujours produite par la combinaison de l'oxigène ; il est cependant des cas où il y a production de lumière sans combinaison d'oxigène. Dans la combinaison de l'eau avec la chaux, on distingue, comme le C. *Laplace* l'a indiqué, de la lumière dans l'obscurité, surtout lorsque la combinaison est rapide.

Toujours la production de la lumière est accompagnée de chaleur; mais il est des cas où la chaleur est insensible, comme dans la lumière des bois pourris, des substances animales en putréfaction. Les lumières ne sont produites que lorsque les corps sont plongés dans les milieux qui contiennent de l'oxigène.

Très-souvent on a de la chaleur sans lumière sensible, telles sont les pierres fortement chauffées, mais pas assez pour être incandescentes.

La chaleur et la lumière peuvent être produites par la combinaison intime de deux corps, quand ils ont beaucoup d'affinité l'un pour l'autre : il y a chaleur et lumière, en combinant de l'acide nitrique concentré avec des huiles volatiles, et même avec le charbon échauffé.

Le phosphore, le pyrophore, produisent aussi de la chaleur et de la lumière : il est d'autres substances, comme le phosphore de Boulogne, qui sont lumineuses par une combustion lente.

II *Du Calorique dégagé des corps, et passant dans un autre corps, ou Capacité de chaleur.*

S'il est des corps qui s'échauffent plus promptement que les autres, il en est aussi qui ne se refroidissent pas également dans un temps donné. On ne connoît pas bien la loi suivant laquelle cela s'exécute : on peut cependant dire, en général, que la chaleur se communique en raison des masses; c'est pourquoi on ressent plus de froid aux mains, quand on touche du marbre ou un métal pendant l'hiver, que quand on touche du bois ou des étoffes qui sont moins denses, quoique la température de tous ces corps soit la même; car le refroidissement de la main est la perte qu'elle fait d'une partie de son calorique.

Capacité pour le Calorique.

Il existe dans tous les corps deux portions de calorique bien distinctes : 1°. calorique combiné; 2°. calorique interposé.

Le calorique combiné est celui qui est enchaîné dans les corps, par la force d'affinité ou d'attraction, et qui

constitue une partie de leur substance, même de leur solidité.

Le calorique interposé est celui qui, sans être engagé dans aucune combinaison, se trouve entre les molécules des corps; un exemple familier rendra plus sensible la différence qui existe entre ces deux portions de calorique; un morceau de pain, plongé dans l'eau, contient deux portions d'eau bien distinctes; l'une est dans un état de combinaison, et forme une partie constituante du pain; l'autre est seulement interposée entre ses molécules: elle paroît sous forme d'eau, et s'échappe par la pression.

La propriété qu'ont les corps d'absorber la quantité de calorique, est appelée capacité.

Ainsi, pour élever du même nombre de degrés la température de deux corps égaux, soit en masse, soit en volume, il faut presque toujours leur communiquer d'inégales quantités de calorique.

Pour déterminer la capacité de différens corps, il faut les considérer comme ayant des poids égaux et des températures semblables, ou comme ayant des volumes égaux et mêmes températures; et la différence entre les résultats de ces comparaisons, sera comme la différence qui se trouve entre les pesanteurs spécifiques des substances comparées.

Deux corps égaux, soit en masse, soit en volume, et réduits à la même température, contiennent presque toujours d'inégales quantités de calorique. On désigne chacune de ces quantités par l'expression de calorique spécifique, ou quantité spécifique de calorique.

On connoît deux moyens de déterminer les capacités;

le premier consiste à mêler ensemble des poids ou des volumes égaux de substances hétérogènes, dont les températures sont différentes, et à observer la température du mélange : les capacités sont alors en raison inverse des changemens de température.

Prenons pour exemple la glace et la limaille de fer; on pèse parties égales de ces deux substances; on met la glace à 1 degré au-dessus de zéro, et on fait chauffer le fer à 10 degrés au-dessus de zéro : on mêle ces deux substances dans un vase de verre; on y plonge un thermomètre : la température du mélange est alors de deux degrés.

Si l'on veut multiplier les exemples, on peut se servir de différentes substances, et suivre l'ordre indiqué à la fin du troisième volume, dans la série des expériences; quant à la manière d'opérer, l'exemple que nous venons de donner, doit guider pour tous.

L'expérience ci-dessus prouve que la même quantité de calorique, qui élève la température d'une partie de fer à 8 degrés, ne peut élever une quantité égale d'eau que d'un seul degré : d'où il résulte que la capacité de l'eau est à celle du fer, comme 8 est à 1; mais nous venons de voir que les changemens de température sont dans ces deux substances, comme 1 est à 8. On peut donc conclure qu'en se servant de cette méthode, c'est-à-dire, en mêlant des poids égaux de substances hétérogènes, ayant différente température, et en observant la température du mélange, les capacités de ces substances sont en raison inverse de leur changement de température.

Le second moyen, que nous devons à *Lavoisier* et au C. *Laplace*, consiste à échauffer les corps, à les placer ensuite au milieu d'une sphère creuse de glace, et à ras-

sembler la quantité d'eau formée; les capacités sont alors en raison directe des quantités de glace fondue. On met une quantité d'eau à 60 degrés dans une sphère creuse de glace, ou dans un appareil propre à la représenter. Cette eau, à 60 degrés, fait fondre une quantité égale de glace. On met dans le même appareil cent parties de limaille de fer à 60 degrés : cette limaille fait fondre deux parties et demie de glace.

Il seroit sans doute difficile de se procurer des sphères de glace creuse pour faire les dernières expériences que nous venons de rapporter; et quand même on pourroit se les procurer facilement, elles offriroient beaucoup d'inconvéniens dans la pratique. Ces motifs ont engagé *Lavoisier* et *Laplace* à y suppléer par un appareil auquel ils ont donné le nom de calorimètre.

Il est construit sur le principe que la glace absorbe toute la chaleur sans la communiquer jusqu'à ce qu'elle soit fondue : ainsi, d'après cela, on peut calculer les degrés de chaleur communiqués par la quantité de glace fondue ; il s'agissoit, pour avoir des résultats rigoureux, de trouver le moyen de faire absorber par la glace toute la chaleur qui se dégage des corps, de soustraire la glace à l'action de toute autre substance qui pourroit en faciliter la fonte, de ramasser à la rigueur l'eau provenant de cette même fonte.

L'appareil qu'ont fait construire à cet effet ces deux célèbres académiciens, consiste dans trois corps circulaires presque inscrits les uns dans les autres, de sorte qu'il en résulte trois capacités ; la capacité intérieure est formée par un grillage de fil de fer soutenu par quelques montans du même métal : c'est dans cette capacité que

l'on place le corps soumis à l'expérience, la partie supérieure se ferme au moyen d'un couvercle : la capacité moyenne est destinée à contenir la glace qui environne la capacité intérieure, cette glace est supportée et retenue par une grille sous laquelle est un tamis; à mesure que la glace fond, l'eau coule à travers la grille et le tamis, et se rassemble dans un vase posé dessous : la capacité extérieure contient la glace qui doit arrêter l'effet de la chaleur extérieure.

Pour mettre cette machine en expérience, on remplit de glace pilée la capacité moyenne et le couvercle de la sphère intérieure; on en fait autant à la capacité extérieure, de même qu'au couvercle général de toute la machine; on laisse égoutter la glace intérieure, et lorsqu'elle ne donne plus d'eau on ouvre le couvercle de la capacité intérieure pour y introduire le corps qu'on veut mettre en expérience, et on referme sur le champ ; on attend que le corps soit porté au degré de chaleur o, température ordinaire de la capacité intérieure, et on pèse la quantité d'eau qui est produite; ce poids mesure exactement la chaleur dégagée de ce corps, puisque la fonte de la glace n'est que l'effet de cette chaleur. Les expériences de ce genre durent 15, 18, 20 heures.

Il est essentiel que dans cette machine, il n'y ait aucune communication entre la capacité moyenne et la capacité externe.

Il est encore nécessaire que la chaleur de l'air ne soit pas sous o, puisqu'alors la glace intérieure recevroit un froid sous o.

La chaleur spécifique n'est que le rapport de quantité de chaleur nécessaire pour élever d'un même nombre de

degrés la température des corps qu'on compare à égalité de masse : ainsi, si l'on veut avoir la chaleur spécifique d'un corps solide, on élevera sa température d'un nombre quelconque de degrés, on le placera promptement dans la sphère intérieure, et on l'y laissera jusqu'à ce que sa température soit réduite à o, on recueillera l'eau, et cette quantité divisée par le produit de la masse du corps et du nombre de degrés dont sa température primitive étoit au-dessus de o, sera proportionnelle à sa chaleur spécifique.

Quant aux fluides, on les enfermera dans des vases dont on aura déterminé la chaleur, et l'opération sera la même que pour les solides, à cela près qu'il faudra soustraire de la quantité d'eau fondue la quantité que la chaleur du vase a fait fondre.

Si on veut connoître la chaleur qui se dégage dans la combinaison de plusieurs substances, on les réduit toutes, ainsi que les vases qui doivent les renfermer, à o ; on met le mélange dans la sphère intérieure, et la quantité d'eau recueillie est la mesure de la chaleur qui a été dégagée.

Pour déterminer la chaleur de la combustion et de la respiration, comme le renouvellement de l'air est indispensable dans ces deux opérations, il est nécessaire d'établir une communication entre l'intérieur de la sphère et l'atmosphère qui l'environne ; et pour que l'introduction d'un nouvel air ne cause aucune erreur sensible, il faut faire les expériences à une température peu différente de o, ou du moins réduire à cette température l'air que l'on introduit.

Pour déterminer la chaleur d'un gaz, il faut établir un

couvant par l'intérieur de la sphère, et placer deux thermomètres, l'un à l'entrée et l'autre à la sortie; par les degrés comparés de ces deux instrumens, on juge du froid qu'ils prennent, et on évalue la glace fondue.

On trouvera dans le mémoire de *Lavoisier* et *Laplace*, recueil de l'Académie des sciences, année 1780, page 355, les résultats des expériences qu'ils ont faites.

I. Le dernier examen de la chaleur est de la considérer comme agent chimique, et d'observer quels sont les moyens qu'on emploie pour l'appliquer aux corps.

Les diverses altérations que la chaleur fait éprouver aux corps sont employées par les chimistes pour parvenir, soit à décomposer, soit à combiner les différens produits naturels.

Les instrumens dont on se sert en chimie, pour appliquer le feu aux substances qu'on veut analyser, ont différentes formes et différens noms.

La chimie moderne en a réformé une infinité, qui ne servoient qu'à jeter de l'embarras et de la confusion; nous nous bornerons ici à faire connoître ceux qui sont généralement adoptés.

Le feu étant le principal agent de presque toutes les opérations, on a différens fourneaux pour en modérer ou en augmenter l'action.

Le premier, et le plus simple, est le fourneau évaporatoire. Ce fourneau sert non seulement aux évaporations, mais encore pour les digestions, les distillations, les dissolutions et toutes les opérations qui n'exigent que la chaleur nécessaire à l'ébullition des liquides; quelquefois on place les vaisseaux immédiatement au-dessus des charbons, et cela s'appelle travailler à feu nud; quelque-

fois on interpose du sable ou de l'eau; c'est ce qu'on nomme bain de sable et bain-marie.

Ce fourneau est composé d'un cendrier et d'un foyer; ces deux parties sont séparées par une grille qui supporte le combustible. On pratique ordinairement deux ou trois échancrures dans l'épaisseur des parois du fourneau, vers son bord supérieur, pour faciliter l'aspiration et la combustion.

Le second est le fourneau de réverbère : ce fourneau est nécessaire pour la distillation des matières qui ne peuvent se traiter qu'à la cornue, et qui exigent plus de chaleur. Ce fourneau est composé de quatre pièces : d'un cendrier destiné à livrer passage à l'air et à recevoir les cendres; d'un foyer séparé du cendrier par la grille (c'est dans cette pièce qu'est contenu le combustible); d'une portion de cylindre qu'on appelle laboratoire, parce que c'est cette partie qui reçoit les cornues employées au travail ou à la distillation; ces trois pièces sont couvertes d'un dôme ou d'une portion de sphère percée vers son milieu par un trou qui livre passage au courant d'air, et forme la cheminée.

Pour le service de ce fourneau, on se sert de supports de différentes hauteurs; on en fait de toutes sortes de matières, avec le bois, avec des pierres, des briques, etc. En général, il faut que le chimiste sache tirer parti de tout, et c'est à son industrie à suppléer aux objets qui manquent.

Le troisième, le fourneau de forge ou de fusion, est celui où le courant d'air est déterminé par un soufflet. Cendrier, foyer, laboratoire, tout est réuni; et cet ensemble ne forme qu'une portion de cylindre percé vers

l'angle inférieur, d'un petit trou où aboutit le tuyau d'un soufflet. On recouvre quelquefois cette partie d'une calotte ou dôme, pour concentrer plus efficacement la chaleur, et la réverbérer sur les corps qui y sont exposés.

Le C. *Guyton* en a fait construire un dans son laboratoire, à l'école polytechnique, dont il a obtenu les résultats les plus avantageux; en voici la description :

Description de la Forge à trois vents du C. Guyton.

Ce fourneau est composé d'un grand creuset dans lequel s'opère la combustion du charbon, et d'un revêtement extérieur qui sert à condenser l'air fourni par le soufflet.

Le grand creuset est à-peu-près semblable à ceux d'une verrerie; il se construit précisément de la même manière et avec la même terre; seulement, on le termine par un épais rebord, tel qu'on le voit dans la figure. Planche.....

On pratique dans ce creuset trois trous à égale distance les uns des autres, et à 12 ou 15 centimètres du fond; ensuite, on le place dans un cylindre de maçonnerie en brique, dont le diamètre intérieur est plus grand de quelques centimètres que celui extérieur du creuset, de manière à laisser entr'eux un vide où arrive et se condense l'air; on fait reposer sur le sol le fond de ce dernier, et on en scelle les rebords, afin de ne laisser aucune issue à l'air qui arrive par un trou pratiqué dans le fond du cylindre où est aussi scellée la douelle du soufflet. Lorsque l'on veut donner un grand coup de feu, on recouvre la forge par un dôme de fourneau.

Le quatrième, appelé fourneau-Macquer ou de cou-

pelle, car il sert très-bien à cet usage, a, comme celui de fusion, un dôme et une chappe; il n'en diffère que par sa forme quarrée, seulement un peu renflée par les côtés, et parce que son cendrier est ouvert de toute part. Il sert très-bien de fourneau de coupelle, au moyen d'une petite porte demi-circulaire, pratiquée à quatre pouces au-dessus de la grille, qui est la hauteur à laquelle on place alors une moufle sur des briques.

Il y a encore un grand nombre d'instrumens qu'il est également nécessaire de trouver sous sa main dans un laboratoire, tels que :

Des capsules de fer pour les bains de sable, des ballons, des matras, des ballons de rencontre, c'est-à-dire, qui puissent s'ajuster l'un dans l'autre.

Des alambics pour les distillations, savoir : un alambic de cuivre étamé avec son réfrigérant de cuivre, la chapelle en étain, une cucurbite d'étain qui entre dans celle de cuivre, pour faire servir celle-ci de bouilloire, quand on veut opérer au bain-marie; un serpentin, aussi d'étain; des alambics de verre avec leurs chapiteaux séparés, ou des cucurbites en grès avec des chapiteaux de verre.

On connoît encore d'autres vaisseaux distillatoires sous le nom de cornues. Elles sont de verre, de grès, de porcelaine ou de métal; on se sert de l'une ou de l'autre de ces matières, selon la nature des substances qu'on veut distiller.

De quelque nature que soit la cornue, la forme en est toujours la même, et elles ont toutes la figure d'un œuf terminé par un bec ou tuyau qui diminue insensiblement de largeur et est légérement incliné. On adapte au bec

de la cornue un vase destiné à recevoir le produit de la distillation : c'est ce vase qu'on nomme récipient.

Dans certaines opérations, il se dégage une si prodigieuse quantité de vapeurs, qu'il est dangereux de les coercer ; d'un autre côté, il y a un déchet considérable dans le produit. Pour obvier à ces inconvéniens, *Woulf* a imaginé un appareil aussi simple qu'ingénieux.

Comme tous les appareils que nous décrirons dans le cours de ces leçons, seront faits d'après ses principes, je me dispenserai d'en donner une description particulière.

Dans les diverses opérations de chimie, il est nécessaire de garantir les cornues de l'action immédiate du feu, de coercer et de retenir des vapeurs expansibles, précieuses et souvent corrosives : c'est pour remplir ces vues, qu'on emploie différens luts.

La première condition qu'on exige de tout lut destiné à fermer les jointures des vaisseaux, est d'être aussi imperméable que le verre lui-même, de manière qu'aucune matière, si subtile qu'elle soit, à l'exception du calorique, ne puisse le pénétrer.

Premièrement, pour éviter que les cornues ne se cassent par l'action du feu, il faut avoir la précaution de les revêtir d'une chemise ou enveloppe de terre. A cet effet, on se sert avec avantage d'un mélange de terre grasse, et de fiente fraîche de cheval : ou bien, on les trempe tout simplement dans de la terre à four délayée. On a soin d'en appliquer plusieurs couches.

On peut encore se servir, pour les cornues de verre, d'un lut composé avec une partie de plombagine ou carbure de fer, trois d'argille, et un peu de bouse de vache séchée et coupée très-menue : on forme avec ces trois sub-

stances une pâte molle, et on en enduit les cornues. Ce lut résiste à un très-grand feu.

Lorsqu'il s'agit de s'opposer à la sortie des vapeurs qui rongent et corrodent, on se sert d'un lut appelé lut gras.

On prépare d'abord de l'huile de lin cuite, c'est-à-dire, de l'huile de lin qu'on a oxigénée et rendu sicative par l'addition d'un peu de litharge ou oxide de plomb demi-vitreux.

A cet effet, on met dans une bassine de cuivre 16 parties d'huile de lin avec 2 parties $\frac{1}{2}$ de litharge réduite en poudre fine et passée au tamis de soie; on place le vaisseau sur un fourneau, et on le chauffe assez pour que l'huile de lin puisse dissoudre la litharge. On agite sans discontinuer ce mélange avec une spatule de bois, jusqu'à ce que la litharge soit entièrement dissoute : alors, on ôte le vaisseau du feu; on le laisse un peu refroidir, et on conserve, dans une cruche bien bouchée avec un bouchon de liége, l'huile ainsi préparée.

Quant on veut faire du lut gras, on prend la quantité qu'on veut d'une bonne argille, on la lave, on la fait sécher; on la réduit en poudre fine qu'on passe à travers un tamis de soie: alors, on met dans un mortier de fer, ce que l'on veut de cette argille; on ajoute une suffisante quantité d'huile de lin cuite; 2 livres 5 onces d'huile oxigénée, et 6 livres 10 onces d'argille séche, donnent 9 livres de lut; on pile fortement ce mélange, et longtemps, jusqu'à ce qu'il soit exact et qu'il forme une pâte un peu solide, qui n'adhère point aux mains. On peut accélérer l'opération, en plaçant dans le mortier des charbons allumés; lorsque le mortier est suffisamment chaud, on y met l'argille, et l'on fait son lut comme il est indiqué.

Comme la chaleur ramollit ce lut, il a besoin en conséquence d'être contenu : le meilleur moyen est de le recouvrir avec des bandes de vessie ou de linge, imbibées de blanc d'œuf, et sur lequel on saupoudre de la chaux éteinte.

Dans beaucoup de circonstances, on emploie aussi le lut d'amandes. Ce lut est composé de la pâte d'amande, telle qu'elle est lorsqu'on en a extrait l'huile : on la réduit en poudre, et on la délaye avec un peu d'eau dans laquelle on dissout de la colle forte ou de la colle d'amidon ; quelquefois même on peut se passer de colle.

Je ne saurois trop recommander de ne pas oublier que c'est de la manière de luter, de la patience, de l'exactitude qu'on y apporte, que dépendent tous les succès de la chimie moderne.

Voilà les vaisseaux dont on se sert le plus ordinairement avec le fourneau de réverbère. Examinons maintenant ceux que l'on emploie avec le fourneau de forge.

Ce fourneau est employé pour la fonte, la calcination des métaux, etc. On se sert, pour ces sortes d'opérations, de creusets. On entend par creusets, des vases de terre ou de métal, qui ont presque toujours la forme d'un cône renversé. Un creuset doit supporter la plus forte chaleur sans se fondre : il doit encore être inattaquable par tous les agens qu'on expose au feu dans ces vases. Ceux qui se rapprochent le plus de ces degrés de perfection, sont ceux de Hesse ou de Hollande ; mais, pour des expériences exactes, on doit, de préférence, se servir d'un creuset d'argent ou de platine.

On se sert encore de petites assiettes cuites de terre, servant à calciner des mines et des matières métalliques :

on nomme ce vaisseau têt-à-rôtir. Ces sortes de vaisseaux doivent être larges et plats, fort unis, afin de pouvoir ramasser commodément les oxides métalliques ou les poudres qu'on met dedans.

La coupelle est un petit creuset large et évasé, creusé à-peu-près en demi-sphère, et ayant la figure d'une coupe, d'où lui vient son nom. Cette espèce de creuset est fait avec des os de pied de mouton calcinés, pulvérisés, passés au tamis de soie, et bien lavés. On pétrit cette poudre avec de l'eau, et on forme les coupelles dans un moule.

Je parlerai des autres vases et appareils chimiques, à mesure que j'aurai occasion de m'en servir. En rapprochant ainsi la description de leurs usages, on parvient à les faire mieux connoître.

CHAPITRE III.

Des Fluides élastiques.

PARAGRAPHE PREMIER.

De la nomenclature des Gaz.

PRESQUE tous les corps de la nature sont susceptibles d'exister dans trois états différens; dans l'état de solidité, dans l'état de liquidité, et dans l'état aériforme, ces trois états d'un même corps dépendent de la quantité de calorique qui lui est combiné. On désigne ces fluides aériformes sous le nom générique de gaz; ainsi, on doit distinguer dans toute espèce de gaz le calorique, qui fait en quelque façon l'office de dissolvant, et la substance qui est combinée avec lui et qui forme la base.

Ce mot *gaz* est donc un nom générique, qui désigne le dernier degré de saturation d'une substance quelconque par le calorique; c'est l'expression d'une manière d'être des corps, et afin de spécifier chaque espèce de gaz, on a emprunté un second nom de celui de sa base; ainsi l'eau combinée avec le calorique, et dans l'état de fluide élastique aériforme, est appelée gaz aqueux, la combinaison de l'éther avec le calorique, gaz éthéré, on a de même le gaz oxigène, le gaz azote, le gaz acide muriatique, carbonique, etc.

§. II.

Description des appareils pneumato-chimiques.

Pour obtenir les gaz, on se sert d'un appareil appelé pneumato-chimique. Il consiste en une caisse ou cuve de bois, plus ou moins grande, doublée de plomb laminé, ou feuilles de cuivre étamé.

On distingue dans tout cet appareil la tablette de la cuve et le fond de la cuve. L'intervalle qui se trouve entre ces deux plans, est la cuve proprement dite. C'est dans cette partie creuse, qu'on remplit les cloches; on les retourne ensuite, et on les pose sur la tablette, de manière qu'elles correspondent à un petit trou que la tablette présente dans le milieu. Ce trou est pratiqué au milieu d'une excavation, en forme d'entonnoir, qu'on fait à la surface inférieure de la tablette.

La cuve doit être remplie, de manière que la tablette soit toujours recouverte d'environ deux centimètres d'eau; elle doit avoir environ quatre décimètres de largeur et autant de profondeur. Cette quantité suffit pour les ex-

périences ordinaires; mais il est des circonstances où il est indispensable de se donner un plus grand espace.

Les vaisseaux dont on se sert pour recevoir et pour contenir les fluides élastiques, sont des cloches de verre ou de cristal; et, pour les transporter d'un appareil à l'autre, on se sert de plateaux de verre, auxquels on a donné le nom d'obturateurs, ou de plaques de verre.

Lorsque les fluides élastiques, qu'on veut recueillir, sont susceptibles d'être absorbés par l'eau, on se sert de l'appareil au mercure.

Il est construit comme celui à l'eau; mais on opère dans le mercure. Comme le bois est perméable au mercure, il est à craindre, que si l'on s'en sert pour matière de la cuve, les assemblages ne se déjoignent, ou que le mercure ne s'échappe par les gerçures. Si l'on emploie le verre, la faïence ou la porcelaine, on doit avoir la crainte continuelle de les casser. Après avoir essayé différens moyens, *Lavoisier* s'est arrêté définitivement au marbre, qui n'offre aucuns des inconvéniens attachés aux autres substances dont nous venons de parler.

§. III

Moyens généraux d'obtenir les gaz.

On extrait les gaz, ou par le moyen du feu ou par le moyen des acides.

Lorsqu'on les dégage par le moyen du feu, on se sert d'une cornue : on adapte à l'orifice de cette cornue un tube recourbé, dont l'extrémité plonge dans l'eau, ou le mercure de la cuve pneumato-chimique, sous une cloche remplie du même fluide.

Si l'on dégage les gaz par le moyen des acides, on se sert de fioles, de bouteilles à une et à deux tubulures, et l'on y ajuste des tubes. A cet effet, on perce un bouchon de liége avec une lime, dite queue de rat, et l'on y introduit un tube de verre recourbé; on lute bien toutes les jointures. Ces appareils ne sont point dispendieux, et sont à la portée de tout le monde.

Si l'on veut faire passer les gaz d'un vaisseau dans un autre; il faut : 1°. que celui-ci soit plein d'eau ou de tout autre fluide plus pesant que l'air; 2°. que l'ouverture du vaisseau soit renversée, et couvre le trou de la tablette de la cuve : les choses ainsi disposées, on renverse pareillement le vaisseau qui contient le fluide gazeux, et on le fait descendre verticalement dans l'eau de la cuve, en supposant que ce vaisseau soit bouché comme un flacon; puis on le débouche dans l'eau, et on l'incline de manière que son goulot soit engagé sous l'excavation de la tablette. Le gaz ne tarde pas à s'échapper du flacon, et à passer dans le vaisseau destiné à le recevoir : il s'y élève sous la forme de bulles, qui vont crever au haut de ce vaisseau, et chasser à proportion le liquide dont il est rempli.

De quelque manière qu'on fasse cette opération, il est aisé de sentir la nécessité de l'excavation faite au-dessous de la tablette. Elle est destinée à retenir le gaz qui s'échappe de la cloche, et à diriger sa marche vers celle qui doit le recevoir. Sans cette excavation, le gaz qui s'échappe de la cloche se distribueroit dans toute l'étendue de la cuve, loin de se porter au lieu de sa destination.

Lavoisier et *Meunier* ont imaginé un instrument ingénieux, propre à mesurer le volume des gaz, auquel ils ont donné le nom de gazomètre.

Cet instrument dont on verra la construction dans l'ouvrage même de l'auteur, étant très-compliqué, perdroit considérablement dans l'extrait que je serois obligé d'en donner ici.

§. IV.

De la manière de séparer, les unes des autres, les différentes espèces de gaz.

Supposons que l'on ait sous une cloche une quantité de différens gaz mêlés ensemble et contenus par du mercure: on doit commencer par marquer exactement avec des bandes de papier la hauteur du mercure; on fait ensuite passer sous la cloche une très-petite quantité d'eau, d'un pouce cubique, par exemple: si le mélange de gaz contient du gaz acide muriatique ou du gaz acide sulfureux, il y aura sur le champ une absorption très-considérable, parce que c'est une propriété de ces gaz d'être absorbés en grande quantité, par l'eau, surtout le gaz acide muriatique. Si le pouce cube d'eau, qui a été introduit, ne produit qu'une très-légère absorption, et à peine égale à son volume, on en conclura que le mélange ne contient ni gaz acide muriatique, ni gaz acide sulfureux, ni même de gaz ammoniac; mais on commencera dès-lors à soupçonner qu'il est mélangé de gaz acide carbonique, parce qu'en effet, l'eau n'absorbe de ce gaz qu'un volume à-peu-près égal au sien. Pour vérifier ce soupçon, on introduira sous la cloche de l'alkali caustique en liqueur: s'il y a du gaz carbonique, on observera une absorption lente, et qui durera plusieurs heures; l'acide carbonique se combinera avec l'alkali caustique ou potasse, et ce qui restera ensuite, n'en contiendra pas sensiblement.

On n'oubliera pas, à la suite de chaque expérience, de coller des marques de papier sur la cloche, à l'endroit où répondra la surface du mercure, et de les vernir dès qu'elles seront sèches, afin qu'on puisse plonger la cloche dans l'eau, sans risquer de les décoller. Il sera également nécessaire de tenir note de la différence de niveau entre le mercure de la cloche et celui de la cuve, ainsi que de la hauteur du baromètre et du degré du thermomètre.

Lorsqu'on aura ainsi absorbé par l'eau et par la potasse tous les gaz qui en sont susceptibles, on fera passer de l'eau sous la cloche, pour en déplacer tout le mercure; on couvrira le mercure de la cuve d'environ deux pouces d'eau; puis, passant par-dessous la cloche une assiette plate, on la transportera sur la cuve pneumato-chimique à l'eau. Là, on déterminera la quantité d'air ou de gaz restant, en la faisant passer dans une cloche graduée. Cela fait, on en prendra différens essais dans de petites jarres, et par des expériences préliminaires, on cherchera à reconnoître quels sont à-peu-près les gaz auxquels on a affaire. On introduira, par exemple, dans une des petites jarres, remplie de ce gaz, une bougie allumée: si la bougie ne s'y éteint pas, on en conclura qu'il contient du gaz oxigène; et même, suivant que la flamme de la bougie sera plus ou moins éclatante, on pourra juger s'il en contient plus ou moins que l'air de l'atmosphère. Dans le cas, au contraire, où la bougie s'y éteindroit, on auroit une forte raison de présumer que ce résidu est, pour la plus grande partie, du gaz azote. Si, à l'approche de la bougie, le gaz s'enflamme et brûle paisiblement à la surface, avec une flamme de couleur blanche, on en conclura que c'est du gaz hidrogène pur; si elle est bleue,

on aura lieu d'en conclure que ce gaz est carbonisé. Enfin, s'il brûle avec bruit et détonnation, c'est un mélange de gaz oxigène et de gaz hidrogène.

On peut encore mêler une portion du même gaz avec du gaz oxigène : s'il y a vapeurs rouges et absorption, on en conclura qu'il contient du gaz nitreux.

Ces connoissances préliminaires donnent bien une idée de la qualité du gaz et de la nature du mélange ; mais elles ne suffisent pas pour déterminer les proportions et les quantités. Il faut alors avoir recours à toutes les ressources de l'analyse ; et c'est beaucoup que de savoir à-peu-près dans quel sens il faut diriger ses efforts. Supposons que l'on ait reconnu que le résidu sur lequel on opère soit un mélange de gaz azote et de gaz oxigène : pour en reconnoître la proportion, on en fait passer une quantité déterminée ; 100 parties, par exemple, dans un tube gradué de 10 à 12 lignes de diamètre : on y introduit du sulfure de potasse dissous dans l'eau, et on laisse le gaz en contact avec cette liqueur : elle absorbe tout le gaz oxigène, et au bout de quelques jours, il ne reste que du gaz azote.

Si, au contraire, on a reconnu qu'on avoit affaire à du gaz hidrogène, on en fait passer une quantité déterminée dans un eudiomètre de *Volta* ; on y joint une première portion de gaz oxigène, qu'on fait détonner avec lui par l'étincelle électrique ; on ajoute une seconde portion du même gaz oxigène, et on fait détonner de nouveau ; et ainsi, jusqu'à ce qu'on ait obtenu la plus grande diminution possible de volume : il se forme, dans cette détonnation, de l'eau qui est absorbée sur le champ ; mais si le gaz hidrogène contenoit du carbone, il se forme en même

temps de l'acide carbonique, qui ne s'absorbe pas aussi promptement, et dont on peut reconnoître la quantité, en facilitant son absorption par l'agitation de l'eau.

Enfin, si on a du gaz nitreux, on peut encore en déterminer la quantité, du moins à-peu-près par une addition de gaz oxigène, et d'après la diminution du volume qui en résulte.

Ces exemples généraux suffisent pour donner une idée de ce genre d'opération. L'analyse des gaz est un art avec lequel il faut se familiariser; mais comme ils ont la plupart de l'affinité les uns avec les autres, il faut avouer qu'on n'est pas toujours sûr de les avoir complétement séparés : c'est alors qu'il faut changer de marche et de route, refaire d'autres expériences sous une autre forme, introduire quelque nouvel agent dans la combinaison, en écarter d'autres, jusqu'à ce qu'on soit sûr d'avoir saisi la vérité.

§. V.

Du Gaz oxigène.

Le premier fluide élastique, qui doit fixer notre attention, est le gaz oxigène.

Ce fluide a été découvert presqu'en même temps par MM. *Priestley*, *Schèele* et *Lavoisier*. Il a été nommé par le premier, air déphlogistiqué; par le second, air empiréal. *Lavoisier* lui avoit d'abord donné le nom d'air éminemment respirable; ensuite d'air vital, principe oxigène; enfin, les auteurs de la nomenclature méthodique ont adopté le mot oxigène.

Le nom d'oxigène est dérivé de deux mots grecs, ὀξὺς,

acide, γενναω, j'engendre, parce qu'en effet une des propriétés les plus générales de cette base est de former des acides, en se combinant avec la plupart des substances. On appelle gaz oxigène la réunion de cette base avec le calorique. L'oxigène se trouve dans trois états, mais jamais isolé. Sous forme gazeuse, il est dissous dans le calorique; sous forme liquide et solide, il est combiné avec différentes matières.

On peut employer différentes substances, pour obtenir le gaz oxigène:

1°. L'oxide rouge de mercure, ou précipité *per se*;

2°. L'oxide rouge de mercure, par l'acide nitrique;

3°. L'oxide de manganèse, seul, ou arrosé d'acide sulfurique;

4°. Du muriate sur-oxigéné de potasse;

5°. Des feuilles des plantes, etc.

Il y a encore beaucoup d'autres substances, dont on peut extraire le gaz oxigène: nous en donnerons connoissance chaque fois que nous aurons occasion de les faire connoître.

Pour extraire le gaz oxigène du muriate sur-oxigéné de potasse, on prend la quantité que l'on veut de ce muriate, on l'introduit dans une cornue de verre, ou de porcelaine; on y adapte un tube recourbé, qui va plonger dans la cuve pneumato-chimique, sous des cloches ou des flacons. Lorsque l'appareil est bien monté, on échauffe la cornue, et l'on augmente peu-à-peu l'action du calorique: le gaz oxigène se dégage.

Ce gaz est ordinairement très-pur.

On a encore un moyen très-simple de se procurer ce gaz.

On met dans une fiole à médecine trois parties d'oxide de manganèse réduit en poudre; on verse dessus de l'acide sulfurique concentré, environ deux parties, ou mieux, une suffisante quantité pour former une pâte liquide : on adapte ensuite un bouchon de liége à l'ouverture de la fiole. Le bouchon est percé dans son milieu, et est enfilé par un tube creux et recourbé, dont une extrémité plonge dans la fiole, tandis que l'autre va s'ouvrir sous l'excavation de la tablette de la cuve pneumato-chimique. Tout étant ainsi disposé, on soumet à une douce chaleur le mélange.

Il y a chaleur, effervescence et dégagement de gaz oxigène, qui va prendre la place de l'eau contenue dans la cloche destinée à le recevoir.

Ou bien, on prend de l'oxide de manganèse que l'on a pulvérisé, on l'introduit dans une cornue de grès que l'on pose dans un fourneau de réverbère : on le fait communiquer, au moyen d'un tube recourbé, à un flacon à deux tubulures, dans lequel on a mis un peu d'eau (il faut avoir attention que le tube ne plonge pas dans l'eau, à cause de l'absorption qui auroit lieu sur la fin de l'opération); aux deux autres tubulures on adapte à l'un un tube droit, et à l'autre un tube doublement recourbé, qui va plonger dans une cuve pneumato-chimique. Le tube droit sert à prévenir l'absorption de l'eau de la cuve dans le flacon. L'appareil ainsi disposé, on chauffe d'abord très-doucement. L'air de l'intérieur de la cornue se dilate et passe, alors l'oxigène ayant plus d'affinité avec le calorique qu'avec le manganèse, se dégage, et on le recueille au moyen d'une cloche remplie d'eau.

Le gaz oxigène obtenu de cette manière contient tou-

jours un peu de gaz azote. Pour l'obtenir très-pur, il faut le retirer du muriate oxigéné de potasse, ou de l'oxide de mercure ; le procédé pour l'obtenir est absolument le même que pour l'oxide noir de manganèse.

Pour obtenir le gaz oxigène des feuilles des plantes, on remplit d'eau une cloche de verre, on passe dessous des feuilles, et l'on place la cloche dans un vase qui contient lui-même de l'eau. On expose cet appareil au contact des rayons du soleil, il se forme sur les feuilles des petites bules d'air, qui se détachent, gagnent la partie supérieure des vases et en déplacent le liquide.

L'émission de l'air vital est proportionnée à la vigueur de la plante et à la vivacité de la lumière ; mais l'émission directe des rayons du soleil n'est point nécessaire pour déterminer la production du gaz : il suffit qu'une plante soit bien éclairée, pour qu'elle transpire du gaz oxigène.

Les propriétés générales de ce gaz sont, d'être invisible, plus pesant que l'air atmosphérique, d'environ 6 centièmes. Un décimètre cube pèse à très-peu près 13,57 décigrammes ; un mètre cube, 13,57 hectogrammes ; le pouce cube, 0,50 de grains ; le pied cube, 1 once, 4 gros, 12 grains.

Ce gaz joue un rôle important dans tous les grands phénomènes que la nature nous présente, tels que la respiration, la combustion et la végétation.

1°. Il est le seul propre à la respiration. Les animaux ne peuvent pas vivre sans le secours de l'air, c'est un fait généralement reconnu, et l'air ne sert à la respiration qu'en raison de l'oxigène.

Beaucoup d'expériences ont été faites pour recon-

noître cette propriété de l'air, comparée au gaz oxigène. *Morozzo* mit successivement plusieurs moineaux adultes sous une cloche de verre qui plongeoit dans l'eau, et qui fut remplie d'abord d'air atmosphérique et puis d'air vital, il observa que 1°. dans l'air atmosphérique, le premier moineau vécut trois heures; le second, trois minutes; le troisième, une minute. 2°. Dans l'air vital, le premier moineau a vécu cinq heures vingt-trois minutes; le second deux heures dix minutes, le troisième, une heure trente minutes; le quatrième, une heure dix minutes; le cinquième, trente minutes; le sixième, quarante-sept minutes, etc.

On a conclu de ces expériences qu'un animal vivoit plus longtemps dans l'air vital que dans l'air atmosphérique; qu'un animal vit dans un air où un autre est mort; qu'indépendamment de la nature de l'air, il faut avoir égard à la constitution des animaux, puisque le sixième a vécu quarante-sept minutes, et le cinquième, trente seulement; enfin, qu'il y a absorption d'air ou production d'un nouveau gaz que l'eau absorbe puisqu'elle monte.

Il ne faut cependant pas regarder le gaz oxigène comme ayant plus de salubrité que l'air atmosphérique, puisqu'il use et détruit promptement nos organes lorsqu'on le respire pur. On ne peut donc pas conclure de l'expérience ci-dessus que l'oiseau plongé dans un volume déterminé d'oxigène, vit plus longtemps que celui plongé dans un même volume d'air atmosphérique, et cela doit être, l'air étant une combinaison d'azote et d'oxigène. Mais si l'on fournissoit à ces deux oiseaux constamment de nouveaux gaz, de manière que l'un puisse vivre dans

l'oxigène, et l'autre dans l'air, celui nourri et vivant dans le gaz oxigène mourra le premier.

Voyez pour la décomposition de l'air atmosphérique par la respiration, l'article : *air atmosphérique*, page 208.

2°. Il est le seul propre à la combustion.

Expériences qui lui garantissent cette propriété.

Si l'on remplit un tube de gaz oxigène, et qu'on y plonge une bougie allumée, au moment de l'immersion, la flamme de la bougie s'agrandira, et la lumière qu'elle répandra, aura tant de force et tant de vivacité, que l'œil aura de la peine à en soutenir l'éclat. La chaleur produite dans ces circonstances, a aussi beaucoup d'activité.

Cette expérience aura le même succès, si l'on plonge dans le tube rempli de gaz oxigène, un charbon allumé, ou des fragmens de bois que l'on aura allumés et éteints; si on les plonge subitement dans la cloche, ils se rallument.

Les physiciens se sont étudiés à présenter cette expérience sous différentes formes, et nous devons à *Ingenhouse* de l'avoir rendue de la manière la plus frappante et la plus agréable.

On prend un bout de fil de fer très-fin, tourné en spirale : on fixe l'une de ses extrémités dans un bouchon de liége, destiné à boucher une bouteille : on attache à l'autre extrémité de ce fil de fer un petit morceau d'amadou.

Les choses ainsi disposées, on remplit de gaz oxigène la bouteille; on allume l'amadou, puis on l'introduit, ainsi que le fil de fer, dans la bouteille, et on la bouche promptement.

Aussitôt que l'amadou est plongé dans le gaz oxigène, il commence à brûler avec beaucoup d'éclat; il commu-

nique l'inflammation au fer, qui brûle lui-même, en répandant de brillantes étincelles, lesquelles tombent au fond de la bouteille en globules arrondis, qui deviennent noirs en se refroidissant. Le fer ainsi brûlé est plus cassant et plus fragile que ne seroit le verre lui-même : il se réduit parfaitement en poudre.

Lorsqu'on plonge une bougie allumée, ou tout autre corps, dans un tube rempli de gaz oxigène, on ne fait que présenter à ce gaz un corps qui a plus d'affinité avec la base de ce gaz, que cette base n'en a avec le calorique.

Lavoisier et *Erhman* ont soumis presque tous les corps connus, à l'action du feu alimenté par le seul gaz oxigène, et ont obtenu des effets que le miroir ardent n'avoit pu produire.

A cet effet, on remplit une vessie de ce gaz, et on le dirige, par le moyen d'un tube de verre ou de métal, sur un charbon allumé que l'on a un peu creusé, afin de pouvoir contenir la substance sur laquelle on veut opérer.

Quant à la nature de ce gaz, nous n'examinerons pas les opinions différentes des physiciens. Les chimistes modernes pensent que tout fluide aériforme est composé d'une base et de calorique. C'est donc cette base qui doit fixer notre attention.

Toutes les matières combustibles pourroient servir de moyen pour parvenir à cette connoissance ; mais nous emploîrons de préférence le phosphore, qui jouit éminemment de la propriété d'enlever au calorique la substance qui lui est unie, pour former le gaz oxigène.

Pour faire cette expérience, on prend une cloche de 5 à 6 litres de capacité, on la remplit de gaz oxigène sur de l'eau ; on la transporte ensuite sur le bain de mercure,

au moyen d'un obturateur ; on introduit sous la cloche une capsule contenant du phosphore ; on élève ensuite le mercure dans la cloche, à une certaine hauteur, par le moyen d'un siphon de verre, qu'on introduit par-dessous la cloche; pour qu'il ne se remplisse pas en passant à travers le mercure, on tortille, à son extrémité, un petit morceau de papier, puis, avec un fer recourbé rougi au feu, on allume le phosphore.

La combustion du phosphore est extrêmement rapide, accompagnée d'une grande flamme et de beaucoup de chaleur. Dans le premier instant de la combustion, il se fait une dilatation considérable du gaz oxigène, occasionnée par la chaleur ; mais bientôt après, le mercure remonte au-dessus de son niveau, et il y a une absorption considérable : à mesure que la combustion s'opère, l'intérieur de la cloche se tapisse de flocons blancs, légers, qui ne sont autre chose que de l'acide phosphorique concret.

Pour faire cette expérience, on fait passer dans une cloche remplie de mercure, un peu de phosphore. Le phosphore plus léger que le mercure, se place au haut de la cloche ; on l'échauffe en passant tout autour de la cloche un charbon allumé. Lorsque le phosphore est fondu, on y fait passer le gaz oxigène. Aussitôt il y a une inflammation rapide, et si le gaz oxigène est très-pur, il n'y a aucun résidu, le mercure remonte jusqu'au haut de la cloche.

Ce procédé est très-bon pour reconnoître la pureté de l'air, aussi le C. *Seguin* l'emploie-t-il comme eudiomètre. *Voyez* phosphore.

Si l'on fait cette expérience avec du gaz oxigène im-

pur, ou mêlé d'un autre fluide élastique impropre à la combustion, le mercure ne remontera point jusqu'au haut de la cloche : il y aura un résidu.

Ce que nous avons dit du phosphore, nous pouvons le dire du soufre, du charbon, etc. La plupart des corps combustibles qu'on fait brûler dans le gaz oxigène, se convertissent toujours en acide.

Nous pouvons donc maintenant poser les quatre principes suivans, comme les résultats incontestables de tous les faits connus.

I^er^. PRINCIPE. Il n'y a jamais de combustion sans gaz oxigène.

II^e^. PRINCIPE. Dans toute combustion, il y a absorption de la base du gaz oxigène : l'expérience du phosphore en est une preuve.

L'oxidation des métaux par les acides, la réduction des oxides métalliques par le charbon, la combustion du soufre, du phosphore, du charbon, etc. par l'acide nitrique ; sans doute, dans tous ces cas, il n'y a point de gaz oxigène ; mais l'oxigène concret existe dans un des corps dont on fait le mélange, et c'est au passage de l'oxigène plus ou moins solide du corps qui le contient, dans celui qui en est privé, qu'est due la combustion.

III^e^. PRINCIPE. Le résidu de la combustion est toujours plus pesant que n'étoit le corps avant d'être brûlé.

Les métaux, en général, acquièrent plus de pesanteur lorsqu'ils sont combinés avec l'oxigène, 100 parties de plomb donnent par la combustion 110 parties d'oxide. Le soufre donne plus d'acide sulfurique en poids, après sa combustion, qu'il ne pesoit lui-même.

On a dit qu'il existoit des substances telles que les huiles, l'alcool, le bois, l'éther, auxquelles la combustion enlève une grande partie de leur poids.

Il est certain que les corps combustibles, dont la matière inflammable est volatile perdent beaucoup de leur poids par la combustion ; mais cette perte n'existe véritablement qu'en apparence. Il est aisé de s'en convaincre, si l'on fait attention que ce qui reste fixe après la combustion, n'est pas le seul résidu du corps combustible, et que tous ceux qui jouissent d'une volatilité, se changent, par la combustion, en fluides aériformes, qui se dissipent promptement : l'éther et l'alcool offrent des exemples de cette vérité.

L'augmentation de poids qu'acquiert le corps brûlé, est égale au poids du gaz oxigène absorbé.

Lorsque le résidu de la combustion est fixe, il est aisé de s'en convaincre. *Lavoisier* a démontré, par des expériences très-exactes, que, si l'on opère la calcination ou l'oxidation des métaux, soit sous des cloches de verre, soit dans des vaisseaux fermés, dans des quantités connues d'air, la partie oxigénée de l'air atmosphérique est absorbée pendant l'oxidation, et que le métal oxidé acquiert autant de poids que l'air atmosphérique en perd par l'oxidation du métal.

IV^e^. PRINCIPE. Dans toute combustion, il y a dégagement de calorique et de lumière.

Lorque la combustion se fait par le contact de l'air, le corps qui brûle a plus d'affinité avec la base du gaz oxigène, que cette base n'en a avec le calorique. En vertu de cette affinité, cette base se fixe et se combine avec le corps

ignescent : elle abandonne donc le calorique ; et le calorique devenu libre, produit de la chaleur, et cherche à se combiner avec les substances qu'il rencontre sur son passage.

Si la combustion s'opère sans le concours de l'air, l'oxigène qui produit ce phénomène, n'est point fondu en fluide aériforme par le calorique et la lumière : il n'y a presque pas de dégagement de ces fluides. Aussi ces sortes de combustion se font communément sans flamme, la chaleur produite n'est jamais considérable.

D'après ces principes, il est aisé de se former une idée claire de ce qu'on doit entendre par combustibilité.

Les corps combustibles sont ceux qui ont la propriété de décomposer le gaz oxigène.

Il résulte donc que la chaleur réside éminemment dans le gaz oxigène qui sert à la combustion; que plus il y aura d'oxigène absorbé dans un temps donné, plus forte sera la chaleur ; que le moyen de produire une chaleur violente est de brûler les corps dans l'air le plus pur; que le feu et la chaleur doivent être d'autant plus intenses, que l'air est plus condensé; que les courans d'air sont nécessaires pour entretenir et hâter la combustion ; c'est sur ce dernier principe qu'est fondée la théorie des effets des lampes à cylindre. Le courant d'air qui s'établit par le tuyau, renouvelle l'air à chaque instant, et en appliquant continuellement à la flamme une nouvelle quantité de gaz oxigène, on détermine une chaleur suffisante pour détruire la fumée. *Voyez* huiles fixes.

3°. Action de l'oxigène sur les végétaux.

Il existe une infinité de matières colorantes végétales qui doivent à la proportion variée de l'oxigène l'état dif-

férent de leurs couleurs. On sait en effet, que les racines blanches, exposées à l'air, y prennent des nuances de fauve, de brun, et même de noir, nous ajouterons la coloration des peaux de fruits, celle des feuilles qui deviennent vertes foncées, des écorces qui brunissent, des fleurs qui ne prennent de la couleur que lorsqu'elles sont épanouies. On retrouve encore cette action de l'oxigène sur les produits des végétaux, tels que les séves, les sucs d'herbes, les huiles, les extraits, etc. Il est donc bien prouvé que l'oxigène combiné aux substances végétales, en change la couleur, que les proportions de ce principe font varier les nuances des matières végétales colorées, que ces nuances suivent des espèces de dégradations depuis les couleurs les plus foncées jusqu'aux plus claires, et que l'extrême de celles-ci est la décoloration; enfin, que les matières végétales changent aussi de nature, et qu'elles se rapprochent d'autant plus de l'état résineux, qu'elles sont plus voisines de la couleur jaune.

§. VI.

De l'Air atmosphérique.

On appelle atmosphère, la masse d'air qui enveloppe la surface de la terre : elle jouit de différentes propriétés en vertu desquelles elle produit divers phénomènes appelés météores.

L'atmosphère est composé de plusieurs substances; les unes naturellement à l'état de gaz, les autres tenues en dissolution par l'air.

L'air est une des matières naturelles sur laquelle la physique moderne, surtout chez les Français, a fait plus de découvertes.

Les propriétés générales de l'air sont d'être fluide, invisible, insipide, inodore, pesant, élastique, inconden-sable en liqueur par le froid; d'avoir de l'affinité pour un grand nombre de substances, de se mouvoir avec une vîtesse égale à celle de la rotation de la terre, ou avec des vîtesses différentes à cette même rotation, et d'être facilement mis en vibration par des corps vibrans.

1°. Sa fluidité. *Exemples :* — Les vents. Certains corps empêchent qu'ils ne les traversent.

2°. Son invisibilité.

3°. Son insipidité. On n'est point d'accord sur cette propriété. Les uns accordent cette propriété à l'air; les autres la nient. Cependant, si l'on fait attention à ce qui se passe lorsque ce fluide touche les nerfs découverts des animaux qui éprouvent par son contact une douleur plus ou moins vive, on aura la preuve que les plaies découvertes et exposées à l'air, en reçoivent une impression douloureuse. L'enfant qui sort du sein de sa mère, et qui éprouve pour la première fois le contact de l'air, annonce par ses cris qu'il ressent l'impression de ce contact; on en a encore un exemple dans la difficulté qu'ont les blessures à se cicatriser, quand on les laisse en contact avec l'air. On retrouve même cet obstacle à la cicatrisation de la part de l'air, dans les végétaux auxquels on a enlevé leur écorce, etc.

4°. L'air est parfaitement inodore. Si l'atmosphère présente quelquefois une sorte de fétidité, il faut l'attribuer aux corps étrangers qui y sont répandus, comme on l'observe dans quelques espèces de brouillards ou de vapeurs.

5°. Sa pesanteur.

Nous devons cette connoissance à *Galilée*; ou plutôt à *Torricelli*, son disciple.

La pesanteur de l'air varie en raison de la température, de la pression et des matières étrangères qu'il contient.

A Paris, 1 à 12 grades, 5 du thermomètre, et 758 millimètres de hauteur du mercure dans le baromètre, la pesanteur spécifique de l'air est de 0,001232 : ainsi, le mètre cube peseroit 1232 milligrammes.

La pesanteur de l'air s'oppose à la dilatation des fluides, comprime les vaisseaux sanguins et lymphatiques. En comprimant les parties fluides et gazeuses, elle rend leur opération plus lente et plus difficile.

Elever un liquide par une pompe, ou tout autre moyen, c'est établir une balance entre ce liquide et l'air qui l'environne. Les expériences ont fait observer qu'on ne peut élever l'eau à plus de 32 pieds, parce que c'est la plus grande pesanteur que l'on ait eue jusqu'à présent de l'air atmosphérique. Au reste, la pesanteur de l'air est plus forte dans un endroit très-bas, et bien moindre dans un lieu très-élevé, d'où il résulte que pour construire des pompes, les lieux les plus bas sont préférables, parce que, contenant sur lui-même une plus grande quantité de couches d'air, cet air en est d'autant plus condensé.

L'air pèse dans tous les sens, le baromètre est une preuve qu'il pèse du haut en bas; car le mercure, qui se tient à 28 pouces, ne reste ainsi que par cette raison : si l'on faisoit un trou à la branche, le mercure descendroit sur le champ.

Une autre preuve de la pesanteur de l'air : Deux hémisphères de cuivre, dont l'un est garni d'une tige et d'un robinet, étant adaptés à la machine pneumatique; si l'on

fait le vide dans leur intérieur, et que l'on ferme le robinet, on ne pourra plus les désunir.

Une carte étant appliquée sur un verre rempli d'eau, si l'on retourne le verre, l'eau ne s'écoulera pas; preuve encore de la pesanteur de l'air.

La pesanteur spécifique diminue dans certains corps qu'on soumet à l'épreuve du vide.

L'expérience prouve cette assertion : on leste de plomb un petit morceau de liége, de manière que devenant plus pesant que l'eau, il descend au fond du vase; si on fait le vide, l'air se dégagera d'entre les parties du liége, et s'élèvera en partie en bulles à travers la masse d'eau; mais une autre partie de l'air ne pouvant s'échapper, écarte les molécules du liége, et y est retenue; le volume du liége augmente donc : il devient alors moins pesant spécifiquement que l'eau, et il s'élève à la surface.

Quand on veut déterminer la proportion d'eau dissoute et suspendue dans l'air, on se sert d'un instrument appelé hygromètre.

On connoît trois manières de mesurer avec les hygromètres la quantité d'eau dissoute dans l'air : 1°. par l'augmentation de poids des substances hygrométriques; 2°. par la rotation de quelques-uns; 3°. par leur augmentation ou leur diminution de volume. *Voyez* à l'article oxide d'hidrogène ou eau, le mot *hygromètre*.

6°. L'air est élastique.

L'air se comprime fortement et se rétablit promptement dans son premier état, dès que la cause qui le comprime vient à cesser. Un grand nombre d'expériences prouve la vérité de cette assertion. — 1°. On comprime dans un tube de verre recourbé l'air qui y est contenu,

par le moyen du mercure; 2°. le ballon rempli d'air, avec lequel les enfans jouent, et qui bondit en tombant sur un corps dur, nous en fournit la preuve. Il en est de même de la fontaine de compression du fusil à vent. Une pomme flétrie, mise sous le récipient de la machine pneumatique, devient fraîche quand on fait le vide, et lorsqu'on rend l'air, elle reprend son premier état.

Le poisson et l'oiseau démontrent encore l'élasticité de l'air; le premier a reçu de la nature différens moyens d'agir : ces moyens physiques sont, la vessie qu'il resserre ou dilate à son gré, et, par ce double emploi il monte et descend; sa queue, qui est très-musculeuse, lui sert à prendre un point d'appui contre l'eau.

L'Air se dilate par sa combinaison avec le calorique.

Si l'on expose sur un fourneau, dans lequel on aura mis des charbons allumés, une vessie remplie d'air, l'air se dilatera au point de faire crever la vessie.

Du mouvement de translation de l'air.

La terre a deux mouvemens, l'un de rotation, l'autre de translation. L'atmosphère qui environne la terre, est entraîné avec elle dans chacun de ses mouvemens : lorsqu'elle se meut uniformément avec la terre, l'air est calme; si son mouvement est plus vif ou plus lent que celui de la terre, ou si l'air suit des directions différentes, on éprouve l'influence des vents.

On attribue aux vents deux sortes de causes, les unes constantes, les autres inconstantes. Les causes constantes sont de deux sortes : 1°. l'attraction des corps célestes; 2°. la variation des températures. Les causes inconstantes

sont en très-grand nombre; les principales sont : 1°. la différence de température sur l'eau et sur la terre par l'élévation des montagnes, la situation et la proportion des forêts, la culture ou l'inculture du pays; 2°. la dissolution de l'eau dans l'air et sa précipitation; 3°. la combustion, la calcination, la sublimation, la fusion, l'évaporation, la détonnation par le feu, des substances animales, végétales et minérales.

Des phénomènes produits par l'élasticité, la pression, l'affinité et la translation de l'air, sont la pluie, le serein, la rosée, les trombes, la neige, la gelée blanche, le givre et la grêle.

Le mouvement de vibration de l'air produit le son, sa vîtesse et ses modifications.

Propriétés chimiques de l'air.

Les expériences qui constatent les propriétés chimiques de l'air, sont celles que l'on emploie pour analyser ce fluide.

Si l'on prend une cloche de verre d'une certaine hauteur, et qu'on la renverse sur une soucoupe ou capsule à demi pleine d'eau, au milieu de laquelle on aura fixé une bougie, on verra bientôt la flamme se retrécir, prendre une couleur bleue et s'éteindre : l'eau de la soucoupe montera à-peu-près jusqu'au quart de la hauteur de la cloche.

Cette expérience devient encore plus intéressante, si l'on place dans la capsule qui soutient la cloche plusieurs bougies allumées, de différentes hauteurs, l'extinction des bougies a lieu successivement, en commençant par celle qui a plus de hauteur.

Ces expériences prouvent donc déjà que l'air atmo-

sphérique est composé de deux fluides élastiques; l'un, qui entretient la combustion, et l'autre, qui ne peut l'alimenter.

On voit donc que les matières combustibles peuvent servir à l'analyse de l'air par la propriété qu'elles ont d'absorber l'oxigène, en diminuant le volume de l'air.

L'air variant dans les proportions de ces deux principes, on a cherché à estimer avec certitude ces variations: de là est née l'*Eudiométrie*, ou l'art de reconnoître la pureté de l'air par des instrumens nommés *Eudiomètres*.

Pour avoir de véritables connoissances eudiométriques, il faut nécessairement, 1°. savoir quelles sont les substances qui sont favorables, et quelles sont celles qui sont nuisibles à la respiration; 2°. être en état de déterminer par des méthodes sûres, et à l'aide d'instrumens exacts, quels sont les principes qui entrent dans la composition des fluides respirables sur lesquels on opère.

C'est au docteur *Priestley* que nous devons la découverte de la première méthode eudiométrique. La propriété qu'il reconnut au gaz nitreux, d'absorber l'air vital que contiennent les fluides respirables, lui fournit l'idée de cette méthode, qui depuis a été perfectionnée autant que le comporte le principe qui lui sert de base, par MM. *Fontana*, *Ingen-House*, *Landriani*, *Brezé*, *Magellan*, *etc.*

M. *Volta* imagina depuis un autre eudiomètre, fondé sur la détonnation du gaz hidrogène. Tous ces eudiomètres indiquent seulement que le fluide sur lequel on opère, contient plus ou moins d'air vital que tel autre, sans jamais déterminer le volume absolu de ce principe vivifiant.

Schèele proposa ensuite les sulfures; le C. *Guyton* se servit de ce moyen pour son eudiomètre décrit dans le deuxième cahier du journal de l'école polytechnique.

On met dans une cornue deux ou trois morceaux de sulfure, de la grosseur d'un pois; on la remplit d'eau, ayant l'attention de l'incliner pour faire passer dans le col tout l'air qui pourroit rester dans la bulbe; on bouche avec le doigt l'orifice de la cornue, et on la retourne dans la cuve pneumatique, pour y faire passer, à la manière ordinaire le gaz à éprouver. En l'inclinant de nouveau, et attentivement, en différens sens, on parvient facilement à en déplacer toute l'eau, et à faire rester le sulfure dans la bulbe.

Cela fait, on place la cornue verticalement, on en introduit le bout dans un tube de verre, qui doit toujours être sous l'eau, et l'on place sous la bulbe une petite bougie allumée.

La première impression de la chaleur dilate le fluide gazeux, et à mesure que le sulfure commence à bouillonner, l'eau remonte avec rapidité; et si l'air est pur, on a une absorption totale; si c'est de l'air ordinaire, il n'entre dans la cornue qu'une quantité d'eau, qui représente exactement le volume absorbé.

Plusieurs physiciens, et particulièrement, *Lavoisier, Guyton, Fourcroy, Vauquelin, etc.* se sont aussi servis de la combustion du phosphore et du pyrophore, pour déterminer les proportions qui existent entre l'air vital et le gaz azote qui constituent l'atmosphère : ce qui fit soupçonner qu'on pourroit construire avec le phosphore des eudiomètres préférables à ceux qui existoient déjà. Le C. *Seguin* suivit cette idée, et imagina l'appareil sui-

vant. *Voyez* l'Eudiomètre de *Seguin* et celui de *Berthollet*, article phosphore.

M. *Davy* a fait connoître un nouvel eudiomètre, qu'il regarde comme plus commode et plus avantageux que tous ceux dont on a fait usage jusqu'à ce jour, surtout en ce que la quantité de gaz oxigène est absorbée plus complétement et en moins de temps que par le phosphore et la dissolution de sulfure de potasse.

M. *Davy* emploie pour celà une dissolution saturée de muriate vert ou de sulfate de fer, dans laquelle il a fait passer du gaz nitreux. A mesure que cette dissolution absorbe le gaz, elle devient d'un vert olive foncé, et quand elle en est complétement imprégnée, elle paroît opaque et presque noir.

M. *Davy* croit que cette absorption est due à une simple attraction élective, parce que si on tient cette liqueur sous un récipient purgé d'air, le gaz reprend la forme élastique, et laisse la dissolution comme elle étoit auparavant.

Cette nouvelle substance eudiométrique n'exige d'autre appareil qu'un flacon pour contenir la liqueur et un petit tube, plus large à l'extrémité ouverte, et dont la capacité soit divisée en cent parties.

On remplit ce tube de l'air qu'on veut éprouver, on le plonge dans la dissolution, et on l'agite doucement, en le tenant perpendiculairement pour hâter l'absorption : en quelques minutes, la totalité de l'oxigène est condensée en acide par le gaz nitreux.

La dissolution de muriate vert, ainsi imprégnée, opère encore plus rapidement que celle du sulfate. Si l'on ne pouvoit se procurer ces sels parfaitement purs, on pour-

roit employer le sulfate de fer ordinaire. Une dissolution modérément imprégnée est capable de prendre cinq à six fois son volume d'oxigène ; mais on ne doit jamais la faire servir plus d'une fois.

Dans les expériences pyrométriques avec le phosphore et le sulfure de potasse, la lenteur avec laquelle l'oxigène est absorbé, jette de l'incertitude par la difficulté de saisir l'instant où l'absorption est complète. Il en est autrement avec la dissolution imprégnée de gaz nitreux ; M. *Davy* avertit que l'observation doit être faite aussitôt que la diminution est à son *maximum*, parce que peu de temps après, le volume du résidu gazeux commence à augmenter et pourroit, au bout de quelques heures, occuper un espace plus grand de quelques degrés de l'échelle ; ce qui vient de la réaction de l'oxide de fer vert sur l'acide nitrique, qui le fait passer à l'état d'oxide rouge, et produit ainsi du gaz nitreux. M. *Davy* est même porté à croire qu'il y a en même temps une partie de l'eau décomposée, ayant quelquefois observé qu'il se formoit de l'ammoniaque.

Il paroît qu'en se tenant en garde contre cette circonstance, dont il suffit d'être prévenu, on peut obtenir des résultats assez constans. Dans un grand nombre d'essais faits comparativement avec le phosphore, le sulfure alkalin, et la liqueur imprégnée, sur de l'air pris en différens endroits, M. *Davy* a observé que le sulfure donnoit toujours une diminution un peu plus considérable que les deux autres agens eudiométriques, avec lesquels elle n'avoit jamais excédé 0,21 ; sans que les variations des vents régnans, de la température et de l'humidité aient produit des différences assez sensibles pour être notées exactement.

Cette proportion d'oxigène est aussi celle qui a été trouvée dans l'air apporté à M. *Beddoes* de la côte de Guinée, et qui est parfaitement d'accord avec celles indiquées par les expériences de M. *Cavendish* à Londres, du C. *Berthollet* en Égypte et à Paris, et de M. *Marti* en Espagne.

Les végétaux ont aussi la propriété de décomposer l'air atmosphérique.

Si l'on expose des végétaux sous des cloches remplies d'air atmosphérique, ils s'emparent de l'oxigène de l'air, et il reste un fluide élastique impropre à la combustion et à la respiration.

Le même phénomène a lieu avec le phosphore, le sulfure de potasse et le pyrophore.

Si l'on expose pendant quelque temps sous des cloches, l'une ou l'autre de ces substances, et si l'on a soin de renouveler l'air de la cloche, à mesure que la quantité qu'elle renferme est décomposée, le phosphore passe à l'état d'acide phosphoreux, le sulfure devient sulfate, etc.

La respiration, comme la combustion du sulfure de potasse, décompose l'air commun. Ce qui nous porte à examiner quels sont les changemens que produit la respiration dans l'air et dans le sang.

1°. Dans l'air. On fait passer le gaz qui sort du poumon à travers l'eau de chaux; il en résulte un précipité.

2°. Si l'on reçoit ce gaz à travers la teinture de tournesol, elle rougira; et si l'on substitue de l'alkali pur à la teinture de tournesol, il deviendra effervescent.

Le gaz rendu par l'expiration est un mélange de gaz azote, d'acide carbonique et d'air vital.

Quand l'acide carbonique est ainsi absorbé, il ne reste

plus qu'un mélange de gaz azote et d'air vital; le gaz nitreux y démontre ce dernier fluide.

Il y a donc absorption d'une portion d'air dans la respiration. Des physiciens ont prouvé que dans une heure on absorboit 360 pouces cubes d'air vital; d'après les expériences du C. *Chaptal*, la déperdition n'est pas aussi forte.

2°. Dans le sang. L'air donne au sang une couleur vermeille : si on expose du sang veineux noirâtre dans une atmosphère d'air pur, le sang devient vermeil à la surface. L'air qui a séjourné sur le sang, éteint les bougies et précipite l'eau de chaux.

D'après les expériences de *Hewson*, l'air injecté dans l'espace d'une veine, déterminé par deux ligatures, rend le sang plus vermeil.

Cigna et *Hewson* ont aussi observé que le sang qui revient du poumon est plus vermeil.

Si l'on expose du sang dans le vide, il y reste noir; et sitôt qu'il est exposé à l'air, il prend une couleur vermeille.

La couleur du sang est donc un effet du contact de l'absorption et de la combinaison de l'oxigène avec le sang, et il paroît, suivant l'opinion du C. *Josse* de Rennes, que l'eau et l'acide carbonique de l'expiration, proviennent de la transpiration pulmonaire et d'une partie de l'oxigène atmosphérique, effet indispensable de la décomposition de l'air dans les bronches du poumon.

Les phénomènes de la respiration sont donc les mêmes que ceux de la combustion.

Toutes ces différences prouvent donc que l'air est décomposé, puisque, d'un côté, on obtient un gaz impropre

à la combustion; de l'autre, fixation du gaz oxigène dans les corps mis en contact avec l'air commun; enfin, par l'acte de la respiration, un gaz particulier, qui forme de nouvelles combinaisons.

Il y a beaucoup d'autres moyens de séparer la partie respirable de l'air de la partie non respirable.

On peut encore présenter ce phénomène à l'aide d'une substance métallique.

On prend une cornue de verre que l'on place sur un fourneau garni de son bain de sable; on y introduit une quantité de mercure, par exemple, 4 onces: on adapte ensuite un tube recourbé, qui va s'engager sous une cloche placée dans le bain de mercure; puis en suçant avec un siphon que l'on introduit sous la cloche, on élève le mercure, et l'on marque soigneusement la hauteur avec une bande de papier collé. Si l'on porte de l'exactitude dans l'expérience, il faut observer exactement le baromètre et le thermomètre.

Les choses ainsi préparées, on allume du feu dans le fourneau, et on l'entretient jusqu'à ce que la calcination du mercure ne fasse plus aucun progrès.

Supposons que le volume de l'air contenu dans les vaisseaux, réduit à une pression de 28 pouces et à 10 degrés du thermomètre, soit de 50 pouces cubiques environ, on trouve après l'opération 45 grains d'oxide rouge de mercure formé, et le volume de l'air réduit à 42 et 43 pouces, à pression et à température égales.

L'air qui reste après cette opération, n'est plus propre à la respiration ni à la combustion.

Si l'on introduit ensuite les 45 grains d'oxide rouge formé dans l'opération précédente, dans une très-petite

cornue de verre, à laquelle on adapte un appareil propre à recevoir les produits liquides et aériformes, sitôt que la cornue approche de l'incandescence, la matière rouge commence à perdre peu à peu de son volume, et disparoît entièrement en quelques minutes : en même temps il se condense dans le récipient 41 grains $\frac{1}{2}$ de mercure coulant, et il passe sous la cloche 7 à 8 pouces cubiques d'un fluide élastique beaucoup plus propre que l'air de l'atmosphère, à entretenir la combustion et la respiration.

En réfléchissant sur les circonstances de cette expérience, on voit que le mercure, en s'oxidant, absorbe l'oxigène de l'air, et que la portion d'air qui reste, est ce fluide élastique, appelé azote. L'air de l'atmosphère est donc composé de deux fluides élastiques de nature différente et, pour ainsi dire, opposée. Les autres principes que l'analyse démontre dans l'atmosphère n'y sont qu'accidentellement, et leur existence n'y est pas nécessaire.

La preuve de cette importante vérité, c'est qu'en recombinant les deux fluides élastiques qu'on a ainsi obtenus séparément, c'est-à-dire, les 42 pouces cubiques de gaz azote et les 8 pouces cubiques de gaz oxigène, on reforme de l'air en tout semblable à celui de l'atmosphère.

C'est ainsi que *Lavoisier* a déterminé la proportion de gaz oxigène et de gaz azote qui entre dans la composition de l'air atmosphérique ; il l'a trouvée dans le rapport de 27 à 73.

CHAPITRE IV.

Corps combustibles.

PARAGRAPHE PREMIER.

De l'Azote et du Gaz azote.

LE gaz azote a été confondu pendant longtemps avec de l'air gâté, de l'air altéré. On ne l'avoit examiné que dans les résidus d'air commun qui avoit servi à la combustion. On le connoissoit sous les noms d'air phlogistiqué, d'air méphitique, de moffette atmosphérique. *Chaptal* avoit proposé celui de gaz nitro-gène; quelques savans étrangers lui avoient donné le nom de septon; les auteurs de la nomenclature méthodique ont déduit le nom de sa base de la propriété qu'a ce gaz de priver de la vie les animaux qui le respirent, ils l'ont nommé azote, de l'*a* privatif des Grecs et ζωὴ vie. Fondu en gaz dans le calorique, ce fluide porte le nom de gaz azote.

On connoît plusieurs moyens également propres à obtenir le gaz azote.

1°. Le sulfure de potasse, employé par *Schèele.*

On prend du sulfure de potasse, on le dissout dans l'eau; on remplit de cette dissolution le huitième d'une grande bouteille; le reste est plein d'air atmosphérique; on la bouche bien, et on la tient renversée; l'ouverture en bas est plongée dans un autre vase plein d'eau pour intercepter toute communication avec l'air atmosphérique. Après quelques jours, le sulfure a absorbé tout l'oxigène de l'air; il ne reste plus que du gaz azote. Pour l'obtenir

pur; l'on débouche le flacon sous l'eau; une quantité égale au gaz oxigène absorbé monte dans la bouteille; on lave bien le gaz en le faisant passer à travers de l'eau pure et l'agitant.

2°. En traitant par l'acide nitrique, d'après *Berthollet*, la chair musculaire, ou la partie fibreuse du sang, bien fraîche et bien lavée; car si elle commence à être altérée par la fermentation, elle fournit de l'acide carbonique mêlé avec le gaz azote.

A cet effet, on coupe par morceaux de la chair musculaire; on l'introduit, soit dans une cornue, soit dans une fiole ou matras; on verse dessus partie égale d'acide nitrique à 22 ou 24 degrés; on adapte un tube à la cornue ou à la fiole, et on lute. On pose l'appareil sur un bain de sable, et on fait passer le tube sous une cloche dans l'appareil hidro-pneumatique; la cuve à l'eau peut aussi servir, quand on ne fait pas d'expériences exactes, ou de recherches.

Phénomènes: la chair musculaire étant composée d'hidrogène, d'oxigène, d'azote et de carbone, contient surtout une grande quantité d'azote; l'acide nitrique se porte sur les principes hidrogène et carbone, forme une graisse, tandis que l'azote ayant une grande affinité pour le calorique, se dégage. L'on peut s'assurer que le gaz obtenu de cette manière provient réellement de la chair musculaire, et non de la décomposition de l'acide nitrique, en partageant l'acide nitrique en deux parties; employer la première pour obtenir l'azote, et conserver l'autre. Si, après l'opération, on fait dissoudre dans l'eau le résidu et qu'on ajoute à cette dissolution, ainsi que dans la deuxième partie d'acide nitrique que l'on a

conservée, une même quantité de potasse, on obtient dans l'une et dans l'autre la même quantité de nitrate de potasse.

3°. Le C. *Fourcroy* a observé que les vessies natatoires des carpes contiennent du gaz azote. Pour le recueillir, il suffit de briser ces vessies sous des cloches pleines d'eau.

4°. En exposant un mélange de fer et de soufre, pétris ensemble avec de l'eau, sur du mercure, dans l'air atmosphérique.

5°. Par l'oxidation des métaux, la rancidité des huiles, la combustion du phosphore, etc. Voyez la leçon sur l'air atmosphérique.

6°. La décomposition des substances animales et végétales, les feuilles des plantes, etc.

Toutes ces substances décomposent l'air atmosphérique ; le résidu est le gaz azote.

Caractères de ce gaz.

Point de saveur sensible, odeur fade comme animale; sa pesanteur est un peu moins grande que celle de l'air atmosphérique ; il pèse près d'un centième et demi de moins que lui. Les plantes vivent dans cet air et y végètent librement : il se mêle avec les autres gaz, sans s'y combiner.

Ce gaz n'agit en aucune manière avec la lumière. Il se dilate par le calorique dans un rapport qui n'est pas encore déterminé, mais sans changer en aucune façon de nature. Il ne s'unit point à l'oxigène en état de fluide élastique. Il n'est absorbé ni par l'eau, ni par les acides, ni par les alkalis. Il n'altère en aucune manière les cou-

leurs végétales quelconques. Il est nuisible à la combustion et à la respiration.

Il est aisé de s'en convaincre, en plongeant une bougie allumée, dans un tube cylindrique rempli de ce gaz; la lumière s'éteint subitement. Les animaux qu'on y plonge y périssent. Ce gaz n'est point acide. L'expérience le prouve. Si l'on met ce gaz en contact avec l'eau, l'eau de chaux, et la teinture de tournesol, ces corps ne changent pas de nature; le gaz azote reste pur.

Du mélange du gaz azote et du gaz oxigène, il résulte de l'air atmosphérique. A cet effet, on fait passer sous une cloche remplie d'eau, 0,73 de gaz azote, sur 0,27 de gaz oxigène. Si l'on plonge une lumière dans le fluide résultant de l'expérience, elle se comportera comme dans l'air atmosphérique. Si l'on ajoute du gaz azote à l'air atmosphérique, il le rend très-dangereux pour les animaux, lorsque sa proportion excède le tiers de ce qui en existe déjà dans cet air.

Respiré dans un mélange au-dessous de cette proportion dernière, il diminue l'activité, l'irritabilité et la chaleur vitale.

Lorsque les quantités d'un mélange de ces deux corps gazeux sont tellement proportionnées que le gaz oxigène en fait les 0,7, et le gaz azote les 0,3, en poids, en les exposant à des étincelles électriques, l'un des gaz, ou les deux gaz, perdent leur forme élastique, se fixent l'un par l'autre, s'unissent de manière à former une espèce d'acide connu sous le nom d'acide nitrique.

La base du gaz azote n'est pas connue.

§. II.

Gaz hidrogène.

Ce corps combustible a assez d'affinité avec l'oxigène pour l'enlever au calorique, et pour décomposer l'air, ou le gaz oxigène; l'hidrogène a lui-même une telle affinité avec le calorique, qu'à moins qu'il ne soit engagé dans une combinaison, il est toujours dans l'état aériforme ou de gaz au degré habituel de pression et de température dans lequel nous vivons.

On a donné à ce corps, l'un des principes de l'eau, celui d'hidrogène, c'est-à-dire, principe générateur de l'eau, de ὑδωρ, eau, et de γεινομαι, j'engendre; et l'on appelle gaz hidrogène la combinaison de ce principe avec le calorique.

La décomposition de l'eau produit toujours le plus pur.

A cet effet, on fait passer un canon de fusil à travers un fourneau, ayant soin de l'incliner par la partie la plus étroite : on ajuste, à l'extrémité supérieure, un tube recourbé A, et l'autre extrémité est terminée par un tube B, qui va plonger sous une cloche dans la cuve pneumato-chimique. L'appareil ainsi disposé et bien luté, on fait rougir le canon de fusil; lorsqu'il est bien rouge, on verse goutte à goutte de l'eau par le tube A, l'eau coule à travers, et sitôt qu'elle est en contact avec le canon de fusil, elle se décompose, le fer s'empare de l'oxigène, et l'hidrogène se dégage à l'état de gaz, par le tube B.

Ce gaz s'obtient encore en versant de l'acide sulfurique ou de l'acide muriatique sur de la limaille de fer ou de zinc.

On prend une fiole à médecine, un petit matras, ou un flacon à deux tubulures, dans lequel on a mis de la limaille de fer ou de zinc, on verse dessus de l'acide sulfurique étendu d'eau, dont la pesanteur spécifique ne soit plus à celle de l'eau, que dans le rapport de 11 à 10; on y adapte un tube recourbé, que l'on fait plonger sous une cloche.

Sitôt que l'acide sulfurique est en contact avec le fer, il s'excite une vive effervescence; une partie de l'eau contenue dans l'acide se décompose à cause de l'affinité qu'a l'acide sulfurique pour le fer; son oxigène se porte sur le métal, et l'oxide tandis que l'hidrogène se dégage.

La simple distillation des végétaux, la putréfaction animale, et la fermentation végétale en fournissent aussi. Mais ce gaz est très-impur, on ne peut même en séparer les substances différentes qui l'altèrent.

Voici les expériences qui caractérisent ce gaz. Odeur désagréable, invisible, élastique, treize fois plus léger que l'air atmosphérique. C'est sur cette légéreté du gaz hidrogène qu'est fondée la théorie des aérostats. Il s'allume et brûle plus ou moins tranquillement sans bruit, avec une flamme blanche lorsqu'il est très-pur. Ce gaz n'est pas propre à alimenter la combustion. L'expérience va le démontrer. Après avoir fait passer du gaz hidrogène dans une cloche remplie de mercure, on y introduit une petite capsule, dans laquelle on a mis de l'amadou et un peu de phosphore; on porte sur le phosphore, en le passant à travers le mercure, un fer recourbé que l'on a fait rougir au feu.

Le phosphore touché du fer chaud se fond à l'instant, mais il n'y a aucune inflammation.

Le gaz hidrogène se dégage quelquefois abondamment de la surface de la terre, s'élève dans les régions supérieures de l'atmosphère, s'y rassemble en masses plus ou moins considérables, et par leur inflammation plus ou moins subite, rapide ou successive, produisent les divers météores lumineux comme les éclairs, la foudre, les aurores boréales, les globes de feu, les étoiles tombantes, filantes, etc.

Gaz hidrogène, en contact avec l'air atmosphérique.

On remplit une cloche de gaz hidrogène, on la retire de la cuve pneumatique, et on lui présente, sur le champ, une bougie allumée.

Le gaz s'allume; on voit la flamme descendre successivement dans la bouteille.

Il y a plusieurs autres moyens de présenter cet effet.

On met dans un flacon à deux tubulures de la limaille de fer, on ajuste à ce flacon un tube de verre, terminé par un tuyau capillaire, on verse, par la deuxième tubulure, de l'acide sulfurique affoibli. Au moment où le gaz se dégage, on présente une bougie allumée, le gaz s'enflamme, et forme ce qu'on appelle chandelle philosophique, qui dure tant qu'il se dégage du gaz.

On peut encore faire cette expérience d'une autre manière. On remplit de gaz hidrogène une grande cloche de verre, portant à sa tubulure un robinet, surmonté d'un ajutage droit ou courbé; on comprime le gaz en abaissant la cloche au-dessous du niveau de l'eau dans la cuve; on ouvre alors le robinet, et l'on présente une bougie allumée à l'extrémité de l'ajutage; le gaz s'allume.

Ou bien l'on prend une vessie ficelée sur un robinet,

ou plus simplement, sur un petit tube de verre, et dont on fait sortir le gaz en la pressant ; le même phénomène a lieu.

Ces expériences font voir que le gaz hidrogène qu'on ne peut allumer, tandis qu'il est seul, jouit de cette propriété, lorsqu'il a le contact de l'air atmosphérique.

Gaz hidrogène mélé avec l'air atmosphérique.

On remplit une bouteille d'air atmosphérique et de gaz hidrogène, de manière qu'il y ait environ les deux tiers d'air atmosphérique, et on lui présente une bougie allumée.

On ne voit plus descendre la flamme par degrés dans la bouteille. L'inflammation est subite, et accompagnée d'une véritable explosion.

Gaz hidrogène et Gaz oxigène.

On fait passer sous une cloche 0,15 de gaz hidrogène, et 0,85 de gaz oxigène, on allume ensuite le mélange.

L'inflammation est totale et instantanée, et la détonnation très-violente.

On a appelé le mélange de ces deux gaz air tonnant.

Si l'on excite au milieu du mélange une décharge électrique, et si l'on fait cette expérience dans des vaisseaux clos au-dessus du mercure ou de l'eau, il ne reste presque plus rien ; ils sont tous les deux convertis par la combinaison intime des deux bases oxigène et hidrogène, en eau pure qui correspond au poids total des deux fluides combinés.

Si l'on insuffle, par le moyen d'une vessie, du gaz hidrogène pur dans l'eau de savon, si l'on présente aux

bulles qui se forment une bougie allumée, la combustion n'est que successive et sans bruit.

Mais si la même expérience est faite avec le gaz hidrogène, mêlé avec du gaz oxigène, il y a une forte détonnation.

L'énergie de ce bruit ne vient que de la justesse du mélange qui se brûle alors en entier, et produit un vide complet.

Le gaz hidrogène est impropre à la respiration.

Prenez une cloche de verre; remplissez-la de gaz hidrogène, plongez ensuite un oiseau, ou un animal quelconque dans la cloche, et couvrez pour empêcher l'évasion du fluide.

On voit l'animal éprouver sur le champ des convulsions violentes et périr dans très-peu de temps. Cependant on peut le respirer sans danger; *Schèele* et plusieurs autres chimistes l'ont prouvé; si les animaux y périssent, c'est plutôt par défaut de gaz oxigène, que par l'impression funeste de ce gaz.

Le gaz hidrogène se mêle sans contracter d'union avec le gaz azote. Mais toutes les fois que l'hidrogène trouve l'azote en proportion convenable, et que l'un et l'autre tendent à se dégager d'un composé solide ordinairement complexe, dont ils faisoient tous deux parties constituantes, ils s'unissent intimement et forment l'ammoniaque.

§. III.

Du Carbone pur ou Diamant, de l'Oxidule de carbone et de l'Oxide de carbone.

On trouve le diamant en parties arrondies ou roulées, jamais d'un grand volume, globuleux, en cristaux cubiques, octaëdres ou dodécaëdres, quelquefois le dodécaëdre forme trois plans très-obtus, forme secondaire, très-transparent lorsqu'il n'est pas encroûté, réfraction simple, d'un gris pâle, tournant souvent au jaune, quelquefois au citron, au vert, au bleu, d'autres tirant au brunâtre. Le plus beau est sans couleur. Sa cassure a beaucoup d'éclat, tissu lamelleux et feuilleté, le plus dur de tous les corps.

Le rubis est rayé par le diamant : sa pesanteur spécifique est la plus grande de tous les combustibles non métalliques purs ; elle est de 3,521 à 3,631. *Werner* la porte à 3,60 ; *Kirwan* à 3,66.

Le diamant est électrisable par frottement, conduisant cependant assez pour décharger partiellement la bouteille de *Leyde ;* différent du charbon, en ce que le charbon conduit très-bien l'électricité. On en trouve en Asie, au Bengale, à Malaca, en Amérique, au Brésil, au Mexique.

Propriétés chimiques du Diamant.

Le diamant est combustible ; *Newton* l'avoit deviné. La combustion du diamant fut faite la première fois dans le cabinet du grand duc de Toscane.

Le C. *Guyton* a observé que, si le diamant étoit com-

bustible, il devoit subir l'action de l'oxigène comme les autres combustibles; il mit à cet effet du diamant dans le nitre en fusion, et il y eut combustion.

Thenant a répété l'opération dans un creuset d'or, et a trouvé que le produit de la combustion étoit de l'acide carbonique.

Lavoisier avoit vu de même que le diamant brûlé dans le gaz oxigène, donnoit de l'acide carbonique; on savoit aussi que *Lavoisier* et *Laplace*, d'après des expériences rigoureuses, avoient trouvé qu'il résultoit pour la combinaison de l'acide carbonique, 28 d'oxigène et 72 de charbon.

Toutes ces expériences commencées, laissoient donc quelque chose à découvrir; et c'est au C. *Guyton* que nous devons d'avoir fait un pas important dans la connoissance de la nature du diamant.

Voici le résumé général des expériences faites par ce célèbre chimiste, à l'école polytechnique.

Le diamant, dont la combustion a été complète, étoit un cristal natif octaëdre, du poids de 199,9 milligrammes.

Il a consommé 677 centimètres cubes de gaz oxigène.

Il y a eu de produit 1117,96 milligrammes d'acide carbonique. Ce diamant a été brûlé sous une cloche de verre, au moyen des rayons solaires rassemblés par une forte lentille.

Des nombreuses expériences faites par le C. *Guyton*, avec la plus grande exactitude, ce chimiste tire les conséquences suivantes :

1°. Ce n'est pas seulement par la couleur, le poids, la dureté, la transparence et autres caractères sensibles,

que le diamant diffère du charbon, comme on a paru le croire jusqu'à ce jour.

2°. Ce n'est pas non plus uniquement par l'état d'agrégation de la matière qui constitue le diamant.

3°. Ce n'est pas enfin à raison du 200°. du résidu cendreux que laisse le charbon, ou de la petite quantité d'hidrogène qu'il recèle.

4°. C'est encore, et plus essentiellement, par les propriétés chimiques.

5°. Le diamant est la plus pure substance combustible de ce genre.

6°. Le produit de sa combustion ou de sa combinaison avec l'oxigène jusqu'à saturation, est de l'acide carbonique sans résidu.

7°. Le charbon brûle à une température qui peut être estimée de 188 degrés de thermomètre centigrade; le diamant ne s'allume qu'à environ 30 degrés pyrométriques; ce qui, dans le système de l'échelle de *Wedgwood*, fait une différence de 188 à 2765.

8°. Le charbon allumé entretient par lui-même, dans le gaz oxigène, la température nécessaire à sa combustion; celle du diamant s'arrête dès que l'on cesse de la soutenir par le feu des fourneaux, ou par la réunion des rayons solaires.

9°. Le diamant exige, pour sa combustion complète, une beaucoup plus grande quantité d'oxigène que le charbon, et produit aussi plus d'acide carbonique.

Un de charbon absorbe dans cet acte 2,527 d'oxigène, et produit 3,575 d'acide carbonique.

Un de diamant absorbe un peu plus de quatre d'oxigène, et produit réellement cinq d'acide carbonique.

10°. Il est des substances qui sont dans un état de composition intermédiaire entre le diamant et le charbon. Ce sont : la plombagine ou carbure de fer natif, le charbon fossile incombustible, carbure d'alumine de *Dolomieu*; Anthracolite de *Werner*, la matière noire unie au fer dans l'état de fonte et d'acier, les résidus charbonneux difficiles à incinérer, et le charbon lui-même débrûlé par l'action d'une forte chaleur, sans le contact de l'air. Le vrai nom qui convient à ces substances, est celui d'oxidule de carbone.

11°. Ces substances, mêlées ou foiblement combinées avec trois ou quatre centièmes de leur poids de fer ou d'alumine, donnent par leur combustion de l'acide carbonique, comme le charbon et le diamant.

Elles s'approchent du charbon par leur couleur, leur peu de pesanteur, leur opacité; en ce qu'elles servent comme lui à la décomposition de l'eau, à la cementation du fer, à la désoxidation des métaux, à la désoxidation du soufre, du phosphore, de l'arsenic; en ce qu'elles conduisent comme lui le fluide électrique.

Elles s'approchent du diamant, en ce qu'elles tiennent bien plus de combustible que le charbon; qu'elles absorbent aussi plus d'oxigène, et produisent plus d'acide carbonique; qu'elles décomposent plus d'acide nitreux; qu'elles ne brûlent qu'à une température bien plus élevée, même dans le nitre en fusion; que leur combustion s'arrête dès que cette température s'abaisse.

12°. Ainsi, le diamant est le plus pur carbone, la pure base acidifiable de l'acide carbonique.

Sa combustion se fait en trois temps, qui exigent trois températures différentes.

A la première, qui est la plus élevée, le diamant prend une couleur noire plombée; c'est une oxidation au premier degré : c'est l'état de la plombagine et de l'anthracolite.

A la seconde température, que l'on peut estimer à 18 ou 20 degrés pyrométriques, il y a nouvelle combinaison toujours lente et successive d'oxigène; c'est un progrès d'oxidation qui constitue l'état habituel du charbon, ou plutôt celui où il se trouve après que l'action d'une forte chaleur dans des vaisseaux fermés, en a dégagé une partie d'oxigène.

Ainsi, la plombagine est un oxide au premier degré, ou oxidule; le charbon un oxide au second, et l'acide carbonique le produit de l'oxigénation complète du carbone.

En supposant donc que l'on pût opérer avec assez de précision, pour enlever de la surface du diamant, la matière noire à mesure qu'elle s'y forme, en lui retirant subitement à chaque fois l'action du feu solaire, on parviendroit indubitablement à le convertir en charbon, ou du moins en plombagine, si le passage trop rapide du dernier degré d'oxidation à l'oxigénation ne permettoit pas de le surprendre dans le premier état.

13°. Enfin, de ces principes découlent plusieurs conséquences importantes pour la chimie et pour les arts.

Après avoir entendu cette conclusion, on demandera sans doute comment il se fait que la matière simple, le pur carbone, le diamant soit rare, tandis que ses composés, en différens états, sont si abondamment répandus? Pour faire cesser l'étonnement de ceux qui en concevroient quelque défiance, on leur rappellera que la terre

alumineuse est aussi l'une des matières les plus communes, et que le spath adamantin, aussi rare que le diamant, n'est cependant que de l'alumine : le merveilleux n'est que dans l'opposition des faits et de nos opinions ; il disparoît à mesure que nous découvrons, et que nous nous approprions les moyens de la nature pour produire les mêmes effets.

Quoique les expériences ci-dessus démontrent véritablement que le charbon est l'oxide du carbone ou diamant, *Guyton*, *Clouet* et *Hachette*, voulant ôter toute incertitude, ont obtenu le complément de cette démonstration, par l'expérience suivante :

On a mis dans une petite capsule de platine, un diamant brut, cristallisé, bien transparent, du poids de 158 milligrammes. On l'a couvert d'un mélange de 5 grammes d'alumine précipitée de l'alun par l'ammoniaque bien édulcorée, et de 15 décigrammes de chaux. Le diamant étoit fixé au fond de la capsule par un fil de platine, qui formoit tout autour une espèce de chaton, pour empêcher qu'il ne vînt à la surface, ou qu'il n'y fût porté par le bouillonnement du flux, et qu'il n'éprouvât ainsi une combustion qui auroit pu induire en erreur, puisqu'elle n'eût été que l'effet naturel de l'élévation de température et du contact de l'air.

L'expérience avoit pour objet de déterminer si la composition vitreuse que forment ces deux terres, avoit quelque action sur le diamant ; elle a été muète sur ce point, par une circonstance qu'il étoit difficile de prévoir, mais qui a donné lieu à d'autres résultats encore plus satisfaisans.

Malgré les édulcorations répétées du précipité d'alu-

mine, il retenoit encore de l'acide sulfurique, ce qui indique, d'après l'observation du C. *Guyton*, qu'on ne peut regarder comme alumine pure, que celle qui, après avoir été précipitée de l'alun, est reprise par l'acide nitrique, purifiée par le nitrate de barite, et de nouveau précipitée ou évaporée à siccité.

On fut bientôt convaincu de la présence de cet acide dans le mélange terreux, lorsqu'après avoir tenu le creuset au feu de la forge à trois vents, pendant environ une demi-heure, on trouva, au lieu d'une masse vitreuse, un sulfure terreux gris, opaque, qui en exhaloit sensiblement l'odeur, et qui soumis à différens essais, en a manifesté toutes les propriétés.

Les creusets, c'est-à-dire, celui de platine, et celui d'argille qui le renfermoit, avoient été retirés sains et entiers; le diamant n'avoit pas bougé, il étoit comme enchatonné à la surface intérieure de la petite masse de sulfure, dans lequel on l'apercevoit distinctement à cause de ses angles et de ses faces; mais il se distinguoit encore par sa couleur, il étoit devenu noir, et tranchoit ainsi avec le gris du sulfure.

Le diamant détaché, on a reconnu que la matière noire formoit seulement une couverte à sa surface; que le surplus conservoit d'ailleurs ses propriétés et même sa dureté; il entamoit le verre comme auparavant.

Il restoit à savoir si cette matière noire avoit été fournie de la propre substance du diamant; c'étoit à la balance à lever ce doute; elle a appris qu'il avoit perdu, dans cette opération, 58 milligrammes, c'est-à-dire, plus du tiers de son poids.

On peut donc conclure, 1°. que le diamant peut dé-

soxigéner le soufre, comme le charbon, quand l'acide est retenu par une combinaison capable de soutenir la température nécessaire à l'oxidation du carbone; 2°. que l'on peut obtenir le diamant avec les caractères de la plombagine, ou même du charbon, en le mettant dans des circonstances où il reçoit le premier degré d'oxidation, sans passer à l'état d'oxide carbonique.

Le C. *Guyton* a aussi prouvé que le diamant se combine également avec le fer par la fusion, et le convertit en acier.

De l'Oxide de Carbone.

L'oxide de carbone n'existe jamais pur, c'est le combustible existant dans le charbon. Il est noir, friable; il absorbe la lumière; il ne laisse pas passer le calorique; il est insipide, inodore. Base des matières animales et végétales, il est très-répandu dans la nature.

On peut en distinguer de cinq espèces: charbon, végétal, animal, fossile, bois charbonné dans la terre, bois charbonné dans l'eau.

Les deux premières espèces sont le résultat de la distillation des substances animales et végétales; mais on n'obtient pas ainsi l'oxide de carbone pur; il faut extraire par des lotions convenables, dans l'eau pure, tous les sels qui se trouvent mêlés et confondus avec lui; alors on dessèche l'oxide de carbone par un coup de feu violent, dans des vaisseaux clos: cette précaution est nécessaire, car les dernières portions d'eau y adhèrent avec une telle force, qu'elles s'y décomposent, et fournissent du gaz hidrogène et de l'acide carbonique.

L'acide carbonique produit encore, par sa décomposition, de l'oxide de carbone très-pur.

On met dans un tube de verre, fermé à l'une de ses extrémités, une partie de phosphore, que l'on fait fondre à une douce chaleur; lorsque le phosphore est fondu, on ajoute par dessus cinq parties de carbonate de soude, réduit en poudre fine, et l'on termine le tube à la lampe, par un tuyau capillaire.

On place ce tube dans le milieu d'un fourneau, de manière que les charbons ne puissent échauffer que le carbonate; la partie du tube où est le phosphore, se trouve alors dans le cendrier du fourneau. On assujétit le tube avec du fil de fer, et l'on chauffe; lorsque le sel est très-chaud, on lève le tube afin de faire brûler le phosphore.

A cette température, le phosphore se volatilise, passe à travers le carbonate et décompose l'acide carbonique en s'emparant de son oxigène, à cause de l'affinité de l'acide phosphorique pour la soude.

On s'aperçoit quand l'opération est finie, quand il ne se dégage plus de bulles enflammées à la partie supérieure du tube, bulles occasionnées par le phosphore en vapeur, qui ont passé à travers le carbonate de soude, sans se charger d'oxigène.

En dissolvant dans l'eau le résultat de cette opération, on en sépare l'oxide de carbone qui reste sur le filtre; en faisant rapprocher la liqueur, on obtient le phosphate de soude.

Exposé à l'air, l'oxide de carbone brûle, rougit et répand de la lumière, mais sans flamme. Si l'on fait cette expérience sous une cloche remplie d'air atmosphérique, la combustion de l'oxide de carbone n'absorbe environ que 15 parties de l'oxigène qui s'y trouve, car l'azote qui se dégage enveloppe l'oxide, et gêne la combustion.

Si l'on brûle de cet oxide, soit sous une cloche, soit dans un flacon plein de gaz oxigène pur, la combustion est totale. L'oxide de carbone s'empare de tout l'oxigène et forme une nouvelle combinaison. C'est ce qu'on appelle acide carbonique.

Si l'on passe de l'eau sous la cloche, et que l'on agite, le gaz se dissoudra dans l'eau, et l'on obtiendra l'acide carbonique liquide, que l'on reconnoît par ses propriétés. Le charbon est très-avide d'air et plus encore d'eau.

Si l'on fait bien sécher un morceau de charbon, et qu'on le mette sous une cloche, au bain de mercure, rempli de ce métal, on voit que le charbon absorbe de l'air, et que le mercure remonte assez rapidement; mais si l'on fait passer un gaz aqueux sous la cloche, alors le charbon absorbe de préférence l'humidité, il prend l'eau et abandonne l'air, et le mercure redescend.

L'oxide de carbone se fond dans le gaz hidrogène; cela est si vrai, que si on brûle le gaz hidrogène carboné avec de l'oxigène, on obtient de l'eau et de l'acide carbonique.

Le gaz hidrogène qui a dissous cet oxide, a une pesanteur spécifique plus considérable que le gaz hidrogène pur.

Il se dégage en général du gaz hidrogène carboné dans toutes les distillations de matières végétales et animales, car le gaz hidrogène existe en état solide dans les plantes, et ne se remet en gaz que par le calorique que lui prête le feu employé à la distillation, et il dissout du charbon.

Il s'en dégage des eaux stagnantes et bourbeuses des marais, des tourbières, des latrines, des égoûts.

On en obtient aussi de la dissolution de quelques métaux carbonés pendant leur oxidation dans les acides foibles.

Il s'en exhale souvent aussi des mines de charbon de terre, des bouches des volcans.

On en retire de l'alcool, de l'éther, des huiles traitées par divers réactifs, et surtout par les acides concentrés. Tous ces gaz forment autant de variétés qu'il y a de proportions différentes dans ces principes.

Pour obtenir le gaz hidrogène de l'alcool, on prend un tube de verre luté avec de l'argille; à une de ses extrémités, on adapte une petite cornue de verre dans laquelle on a introduit de l'alcool; à l'autre extrémité, on adapte un tube recourbé qui va plonger sous une cloche pleine d'eau; on fait rougir le tube, et quand il est rouge, on met un peu de feu sous la cornue : l'alcool, qui est un composé d'hidrogène, d'oxigène et de carbone, se volatilise et se décompose; une partie de carbone s'empare de l'oxigène, l'hidrogène s'empare d'une autre partie du carbone, et forme de l'hidrogène carboné qui se dégage en même temps que l'acide carbonique; il se forme aussi un peu d'eau. On recueille donc sous la cloche de l'hidrogène carboné et de l'acide carbonique. Pour séparer le gaz hidrogène de l'acide carbonique, on y porte de la potasse caustique qui s'en empare; on peut aussi reconnoître la présence de l'acide carbonique dans le gaz hidrogène carboné, en faisant passer le gaz à travers une dissolution de chaux; il se forme un précipité de carbonate de chaux.

Le gaz hidrogène carboné est plus lourd que le gaz hidrogène pur; il est sans couleur; il ne peut que rarement servir à la construction des machines aréostatiques; il a une odeur fétide, d'autant plus grande, qu'il tient plus de carbone en dissolution; il éteint les corps combustibles

enflammés, et asphixie plus profondément les animaux que le gaz hidrogène pur; il brûle avec moins de rapidité en général que ce dernier; souvent sa flamme est bleue et pâle, quelquefois elle est rouge ou blanche, très-éclatante et comme huileuse; il dépose souvent de l'oxide de carbone, reconnoissable à sa couleur noire, lorsqu'on le traite par différens procédés; il est en général plus facilement et plus abondamment condensé ou absorbé par le charbon. Dans quelques circonstances, il forme de l'huile, et il a été spécialement nommé alors gaz oléfiant.

Gaz carboneux, ou Gaz oxide de carbone.

De nouvelles expériences sur la réduction des métaux par le charbon, ont conduit à la découverte d'un nouveau gaz; le C. *Guyton* en a décrit les caractères et les propriétés, d'après ses expériences et celles des C. *Désormes* et *Clément*, dont voici le résultat:

Le gaz recueilli pendant la réduction du zinc par le charbon, est un gaz inflammable, qui brûle lorsqu'on l'allume en contact avec l'air commun.

Il détonne, mais foiblement, avec le gaz oxigène, et il en exige une plus grande quantité.

Ce gaz est moins pesant que le gaz acide carbonique, mais bien plus que le gaz hidrogène carboné; sa pesanteur s'approche même quelquefois de celle de l'air commun.

Ce gaz enflammé dans l'eudiomètre de *Volta*, sur l'huile ou le mercure avec le gaz oxigène, ne donne point d'eau, et le résidu aériforme est de l'acide carbonique, que l'eau de chaux absorbe en totalité.

On obtient le même gaz, en traitant l'oxide de zinc avec la plombagine.

Le fluide aériforme qui se dégage, lorsqu'on expose au feu le carbonate de barite mêlé avec le charbon pulvérisé, est absolument de la même nature.

Enfin, si l'on met du charbon dans un tube de porcelaine, et qu'après l'avoir échauffé, l'on y fasse passer et repasser du gaz acide carbonique, il augmente considérablement de volume; il n'est plus absorbé par l'eau; au lieu d'éteindre la bougie, il s'allume et donne, en brûlant, les mêmes produits que celui de la réduction de l'oxide de zinc par le charbon.

Pour obtenir ce fluide élastique, on prépare d'abord du gaz acide carbonique. (*Voyez* sa préparation.) On adapte à l'une des tubulures d'un flacon de *Woulf*, une vessie vide d'air, garnie d'un robinet en cuivre, on l'emplit jusqu'aux trois quarts environ de gaz acide carbonique, on a d'une autre part un canon de fusil dans lequel on introduit du charbon bien desséché, on pousse au rouge, et on laisse dégager différens gaz qui proviennent du charbon, précaution nécessaire pour ne point manquer l'opération. Quand il ne passe plus de gaz, on adapte à une des extrémités du canon la vessie contenant du gaz acide carbonique, et à l'autre extrémité une vessie vide; on fait passer alors le gaz d'une vessie dans l'autre jusqu'à 8 à 10 fois. Bientôt on s'aperçoit que le gaz augmente beaucoup de volume, et que sur la fin les vessies sont presque pleines. Elles contiennent du gaz oxide de carbone.

Le C. *Guyton* a nommé ce nouveau fluide élastique, gaz carboneux, ou gaz oxide de carbone, dans lequel le charbon n'est porté qu'à un plus haut degré d'oxidation, parce que l'oxigène en prend, à la faveur de la

très-haute température qu'exigent ces opérations, plus qu'il n'en peut convertir en acide parfait.

Le C. *Fourcroy* a confirmé ces résultats par une expérience toute semblable, qu'il fit avec le C. *Thénard*.

Une observation du C. *Hassenfratz* est encore à l'appui de cette explication.

Les C. *Dézormes* et *Clément* ont ajouté à ces premières connoissances; ils ont examiné l'action de ce nouveau fluide sur les substances minérales, et ont tiré cette conclusion : qu'il n'y a plus de doute sur l'existence d'un oxide de charbon gazeux, dont les proportions varient depuis 46 jusqu'à 52 de charbon sur 100; que l'on ne peut produire ce gaz directement, c'est-à-dire, en unissant des quantités de charbon et d'oxigène, égales a celles dont il est composé, et qu'on ne le forme qu'en ajoutant du charbon à l'acide carbonique.

Le C. *Berthollet* a présenté à l'institut des observations relatives à ce nouveau gaz. En voici le résultat :

Ce chimiste établit dans son mémoire, 1°. que tout charbon contient de l'hidrogène, et doit être par conséquent regardé comme une combinaison de carbone et d'hidrogène; 2°. que le charbon ordinaire contient, outre cela, une proportion variable d'oxigène; mais que lorsqu'il est fortement calciné, il paroît privé de tout oxigène, et n'être plus qu'une combinaison de carbone et d'une proportion plus foible d'hidrogène; 3°. qu'en conséquence de cette composition, toutes les fois qu'on brûle le charbon par le gaz oxigène, il se forme de l'eau; 4°. que le gaz acide carbonique tient en dissolution de l'eau qui y est latente, comme *Monge* l'avoit déjà prouvé par l'action de l'électricité, dans les Mémoires de l'Académie

des Sciences, de 1746, de sorte qu'il peut s'en former une proportion assez considérable, sans qu'elle soit sensible; 5°. qu'il faut distinguer deux espèces de gaz inflammable carboné, l'une qui est une simple combinaison d'hidrogène et de carbone, et l'autre qui contient, outre cela, une proportion plus ou moins grande d'oxigène; 6°. que dans les températures très-élevées, cette dernière combinaison se forme principalement, soit qu'on mette en contact du charbon et un oxide métallique, soit qu'on fasse passer du gaz oxigène à travers le charbon dans un tube rougi, soit qu'on passe l'acide carbonique à travers le charbon rouge. Le C. *Berthollet* explique donc, par les différences de température et par la force plus ou moins grande avec laquelle une substance retient l'oxigène, les différens produits aériformes qu'on obtient lorsqu'on enlève à cette substance l'oxigène par le moyen du charbon.

Propriétés de l'Oxide de carbone.

Suivant plusieurs mémoires publiés depuis longtemps par M. *Lowitz*, nous savons, 1°. que 3 onces et demie de charbon purifié par l'incandescence; uni à 24 gouttes d'acide sulfurique, sert à dépurer trois livres et demie d'eau corrompue, sans lui communiquer un goût sensible d'acidité; tout le procédé consiste à faire digérer l'eau sur le mélange, et à la filtrer ensuite; 2°. il détruit le principe astringent; décolore les infusions de garance, de safran, le sirop noir, et la dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique: on hâte son effet sur les couleurs tenaces, par une légère chaleur; 3°. il réduit les métaux à la température ordinaire de l'atmosphère; 4°. il absorbe

les matières grasses; 5°. il dissipe le principe odorant fétide du bitume putréfié, du baume de soufre, des fleurs de benjoin, du sel de succin, des punaises, des huiles empyreumatiques, des infusions de valériane, d'absinthe, le suc d'oignons, etc.: on peut donc l'employer pour rincer avantageusement les vaisseaux qui ont contenu ces odeurs; 6°. il n'a aucune action sur l'odeur du camphre, de l'éther sulfurique, des essences, des baumes natifs, des huiles éthérées, de l'essence d'écorce d'orange, etc.; 7°. il décolore les liqueurs vineuses en les décomposant, le vinaigre sans l'altérer, l'eau-de-vie de grains et autres liqueurs; 8°. il diminue les affections scorbutiques, il affoiblit l'haleine forte, et sert comme dent-albifique.

Plusieurs chimistes étrangers ont répété et confirmé ces expériences de M. *Lowitz*. Aucun auteur français n'avoit encore parlé dans ses ouvrages de cette intéressante propriété du charbon, que d'une manière générique.

Le C. *Duburgua*, pharmacien, vient de faire quelques expériences que je crois utile de faire connoître.

A. Une partie de charbon décolore 12 parties de vin, qu'il décompose, s'il y infuse plus de deux jours, et quelquefois plutôt.

B. On s'oppose à la trop forte coloration des vins en faisant fermenter le moût sur du charbon; et ils n'en sont point altérés.

C. Deux parties de charbon sur quinze d'oxymel simple, lui enlevèrent son acidité et le portèrent presque à l'état de sirop de sucre, puisqu'il a fourni des beaux cristaux, en le clarifiant, et le faisant évaporer suffisamment.

D. Douze parties d'huile rance et colorée par l'orcanète, cédèrent leur couleur et leur goût à trois de charbon.

E. Les molécules qui réfléchissent les couleurs, gardent un certain ordre presque comparable à celui de la réfrangibilité et de la réflexibilité des rayons calorifiques, lorsqu'elles cèdent à l'attraction du charbon, et qu'elles cessent de constituer la couleur du liquide : ainsi, en éprouvant par le charbon sept couleurs soigneusement préparées, et qui imitoient grossièrement celles du spectre solaire, le C. *Duburgua* a observé que le rouge étoit décoloré en 10 à 12 jours, et ainsi de suite en augmentant jusqu'au violet, dont la couleur n'étoit pas altérée le 40e jour; et qu'il ne la céda qu'à une plus forte dose de charbon, dont le calorique hâta l'effet. Ce phénomène pouvant tenir à plusieurs causes qu'il ignore, il n'en a tiré aucune conséquence, quoiqu'il semble donner la solution de cette question du grand *Newton* : si la différente réfrangibilité n'étoit pas due par hasard à la différente grandeur des molécules qui composent la lumière ? Il semble donc que les plus petites molécules réfléchissent le violet, et qu'elles augmentent jusqu'au rouge dont les molécules sont les plus grosses.

F. Il se dégage abondamment du gaz acide carbonique pendant la décoloration; on s'en assure facilement en mettant les diverses liqueurs qu'on veut décolorer, dans des flacons qui contiennent la dose de charbon nécessaire, et auxquels on adapte des tubes recourbés qui plongent dans la teinture de tournesol, ou dans l'eau de chaux.

G. Le charbon ne s'empare pas du principe odorant comme l'annonce M. *Lowitz*.

H. Il décolore assez bien les alcools sans les dénaturer; celui de gentiane perdit même presque toute son amertume.

I. Il purifie parfaitement les eaux les plus impures; il ne détruit point la saveur des infusions de camomille, de centaurée, des apozèmes amers, des sucs d'herbes qu'il décolore en peu de jours.

K. Il décolore le vinaigre et l'altère s'il y séjourne trop longtemps.

Application de ces faits

A l'art du pharmacien qui trouvera dans le charbon un moyen peu coûteux de clarifier les sucs d'herbes, les sirops noirs, les eaux, les alcools colorés, etc.; aux usages domestiques pour décolorer les huiles, les eaux bourbeuses, le marc de raisin, les mauvais vins dont on veut faire du vinaigre blanc, etc.; au commerce du vinaigrier, des huiles, de l'eau-de-vie, etc.

§. IV.

Du Phosphore.

On obtient le phosphore en décomposant le phosphate calcaire par l'acide sulfurique, etc. *Voyez* phosphate calcaire.

Lorsque le phosphore est très-pur, il est transparent, d'une consistance semblable à de la cire.

Pour mouler le phosphore en bâtons, on prend un entonnoir à long bec, et même des tubes, dont on bouche l'orifice avec un petit bouchon de liége, ou un morceau de bois; on le remplit d'eau et on y met le phosphore; on le plonge dans l'eau bouillante, le phosphore fond;

on le plonge ensuite dans l'eau froide ; et lorsque le phosphore est figé, on enlève le bouchon et on le fait sortir du moule en le poussant avec un morceau de bois. *Pelletier* a imaginé un autre moyen.

On choisit des tubes d'environ 24 centimètres de longueur, dont l'ouverture ne soit pas trop grande, de manière à pouvoir être exactement fermée avec l'extrémité du doigt index. On fait fondre le phosphore dans de l'eau bouillante ; alors on y porte une des extrémités du tube, tenant l'autre dans la bouche. On fait une inspiration très-courte, afin que le phosphore monte dans le tube, et on arrête l'inspiration lorsqu'on aperçoit que le phosphore y est monté à une distance éloignée de la bouche d'environ 5 centimètres. On bouche aussitôt l'extrémité du tube avec le doigt index, et on le porte dans une terrine pleine d'eau très-froide. Le phosphore ne tarde pas à se figer ; et, par une légère secousse, on en sépare le petit cylindre.

Quand on casse un bâton de phosphore, on aperçoit quelquefois des élémens de cristallisation ; mais, pour l'obtenir cristallisé en octaëdres, il faut fondre le phosphore dans de l'eau ; il ne faut que 30 ou 31 degrés : à mesure qu'il se fige on le perce, et on fait couler le phosphore encore liquéfié ; on obtient une masse en aiguilles.

Pelletier a aussi obtenu du phosphore cristallisé de sa dissolution, dans une huile volatile, par le seul refroidissement, ou bien en ajoutant de l'alcool à la dissolution, et, à la longue, il se fait un précipité qui, vu à la loupe, est un octaëdre tronqué à sa partie supérieure et inférieure.

Il faut toujours opérer sous l'eau, en mettant le phos-

phore sous l'eau pour le faire fondre, on peut estimer la température de sa fusion. Le phosphore se conserve, si on le tient gardé dans l'eau et à l'obscurité, car, exposé à la lumière, il se couvre d'une pellicule rouge; c'est un commencement de combustion ou d'oxidation. Il faut avoir attention, lorsque l'on conserve le phosphore sous l'eau, qu'elle ne soit pas aérée.

Lorsqu'on extrait le phosphore des substances qui le contiennent, il est ordinairement sale et impur; il contient de la poussière de charbon, et une partie de phosphore à moitié brûlé, qui lui donne une couleur rouge ou brune. Pour l'obtenir pur, il suffit de le fondre et de le passer plusieurs fois à travers une peau de chamois, au milieu de l'eau chaude.

La peau ne peut servir qu'une fois : le second phosphore qu'on y passeroit seroit coloré.

M. *Juch*, à Wurtzbourg, prétend que tout phosphore jaunâtre contient du carbone; en traitant, dit-il, ce phosphore avec de l'acide muriatique oxigéné affoibli, il se décolore parfaitement, et devient transparent comme du verre.

On fait fondre du phosphore dans de l'eau bouillante, et on le coule, quand il est liquide, dans de l'eau froide; il s'y divise, en se figeant, en une poudre fine. Il suffit de laisser tremper cette poudre, pendant quelques minutes, dans de l'acide muriatique oxigéné affoibli, pour la blanchir. On refond ensuite le phosphore en masses cylindriques. Ce phosphore, dit l'auteur, ainsi purifié, ne se noircit plus lorsqu'on le rougit avec un alkali caustique; cependant il sépare du carbone des carbonates alkalins et terreux.

Le phosphore se volatilise facilement en le distillant avec l'eau ; il passe en liquide et s'élève en vapeur à la chaleur de l'eau bouillante et même à 76°. On peut même distiller le phosphore, en emplissant les vases, préalablement, avec de l'acide carbonique, ou autre gaz non propre à entretenir la combustion. Les couleurs variées sous lesquelles on obtient le phosphore, viennent de la présence du plus ou moins d'oxigène qu'il a absorbé, mais non pas encore assez pour être devenu acide ; c'est un oxide de phosphore.

Pour séparer la partie oxidée du phosphore, on en met une quantité quelconque dans un tube ; on plonge ce tube dans l'eau chaude ; le phosphore se fond, et la partie oxidée reste à la surface, attendu que la partie oxidée n'est pas soluble à la même température. C'est donc encore un moyen d'obtenir la purification du phosphore.

Si l'on expose du phosphore dans l'air atmosphérique, le phosphore brûle lentement ; il exhale une fumée de toute sa surface : cette vapeur, qui répand une forte odeur d'ail, est de l'acide phosphoreux. A cet effet, on met chaque cylindre de phosphore, dans un petit tube de verre dont l'extrémité inférieure est fermée en entonnoir, avec une petite ouverture pour laisser couler la petite goutte d'acide qui se produit. On prépare ainsi une quantité de ces tubes ; on les place dans un grand entonnoir placé sur une bouteille. On dispose cet appareil sur une assiette où l'on a soin de mettre de l'eau, et on le recouvre d'une cloche qui a des ouvertures sur les côtés, afin que la poussière ne tombe pas dessus, et afin d'avoir un air toujours humide, qui accélère beaucoup la décomposition ou combustion insensible du phosphore.

Le C. *Berthollet* a imaginé un autre appareil qui peut servir d'eudiomètre. La combinaison lente du phosphore lui a paru un moyen eudiométrique qui égale ou surpasse tous ceux qui ont été présentés jusqu'ici, surtout lorsque les proportions ne s'éloignent pas beaucoup de celles de l'air atmosphérique. Cet eudiomètre a une plus grande précision que ceux dans lesquels la diminution se partage entre deux gaz, comme dans l'épreuve par le gaz nitreux et par le gaz hidrogène. Il est moins embarrassant et d'une action plus prompte que le sulfure de potasse, ou le mélange de soufre et de fer; et il a l'avantage de présenter un indice certain de la fin de l'absorption; car alors l'atmosphère du phosphore devient transparente, et cesse d'être lumineuse. A cet effet, on introduit dans un tube gradué, qui contienne le gaz dont on veut faire l'épreuve, un cylindre de phosphore, fixé sur un tube de verre; plus le cylindre de phosphore approche, par sa longueur, de celle de la portion du tube qui contient le gaz, et plus celui-ci est étroit, plus l'absorption de l'oxigène est prompte: on peut l'accélérer, si la température est basse, en appliquant au verre la simple chaleur de la main; il faudroit tempérer au contraire la chaleur, si elle étoit trop élevée, car on doit éviter l'inflammation du phosphore, qui est toujours précédé de sa fusion; lors donc qu'on aperçoit des indices de fusion, il faut abaisser le phosphore sous l'eau: une épreuve peut être terminée en moins d'une demi-heure.

Si l'on avoit à éprouver un gaz où l'azote se trouveroit en trop petite proportion, on n'auroit qu'à ajouter un volume déterminé d'air atmosphérique.

L'eudiomètre de *Séguin* est un tube de verre ou de

cristal de 3 centimètres environ de diamètre, sur 19 de haut, fermé à sa partie supérieure, et évasé à sa partie inférieure. On le remplit de mercure ; on y fait passer un petit morceau de phosphore qui, en vertu de sa moindre pesanteur spécifique, monte à la partie supérieure ; on fait fondre ce phosphore à l'aide d'un charbon rouge que l'on approche de l'extérieur de la cloche ; et l'on fait passer ensuite dans le tube de petites portions de l'air qu'on veut essayer, et que l'on a préalablement jaugé dans une cloche graduée avec soin. La combustion se continue jusqu'à la fin de l'opération ; mais, pour plus d'exactitude, on échauffe encore fortement le résidu, et lorsqu'il est froid, on le passe dans une petite cloche jaugée en même temps que la première : la différence des deux volumes indique la quantité de gaz oxigène que contenoit l'air soumis à l'expérience. A défaut de tubes semblables à ceux dont nous venons de parler, on peut se servir d'entonnoirs fermés à la lampe d'émailleur ; ils sont même très-propres à cet usage.

M. *Humboldt* a prouvé, par un grand nombre d'expériences, 1°. que le phosphore, soit qu'on le brûle ou soit qu'on le fasse luire simplement en contact avec l'air atmosphérique, est une substance eudiométrique infiniment incertaine, vu qu'elle n'absorbe très-souvent que 0,15-0,20 d'oxigène, au lieu de 0,27, et qu'un même gaz essayé en différens tubes, présente des résultats différens entr'eux ; 2°. que le gaz nitreux découvre presque constamment quelques centièmes d'oxigène contenu dans le résidu de l'eudiomètre à phosphore ; 3°. que tous les gaz azotes, dans lesquels le phosphore ne répand aucune lueur, et qui ne diminuent pas en volume avec le gaz

nitreux, ne peuvent pas être considérés comme dépourvus d'oxigène. Il y a des cas où 0,13 d'oxigène restent cachés dans un gaz, dans lequel le phosphore, à une température de 50, se fond sans lueur, et que le gaz nitreux n'altère aucunement; 4°. que le phosphore se dissout également dans les gaz azote et gaz oxigène, et qu'il se forme des oxides à doubles bases de phosphore et d'azote, des phosphures d'azote oxidés, que le gaz nitreux ne décompose qu'en partie.

Pour opérer la combustion du phosphore dans le gaz oxigène, il faut opérer ici comme nous l'avons indiqué, page 197 (leçon sur le gaz oxigène). Le résultat de la combustion est toujours de l'acide phosphorique. Il est concret, si l'on n'ajoute point d'eau sous la cloche; et quand on veut l'obtenir liquide, on y fait passer de l'eau; on la promène sur les parois, alors l'acide phosphorique se dissout avec facilité.

Pelletier a indiqué un autre procédé: son appareil est un cylindre alongé, dans lequel il met le phosphore avec de l'eau. Ce cylindre est mis dans un bocal, où l'on entretient de l'eau bouillante, pour tenir le phosphore liquéfié: on a en outre un tube recourbé, dont une des ouvertures va plonger dans le phosphore, et l'autre est adaptée sur un grand flacon, qui a une seconde ouverture, à la faveur de laquelle on ajuste un entonnoir, muni d'un robinet. Le tout étant bien disposé, on met de l'eau dans l'entonnoir, et, en ouvrant le robinet, l'eau entre dans le flacon, et détermine l'air qui y est contenu à passer par le tube; cet air passant à travers le phosphore, se combine avec lui, et produit la combustion du phosphore, qui par-là est changé en acide phosphorique.

Quand le flacon est plein d'eau, on le vide à la faveur d'un robinet pratiqué à la partie inférieure.

Le phosphore est le corps qui dégage le plus de calorique du gaz oxigène au moment où il s'y enflamme. *Lavoisier* et *Laplace* ont prouvé que d'une livre de gaz oxigène employé à brûler du phosphore, il se dégageoit une quantité de calorique capable de fondre 66 livres 10 onces, 5 gros, 24 grains de glace à 0; que le phosphore absorboit une fois et demie son poids d'oxigène.

Gaz hidrogène phosphoré.

Ce gaz a été découvert par le C. *Gengembre*. Il y a différens moyens de se le procurer, je n'en indiquerai ici qu'un seul : nous reviendrons sur les autres procédés dans les leçons suivantes. — *Voyez* les articles, potasse pure, soude pure et chaux vive.

On remplit une cloche de gaz hidrogène pur; on la place sur le mercure; on introduit du phosphore au fond de la cloche; on fait tomber ensuite, au milieu de cette cloche, les rayons du soleil réunis par un miroir ardent. Le gaz hidrogène est bientôt changé en gaz hidrogène phosphoré. Ce gaz exhale une odeur insupportable de poisson pourri ou alliacée fétide. Il a une pesanteur spécifique bien plus considérable que celle du gaz hidrogène. Il s'enflamme sitôt qu'il a le contact de l'air. Cette inflammation donne lieu à la formation de l'eau et d'acide phosphorique, et il s'élève de ses bulles, des couronnes circulaires de fumée. Quand le gaz hidrogène a brûlé, la bulle d'eau qui l'enveloppoit est combinée avec l'acide phosphorique qui s'est formé, de là la couronne de fumée circulaire qui s'élève en anneau.

Ce gaz est plus combustible que le phosphore, avec le gaz oxigène; le gaz hidrogène phosphoré brûle avec une grande rapidité. L'expérience est même dangereuse. Ce gaz peut s'unir à l'eau distillée dans la proportion du quart environ de son volume, lorsque cette dissolution s'opère à la température de 10 degrés (thermomètre de *Réaumur*); il communique à l'eau dans laquelle il se noie, une odeur forte et désagréable, ainsi qu'une saveur amère. Lorsqu'on s'est servi, pour liquéfier ce gaz, d'une eau qui a été purgée d'air, et qu'on a soin de le contenir ainsi dissous dans des vases bien bouchés, on peut le conserver longtemps sans qu'il éprouve de décomposition, de manière qu'en faisant chauffer cette dissolution, on peut en retirer dans l'état de gaz, tout l'hidrogène phosphoré qu'elle contient. On peut aussi le garder très-longtemps dans un vase où il n'y a pas d'eau. Lorsque l'eau a été une fois ainsi privée de tout le gaz hidrogène phosphoré qu'elle avoit dissout, elle redevient de l'eau pure. Enfin cette dissolution est capable de réduire promptement plusieurs oxides métalliques, qu'ils soient seuls, ou bien dissous par des acides, et de former avec eux de l'eau et des phosphures métalliques. Ce gaz est très-nuisible à la respiration. Les animaux qu'on y plonge, périssent sur le champ.

Depuis que quelques médecins administrent le phosphore mêlé à d'autres substances, chacun a cru devoir s'occuper des moyens de diviser le phosphore; parmi les procédés connus on doit distinguer celui du C. *Pelletier*, frère du chimiste de ce nom. Il consiste à mettre six grains de phosphore coupé par petits morceaux dans une once d'éther sulfurique rectifié à 63 degrés (aréomètre

de *Cartier*, la température étant à 10 degrés au dessous de 0), et à agiter de temps en temps le mélange pendant trois à quatre jours.

Le phosphore est rarement employé en médecine; dans les arts on en a tiré parti relativement à sa propriété combustible. On en a fait les bougies phosphoriques et les briquets physiques.

Bougies phosphoriques.

On introduit dans un petit tube de verre fermé par un bout un peu de phosphore; on fait fondre le phosphore à la flamme d'une bougie, ou dans l'eau bouillante; on y introduit ensuite une mèche enduite d'un peu de cire; le phosphore se fixe sur la mèche, et l'on ferme le tube à la lampe.

Quand on veut enflammer la mèche, on casse le tube environ au tiers de sa longueur, et l'on retire brusquement la bougie du tube.

Briquet physique.

On prend un flacon de cristal que l'on fait sécher, on y introduit un peu de phosphore; on y plonge un fil de fer rougi au feu; le phosphore se répand sur les parois où il forme une couche rougeâtre; on introduit ce fil bien chauffé à plusieurs reprises; et lorsque tout le phosphore est rejeté sur les parois, alors on laisse le flacon débouché pendant un quart-d'heure, et ensuite on le bouche. Pour s'en servir, on introduit une allumette soufrée dans le flacon, on la tourne et on la tire promptement; le

phosphore qui est entraîné par l'allumette prend feu et enflamme l'allumette.

§. V.

Du Soufre.

Le soufre se rencontre en grande quantité dans la nature, tantôt pur et tantôt combiné.

D'après le C. *Hauy*, on en compte plusieurs variétés: soufre natif-pur, soufre vif; couleur jaune.

Variétés.

1°. Soufre primitif; 2°. soufre basé; 3°. soufre unitaire; 4°. soufre prismé; 5°. soufre émoussé; 6°. soufre dioctaëdre; 7°. soufre octodécimal; 8°. soufre unibinaire.

Indéterminables.

9°. Soufre strié; 10°. soufre pulvérulent; fleur de soufre des volcans; 11°. soufre amosphe.

Accidens de lumière.

Couleurs.

1°. Soufre jaune-citrin; 2°. soufre jaune-verdâtre.

Transparence.

1°. Soufre transparent : il est très-rare; 2°. soufre translucide.

Les cristaux de soufre garnissent quelquefois l'intérieur des géodes calcaires ou des géodes quartzeuses. Les cailloux de Soligny, département du Jura, contiennent la même substance, sous forme pulvérulente.

Le soufre produit par sublimation, se trouve en poussière, en masses striées ou même en cristaux, à la bouche de plusieurs volcans, tels que l'Etna, le Vésuve, le mont Hécla, etc.

On trouve aussi du soufre dans des eaux minérales; on en tire des substances végétales, et de naturellement formé dans les matières animales en putréfaction.

Les procédés connus pour extraire le soufre en grand, et l'appliquer aux usages du commerce, se réduisent à le dégager des pyrites, ou sulfures de cuivre ou de fer, par des moyens plus ou moins simples et économiques.

En Saxe et en Bohème, on distille les mines de soufre dans des tuyaux de terre disposés sur une galère; le soufre que le feu dégage se rend dans des récipiens placés au dehors et dans lesquels on a soin d'entretenir de l'eau.

On peut consulter, à ce sujet, *Henkel*, *Macquer*, *Jars*, etc.

Pour purifier le soufre, on le fond dans une poêle de fer; les parties terreuses et métalliques se précipitent; on le verse dans une chaudière de cuivre, où il forme un autre dépôt des matières étrangères qui l'altéroient. Après l'avoir tenu quelque temps en fusion, on le coule dans des moules de bois cylindriques, et il forme le soufre en canons.

Celui qui s'est précipité au fond de la chaudière pendant la fusion, est gris et très-impur; on le nomme fort improprement soufre vif.

Les mèches soufrées ne sont ordinairement que des brins de coton que l'on trempe dans du soufre fondu. On soufre de même des petits morceaux de bois que l'on nomme allumettes, ainsi que des tubes de paille.

Le soufre est un corps combustible, sec, très fragile, d'un jaune-citron, qui n'a d'odeur que lorsqu'il est chauffé, et dont la saveur particulière est foible, quoique très-sensible. Si on le frotte, il devient électrique : si, lorsqu'il est en gros morceaux, on lui fait éprouver une chaleur douce, mais subite, comme en le serrant dans la main, il se brise en pétillant. Il perd une partie de sa couleur par la porphyrisation, et surtout par une division chimique, telle qu'elle a lieu dans les précipitations; alors il devient quelquefois gris ou blanc.

Action du calorique sur le soufre.

On met du soufre dans un creuset : on le place entre quelques charbons ardens; il ne tarde pas à entrer en fusion. Cette première fusion est liquide; mais, en tenant le soufre un instant de plus sur le feu, il acquiert une consistance beaucoup plus épaisse. Lorsqu'il est dans cet état, on le coule dans une terrine pleine d'eau; on trouve qu'il a acquis une couleur rouge, et qu'il est mou comme de la cire : il se pétrit facilement entre les doigts, au lieu d'être sec et cassant, comme l'est le soufre ordinaire.

Le soufre, dans cet état, est employé avec succès pour tirer des copies de cachets et de pierres gravées. Le soufre peut se réduire en gaz et se volatiliser; mais ce gaz n'est pas permanent, il se solidifie, dès que la température s'abaisse. On se sert de cette propriété pour le purifier. On met dans une cucurbite de verre, ou dans une petite terrine vernissée une quantité quelconque de soufre concassé : on y adapte des pots percés par leur fond, surmontés les uns sur les autres, à l'exception du dernier, que l'on termine par un entonnoir renversé; on place

l'appareil sur un bain de sable, ou à feu nu ; on lute les jointures avec des bandes de papier, enduites de colle d'amidon : on ajoute au bec du chapiteau un récipient, seulement pour intercepter la communication avec l'air extérieur ; alors on procède à la sublimation par un feu modéré : aussitôt que le soufre entre en fusion, il s'élève une fumée blanche, épaisse, qui se condense et s'attache aux parois du chapiteau, sous la forme d'une poudre. Lorsqu'il en est suffisamment garni, on cesse le feu : on laisse refroidir les vaisseaux ; on délute le chapiteau ; on ramasse, avec la barbe d'une plume, le soufre qui s'est sublimé : c'est ce qu'on nomme soufre en fleurs, fleurs de soufre. On procède ensuite à une nouvelle sublimation. On continue ainsi jusqu'à ce que l'on ait fait sublimer tout le soufre. Ce soufre sublimé contient souvent un peu d'acide sulfurique, formé par la combustion d'une petite quantité de ce soufre, qui a eu lieu en raison de l'air contenu dans les vaisseaux. On le purifie très-exactement en le lavant : c'est le soufre, ainsi préparé, qu'on doit employer en médecine.

Si, au lieu de prendre le soufre dans un état d'épaississement, on le retire du feu immédiatement après qu'il est fondu, et qu'on le laisse refroidir tranquillement, ses parties prennent entr'elles un arrangement symmétrique, elles sont disposées en aiguilles, ce qui forme une cristallisation du soufre.

Si l'on fait fondre du soufre dans de l'huile, il faut qu'elle en soit bien chargée, elle en tient même en dissolution plus qu'elle n'en peut dissoudre ; lorsqu'elle est froide, elle laisse déposer, par le refroidissement, l'excédant, sous la forme de cristaux octaëdres.

Le C. *Roard*, professeur à l'école centrale du département de l'Oise, a fait quelques expériences relativement à la dissolubilité du soufre dans l'huile; en voici les résultats :

Une partie $\frac{1}{4}$ de soufre et une partie d'huile de lin —*magma*, masse de soufre.

Une partie de soufre et une *idem* d'huile de lin, cristallisent un peu au fond.

Dix parties de soufre et quinze *id.* d'huile de lin, cristallisation plus confuse.

Cinq parties de soufre et quinze *id.* d'huile de lin, cristallisation, mais tout le soufre n'est pas encore dissous.

Trois parties de soufre et quinze *id.* d'huile de lin, dissolution plus complète; cristallisation.

Une partie de soufre et quinze *id.* d'huile de lin, dissolution; aiguilles belles au fond de la fiole.

Si l'on pousse trop au feu, que l'on fasse bouillir, la matière est changée en une masse d'un brun terne, noirâtre, et l'huile est résinifiée.

Combustion lente du soufre.

Pour faire cette expérience, on prend une grande cloche, on place dessous un petit godet, dans lequel on a mis du soufre sublimé allumé; on porte cet appareil sur une assiette, et on l'entoure d'eau.

Il s'élève une fumée blanche, qui se dissout dans l'eau, et l'eau devient acide. C'est de l'acide sulfureux, ou ce qu'on nommoit autrefois esprit de soufre par la cloche.

Combustion rapide du soufre.

On prend, à cet effet, un grand ballon à large ouverture; on suspend dans son intérieur une cuiller de fer, portant un mélange de soufre et de nitrate de potasse, composé de 72 parties de soufre, sur 7 de nitrate. On met le feu au mélange, et on bouche le ballon avec du bois étoupé.

On peut encore obtenir une combustion rapide de soufre, en mettant cette substance allumée dans du gaz oxigène : elle brûle avec une rapidité extrême.

Dans l'un et l'autre cas, il faut avoir soin de mettre un peu d'eau au fond du ballon, afin d'absorber l'acide qui se forme.

C'est de l'acide sulfurique, il se forme aussi de l'acide sulfureux.

On voit donc que, suivant la manière dont on s'y prend pour faire brûler le soufre, il absorbe des quantités diverses d'oxigène, et il devient plus ou moins acide.

Soufre et azote, nulle action.

Gaz hidrogène sulfuré. — Manière de préparer ce gaz.

On peut se le procurer par différens moyens que nous connoîtrons à mesure que nous emploîrons les corps dont on peut l'extraire. Le seul que je puisse indiquer ici, est de faire passer du gaz hydrogène à travers du soufre en fusion; on peut encore, au moment où le gaz hidrogène se dégage, jeter du soufre sublimé, on obtiendra sous la cloche du gaz hidrogène sulfuré.

Le premier procédé consiste à mettre dans un canon de

fusil, ou de porcelaine, du soufre en poudre; on fait passer ce canon à travers un fourneau; on ajuste à l'extrémité inférieure un tube recourbé, qui va plonger sous une cloche dans l'appareil au mercure. On adapte ensuite à l'extrémité supérieure l'appareil, pour obtenir du gaz hidrogène pur. On fait ensuite fondre le soufre à une douce chaleur; lorsqu'il est fondu, on fait passer à travers, le gaz hidrogène, et l'on obtient, sous la cloche, du gaz hidrogène sulfuré. *Voyez* aussi l'article sulfures, et sulfure de fer.

Caractères.

Fluide élastique, très-léger, se volatilisant très-promptement dans l'atmosphère, plus lourd que le gaz hidrogène pur.

Ce gaz tue très-promptement les animaux : il a une odeur fétide; il acquiert un méphitisme terrible.

Il verdit le sirop violat, éteint la bougie; mêlé avec l'air atmosphérique, ou avec le gaz oxigène, il s'allume et détonne par l'étincelle électrique; il brûle avec une flamme bleue-rougeâtre, et dépose du soufre.

L'air atmosphérique détruit le gaz hidrogène sulfuré, ce qu'on aperçoit en le tenant en contact sous une cloche. L'oxigène a donc plus d'affinité avec l'hidrogène que le soufre n'en a avec lui : l'oxigène et l'hidrogène se combinent et forment de l'eau, il est à remarquer que cette expérience ne pourroit se faire à une haute température, parce que le soufre brûleroit, et qu'une basse température est insuffisante pour le faire brûler; ce soufre alors se dépose sur les corps environnans. Voilà d'où vient le soufre que l'on voit déposé aux environs des sources mi-

nérales, et pourquoi le gaz qui se dégage de ces sources noircit l'argent.

L'acide nitreux et l'acide sulfureux le décomposent; il est absorbé par l'eau. L'hidrogène sulfuré dissous dans l'eau, rougit la teinture du tournesol, le papier qui en est teint, et la teinture de rave : il se combine avec les alkalis, la barite, la chaux et la magnésie; il forme avec ces substances des combinaisons qui, mêlées avec des dissolutions métalliques, changent de bases : il décompose le savon, et remplace l'huile auprès des alkalis; il précipite, en grande partie, le soufre des dissolutions des sulfures de potasse ou de chaux, et il tend à former avec le reste une combinaison triple. *Voyez hidrosulfures.*

Il précipite quelques dissolutions métalliques, avec des couleurs diverses, au moyen desquelles on peut les reconnoître.

Combinaisons du phosphore avec le soufre.

On met dans un matras une partie de phosphore, avec le huitième de son poids de soufre, et 32 parties d'eau distillée : à une douce chaleur, le phosphore se liquéfie, et il dissout le soufre. La nouvelle combinaison prend une couleur jaune, et elle reste fluide sous l'eau jusqu'au vingtième degré au-dessus de zéro du thermomètre de *Réaumur :* elle se fige ensuite.

Une partie de phosphore, avec moitié de son poids de soufre, donnent un produit qui reste fluide sous l'eau, à la température de huit degrés au-dessus de zéro.

Une partie de phosphore, et deux parties de soufre, se combinent très-bien à l'aide d'une douce chaleur, et toujours sous l'eau; cette combinaison est encore fluide à dix

degrés au-dessus de zéro ; mais il s'y fait une cristallisation, de manière qu'une portion paroît fluide et l'autre concrète.

Pour combiner le soufre dans quelques proportions que ce soit avec le phosphore, il faut, suivant le C. *Roard*, lorsque le phosphore est fondu avec très-peu d'eau, ajouter le soufre, et l'écraser doucement avec un pilon, alors la combinaison est totale.

Une partie de phosphore peut encore s'unir à trois de soufre ; on met, dans un matras, une partie de phosphore avec de l'eau distillée ; on chauffe le matras jusqu'à ce que le phosphore soit fondu ; alors, on y ajoute le soufre, qu'il faut diviser en trois parties. Cette première partie est aussitôt dissoute par le phosphore ; l'on voit aussi qu'il y a quelques bulles d'air, qui se dégagent dans le moment de la combinaison : on ajoute ensuite la deuxième partie du soufre, puis la troisième, qui de même sont dissoutes, et le nouveau produit reste fluide sous l'eau, tant que celle-ci a trente degrés de chaleur ; mais, à mesure que l'eau se refroidit, la combinaison devient concrète et friable.

On emploie le soufre à un grand nombre d'usages.

§. VI.

Des Métaux en général ; des Corps brûlés en général, Oxides et Acides.

Les métaux ne sont qu'un genre particulier de corps combustibles. Nous en donnerons l'histoire particulière dans la section des substances métalliques.

Tous les métaux réfléchissent plus ou moins la lumière, et constituent des miroirs lorsqu'ils sont polis.

Le calorique les dilate, ils sont reconnus comme bons conducteurs de la chaleur.

Après avoir été fondus, ils cristallisent par refroidissement.

Plus ou moins chauffés, les métaux brûlent avec flamme et décrépitation dans le gaz oxigène.

Ils décomposent peu à peu l'air atmosphérique, et s'y oxident.

Les oxides métalliques ne sont que des combinaisons des métaux avec l'oxigène. Quelques-uns même de ces oxides passent à l'état d'acide. Tels sont l'arsenic, le tungstène, le molybdène et le chrôme.

Une dose d'oxigène fait perdre aux métaux de l'éclat métallique; une plus grande dose détruit entièrement cet éclat, et la proportion d'oxigène peut augmenter jusqu'au point de donner aux oxides l'aspect tout-à-fait terreux. Les métaux n'ont pas la même attraction élective pour l'oxigène.

En examinant ici les métaux sous un point de vue général, nous les diviserons en deux classes. Métaux acidifiables, métaux oxidables.

Les acides métalliques peuvent s'obtenir sous deux états, tels que: acide arsenieux, acide arsenique.

On distingue aussi différens états d'oxidation des métaux, tels que: Oxide gris de zinc; oxide blanc de zinc.

Les métaux présentent aussi deux sortes de combustions: combustion lente; combustion rapide. Le zinc peut servir d'exemple.

On ne connoît point d'union entre l'azote, l'hidrogène et les métaux.

Certains faits prouvent que quelques métaux peuvent

être dissous dans le gaz hidrogène; *Fourcroy* nomme ces combinaisons hidrures métalliques; ou métaux hidrogénés, suivant que l'hidrogène ou le métal y domine.

On connoît plusieurs métaux combinés avec l'oxide de carbone; ils portent alors le nom de carbures métalliques. On sait aussi que le carbone pur, ou diamant, s'unit au fer, et constitue l'acier.

L'action du gaz hidrogène carboné sur les métaux n'est pas encore connue.

Il n'en est pas de même du phosphore; les métaux en prennent une plus ou moins grande quantité; on les nomme alors métaux phosphorés, quand il y en a peu, et phosphures métalliques, quand ce composé contient plus de phosphore que de métaux.

Tous ces composés sont plus ou moins grenus, lamelleux, cassans, fusibles, inflammables, quelquefois même par le choc, fétides par le contact de l'eau et de l'air humide. Le phosphore y perd sa propriété lumineuse, et même une grande partie de sa combustibilité.

L'action du gaz hidrogène phosphoré sur les métaux n'a point encore été examinée.

Le soufre s'unit dans diverses proportions avec le plus grand nombre des métaux.

Ceux qui sont très-fusibles, deviennent difficiles à fondre, et la combinaison hâte au contraire la fusibilité de ceux qui sont réfractaires; ils portent alors le nom de sulfures métalliques.

Le calorique en chasse ou une portion de soufre, ou la totalité.

Ils absorbent l'oxigène, et peuvent servir à l'eudiométrie.

Ils décomposent l'eau, et il s'en dégage du gaz hidrogène sulfuré, etc.

Les substances métalliques sont colorées par le plus léger contact du gaz hidrogène sulfuré; l'oxigène de l'air s'unit à l'hidrogène, et le métal au soufre. L'effet de ce gaz est encore plus marqué sur le plus grand nombre des oxides métalliques; quand ils l'absorbent tout entier, ils forment des oxides hidrosulfurés: ceux qui n'ont pas cette propriété le décomposent et se décomposent en même temps, plus ou moins complétement. Alors, tout, ou partie seulement de leur oxigène, se porte sur l'hidrogène, avec lequel il forme de l'eau, tandis que le métal, désoxidé ou moins oxidé qu'auparavant, s'unit au soufre et constitue un métal sulfuré.

Les autres propriétés seront décrites à l'article de chaque métal en particulier.

Des Oxides en général.

Un oxide est un corps qui n'a pas assez d'oxigène pour être acide. On en distingue deux genres; oxides susceptibles de passer à l'état d'acide, et oxides non acidifiables.

On compte dans ce nombre plusieurs des corps combustibles non métalliques, et qui peuvent aussi passer à l'état d'acide; tels sont le phosphore, le soufre, l'azote et le carbone.

Parmi les oxides qui ne peuvent pas passer à l'état d'acide, on doit ranger l'oxide d'hidrogène, ou l'eau, et un grand nombre d'oxides métalliques.

Chaque oxide de la même substance varie par la quantité d'oxigène qu'il contient.

Les oxides peuvent encore être distingués les uns des

autres par l'adhérence de leurs principes ; il en est qu'on décompose ou qu'on désoxide très-facilement, tandis que d'autres retiennent avec assez de force l'oxigène qui leur est uni.

§. VII.

De l'Eau, ou de l'Oxide d'hidrogène.

L'eau est, en général, l'un des agens le plus universel de la nature : outre les besoins ordinaires de la vie pour lesquels on l'emploie habituellement, et que tout le monde connoît, elle concourt à la production et à l'entretien de tous les êtres. Privés de ce fluide, l'homme, les animaux, les végétaux, le globe terrestre lui-même, tout tendroit à une destruction prochaine et inévitable. L'eau donne à nos humeurs, et à celles de tous les animaux, la fluidité qui leur convient, et qui les rend propres à circuler dans les plus petits vaisseaux. Combinée avec les alimens, elle dissout les parties salines de ces alimens, et elle les rend propres à affecter, comme il convient, l'organe du goût ; c'est le véhicule des sucs nourriciers qui font croître les végétaux ; c'est elle qui donne à la terre la fertilité nécessaire à l'accroissement des semences, et à la production de toutes les substances végétales dont elle est couverte. Elle roule et elle entraîne avec elle, dans le sein de la terre, les parties des minéraux ; elle les rapproche, et elle leur fournit ce qui est nécessaire à leur réunion : elle fournit aux arts une multitude prodigieuse d'avantages dont on verra les détails.

Cette substance se présente aux recherches des physiciens, sous trois états bien différens, solide, liquide et gazeuse.

De la Glace.

Si l'on expose de l'eau à un certain degré de froid, elle perd sa liquidité et se convertit en une masse plus ou moins solide, qu'on appelle glace. La glace est donc l'état naturel de l'eau, puisqu'elle y est dépourvue d'une portion de calorique.

L'eau commence à se geler par des filets de glace qui se font voir à sa superficie. Ces filets touchent, pour l'ordinaire, par un de leurs bouts, les parois du vase; ils sont presque tous différemment inclinés sur ces parois, et ils forment avec elles des angles plus ou moins ouverts, mais rarement des angles droits; il se joint ensuite de nouveaux filets à ces premiers, qui leur sont différemment inclinés, et ainsi de suite, jusqu'à ce qu'il en résulte un premier tissu de glace qui devient toujours plus épais, à proportion que le froid continue ou qu'il augmente.

Lorsque la congelation a été prompte, la glace est en masse compacte, opaque. Quelquefois elle est transparente.

Lorsque la congelation a été lente, elle offre des aiguilles qui se joignent sous un angle de 60 ou 120 degrés; quelquefois on obtient des prismes quadrangulaires, applatis, terminés par deux sommets dihèdres.

A proportion que l'eau approche de la congelation, il se fait dans son intérieur une espèce de bouillonnement à l'occasion des molécules d'air qui en sortent ou qui se détachent d'entre les interstices de l'eau. Cet air divisé se rassemble sous la forme de bulles, plus ou moins grosses vers le centre et vers l'axe du vaisseau que vers les bords et vers la superficie de la glace; mais elles sont en plus

grand nombre vers le fond et vers les parties inférieures, dont elles semblent quelquefois partir, et y tenir par une queue qui représente assez bien une larme, dont la tête est tournée vers l'axe.

Dans un vase profond et étroit, le milieu de la superficie de la glace est ordinairement plus élevé que les bords, parce que l'air qui l'amasse vers l'axe et vers le fond s'y trouve en si grande quantité, qu'il a la force, non seulement de remonter, mais encore de rompre souvent la première couche de glace qui s'étoit formée sur l'eau.

Tels sont les phénomènes qu'on remarque tranquillement lorsque la température de l'air n'est pas fortement altérée, mais si le froid augmente et qu'il survienne tout-à-coup, à peine a-t-on le temps de s'apercevoir de tous ces changemens : ils se succèdent rapidement les uns aux autres. Les bulles d'air sont disséminées dans toute la masse, et le vaisseau casse assez souvent par l'expansion de la glace. Sa force se déduit de la résistance qu'elle oppose à sa rupture.

On en trouve des exemples dans des bombes remplies d'eau, et qui crèvent dès que l'eau passe à l'état solide; on sait aussi que le seuil des portes se soulève, que les pierres se brisent, que les arbres se fendent, que les aqueducs se dégradent.

Dans quelqu'état qu'on considère l'eau, c'est toujours une forte puissance mécanique. Est-elle simplement liquide, elle humecte, elle pénètre, et elle gonfle avec force les fibres desséchées des végétaux. C'est un moyen ingénieux dont on se sert pour détacher des masses énormes de pierres, telles que des meules de moulins;

le carrier les scie tout autour, et lorsqu'il n'y a plus que le noyau à rompre pour détacher la meule de la carrière, il fait entrer, d'espace en espace, dans le chemin que la scie s'est tracé, des coins de bois tendre et sec. Il arrose ensuite les coins; l'eau qui les pénètre écarte les fibres ligneuses, et l'expansion, qu'elle leur procure, suffit pour vaincre la force avec laquelle la meule tient à la carrière.

L'accès de l'air favorise la production de la glace.

Il y a production sensible de chaleur dans le moment que l'eau passe à l'état solide.

Une agitation légère du fluide facilite sa conversion en glace.

La glace s'évapore continuellement, et augmente de volume; quand la glace est formée avec de l'eau purgée d'air, sa masse n'est point interrompue par des bulles.

Sa solidité est telle qu'on peut la réduire en poudre.

Son élasticité est très-forte et beaucoup plus marquée que celle de l'eau fluide.

Elle a une saveur très-vive.

Elle a moins de pesanteur que l'eau fluide qu'elle surnage : comparée à celle de l'eau, elle est dans le rapport de 8 à 9. Ce phénomène paroît dépendre des grandes quantités d'air interposé.

Beaucoup de corps concrescibles par le froid, et fusibles par la chaleur, présentent le même phénomène; le beurre, les graisses, la cire.

Sa transparence est troublée par des bulles d'air.

L'expérience suivante en fournit la preuve : on remplit un tube cylindrique d'eau chaude; on y met quelques morceaux de glace : à mesure que la glace fond, il

se dégage des bulles qui viennent crever à la surface de l'eau.

On peut encore s'en convaincre, en examinant avec attention un morceau de glace ; et en perçant, sous de l'eau fluide, les cavités que l'œil y apperçoit, on voit l'air sortir en bulles très-sensibles.

En passant de l'état solide à l'état liquide, elle produit du froid. Voyez les expériences de *Wilke*.

Cette production du froid par la fonte de la glace, est encore prouvée par l'usage où sont les limonadiers de fondre certains sels avec la glace, pour déterminer un froid sous zéro.

A cet effet, on mêle quatre parties de glace avec une partie d'acide nitrique ; on plonge un thermomètre dans le mélange ; on le fait descendre de zéro jusqu'à 22 au dessous. Voyez aussi la leçon *sur l'acide nitrique*.

Avec le sel marin, ou muriate de soude, on a un effet à peu près semblable.

La grêle et la neige ne sont que des modifications de la glace ; on peut considérer la grêle comme produite par le dégagement subit du fluide électrique, qui concourt à rendre l'eau fluide.

De l'Eau à l'état liquide.

La liquidité est un état particulier des molécules des corps, dans lequel ils sont retenus par une compression exercée sur eux, qui les rapproche, les unit en leur laissant la faculté de se mouvoir indépendamment les uns des autres.

La liquidité diffère de la solidité en ce que, dans ce dernier état, les molécules adhèrent avec force ; et de

la gazéité par l'union intime et l'élasticité du liquide : il paroît que la liquidité est la limite de la compression des gaz par une force extérieure.

Les propriétés des liquides sont : 1°. de se mettre en équilibre sous des pressions égales, et ils varient par des pressions inégales; 2°. d'exercer une pression dans tous les sens; 3°. par la propriété de s'élever au-dessus ou de s'abaisser au-dessous de leur niveau dans les tubes capillaires.

On entend par tubes capillaires, des tubes dont le diamètre est quelquefois si petit, qu'on peut à peine y introduire un cheveu.

Il n'est pas cependant nécessaire qu'ils soient aussi menus. Ils peuvent être faits de verre, de métal, etc.

Tous corps poreux et capables d'admettre des liqueurs dans leur intérieur, peuvent être considérés comme des assemblages de tuyaux capillaires.

Les principaux phénomènes des tubes capillaires, sont que l'eau et toute autre liqueur, à l'exception du mercure, s'élèvent constamment au-dessus du niveau dans tout espace capillaire quelconque.

L'eau a quelques propriétés générales : elle est diaphane : lorsqu'elle est pure, on peut, à travers, distinguer les corps étrangers placés à une assez grande distance. C'est ainsi qu'on voit le sable; c'est ainsi que les poissons distinguent, à une distance plus ou moins éloignée, la nourriture qui leur est propre, et qu'ils se sauvent de la voracité de leurs ennemis. Mais malgré cette limpidité, cette transparence et la facilité avec laquelle elle livre passage aux rayons de lumière, elle leur fait souvent subir des mouvemens particuliers qui les dé-

routent et qui les détournent du chemin qu'ils tendoient à suivre, ce qui est très-bien expliqué par la réfraction.

Quelque diaphane qu'on la suppose, elle réfléchit, malgré cela, une partie des rayons incidens qui parviennent à sa surface. Dans ces temps reculés, où les hommes profitoient de tous les secours qu'ils pouvoient attendre de la nature, la surface d'une eau tranquille fut le premier miroir qu'ils consultèrent.

La saveur de l'eau est beaucoup moins forte que celle de la glace, puisque plusieurs physiciens la regardent comme insipide.

Elle est élastique. Son état d'agrégation liquide rend sa force de combinaison plus énergique.

Elle s'unit à un grand nombre de corps, et elle favorise même singulièrement leur combinaison réciproque.

Elle ne s'unit point à la lumière qui ne fait que la traverser.

De l'Eau à l'état de gaz.

Pour convertir l'eau à l'état de gaz, *Lavoisier* et *Laplace* ont fait l'expérience suivante. *Voyez* la planche. On remplit une cloche de mercure, et on la renverse sur une soucoupe remplie de ce métal; on fait passer un peu d'eau dans cette cloche, et on donne au mercure une chaleur de 95 à 100 degrés, en le plongeant dans une chaudière pleine d'eau-mère de nitre ou de sel marin.

L'eau se raréfie et occupe toute la capacité de la cloche. Dans cet état l'eau acquiert des propriétés particulières; elle est parfaitement invisible; sa dilatation est considérable, puisquelle occupe 800 fois plus d'espace.

Elle jouit d'une élasticité et d'un ressort, tels qu'elle

produit des explosions terribles lorsqu'elle est resserrée, et qu'on peut l'employer en mécanique pour faire mouvoir de grandes masses, comme on le voit dans les pompes à feu, la marmite à *Papin*.

L'eau ramollit les substances extractives muqueuses, corrode et brûle les métaux, dissout les sels, etc.

Eau et calorique, résultats : { Eau bouillante, ou distillée, ou en vapeurs.

Le calorique la dilate et la met dans l'état de gaz : c'est ce passage de l'état liquide à celui de fluide aériforme qui constitue son ébullition.

La pesanteur de l'air influe singulièrement sur l'ébullition de l'eau ; elle oppose un obstacle à sa dilatation et à sa vaporisation.

Si on soustrait le poids de l'atmosphère, par le moyen de la machine pneumatique, et que l'on y place de l'eau échauffée auparavant à 40 degrés, on la verra bouillir avec beaucoup de force et se réduire en vapeurs. C'est pour cela que les liqueurs très-évaporables et très-volatiles, comme l'alcool, l'éther, le gaz ammoniac, perdent la plus grande partie de leur force sur les hautes montagnes.

Si l'on chauffe de l'eau dans des vaisseaux fermés, et dans un appareil propre à en recueillir les vapeurs, ces dernières condensées par le froid, et rassemblées dans un récipient, forment l'eau distillée.

Comme il importe aux chimistes d'avoir à leur disposition de l'eau très-pure, il est nécessaire d'indiquer les moyens qu'on peut mettre en usage pour porter une eau quelconque à ce degré de pureté. On purifie l'eau par la

distillation. Cette opération se fait dans des vaisseaux qu'on appelle alambics.

L'alambic est composé de trois pièces; une cucurbite, un bain-marie d'étain, et un couvercle appelé chapiteau; et suivant les substances que l'on distille, on ajoute au bec du chapiteau, un seau en cuivre, dans lequel serpente un tuyau d'étain, d'où lui est venu son nom serpentin: il sert à contenir de l'eau froide, afin d'entretenir à une basse température la liqueur qui distille.

Si l'on ne veut avoir que de l'eau distillée, on ne se sert que de la chaudière, ou cucurbite, et de son chapiteau. A cet effet, on met de l'eau de rivière dans la cucurbite: il faut toujours avoir soin de prendre de l'eau très-pure; on l'élève en vapeurs par le moyen du feu, et on condense ces mêmes vapeurs, en rafraîchissant le chapiteau avec de l'eau froide: ces vapeurs condensées coulent dans un vase destiné à les recevoir; c'est ce qu'on appelle eau distillée. L'eau distillée a une saveur fade; elle fait éprouver un sentiment de pesanteur à l'estomac.

Eau et gaz oxigène. L'oxigène n'a pas d'attraction bien sensible pour l'eau qui en est saturée: elle ne peut pas en prendre plus que les 0,85 qu'elle en contient. Le gaz oxigène est cependant susceptible de se fixer ou de s'absorber par l'eau; l'eau absorbe plus abondamment et plus facilement ce gaz que le gaz azote.

Eau et air atmosphérique.

L'eau se dissout parfaitement dans l'air; sa précipitation dans l'atmosphère, constitue la rosée. Elle accélère la combustion de l'huile enflammée, comme on l'observe dans l'expérience de *l'Eolipile*, la lampe de l'émailleur, dans les foyers de charbon de terre, de charbon de bois

humide, dans les graisses enflammées que l'eau ne peut éteindre, dans les grands incendies, etc.

Des Propriétés chimiques de l'eau.

On divise les eaux en six espèces : Eau de pluie, ou de neige, ou de grêle, de fontaine, de lacs, de rivières, de puits et de mer.

On distingue encore les eaux par la manière dont elles agissent sur l'estomac, sur le savon, et par la cuisson des légumes, etc. en eaux crues, eaux dures. Telles sont les eaux qui contiennent des substances salines, de l'acide carbonique, de l'argille, du fer, des extraits de végétaux altérés par la putréfaction. Toutes ces eaux sont mauvaises à boire.

L'eau s'unit à l'air de deux manières; elle absorbe ce fluide élastique, et s'en charge dans son état de liquidité; il est même démontré que c'est à cette combinaison avec l'air qu'elle doit sa saveur vive et fraîche.

La dissolubilité de l'eau dans l'air, et sa précipitation sont démontrées par l'hygromètre. Les hygromètres sont formés d'une substance qui a de l'affinité pour l'eau.

On mesure avec les hygromètres la quantité d'eau dissoute dans l'air, de trois manières : par l'augmentation du poids des substances hygrométriques; par la rotation de quelques-unes; par leur augmentation ou leur diminution de volume.

Les premiers hygromètres se font, en appliquant à l'extrémité d'un levier, des substances hygrométriques, telles que les éponges, le chanvre, la toile, l'acide sulfurique, la potasse, le nitrate de chaux, le sulfate de

soude, etc., en observant les poids placés à l'autre extrémité, pour faire équilibre.

Les seconds hygromètres se font avec des substances torses, ou susceptibles de se tordre, telles que la corde, le fanon de baleine, etc.

Les troisièmes mesurent l'hygrométricité, par l'augmentation ou la diminution de volume des corps, tels sont les hygromètres à plumes, etc.; ou par l'alongement seul des corps, tels que les hygromètres à papier, à parchemin, à bois, à cordes, à cheveu.

Entre tous ces hygromètres, celui que l'on préfère, par la facilité avec laquelle on peut en construire de comparables, c'est l'hygromètre à cheveu, imaginé par *Saussure*, il a l'avantage de n'être affecté par aucune des vapeurs produites par l'alcool, l'éther, le camphre, l'huile de térébenthine, les huiles grasses.

Les cheveux coupés sur une tête saine et vivante, ont besoin, avant d'être employés, d'être tenus pendant une demi-heure, dans une dissolution d'eau bouillante, de 96 parties d'eau sur une de carbonate de soude, et lavés ensuite dans une eau pure, où on les fait bouillir de nouveau.

Saussure attache un des deux bouts du cheveu à un point fixe, et l'autre à la circonférence d'un petit cylindre mobile, qui porte à l'une de ses extrémités une aiguille légère. Le cheveu est bandé par un contrepoids de trois grains suspendus à une soie déliée, qui est roulée en sens contraire autour du même cylindre. A mesure que le cheveu s'alonge ou se raccourcit, il fait tourner le cylindre dans un sens ou dans l'autre; et par une suite nécessaire, la petite aiguille, dont les mouvemens se me-

surent sur la circonférence d'un cercle gradué, autour duquel l'aiguille fait sa révolution, comme dans les cadrans ordinaires. De cette manière, une variation très-petite dans la longueur du cheveu, devient sensible, par le mouvement beaucoup plus considérable qu'elle occasionne dans l'extrémité de l'aiguille; et l'on voit aisément qu'à des degrés égaux d'alongement ou de raccourcissement dans le cheveu, répondent des arcs égaux parcourus par l'aiguille.

Pour donner à l'échelle une base qui puisse mettre en rapport tous les hygromètres construits d'après les mêmes principes, *Saussure* prend des termes fixes, dont l'un est l'extrême de l'humidité, et l'autre celui de la sécheresse: il détermine le premier, en plaçant l'hygromètre sous un récipient de verre, dont il a mouillé exactement, avec de l'eau, toute la surface intérieure. L'air, en se saturant de cette eau, agit par son humidité sur le cheveu, pour l'alonger. On humecte de nouveau l'intérieur du récipient, autant de fois qu'il est nécessaire, et l'on reconnoît que le terme de l'humidité extrême est arrivé, lorsque par un séjour plus long sous le récipient, le cheveu cesse de s'étendre.

Le moyen adopté par le même physicien, pour parvenir au terme de l'extrême sécheresse, consiste à renfermer l'hygromètre sous un récipient chaud et bien desséché, avec un morceau de tôle pareillement échauffé et couvert d'alkali fixe. Ce sel, en exerçant sa faculté absorbante sur ce qui reste d'humidité dans l'air environnant, détermine le cheveu à se raccourcir, jusqu'à ce qu'il ait atteint le dernier terme de sa contraction.

L'échelle de l'instrument est divisée en cent degrés.

Le zéro indique le terme de l'extrême sécheresse, et le nombre cent, celui de l'humidité extrême. L'inventeur a senti les avantages de la division décimale, pour la facilité des calculs, et n'a pas balancé à l'adopter.

Les effets de l'humidité et de la sécheresse sur le cheveu, sont modifiés par ceux de la chaleur qui agit sur lui, tantôt dans le même sens, et tantôt en sens contraire; en sorte que, si l'on suppose, par exemple, que l'air s'échauffe autour de l'hygromètre d'une part, cet air, dont la faculté dissolvante à l'égard de l'eau sera augmentée, enlevera au cheveu une portion de l'eau dont celui-ci étoit imbibé, ce qui tendra à raccourcir le cheveu, tandis que d'une autre part, la chaleur, en le pénétrant, agira, quoique beaucoup plus foiblement, pour l'alonger, et ainsi l'effet total se trouvera compliqué de deux effets partiels et contraires, l'un hygrométrique et l'autre pyrométrique.

Dans les observations qui exigent une certaine précision, il est donc nécessaire de consulter le thermomètre en même temps que l'hygromètre; et en conséquence, l'inventeur a construit, d'après l'observation, une table de construction, qui mettra les physiciens à portée de démêler toujours l'effet principal, ou le degré de l'humidité de l'air, d'avec l'effet accessoire produit par la chaleur.

On peut priver l'eau de l'air qu'elle contient, soit par l'ébullition, soit par la distillation.

Quand on veut connoître qu'une eau est aérée, on y met un cristal de sulfate de fer très-pur.

Si l'eau n'est pas aérée, le cristal reste transparent, et le contraire arrive si l'eau est aérée, il se recouvre d'une

poussière jaune. L'eau bouillante et l'eau distillée recueillies avec soin, donnent des exemples de l'eau non aérée.

On peut encore essayer ces eaux par les sulfures métalliques. Le changement qui arrive, indique la présence de l'air.

On reconnoît encore la présence de l'air dans l'eau, par l'acide sulfurique concentré.

Quand on verse l'acide, il y a effervescence; les deux fluides se concentrent, se pénètrent, et l'effervescence n'est autre chose que l'air contenu dans l'eau qui se dégage; mais cet air est plus pur que l'air atmosphérique; ce qui annonce que l'eau, en dissolvant ainsi l'air, a plus de prise sur l'oxigène que sur l'azote.

Si l'on fait cette expérience dans un bocal, en le renversant, on voit monter l'air, et on peut ensuite le peser et calculer la quantité d'air contenu dans l'eau; on voit même après cela, en remuant l'acide, des stries se former; ce qui annonce le mélange des deux liquides.

Le gaz azote n'a point d'action sensible sur l'eau, ainsi que le gaz hidrogène, le diamant, l'oxide de carbone froid, le phosphore, le soufre.

Quant aux métaux, les uns n'y éprouvent aucune altération, surtout lorsque l'eau est bien privée d'air; les autres la décomposent, s'y oxident, et laissent dégager l'hidrogène.

Tous ces détails sur les propriétés chimiques de l'eau, ne l'ont encore présentée que comme un agent très-puissant dans les combinaisons, et susceptible de s'unir à un grand nombre de corps: mais elle éprouve, dans plusieurs de ces combinaisons, une altération singulière, qui n'a été découverte que depuis 1784.

On savoit depuis longtemps que l'eau favorisoit la combustion; mais on étoit loin de penser que la plupart de ces phénomènes fussent produits par la décomposition de ce fluide, et il a fallu le génie de *Lavoisier*, pour porter ce point de doctrine au degré de certitude et de précisionoù il est parvenu.

Depuis les expériences de *Lavoisier*, *Laplace*, *Monge* et *Meunier*, on en a imaginé de très-simples, et que l'on peut faire dans les cours; quoiqu'elles ne donnent pas cette précision que l'on desire dans des expériences exactes, ou de recherches, elles n'en sont pas moins concluantes. En outre, leur simplicité fait qu'on peut en présenter la série dans l'espace de temps qu'exige une leçon.

Décomposition de l'eau.

1°. Par le charbon. Il résulte du gaz hidrogène carboné, et du gaz carbonique. On prend un tube de verre ou de porcelaine, que l'on fait passer à travers un fourneau, en lui donnant une légère inclinaison. On introduit dans ce tube du charbon que l'on fait chauffer auparavant dans des vaisseaux fermés. On adapte ensuite à l'extrémité de ce tube, une cornue de verre qui contient une quantité bien connue d'eau distillée, et à son extrémité inférieure un tube courbé, qui va plonger dans un flacon à deux tubulures; enfin à l'une des deux tubulures du flacon on adapte un autre tube destiné à conduire les fluides aériformes sous une cloche. Tout étant ainsi disposé, on allume assez de feu dans le fourneau, pour entretenir toujours bouillante l'eau de la cornue; on allume en même temps du feu dans le fourneau du tube, et on l'alimente

de manière à le faire rougir. L'opération finie, on ne retrouve plus dans le tube que quelques atomes de cendre, et l'on obtient sous la cloche du gaz acide carbonique, et du gaz hidrogène carboné.

2°. On peut encore opérer cette décomposition d'une manière plus prompte, mais moins exacte; c'est de plonger sous des cloches pleines d'eau un charbon rouge, le même effet a lieu; mais l'opération est fort longue.

3°. On met au-dessus du mercure, dans une petite cloche de verre, une quantité connue d'eau distillée bien pure et de limaille de fer: peu à peu cette dernière est rouillée, et il se dégage du gaz hidrogène. Le fer est aussi brûlé par l'eau; ce qui constitue un oxide noir. A chaud, on l'obtient cristallisé.

4°. En faisant passer un fer rouge, même des briques sous des cloches pleines d'eau, on opère la décomposition de l'eau.

5°. Voici encore un procédé que l'on peut suivre et qui est très-simple. On prend un canon de fusil, (si le canon est un peu oxidé, on y introduit un peu de limaille de fer) on le place dans un fourneau: on ajoute à son extrémité la plus élevée, un entonnoir destiné à contenir l'eau, et à ne la lâcher que goutte à goutte par le moyen d'un robinet; en place d'entonnoir, on peut se servir d'un tube courbé en siphon, et terminé par un petit entonnoir. A l'autre extrémité du canon, on place un récipient tubulé, ou même un flacon à deux tubulures, destiné à recevoir l'eau qui passe sans se décomposer; à la deuxième tubulure, on adapte l'appareil pneumato-chimique. On fait ensuite rougir le canon, et on y introduit l'eau goutte à goutte; on obtient du gaz hidrogène.

Cent parties d'eau donnent,

Gaz oxigène — 85.
Gaz hidrogène— 15.
100.

Recomposition de l'eau.

Il ne suffit pas d'avoir décomposé l'eau en ses principes constituans, l'oxigène et l'hidrogène ; il faut, pour une pleine conviction, reformer de l'eau avec les élémens qui ont résulté de sa décomposition : la chimie moderne nous met à même de remplir ces conditions.

Ceux qui auroient les machines qu'exige cette expérience, peuvent consulter, pour les détails, l'ouvrage même de *Lavoisier*.

Dans nos laboratoires, nous n'avons point ces sortes d'appareils ; le court espace d'une leçon ne comporte pas de telles expériences : cependant, on peut présenter aux élèves un simulacre d'expérience.

On met dans un flacon, ou goulot à deux tubulures, de la limaille de fer. On adapte à l'une des deux tubulures un tube de six millimètres de diamètre, terminé par un tuyau capillaire ; on ajuste sur ce flacon une cloche bien sèche. Quand l'appareil est monté, on verse par l'autre tubulure de l'acide sulfurique étendu d'eau ; aussitôt il se dégage du gaz hidrogène par le tube, on l'enflamme avec une bougie allumée, et on le laisse brûler sous la cloche. Des vapeurs remplissent la cloche ; un instant après, on voit des gouttelettes d'eau en tapisser les parois. Le gaz hidrogène a donc décomposé l'air atmosphérique renfermé sous la cloche.

Une autre expérience de *Lavoisier* vient encore à l'ap-

pui de cette vérité. Sous une très-grande cloche de verre, pleine d'air atmosphérique, et renversée sur le mercure, on introduit une lampe contenant de l'alcool; on attache à la mèche un atome de phosphore, et on allume avec un fer recourbé, rougi au feu, qu'on passe par dessous la cloche. Le mercure s'élève bientôt dans la cloche, et annonce, par son élévation, malgré la chaleur, une diminution rapide et considérable de l'air; après la combustion, il se dépose sur les parois, et à la surface du mercure, une grande quantité de gouttes d'eau. Cette eau, recueillie avec soin, surpasse toujours de près d'un huitième, la quantité d'alcool consumé pendant l'opération: d'où il résulte que l'alcool renferme un des principes de l'eau, l'hidrogène; et c'est l'air de l'atmosphère qui fournit l'autre, l'oxigène, comme dans l'expérience précédente.

C'est par une semblable expérience, que *Lavoisier* a prouvé que seize parties d'alcool donnoient par la combustion dix-huit parties d'eau.

CHAPITRE V.

Propriétés chimiques observées dans les corps brûlés.

PARAGRAPHE PREMIER.

Des Acides en général.

La formation des acides s'opère par l'oxigénation d'une substance quelconque. En général, l'oxigène est un principe commun à tous, et qui constitue leur acidité. On les différencie les uns des autres par la nature de la substance acidifiée, ce qui fait que l'on doit distinguer dans tout

acide, la base acidifiable à laquelle le C. *Guyton* a donné le nom de radical, et le principe acidifiant, l'oxigène.

Les corps combustibles qui se transforment en acides, sont susceptibles de différens degrés de saturation ; et les acides qui en résultent, quoique formés de la combinaison des deux mêmes substances, ont des propriétés fort différentes, qui dépendent de la différence de proportion.

Cette différence de proportion a fait donner aux acides une terminaison différente, qui désigne leur état particulier. Ceux qui se terminent en *eux*, sont moins chargés d'oxigène ; ceux qui se terminent en *ique*, en contiennent davantage.

Caractères génériques des acides.

Les acides sont des corps solides, liquides, ou fluides élastiques, qui ont une saveur aigre, astringente ; qui rougissent les couleurs bleues végétales ; qui sont plus ou moins dissolubles dans l'eau, avec dégagement de calorique ; plus ou moins volatils (il en est cependant qui sont assez fixes), incombustibles ; qui se combinent avec les terres, les alkalis et avec la plupart des oxides métalliques.

§. I I.

De l'Acide carbonique.

Cet acide a été découvert par *Black*, et il n'a été bien connu que par les derniers travaux de *Lavoisier* et de *Péarson*. Nous avons vu que le carbone a la propriété de décomposer le gaz oxigène, et d'enlever la base au calorique ; mais l'acide qui résulte de cette combustion, ne se condense pas au degré de pression et de température dans

lequel nous vivons. Il demeure dans l'état de gaz, et il faut une grande quantité d'eau pour l'absorber. Le carbone uni à l'oxigène, forme donc l'acide carbonique.

De tous les acides, l'acide carbonique est peut-être celui qui est le plus abondamment répandu dans la nature, on peut même le trouver sous quatre états; pur dans des cavités souterraines, mêlé à l'air, dissous dans les eaux acidules, solide dans les pierres calcaires.

On emploie divers procédés pour le recueillir.

1°. Gaz oxigène et charbon : on peut opérer la combustion du charbon comme celle du phosphore, sous une cloche de verre remplie de gaz oxigène, et renversée dans du mercure; mais comme la chaleur d'un fer chaud, et même rouge, ne suffiroit pas pour l'allumer, on ajoute par dessus le charbon, un petit fragment d'amadou et un petit atome de phosphore. On allume facilement le phosphore avec un fer rouge; l'inflammation se communique ensuite à l'amadou, puis au charbon. Voyez phosphore, page 248. Il faut, d'après *Lavoisier*, 72 parties d'oxigène en poids, pour en saturer 28 de charbon.

2°. Extrait du marbre par le feu : on réduit du marbre en poudre; on l'introduit dans un canon de fusil, et on le fait traverser un fourneau; on adapte un tube recourbé à l'extrémité inférieure, et on le fait plonger sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique; on donne un fort coup de feu, jusqu'à faire rougir le canon de fusil, et le gaz acide carbonique se dégage à cette température.

3°. Extrait du carbonate de chaux, ou craie, par un acide : lorsque le gaz acide carbonique est dans un état de combinaison, comme dans la craie, etc. on l'obtient

aisément par la réaction des autres acides. On peut employer indifféremment les acides sulfurique, nitrique et muriatique ; mais il faut qu'ils soient étendus d'eau. On met jusqu'à six fois son volume d'eau dans de l'acide sulfurique.

On peut varier à l'infini les appareils : voici le plus simple, quand on veut l'obtenir sans appareil pneumato-chimique. On prend un grand matras à long col; on le perce à son extrémité inférieure, afin d'y pouvoir ajuster un tube, faisant l'office de robinet. D'une autre part, on prend un flacon de *Woulf*, à deux tubulures, dans lequel on met un acide affoibli; on ajuste à l'une des tubulures un bouchon de liége, percé d'un trou, pour y introduire un tube de verre, dont le diamètre soit environ de neuf millimètres terminés par un entonnoir. On se sert avec avantage d'un petit matras, dont on sépare une demi-sphère; on tire à la lampe l'autre extrémité du tube, afin d'avoir la facilité de le faire entrer dans le bouchon; on introduit dans ce tube un autre plus petit, garni par le bout d'un peu de filasse ou de coton, afin de lui faire faire l'office de piston. On fait partir de la seconde tubulure un autre tube que l'on adapte au grand matras. L'appareil disposé, on délaye de la craie dans de l'eau; on verse cette craie délayée dans le tube, et on fait agir le piston. Sitôt que la craie se trouve en contact avec l'acide, il se fait une vive effervescence, et le gaz acide carbonique se dégage. On le recueille dans des cloches que l'on place sous le tube faisant office de robinet.

Comme ce gaz acide peut être transvasé, on peut facilement le recevoir ainsi dans des cloches : cela vient de sa différence de densité avec l'air atmosphérique. On

peut aussi faire couler ce gaz acide par le robinet d'une lampe à gaz inflammable.

Quand on veut le recueillir sous des cloches à l'appareil pneumato-chimique, on ne se sert que d'un petit matras, ou d'un flacon à deux tubulures, auquel on adapte deux tubes; l'un, pour recevoir la craie délayée, l'autre pour porter le gaz sous les cloches.

4°. Par la fermentation. *Voyez* cet article.

5°. Par les oxides métalliques.

On prend ordinairement une partie d'oxide rouge de plomb, sur trois de flux noir. On se sert, à cet effet, d'une cornue de grès, à laquelle on ajuste un tube recourbé, qui va plonger dans un flacon de *Woulf*; il part de la seconde tubulure un autre tube, qui va se rendre sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique. Le plomb est réduit à l'état métallique, et on obtient du gaz acide carbonique.

On peut encore obtenir ce gaz, en décomposant du nitrate de potasse par du charbon bien sec; mais l'expérience est dangereuse.

L'acide carbonique, fait de quelque manière que ce puisse être, a des propriétés constantes. Il est invisible, élastique, inodore, plus pesant que l'air atmosphérique. La force de cet acide est en général peu énergique : c'est le plus foible de tous. Il n'est point altéré par la lumière. Le calorique le dilate sans lui causer aucun changement; en vain on en feroit passer dans des tubes de porcelaine incandescens.

Ce fluide aériforme est véritablement un acide de son genre. Les preuves sont :

1°. D'être toujours le même, soit qu'on le dégage par les acides, soit par tout autre moyen;

2°. De rougir la teinture de tournesol, mais d'une couleur purpurine rougeâtre, et non rouge comme les autres acides; et ce qu'il y a de très-remarquable, c'est que le rouge, produit par cet acide, repasse de lui-même au bleu, ou violet, ce qui donne un vrai caractère pour reconnoître cet acide d'avec un autre qui seroit dans des eaux.

3°. Il se dissout dans l'air dont il fait une petite partie.

On peut aussi le mêler avec le gaz oxigène.

Ce gaz n'est pas propre à alimenter la combustion. Pour le démontrer, on prend trois tubes de verre d'une certaine hauteur; on remplit le premier d'air atmosphérique, le second de gaz acide carbonique, le troisième de gaz oxigène. On plonge successivement, et avec promptitude, une bougie allumée dans ces trois tubes, en commençant par celui qui est rempli d'air commun, ensuite par le tube rempli de gaz acide carbonique; enfin, par celui qui contient le gaz oxigène.

Dans le tube rempli d'air atmosphérique, la bougie brûle avec son éclat ordinaire; elle s'éteint subitement dans le tube rempli de gaz acide carbonique, et se rallume ensuite dans le tube qui contient le gaz oxigène, en répandant une clarté éblouissante.

Cette expérience offre la confirmation d'une vérité déjà établie, savoir : que le gaz oxigène est beaucoup plus propre à la combustion que l'air atmosphérique, et enfin, la preuve la plus complète que les corps enflammés ne sauroient brûler dans le gaz acide carbonique.

Ce gaz est nuisible à la respiration. L'épiglotte, la trachée-artère des animaux se ferme fortement, et la res-

piration est arrêtée; l'animal meurt. La grotte du chien à Naples est remplie de ce fluide aériforme.

Ce gaz est impropre à la végétation. Des racines tenues dans l'eau, imprégnées d'acide carbonique, y périssent. *Sennebier* a même observé que des plantes qu'on fait croître dans l'eau, légérement acidulée par ce gaz, transpirent beaucoup plus de gaz oxigène, parce que, dans ce gaz, cet acide se décompose; et le principe charbonneux se combine et se fixe dans le végétal, tandis que l'oxigène est poussé au dehors.

Il se dissout dans l'eau, mais avec lenteur; plus l'eau est froide, plus elle en dissout.

Bergman a appelé cette eau, eau aérée.

Le docteur *Nooth* a inventé une machine perfectionnée par *Parker* et *Magellan*. Le prix de l'appareil, sa fragilité, en ont presque fait abandonner l'usage.

On se sert communément de plusieurs appareils beaucoup plus simples. On peut se servir d'un petit tonneau avec moitié de gaz acide carbonique, et moitié d'eau, on le suspend et on l'agite.

Appareil pour faciliter la dissolution du gaz acide dans l'eau.

Cet appareil peut servir à faire des carbonates de soude et de potasse, et en général, à mêler tous les gaz qui se refusent à s'unir à des liquides, parce qu'on renouvelle les surfaces.

AB, flacons destinés à agir alternativement; on y met de la craie, et on verse de l'acide sulfurique, étendu d'eau par un tube à colonne de fluide élevé, qui puisse contrebalancer l'expansion du gaz, et forcer ainsi l'acide de se

combiner avec l'eau; le tube venant de G à la cloche I, est pour saturer de l'acide en gaz, quand on veut; E et F, flacons qui doivent être égaux de capacité. On met l'eau qu'on veut aciduler en E; on pourroit à la rigueur la mettre en C; on peut cependant laisser le premier flacon pour recevoir l'acide impur qui passeroit; mais alors il ne faudroit pas que la branche qui vient du flacon F, y plongeât.

Quand la pression s'exerce en E, elle se communique en G et en F, et même en D par les siphons, ce qui promène successivement la liqueur; et quand tout ce fluide est arrivé, on fait agir l'acide sur la craie en B, qui presse à son tour, et renvoie de l'autre côté, et ainsi de suite alternativement.

On peut encore voir l'appareil du citoyen *Welter*, décrit Annales de chimie, tome 27.

Brugnatelli a aussi indiqué un appareil pour imprégner des liquides d'acide carbonique. Cet appareil consiste en un tonneau de bois, cerclé de fer, de la capacité de quatre seaux, qu'on remplit aux environs de deux tiers, et qu'on fait communiquer avec un flacon de verre, contenant du marbre et de l'acide sulfurique. Dans le fond supérieur du tonneau, est pratiquée une ouverture qui reçoit un tube recourbé, destiné à éconduire le gaz surabondant.

L'eau saturée de gaz acide carbonique, ne diffère des eaux minérales naturelles, que par d'autres principes qu'elles tiennent en dissolution. Elle est plus pesante que l'eau distillée; elle rougit les papiers bleus.

Si l'on en met sous le récipient de la machine pneumatique, et que l'on fasse le vide, elle bout beaucoup plus

vite que l'eau simple; et cependant le gaz, en se dégageant, enlève du calorique et occasionne un froid qui doit ralentir l'action du feu; aussi l'eau bout, et le thermomètre est loin de marquer 60 degrés.

L'eau, chargée d'acide carbonique, perd cet acide par sa seule exposition un peu prolongée à l'air.

Le calorique dégage rapidement cet acide, même avec une sorte d'effervescence. Les dernières portions tiennent très-fort à l'eau, et il faut même les faire bouillir longtemps pour les chasser; tant il est vrai que les dernières molécules d'un composé tiennent fortement!

Cet acide liquide précipite l'eau de chaux; quand la chaux est saturée de cet acide, le précipité est insoluble, mais si l'on ajoute encore de l'acide, le précipité disparoît. Il faut observer que ce n'est plus la chaux qui est dissoute, mais bien le composé carbonate de chaux qui s'étoit formé; on le prouve en versant dessus de la potasse caustique : cette potasse ne s'empare que de l'excès d'acide, et le carbonate de chaux reparoît.

Avec l'air expiré des poumons, on a un effet semblable.

Lavoisier a prouvé que la respiration est une combinaison continuelle de l'air atmosphérique avec l'hidrogène et le carbone. On voit cette eau en vapeurs, lors de la respiration à l'air froid; c'est ce qu'on appelle la transpiration pulmonaire: il se dégage aussi du gaz acide carbonique.

Il est incontestable que le gaz acide carbonique est composé de carbone et d'oxigène : l'expérience va nous démontrer la vérité de cette assertion : On prend un tube de verre, fermé à un bout; on y introduit d'abord

un peu de phosphore, et ensuite du carbonate de soude, desséché et réduit en poudre fine; on met ordinairement une partie de phosphore sur cinq de carbonate de soude: on ferme ensuite le tube à la lampe, en le finissant par un petit tube capillaire. On place ce tube au milieu d'un fourneau, de manière que l'extrémité du tube où se trouve le phosphore, n'éprouve pas le contact du calorique; on le fait passer par la grille du fourneau, on entoure ensuite le tube de charbon allumé, et on chauffe jusqu'à ce que le carbonate soit fondu : dans cet état, on lève le tube, et on échauffe le phosphore. Le phosphore brûle, décompose le carbonate de soude; il se forme du phosphate de soude, et le carbone de l'acide carbonique reste à l'état d'oxide : il se dégage d'abord un peu de gaz hidrogène phosphoré.

On emploie donc ici deux affinités; 1°. l'affinité de l'oxigène pour le phosphore; 2°. L'affinité de l'acide phosphorique, qui s'est formé pour la soude.

Pour avoir l'oxide de carbone résultant de l'expérience, on prend la masse noire, et on la lave avec de l'eau distillée, on filtre. Le phosphate de soude reste en dissolution dans la liqueur, et l'oxide se dépose. *Voyez* aussi l'article carbone.

Nous devons encore au C. *Clouet* une expérience très-ingénieuse, et très-simple, qui prouve la possibilité de décomposer l'acide carbonique, pour former de l'acier. A la leçon du fer, on trouvera les détails de cette expérience.

Si l'on a un mélange de gaz oxigène, azote, et d'acide carbonique à analyser, on met le fluide dans une cloche graduée; on y porte de la potasse, ou de la chaux caus-

tique, et l'on agite doucement, l'acide carbonique se trouve absorbé, et il ne reste plus qu'un mélange d'oxigène et d'azote que l'on sépare par le procédé indiqué à l'article de l'air atmosphérique.

L'acide carbonique est employé en médecine, et très-fréquemment en chimie.

§. III.

Acide phosphorique.

L'acide phosphorique existe combiné avec des terres et des oxides métalliques dans la nature.

On croyoit autrefois que cet acide existoit tout formé dans le phosphore; mais *Lavoisier* a démontré qu'il est une combinaison du phosphore avec l'oxigène.

On peut obtenir cet acide, 1°. par la combustion rapide du phosphore dans le gaz oxigène;

2°. En faisant passer un courant d'air vital à travers le phosphore fondu sous l'eau. Ces expériences sont décrites à la leçon sur le phosphore;

3°. Par la décomposition des os;

4°. Par l'acide nitrique.

En traitant ces corps, nous décrirons leur action et la manière d'opérer. *Voyez* les leçons sur les os, et sur l'acide nitrique.

Propriétés de cet Acide.

Obtenu sans addition d'eau, et dans l'air vital, il est sous la forme de flocons blancs, neigeux, légers, déliquescens, et d'une saveur acide très-forte.

Exposé à l'air, il en attire puissamment l'humidité.

Mis en contact avec l'eau, il s'y fond facilement, et donne un fluide blanc, sans odeur, d'une consistance huileuse, très-pesant.

Si on l'expose à l'action du feu dans une cornue, on en retire un phlegme pur; l'acide se concentre, devient même plus pesant que l'acide sulfurique. Il prend peu à peu de la consistance, de l'opacité; et en le laissant épaissir davantage, il devient comme une gelée.

Poussé à un feu violent, il se fond en un verre transparent, dur, très-électrique.

Si l'on expose à l'air cet acide phosphorique vitreux, il se ramollit, et finit par se liquéfier totalement.

Acide phosphorique et Gaz hidrogène.

On prend de l'acide phosphorique vitreux, on le met dans un tube de porcelaine, on adapte à son extrémité supérieure, l'appareil pour obtenir le gaz hidrogène; l'autre extrémité est garnie d'un tube qui va plonger dans un flacon à deux tubulures, d'où part un second tube qui va plonger sous une cloche, à l'appareil pneumato-chimique. On fait rougirle tube pour fondre l'acide phosphorique, et l'on fait passer à travers, le gaz hidrogène.

L'hidrogène enlève l'oxigène à l'acide; il se forme de l'eau, et l'on retrouve, après l'opération, du phosphore dans le tube.

Acide phosphorique et Oxide de carbone.

Voyez Phosphate acide de chaux.

Si l'on fait chauffer de l'acide phosphorique sur de l'oxide de phosphore, l'oxide de phosphore change l'acide phosphorique en acide phosphoreux.

Le soufre ne décompose pas l'acide phosphorique.

L'acide phosphorique s'unit aux oxides métalliques, et forme des sels qui sont encore peu connus.

§. IV.

Acide phosphoreux.

Cet acide ne s'obtient que par la combustion lente ; on l'abandonne à lui-même, en le laissant tomber en quelque façon en *deliquium*, à l'air, dans un entonnoir placé sur un flacon.

Voyez le détail de l'expérience, leçon sur le phosphore, page 248.

A mesure que l'acide phosphoreux se forme, il s'empare d'une portion d'humidité de l'air, et coule dans le flacon.

On peut encore préparer cet acide, en décomposant l'acide phosphorique, et il s'en dégage toujours une certaine quantité dans l'opération du phosphore.

On peut regarder l'acide phosphoreux comme de l'acide phosphorique, tenant un peu de phosphore en dissolution.

Cet acide prend une odeur fétide et désagréable lorsqu'on le frotte, et surtout lorsqu'on le chauffe ; une partie se volatilise sous la forme d'une vapeur blanche, très-âcre et très-piquante : il est donc plus volatil que l'acide phosphorique.

Si l'on fait cette expérience dans un tube soufflé en boule ou dans une fiole à médecine, il s'élève du milieu des flammèches de phosphore qui s'enflamment à l'air, ce qui n'arrive pas à l'acide phosphorique, qui est saturé d'oxigène; mais il faut que l'acide soit concentré. En chauffant ainsi l'acide phosphoreux, il devient acide phosphorique; il paroît que les parties qui se volatilisent au feu sont les plus susceptibles de se dégager par le calorique, et sont les moins saturées d'oxigène, et que c'est lorsqu'elles se sont ainsi dégagées, que le reste est acide phosphorique, et même les bulles brûlées, se saturant d'oxigène, retombent en partie dans l'acide phosphoreux.

Cette propriété suffiroit seule pour distinguer cet acide de l'acide phosphorique.

L'acide phosphoreux absorbe difficilement l'oxigène de l'air: s'il est très-étendu d'eau, il passe plus facilement à l'état d'acide phosphorique.

Cet acide est décomposé par l'oxide de carbone rouge. Le soufre n'a aucune action sur lui.

Il s'unit facilement à l'eau, et à la plupart des oxides métalliques.

L'acide phosphoreux est peu usité dans les arts.

§. V.

Acide sulfurique.

L'acide sulfurique, placé à juste titre au premier rang des acides minéraux, à cause des propriétés qu'il a de former avec les bases terreuses et alkalines une nomenclature de sels considérable, cet acide, dis-je, n'a jamais été aussi en usage qu'il est aujourd'hui pour les arts; le

tanneur, le fabricant d'indienne, le marroquinier, le mégissier en font un usage qui en augmente considérablement la consommation, et il faut espérer que la chimie pneumatique, en éclairant continuellement les branches de l'industrie nationale, parviendra quelques jours à découvrir un moyen d'appliquer cet acide à une infinité d'autres arts.

Le soufre, comme nous l'avons déjà vu, ne brûle qu'en raison du gaz oxigène qui se combine avec lui.

Les procédés qu'on peut mettre en usage pour obtenir l'acide sulfurique, se réduisent à deux :

1°. A l'extraire des substances qui le contiennent ;

2°. A le former de toute pièce.

Dans le premier cas, on distille les sulfates de fer, ou vitriol de fer (*Voyez* sulfate de fer) de cuivre, de zinc, même ceux d'alumine et de chaux ; d'où vient à cet acide le nom de vitriolique qu'on lui avoit donné, et suivant ses divers degrés de concentration, esprit de vitriol, huile de vitriol ; mais aujourd'hui on retire du soufre presque tout celui qui est employé dans les arts, par un procédé beaucoup moins dispendieux.

Dans les premiers temps de la découverte de cet acide, on le fabriquoit en Allemagne, dans de vastes ballons en verre, où les combustions se faisoient et se condensoient en même temps ; les Anglais sont les premiers qui ont fait cet acide dans des chambres de plomb. Ce procédé est ensuite passé en France, où il a pris, depuis à-peu près vingt ans, un accroissement considérable, par les découvertes modernes qui ont été faites, ce qui a multiplié les manufactures et augmenté les consommateurs.

Le procédé que l'on suit pour faire cet acide en grand

est simple; il consiste à construire une chambre de plomb, (il faut que le plomb soit coulé et épais de deux lignes) longue de dix à treize mètres environ, six mètres de large sur autant de hauteur. Il y a des fabriques où les chambres de plomb sont voûtées; dans d'autres, elles sont quarrées. Quand toutes les tables de plomb sont bien soudées entr'elles, on laisse une espèce de trape d'un double décimètre quarré au haut de la chambre, pour laisser passer un peu de gaz oxide d'azote, qui s'élève toujours à la superficie de la chambre: on met environ quatre décimètres d'eau dans cette chambre; on établit aussi une porte large de huit décimètres avec autant de hauteur; on fait entrer par cette porte un chariot, nommé ainsi à cause des quatre roues sur lesquelles il est posé, pour pouvoir l'avancer et le reculer à volonté; sur ce chariot, on met quatre étages de grilles de fer, des plaques de fonte ou de fer battu, et c'est sur ces plaques que l'on fait les combustions; on fait un mélange de 15 parties de salpêtre raffiné sur 100 de soufre pulvérisé, on en met de l'épaisseur d'un centimètre dessus les plaques de fer; on allume le mélange avec des brins de paille enflammés, on entre le chariot dans la chambre, qui roule sur un chantier en bois garni de plomb, on ferme la porte hermétiquement, la combustion dure deux heures; après on laisse condenser les vapeurs deux ou trois heures. Sur la fin, on ouvre la trape pour le gaz oxide d'azote, ensuite on recommence l'opération comme ci-dessus.

Il est facile de concevoir que, par ce procédé, on ne peut pas fabriquer de cet acide en grande quantité; c'est aussi sur cet objet que les chimistes manufacturiers ont tourné toutes leurs idées, et les recherches qu'ils ont

faites n'ont pas été infructueuses, il falloit détruire l'usage peu économique du chariot sur lequel on ne brûloit pas assez de matières, il falloit aussi se dispenser de laisser déposer les vapeurs, ce qui faisoit trois heures de perdues ; et ce repos étoit nécessaire, à cause que ces vapeurs auroient incommodé l'ouvrier qui vouloit recommencer son opération ; c'étoit, dis-je, sur ces inconvéniens qu'il falloit découvrir quelques autres moyens, c'est ce que différens chimistes ont fait. Déjà dans plusieurs fabriques de France, on a quitté l'usage du chariot ; un fourneau et des courans d'air suffisent pour former cet acide. On établit à quelques décimètres de la chambre un fourneau que l'on nomme four aux combustions; sur le sommet de ce fourneau, on pose un large tuyau de plomb quarré qui est entouré d'eau, et qui va correspondre dans la chambre de plomb, on brûle jour et nuit dans ce fourneau ; on diminue la proportion de salpêtre ; 9 parties sur 100 suffisent à cause des courans d'air qui fournissent une quantité d'oxigène assez considérable pour entretenir fortement la combustion.

L'acide sulfurique peut se concentrer dans des chaudières de plomb jusqu'à 55 degrés ; à 60 degrés en ébullition, il attaque le plomb. Sortant des chaudières évaporatoires, on le rectifie dans des cornues de verre; on lui donne alors le maximum de sa concentration, 66 degrés.

Le nitre que l'on ajoute ne sert dans cette opération qu'à élever la température et à faciliter la décomposition de l'air ; car il ne faut pas croire, comme plusieurs chimistes l'ont avancé, que l'oxigène de l'acide nitrique reste combiné au soufre, et que la potasse se trouve mêlée à une portion de soufre oxidé. Le soufre reprend une

quantité à-peu-près égale d'oxigène, et passe à l'état d'acide sulfurique qui, s'emparant de la potasse, forme un sulfate que l'on retrouve dans le résidu.

Si l'on veut avoir cet acide parfaitement pur, il faut, après avoir séparé la première portion, qui est foiblement acide, continuer la distillation jusqu'à ce qu'il ne reste plus de liqueur dans la cornue.

On trouve pour résidu un peu d'alkali qui provient du nitre, combiné avec de l'acide sulfurique en excès, c'est du sulfate acide de potasse; souvent aussi on trouve un peu de sulfate de plomb.

Il faut, pour cette rectification, choisir une cornue qui ne soit pas élevée, et bien l'assujétir dans le fourneau, pour éviter que les mouvemens qu'occasionne l'ébullition de l'acide, ne la fassent pas casser.

Il ne faut qu'une très-petite quantité de substance végétale ou animale, pour donner à cet acide une couleur brune.

On peut encore convertir le soufre en acide sulfurique, par l'acide muriatique oxigéné. *Voyez* cet acide.

En distillant de l'acide nitrique sur du soufre, on peut encore obtenir de l'acide sulfurique. *Voyez* pour le détail de l'expérience, la leçon sur l'acide nitrique.

Caractères de cet acide.

100 Parties de cet acide, supposé sec, contiennent 0,71 de soufre et 0,29 d'oxigène.

Il est épais, coule en stries comme de l'huile; il n'a pas d'odeur; il brûle, il carbonise, il détruit toutes les matières végétales et animales; il blesse profondément; il faut s'en servir avec précaution. Il pèse beaucoup plus

que l'eau distillée, et rougit fortement les couleurs bleues végétales.

Exposé à l'air, l'acide sulfurique augmente de pesanteur absolue, parce qu'il absorbe très-promptement l'humidité de l'atmosphère; mais d'un autre côté, il s'affoiblit et perd de sa pesanteur spécifique.

L'acide sulfurique est décomposé à chaud par le gaz hidrogène.

Pour faire cette expérience, on adapte à un tube de porcelaine, qui traverse un fourneau, deux tubes de verre; l'un communique à un appareil pour obtenir le gaz hidrogène, l'autre à une cornue qui contient de l'acide sulfurique pur et concentré : l'extrémité inférieure est garnie d'un tube recourbé, qui va plonger sous une cloche à mercure, afin d'obtenir le gaz acide sulfureux. Souvent il y a formation d'eau et précipitation de soufre.

Lorsqu'on emploie le gaz hidrogène à la dose de plus de la moitié de l'acide sulfurique, non seulement il y a de l'eau formée, mais le gaz hidrogène excédant dissout du soufre et le dégage en gaz hidrogène sulfuré.

On fait ensuite chauffer le tube de porcelaine, et l'on y fait passer d'abord de l'acide sulfurique bouillant, ensuite le gaz hidrogène.

Cette expérience est dangereuse, souvent il y a de fortes détonnations.

A froid, l'acide sulfurique n'est point décomposé par l'oxide de carbone.

A chaud, on le change en acide sulfureux; il suffit pour cela de mettre du charbon en poudre, et bien sec, dans une cornue : on verse dessus de l'acide sulfurique,

et l'on chauffe. Si l'on a adapté un tube à la cornue, on peut obtenir du gaz acide carbonique.

On peut aussi obtenir du soufre et de l'acide carbonique si on traite ces deux corps à une haute température, comme dans un tube de porcelaine.

D'après les expériences de *Pelletier*, l'acide sulfurique n'est point décomposé à froid par le phosphore.

A chaud, cette décomposition réussit mieux; on obtient beaucoup de gaz acide sulfureux qui entraîne avec lui du phosphore, dont il dépose la plus grande partie par le refroidissement; le phosphore reste au fond de l'appareil en acide phosphorique.

L'acide sulfurique n'est point décomposé par le soufre pur. Si l'on chauffe ces deux corps, le soufre se dissout en partie dans l'acide et le convertit en acide sulfureux.

Mais on obtient plus facilement cette décomposition en faisant bouillir de l'acide sulfurique sur du soufre en oxide rouge; l'acide sulfurique passe à l'état d'acide sulfureux.

Le charbon décompose aussi l'acide sulfurique, mais il se forme trop d'acide carbonique; ce qui feroit craindre qu'il en restât de combiné avec l'acide sulfureux.

Certains métaux décomposent l'acide sulfurique; on obtient alors du gaz sulfureux.

D'autres, au contraire, ont besoin d'être brûlés avant de se dissoudre dans l'acide sulfurique; dans ce cas, ils décomposent l'eau; mais, au lieu de gaz sulfureux, il se dégage du gaz hidrogène : c'est ainsi que se comporte principalement la dissolution de zinc et de fer par l'acide sulfurique aqueux.

Avec l'eau, l'acide sulfurique concentré, a une très-grande affinité, ainsi qu'avec le calorique. Quand l'acide

se mêle à l'eau, la température s'élève, et le bruit excité dans son union, vient de l'air contenu dans l'eau. Le mélange s'échauffe jusqu'à 100 degrés, aussi peut-on y faire bouillir de l'eau; l'expérience cependant ne réussit pas toujours.

Quatre parties d'acide sulfurique et une d'eau, donnent une très forte chaleur.

A une basse température, quand l'acide est pur, il se congèle et se cristallise en prismes à six pans. Il faut le mettre congeler dans un mélange de sel et de glace et l'y remuer: c'est ce qu'on appeloit acide sulfurique glacial.

L'acide sulfurique est décomposé par tous les combustibles. Les pailles noircissent dans cet acide, parce que l'hidrogène, principe de la végétation, s'y combine avec l'oxigène, et met à nu le carbone du végétal; telle est aussi la théorie de la carbonisation de tous les végétaux.

§. VI.

Acide sulfureux.

Le second degré d'acidification du soufre, donne cet acide. On peut l'obtenir de deux manières:

1°. Combiner le soufre avec la quantité d'oxigène seulement, dont il a besoin pour devenir acide sulfureux;

2°. Séparer de l'acide sulfurique, la portion de ce principe excédant à la nature de l'acide sulfureux.

Pour préparer cet acide, on prend une partie de mercure et deux d'acide sulfurique: on met ces matières dans un matras à long col ou dans une cornue, auquel est adapté un tube recourbé, qui plonge au fond de l'eau contenue dans un flacon de *Woulf*; l'acide sulfurique qui se dégage

en même temps que le gaz acide sulfureux, est arrêté et dissous dans l'eau de ce premier flacon : de celui-ci, part un second tube destiné à conduire le gaz acide sulfureux dans des cloches, placées sur le mercure, ou dans des bouteilles remplies d'eau, si on veut l'avoir liquide.

Le deuxième moyen est de brûler lentement du soufre: on met, dans une petite capsule de terre, ou de porcelaine, du soufre sublimé : on fait légérement chauffer la capsule, ainsi que le soufre ; on y met le feu avec un charbon; et, quand il est bien enflammé, on recouvre le soufre d'une cloche pleine d'air : on la pose sur une assiette, on entoure l'appareil d'eau. Il s'élève une fumée blanche, qui se dissout dans l'eau ; cette eau devient acide ; c'est l'acide sulfureux. Le gaz sulfureux n'est nuageux sous la cloche, que parce qu'il se combine avec l'eau que contenoit l'air de la cloche ; car, dans un air bien sec, il reste fort transparent.

On appeloit autrefois cet acide, esprit de soufre.

On peut aussi obtenir cet acide avec la paille et l'acide sulfurique.

On met la paille hachée dans un matras fermé par un bouchon, dans lequel on fait entrer un tube recourbé, qui va plonger dans un petit flacon tubulé au fond duquel est un peu d'eau ; à l'autre tubulure on adapte un tube droit de sûreté, qui plonge de quelques lignes dans l'eau ; à la troisième tubulure on adapte un tube recourbé, qui va plonger dans un second flacon tubulé plein d'eau ; on en peut mettre un troisième, et ainsi de suite, ayant soin de faire plonger ce dernier tube dans un flacon rempli d'eau sans être bouché. Après avoir luté tous les tubes, excepté le premier, on verse l'acide sulfurique sur la

paille, on bouche promptement, et on achève de luter; on chauffe au bain de sable, et on augmente peu à peu le feu. L'acide sulfurique est décomposé; une partie de son oxigène se porte sur l'hidrogène et le carbone de la paille, forme de l'eau, de l'acide carbonique qui se dégage en même temps que l'acide sulfureux, et qui va se dissoudre dans l'eau du deuxième flacon. L'acide carbonique formé dans cette opération, ne se dissout pas dans l'eau, parce que l'acide sulfureux a plus d'affinité avec l'eau. Au bout de deux à trois heures, l'opération est finie; il reste dans la cornue une matière charbonneuse.

Le gaz acide sulfureux est invisible et élastique; il a une odeur vive et pénétrante, ne peut servir ni à la combustion, ni à la respiration. Sa saveur est vive, chaude et piquante.

Ce gaz réfracte fortement la lumière sans s'altérer.

Ce gaz est acide; il rougit et décolore la plupart des couleurs bleues végétales, et détruit le plus grand nombre d'entr'elles. On l'emploie pour ôter les taches de fruits de dessus le linge; il a la propriété de blanchir la soie et de lui donner du lustre. Quelques essais ont prouvé qu'on pouvoit aussi l'employer pour la laine.

Sa pesanteur est plus que double de celle de l'air atmosphérique.

Il se dilate ou se raréfie par la chaleur. Les C. *Monge* et *Clouet* ont prouvé qu'il étoit susceptible de se liquéfier à 28— o degrés de refroidissement.

Priestley, *Bergman* et *Berthollet*, disent qu'il dépose du soufre quand il est exposé à une haute température; mais, *Fourcroy* et *Vauquelin*, d'après de nouvelles expériences, nient le fait.

Il se combine lentement avec l'oxigène; mais, à la longue, on obtient de l'acide sulfurique

Si on fait passer dans un tube de terre incandescent du gaz acide sulfureux, et du gaz oxigène, on reforme de l'acide sulfurique.

Il n'y a point d'action à froid entre le gaz hidrogène et le gaz acide sulfureux; mais si l'on fait passer dans un tube de porcelaine chauffé au rouge, un mélange de trois parties en volume, de gaz hidrogène, et d'une partie de gaz acide sulfureux, celui-ci est décomposé: il se forme un peu de gaz hidrogène sulfuré, et il se dépose à l'extrémité du tube, opposée à celle par où l'on a fait passer les gaz, des cristaux de soufre très-abondans.

On peut présenter, dans le même appareil, deux résultats propres à démontrer la nature de l'acide sulfureux, l'un avec le gaz oxigène, et l'autre, avec le gaz hidrogène.

Explication de l'appareil.

A, fourneau : B, cornue dans laquelle on a mis une partie de mercure, et deux d'acide sulfurique : l'acide sulfurique se décompose, et il se dégage du gaz acide sulfureux. Ce dernier passe par un tube recourbé C, et vient dans le réservoir commun G, où aboutit aussi un tube D, auquel on adapte une vessie F, montée d'un ajutage à robinet en cuivre E, sur le tube D, afin qu'en pressant la vessie, on puisse injecter à volonté, sur le gaz acide sulfureux, qui passe en G, soit de l'oxigène, soit de l'hidrogène, suivant que la vessie contient l'un ou l'autre de ces gaz. On doit mettre dans le réservoir G, un peu de mercure, qui, en s'oxidant, purifie d'autant le gaz acide sulfureux. G″, est un tube pour continuer la conduite; H,

canon de verre luté, ou de porcelaine, susceptible de supporter une très-haute température, et qui traverse le fourneau H''; I, tube recourbé, adapté au tube de porcelaine, et qui vient aboutir dans un flacon à deux tubulures K, dans lequel on met un peu d'eau. De la deuxième tubulure part un tube de sûreté recourbé, qui va plonger sous une cloche N, dans le mercure, ou dans la cuve à eau, pour recueillir le reste des gaz.

Si l'on presse la vessie, qui contient de l'hidrogène, sur le gaz acide sulfureux, et qu'on les fasse traverser ensemble le tube de porcelaine, chauffé au rouge; à cette température, l'hidrogène s'empare de l'oxigène, de l'acide sulfureux, et le soufre se précipite sur les tubes et sur les parois du flacon. L'hidrogène se combine avec l'oxigène, fait de l'eau, et l'excédant du gaz hidrogène non combiné devient libre, et va passer sous la cloche N.

Si l'on substitue à la vessie une autre remplie de gaz oxigène, ce gaz passe avec le gaz acide sulfureux, se combine avec le gaz acide, et lui rend l'oxigène qu'il avoit perdu, en oxidant le métal dans la cornue : il se fait de l'acide sulfurique, qui se dissout dans l'eau du flacon G. Cette expérience, qui ne peut réussir qu'à une haute température, démontre qu'alors l'hidrogène a plus d'affinité avec l'oxigène qu'avec le soufre, ce qui n'a pas lieu à froid.

Ainsi, l'on change l'acide sulfureux en acide sulfurique avec l'oxigène, à une haute température, et l'on décompose par l'hidrogène, l'acide sulfureux, en lui ôtant la portion d'oxigène qui le constituoit acide, le soufre reste à nud.

Le phosphore n'a aucune action sur l'acide sulfureux,

mais le gaz hidrogène phosphoré, est décomposé par le gaz acide sulfureux; il se précipite tout à coup par le mélange de ces deux gaz, une fumée blanche, épaisse; il se dépose du soufre phosphoré solide, et il se forme de l'eau.

En chauffant de l'acide sulfureux avec de l'oxide de carbone porté au rouge, on obtient du soufre. A cet effet, on fait passer le gaz à travers un tube de terre contenant du charbon et rougi au feu, il se dépose du soufre, et il se forme du gaz acide carbonique.

Il n'y a point d'attraction entre le soufre et le gaz acide sulfureux; mais le gaz hidrogène sulfuré est décomposé par le gaz acide sulfureux. Le soufre se dépose; il se forme de l'eau et le calorique se dégage libre.

Dans l'eau refroidie par la glace, la combinaison se fait avec tant de rapidité, que pas une seule bulle ne parvient jusqu'à la surface de la liqueur; la glace du bain se fond très-promptement, ce qui indique un dégagement considérable de calorique; l'eau à cette température augmente de 0,15, de son poids, ou d'à peu près le septième. La pesanteur spécifique de l'acide sulfureux liquide saturé, est à celle de l'eau distillée :: 1020 : 1000.

Exposé à la température de 15+0, cette eau saturée se remplit d'une infinité de petites bulles; c'est du gaz acide sulfureux, qui ne peut plus à ce degré rester combiné à l'eau.

Si l'on plonge un vase plein d'acide sulfureux liquide dans l'eau chaude, il bout avec une rapidité étonnante, et la liqueur perd une grande partie de son odeur et de son acidité. L'eau saturée d'acide sulfureux, se gèle à quelques degrés au-dessous de 0; mais il ne se dégage

pas un atome de gaz, comme cela arrive avec l'acide carbonique; l'acide sulfureux a donc plus d'affinité pour l'eau.

L'acide sulfureux liquide a l'odeur, la saveur et la propriété décolorante du gaz acide sulfureux; il absorbe peu à peu l'oxigène en gaz, ou pur ou mêlé à l'atmosphère, et quoique très-lentement il passe à l'état d'acide sulfurique.

L'acide sulfurique concentré, absorbe le gaz acide sulfureux qui le colore en jaune et en brun, qui le rend odorant et fumant. Si on fait passer dans cet acide concentré du gaz acide sulfureux; lorsqu'on le soumet à l'action du feu, la première vapeur qui s'en élève, se cristallise en longs prismes blancs aiguillés dans les récipiens refroidis.

On obtient aussi cet acide, en distillant certains acides sulfuriques, noirs et fumans, de Saxe, tels que celui de *Northausen*.

Cet acide fume à l'air; il a une odeur forte d'acide sulfureux; lorsqu'on le jette dans l'eau, il produit le même bruit qu'un fer rouge qu'on y plonge. Si l'eau est aérée, et qu'on en mette beaucoup, il perd sa propriété de fumer, et celle d'être sulfureux. Ces détails appartiennent au C. *Fourcroy*, qui a fait connoître cet acide dans un mémoire particulier.

§. VII.

Acide nitrique.

L'acide nitrique est un des plus importans pour ses grands usages, et surtout pour son utilité en chimie; il

donne si facilement son oxigène aux corps combustibles qu'il a donné lieu à bien des découvertes.

Les anciens chimistes n'ont pas connu l'acide nitrique blanc; ils l'ont décrit très-rouge, répandant des vapeurs jaunes, etc.

L'acide nitrique s'extrait d'un sel connu dans les arts sous le nom de salpêtre. *Voyez*, pour la manière de l'extraire, la leçon sur le nitrate de potasse.

Lorsque cet acide est pur et concentré, il est lourd, et répand une vapeur blanche.

Sa pesanteur est à celle de l'eau distillée comme 15 est à 10. Sa saveur est acide, âcre, caustique; il brûle et détruit les matières organisées, et leur donne aussi une couleur jaune, lorsqu'il est plus foible.

Cet acide rougit et détruit les couleurs bleues, et beaucoup d'autres couleurs végétales.

Si on expose à la lumière, de l'acide nitrique très-pur, on parvient à le décomposer.

A cet effet, on met dans un flacon de l'acide nitrique très-pur; on y adapte un tube recourbé qui va plonger sous une cloche remplie d'eau, à l'appareil pneumato-chimique. Il faut avoir soin que le tube ne touche pas à l'acide: au bout de quelque temps l'acide change de couleur; il devient jaune, vert, ensuite rouge, et il se dégage du gaz oxigène.

Ce n'est pas l'affinité de la lumière pour l'oxigène, qui décompose l'acide nitrique, c'est qu'en même temps, il y a une grande affinité entre l'acide nitrique et le gaz nitreux qui se forme.

L'action de la lumière ne peut aller jusqu'à enlever tout l'oxigène à l'acide nitrique, et le réduire en état d'a-

zote; mais, en poussant l'expérience, on peut décomposer l'acide nitrique en gaz nitreux.

Si on laisse de l'acide nitrique très-concentré en contact avec l'air atmosphérique, il s'empare de l'humidité contenue dans l'atmosphère, et il s'affoiblit.

Lorsqu'on distille de l'acide nitrique concentré, dans une cornue de verre, à l'appareil pneumato-chimique, à l'aide d'une température assez forte pour le faire bouillir, il s'en dégage une vapeur rouge qui se condense dans le récipient, en un liquide de la même couleur, et il passe dans la cloche un peu de gaz oxigène.

On met dans une cornue de l'acide nitrique coloré, on y adapte un ballon dans lequel on met un peu d'eau. On pose la cornue sur un bain de sable, et l'on distille; il se dégage une vapeur rouge, et l'acide devient blanc.

On décompose encore l'acide nitrique, en le faisant passer à travers un tube de porcelaine incandescent, de 7 à 8 décimètres de long; si le tube est bien rouge, il passe de l'oxigène, et le résidu est de l'azote : quand le tube n'est pas assez chaud, il arrive qu'il passe beaucoup d'acide nitrique qui n'est pas décomposé; souvent même cet acide nitrique prend de l'azote, et il se forme ainsi de l'acide nitreux. Par cette décomposition, on obtient une sorte d'air atmosphérique; on ne peut décomposer ainsi de l'acide nitreux.

On peut faire de l'acide nitrique en faisant passer du gaz ammoniac sur l'oxide de manganèse.

Comme cette expérience, et celle ci-dessus, peuvent être faites avec le même appareil, la description que je vais en donner servira pour l'une et pour l'autre.

A, cornue contenant huit parties d'ammoniaque li-

quide, bien chargée ; B, tube de porcelaine ajusté à la cornue, et qui traverse un fourneau dans lequel on met trois parties d'oxide de manganèse réduit en poudre; à son extrémité C, est un tube recourbé qui va plonger dans un flacon à deux tubulures D, qui contient le quart de son volume d'eau distillée : il est essentiel, en cas d'absorption, de ne point plonger le tube dans l'eau, il n'a besoin que de toucher la surface; de la deuxième tubulure E, part un tube de sûreté qui va plonger sous une cloche, à l'appareil pneumato-chimique F. On fait rougir le tube, et on chauffe ensuite l'ammoniaque; il passe d'abord des vapeurs rouges, ensuite une fumée blanche, qui se condensent dans la bouteille, en un liquide blanc transparent qui a une saveur salée, piquante. Si on distille jusqu'à siccité ce liquide à une chaleur douce, le produit est sans saveur, sans odeur sensible; c'est de l'eau: la matière qui reste dans la cornue a une couleur blanche, fuse sur les charbons, s'enflamme sur un tison, rougit et produit des vapeurs d'acide nitrique, par l'addition de l'acide sulfurique, et de l'ammoniaque par la chaux; c'est du nitrate d'ammoniaque : l'oxide noir du manganèse change de couleur ; il est d'un brun pâle, et ne donne plus de gaz oxigène par l'action du feu.

On trouve sous la cloche, 1°. de l'oxigène qui vient du manganèse, qui se décompose plus vîte par le calorique que l'ammoniaque; 2°. du gaz hidrogène qui provient de la décomposition de l'ammoniaque.

On peut encore faire cette expérience en suivant le procédé du C. *Guyton.*

On introduit, dans un tube de porcelaine, de l'oxide noir de manganèse pulvérisé ; on le place dans un four-

neau, de manière à le traverser horizontalement. A l'une des extrémités du tube on adapte le bec d'une cornue de verre, placée dans un autre fourneau, et contenant du muriate d'ammoniaque sec, et de la chaux en poudre; on lute l'autre extrémité du tube à une alonge de verre portant un siphon, communiquant à un premier flacon contenant de l'eau distillée, dans laquelle plonge un tube de sûreté; de là dans un second flacon où l'on a mis de la dissolution de potasse, et de celui-ci à un appareil hidropneumatique.

On chauffe d'abord le tube de porcelaine, on met quelques charbons sous la cornue, et on y entretient le feu jusqu'à ce que toute l'ammoniaque ait monté et traversé le tube de porcelaine.

Pendant l'opération, il y a continuellement dégagement de gaz qui ne diffère pas de l'air commun.

Vers le milieu de l'expérience, on voit distinctement dans l'alonge, et au dessus de l'eau des flacons, la couleur du gaz acide nitreux.

La petite portion de liqueur condensée dans l'alonge traitée sur le feu, dans une cornue, pour la débarrasser de toute l'ammoniaque libre, abandonnée ensuite à l'air, laisse un résidu salin qui est un vrai nitrate d'ammoniaque.

La liqueur du second flacon donne quelques cristaux en aiguille qui fusent sur le charbon comme le nitrate de potasse.

Le C. *Guyton* a aussi indiqué un procédé par lequel on pouvoit décomposer simultanément l'acide nitrique et l'eau, à l'aide de l'étain, du zinc, etc.; il se forme alors du nitrate d'ammoniaque, provénant de la réunion de l'azote,

de l'acide nitrique décomposé, avec l'hidrogène de l'eau, également décomposé par les métaux. Il faût remarquer que jamais l'ammoniaque ne se trouve libre dans cette opération, parce qu'à mesure qu'elle est formée, elle s'unit à la portion d'acide nitrique non encore décomposé, et arrête même la décomposition.

Cet acide enflamme le charbon; mais il faut qu'il soit bien sec et chaud, et que l'acide nitrique soit bien concentré. Il se dégage du gaz nitreux et de l'acide carbonique; la fumée rouge que l'on aperçoit est due au gaz nitreux.

Pour faire cette expérience, on met le charbon dans une petite terrine vernissée; d'une autre part, on prend un bâton de la longueur d'un mètre de long, que l'on fend à l'une de ses extrémités; on l'écarte, et l'on y fait passer le goulot d'une fiole à médecine; on l'assujétit avec de la ficelle, de manière qu'elle ne vacille pas, par ce moyen, on est à l'abri de tout danger. Quand on veut enflammer le charbon, on verse de l'acide nitrique dans la fiole, et on en arrose le charbon, qui s'enflamme sur le champ. On réussi beaucoup mieux en prenant de l'acide nitreux à 40 degrés; ou bien en ajoutant un peu d'acide sulfurique.

Le phosphore s'enflamme de même, et la fumée qui se dégage est de l'acide phosphorique; cela prouve encore que, non seulement l'acide nitrique tient de l'oxigène, mais encore que cet oxigène y est dans un état tout près de s'en dégager.

Le soufre décompose aussi l'acide nitrique et le réduit en gaz nitreux; car, ce n'est que jusque-là que le soufre a plus d'affinité avec l'oxigène, que l'acide nitrique, ou

plutôt que l'azote, car le soufre n'attaque pas l'acide nitreux ; il se forme donc de l'acide sulfurique et de l'acide nitreux.

Si l'on met dans une cornue six parties d'acide nitrique, à 30 degrés contre une de soufre, et que l'on distille, on décomposera l'acide nitrique, il y aura dégagement de gaz nitreux, et il se formera de l'acide sulfurique.

Quand on veut opérer avec le phosphore, on prend une cornue tubulée, bouchée avec un bouchon de cristal : on met de l'acide nitrique à 22 ou 25 degrés, puis on introduit par la tubulure de petits morceaux de phosphore, on peut mettre six parties d'acide contre une de phosphore. On pose la cornue sur un bain de sable, on y adapte un récipient, et l'on chauffe légérement. Le phosphore se dissout avec effervescence, en même temps, le gaz nitreux s'échappe, sous la forme de vapeurs rutilantes ; on pousse alors le feu un peu plus fort, il se dégage du gaz azote : on augmente ensuite le feu pour chasser les dernières portions d'acide nitrique, qui tiennent fortement à l'acide phosphorique. On reconnoît que l'opération est finie quand il ne se dégage plus de vapeurs. On met alors la liqueur dans un matras et on chauffe fortement, pour enlever l'acide nitrique qui pourroit y être encore ; on obtient ainsi un verre qui ne se volatilise qu'à une très-haute température, et qui est déliquescent.

Le C. *Fourcroy* indique un autre procédé : il consiste à laisser brûler dans l'air le phosphore qui passe aussi à l'état d'acide phosphoreux ; on le traite ensuite dans une cornue avec le huitième de son poids d'acide nitrique à 15 de pesanteur, et on distille à une douce chaleur, pour

brûler tout le phosphore excédant, et en dégager tout l'acide nitrique, dont une partie s'exhale en oxide d'azote. L'acide phosphorique reste pur et concentré au fond de l'appareil distillatoire.

L'eau se combine à l'acide nitrique dans toute proportion, et il se dégage du calorique pendant cette combinaison; l'on peut faire monter le mercure dans le thermomètre de Réaumur, jusqu'à 35 degrés, en employant deux parties de cet acide concentré, sur une partie d'eau.

En se servant de neige au lieu d'eau, il se produit des effets contraires; c'est-à-dire, qu'il y a absorption de calorique: l'on peut faire descendre le thermomètre de o, jusqu'à 22 au-dessous, en mêlant quatre parties de neige avec une partie d'acide nitrique; en remettant, dans ce premier mélange de nouvel acide et de nouvelle glace, en les mêlant ensuite au milieu de ce bain, l'on parvient à abaisser la température à 32 ou 33 degrés—o—. Cette propriété de l'acide nitrique, de produire un si grand froid avec la glace, dépend de la grande affinité qu'il a pour s'unir à l'eau, et force, en quelque sorte, la base avec laquelle il ne peut s'unir en cet état, d'enlever aux corps voisins le calorique dont elle a besoin pour devenir liquide. Elle fournit aux chimistes des moyens très-utiles, dont ils ne font peut-être pas assez d'usage, pour étudier les propriétés des corps à une basse température; c'est elle qui a fait connoître que le mercure se solidifie, à 31 à 32 degrés—o—.

Les C. *Fourcroy* et *Vauquelin* ont fait voir que l'acide nitrique contenant du gaz nitreux, se cristallisoit à 40 gr. ou degrés (therm. centig.) en aiguilles rouges, et se prenoit même en une masse épaisse comme du beurre.

On prend à cet effet huit parties de muriate de chaux et six de neige, on mêle ces deux substances dans un vase de verre, elles se liquéfient, et font tout à coup descendre le thermomètre centigrade à 39 gr. On parvient à faire descendre le thermomètre à 43 gr. en faisant un nouveau mélange dans un vase de verre que l'on plonge dans le premier.

C'est ainsi qu'ils ont vu que le mercure se solidifioit à 42 gr., l'ammoniaque, l'acide muriatique, l'éther sulfurique, l'alcool, etc. *Voyez* ces articles.

Le C. *Guyton* a fait aussi des expériences analogues. Ce chimiste a obtenu des résultats à-peu-près semblables.

Ce que l'on appelle dans le commerce, de l'eau forte, n'est que de l'acide nitrique affoibli.

A l'article du nitrate de potasse, nous donnerons la manière de l'obtenir par l'argille, procédé que l'on emploie dans les arts.

La plupart des métaux agissent sur l'acide nitrique, et lui font éprouver une altération, qui a, dans ces derniers temps, éclairé les chimistes sur la nature de ses principes.

Les métaux agissent de deux manières sur l'acide nitrique.

1°. Ils s'oxident complétement, tels que l'étain, l'antimoine, etc., et décomposent entièrement l'acide nitrique.

2°. Ils s'oxident et ne décomposent qu'en partie l'acide nitrique, tels que le cuivre, etc.

Par l'une ou l'autre expérience, on obtient du gaz nitreux.

L'acide nitrique du commerce contient souvent de l'acide muriatique et de l'acide sulfurique, très-nuisibles dans toutes les opérations ; mais on le purifie.

A cet effet, on met dans une cornue de verre, par kilogramme de cet acide, environ trois décagrammes de litharge, on distille ensuite ce mélange au bout de vingt-quatre heures pendant lesquelles on a eu soin de l'agiter cinq à six fois, mais il faut séparer les premières portions distillées qui contiennent toujours de l'acide muriatique.

Il reste dans la cornue, un muriate et un sulfate de plomb, si l'acide nitrique contient de l'acide sulfurique.

On peut encore employer le nitrate de plomb, ou d'argent ; il se forme sur le champ un précipité, qui est du muriate de plomb, ou d'argent ; on décante ensuite l'acide, ou mieux, l'on distille jusqu'à siccité.

Le C. *Prieur* a remarqué que, lorsqu'on se servoit du plomb pour purifier la dissolution d'argent mêlée d'acide muriatique, une partie de ce dernier acide passoit à la distillation ; voici comme le C. *Berthollet* explique ce phénomène : c'est que le muriate de plomb est soluble, et même l'est beaucoup par l'action de l'acide nitrique ; ce liquide se trouve donc composé d'oxide de plomb, d'acide muriatique et d'acide nitrique ; l'oxide de plomb partage son action sur les deux acides, et l'un et l'autre sont soumis à l'action de l'expansibilité produite par la chaleur.

Quand on ne veut que retenir l'acide sulfurique, le plomb est un moyen efficace, 1°. parce que le sulfate de plomb est beaucoup moins soluble que le muriate ; 2°. parce que l'acide sulfurique a beaucoup moins de volatilité que l'acide muriatique.

Le muriate d'argent étant beaucoup plus insoluble que le muriate de plomb, l'argent est beaucoup plus propre que le plomb à retenir l'acide muriatique qui se trouve mêlé avec l'acide nitrique; cependant *Welter* et *Bonjour* ont observé qu'il passoit toujours de l'acide muriatique dans la distillation, si l'opération se faisoit sans les précautions indiquées par ces chimistes. Il faut, pour obtenir immédiatement un acide nitrique pur, faire l'opération sur un acide qui soit peu concentré, pour qu'il ne retienne pas en dissolution du muriate d'argent, et séparer le muriate d'argent qui se précipite, avant que de soumettre le liquide à l'action du feu, ou, ce qui est préférable, précipiter par la dissolution d'argent l'acide muriatique du nitrate de potasse; en décomposant ensuite ce nitrate, on obtient l'acide nitrique, entièrement privé d'acide muriatique.

Lorsqu'il est resté du muriate d'argent en dissolution, on peut néanmoins obtenir par la distillation un acide nitrique bien pur, en séparant la première portion qui distille, jusqu'à ce que l'épreuve fasse voir qu'il n'y a plus d'acide muriatique, parce que, comme l'ont observé les chimistes cités, l'acide muriatique prend alors la nature de l'acide muriatique oxigéné, et se dégage dans cet état au commencement de l'opération.

L'acide sulfurique n'altère point l'acide nitrique.

L'acide nitrique agit autrement sur l'acide sulfureux; outre qu'il est beaucoup plus fort que lui, qu'il le sépare de l'eau et de ses diverses combinaisons, il a de plus la propriété de lui céder de l'oxigène, de le convertir en acide sulfurique, et de passer en même temps à l'état d'oxide d'azote.

L'acide nitrique chasse l'acide carbonique de toutes les bases auxquelles il est uni; il sépare également l'acide phosphorique de ses combinaisons, et le dégage sous la forme liquide.

L'acide nitrique est très-utile en chimie pour former différens sels, pour dissoudre et séparer différens métaux les uns des autres: on s'en sert chez les orfévres, les jouailliers, les doreurs, pour décaper la surface de l'argent; dans les monnoies, pour séparer l'argent d'avec l'or; chez les graveurs, pour graver sur les métaux; chez les chapeliers, pour le secretage des poils et les disposer au feutrage; en pharmacie, pour la préparation de beaucoup de médicamens.

§. VIII.

Gaz oxide d'azote, Gaz acide nitreux et Acide nitreux.

Je crois essentiel d'indiquer ici les différences qui doivent exister dans les dénominations de gaz oxide d'azote et de gaz nitreux, différences que l'on n'a pas encore bien établies.

J'entends par gaz oxide d'azote, le gaz nitreux privé de cette portion d'oxigène qui lui donne la propriété de rougir le papier bleu réactif. On ne doit donc pas lui conserver cette terminaison des acides au premier degré d'acidification, car la finale *eux* indique toujours un gaz acide en *eux*.

J'appellerai gaz acide nitreux, ce fluide aériforme qui se dégage pendant l'action, du fer, du cuivre, de l'argent,

du mercure sur l'acide nitrique, et qui n'aura pas été lavé.

Pour avoir l'oxide d'azote pur, comme il convient pour les essais eudiométriques, il n'est pas indifférent d'employer tel ou tel combustible; car il en est qui exercent une action si forte sur l'oxigène, qu'ils en dépouillent entièrement quelques parties de l'azote, et alors le gaz nitreux est mêlé de gaz azote. L'argent et le cuivre sont les métaux qui conviennent le mieux pour cet objet; il est nécessaire que la densité de l'acide nitrique ne passe pas 25 à 30 degrés à l'aréomètre de *Baumé*; sans cela son action est trop vive, le gaz oxide d'azote se dégage trop rapidement, et peut faire briser l'appareil; il est d'ailleurs beaucoup moins pur. M. *Humboldt* a démontré, par des expériences, qu'en versant de l'acide nitrique sur le fil de cuivre, il y a une partie de l'acide qui se décompose totalement; et que, par cette raison, le gaz oxide d'azote se trouve mélangé d'azote; mais qu'en employant une solution de sulfate de fer, le gaz oxide d'azote est totalement absorbé, et que l'on peut évaluer la quantité d'azote, qui monte de 0,07 jusqu'à 0,67, et même au-delà.

Voyez la leçon sur le sulfate de fer, et l'article gaz muriatique oxigéné et gaz oxide d'azote.

Pour obtenir le gaz oxide d'azote, on prend de la limaille de cuivre très-pur; on la met dans une fiole à médecine, dans un petit matras, ou dans un flacon à deux tubulures; on verse dessus de l'acide nitrique à 25 ou 30 degrés; on bouche la fiole avec un bouchon de liége, auquel est adapté un tube de verre, dont l'extrémité recourbée plonge dans la cuve pleine d'eau de l'appareil

pneumato-chimique ; on place sur la tablette de la cuve une cloche pleine d'eau, qui correspond à l'orifice du tube recourbé : les choses ainsi préparées, on expose le mélange renfermé dans la fiole à une très-douce chaleur.

Il y a effervescence et dégagement de gaz oxide d'azote, qu'il faut laver avec soin. Les gaz oxide d'azote diffèrent entr'eux, non par la quantité plus ou moins grande d'azote libre qu'ils contiennent ; mais par la proportion d'oxigène, plus ou moins grande qu'ils retiennent, selon la force plus ou moins grande de la substance qui a produit la décomposition de l'acide, et selon les autres circonstances de la décomposition.

M. *Pickel*, chef d'une fabrique à Wurzbourg, emploie un moyen économique pour reformer de l'acide nitrique, après sa décomposition par le cuivre ; il réoxigène le gaz oxide d'azote ; à cet effet, on reçoit dans des récipiens, contenant de l'eau et des coupures de cuivre, le gaz oxide d'azote qui se dégage des dissolutions. Ce gaz y est réoxigéné par son contact avec l'air, dissous par l'eau, et redécomposé par le cuivre.

Le gaz oxide d'azote est un fluide élastique sans couleur, ni saveur sensible, ne rougissant pas la teinture de tournesol.

Il est nuisible à la respiration, ne peut alimenter la combustion, ni servir à la végétation : on croit qu'il préserve de la putréfaction.

Ce gaz a plus d'affinité avec le calorique que l'acide nitrique ; aussi emploie-t-on cette propriété pour enlever le gaz oxide d'azote qui souille l'acide nitrique.

Exposé à l'action du calorique dans un tube de porcelaine rougi au feu, il n'éprouve aucune altération ; il

paroît que ce corps n'est pas décomposé par la chaleur rouge, tandis que l'acide nitrique subit, par le même agent, une décomposition complète; il sembleroit, d'après cette expérience, qu'il n'auroit dû perdre tout au plus que la portion d'oxigène excédant à la composition de l'acide nitreux: c'est cependant ce qui n'arrive pas. On peut en juger par l'expérience suivante:

BB, Tube de porcelaine, traversant un fourneau; CC, limaille de cuivre et acide nitrique; R, tube de verre courbé en siphon, et terminé par un entonnoir: ce tube est ajusté au flacon CC, dans lequel on a mis de la limaille de cuivre; c'est par ce tube que l'on verse l'acide nitrique. A l'extrémité inférieure du tube de porcelaine, on adapte un tube de sûreté à boule, qui va plonger sous une cloche M.

Le gaz oxide d'azote se dégage et passe à travers le tube de porcelaine incandescent, sans se décomposer.

Van Marum annonce que l'acide nitreux, à travers lequel on fait passer l'étincelle électrique, se réduit au tiers de son volume; qu'il ne rougit plus avec l'air atmosphérique; mais qu'il se trouve converti en gaz azote, et en acide nitreux.

On met dans un tube du gaz oxide d'azote pur, et on le renverse dans une cuve pneumato-chimique, on y fait passer du gaz oxigène pur; on voit rougir la vapeur; c'est de l'acide nitreux qui se forme, et qui bientôt se dissout dans l'eau, en sorte qu'elle s'élève dans le tube: si le gaz oxigène et le gaz oxide d'azote sont purs, il ne reste aucune bulle sous la cloche; il faut avoir soin de faire passer doucement le gaz oxigène, pour n'en pas mettre trop. Pendant cette expérience, il se dégage du calorique jus-

qu'à 30 à 35 degrés du thermomètre. Si l'oxigène n'est pas pur, la bulle restant au haut de la cloche, est le résidu de l'azote, de l'hidrogène, ou du gaz acide carbonique, etc., que pouvoit contenir le gaz oxigène ; car ce dernier est absorbé sur-le-champ par le gaz oxide d'azote.

Lavoisier a observé que 0,75 de gaz oxide d'azote peuvent absorber 0,40 de gaz oxigène. L'acide qui résulte de cette combinaison, n'est pas parfaitement blanc; il répand des vapeurs rouges, lorsqu'on l'unit avec les alkalis ou la chaux : M. *Humboldt* a fait quelques expériences sur cet objet.

1°. Si l'on combine du gaz oxide d'azote avec de l'oxigène sur du mercure, il ne se forme qu'autant d'acide nitrique liquide, qu'il y a d'eau dans l'appareil.

L'absorption paroît très-petite, parce que l'acide reste dilaté en état gazeux, jusqu'à ce que le gaz ammoniacal se précipite.

2°. Les mélanges de gaz oxide d'azote et d'oxigène présentent d'autres volumes dans des tubes que dans des vaisseaux très-larges ; parce que dans les premiers, l'acide nitrique, éloigné de la surface de l'eau, reste en état gazeux. Cette cause fait diminuer en apparence la valeur de 2,6, jusqu'à 1,8 et au-dessous.

3°. Que ces mêmes mélanges de gaz oxide d'azote et d'oxigène, ne présentent pas des absorptions d'un volume aussi égal que les expériences faites sur l'air atmosphérique, et qu'il paroît en ce cas se former des acides plus ou moins oxigénés. La valeur varie alors de 3,2 jusqu'à 2,8.

4°. Qu'un mélange de gaz azote et de gaz oxigène diffère de l'air atmosphérique ; l'oxigène du premier étant

plus libre, et tendant plus à se combiner avec une grande quantité de gaz oxide d'azote.

5°. Qu'en analysant par le sulfate de fer le résidu que laissent dans le tube eudiométrique des mélanges de parties égales de gaz oxide d'azote et d'air atmosphérique, on peut reconnoître très-exactement la quantité d'oxigène contenue dans l'air atmosphérique.

6°. Que le gaz oxide d'azote, qui agit le plus uniformément, et que l'on obtient par des acides étendus d'eau, jusqu'à 17 ou 21° de l'aréomètre de *Baumé*, contient de 0,12 jusqu'à 0,15 d'azote.

Quand on veut connoître l'action du gaz oxide d'azote sur l'air atmosphérique, on fait passer dans une cloche pleine d'eau, et renversée sur la tablette de la cuve hidro-pneumatique, environ une mesure de gaz oxide d'azote, et deux d'air atmosphérique.

Les deux fluides se combinent avec promptitude, et diminuent prodigieusement. Il s'excite une chaleur vive; l'eau monte dans la cloche, absorbe toutes les vapeurs rouges qui résultent de la combinaison des deux fluides aériformes.

La propriété qu'a le gaz oxide d'azote très-pur, c'est-à-dire, privé de gaz azote, d'absorber rapidement l'oxigène de l'air atmosphérique, a donné à *Priestley* et *Fontana*, comme nous l'avons dit, l'idée d'en faire la base de leur eudiomètre.

Le gaz oxide d'azote enflamme le pyrophore; il perd une partie de son volume, et le résultat de cette combustion est du gaz azote et du gaz acide carbonique, et de l'acide sulfureux.

Si l'on plonge un charbon allumé dans du gaz oxide d'azote, il y a inflammation.

Le même effet a lieu avec le soufre et le phosphore; à une haute température, il les brûle et les convertit en acides, en passant lui-même à l'état de gaz azote.

Si l'on mêle du gaz hidrogène avec du gaz oxide d'azote, et que l'on présente à l'orifice de la cloche une bougie allumée, le gaz hidrogène brûlera, et l'on apercevra une flamme d'un blanc verdâtre.

En secouant de l'eau distillée avec du gaz oxide d'azote, il se forme du nitrate d'ammoniaque par une décomposition d'eau; effet d'une double affinité : mais l'eau contient un excès d'acide considérable.

L'eau se convertit donc en acide; voilà pourquoi elle l'absorbe quelquefois en partie, et acquiert la propriété acide.

Si l'on se sert d'une légère dissolution de potasse au lieu d'eau, l'absorption est beaucoup plus prompte. Le C. *Berthollet* s'est assuré que dans ce cas il ne se formoit point d'ammoniaque, mais du nitrate de potasse. *Van Marum* a observé que cette absorption étoit fort accélérée par l'étincelle électrique; qu'elle faisoit disparoître à-peu-près les trois-quarts du volume du gaz, et que le résidu ne présentoit plus que les propriétés du gaz azote. Le gaz oxide d'azote exposé seul sur du mercure, éprouve une diminution qui le réduit à $\frac{11}{14}$ de son volume primitif, terme auquel le résidu ne peut plus subir de diminution, ni par l'étincelle électrique, ni par le mélange de l'air atmosphérique.

Le sulfure hidrogéné d'alkali produit beaucoup plus promptement la décomposition du gaz oxide d'azote, et laisse un résidu plus considérable que la potasse.

Ces observations prouvent que le gaz oxide d'azote est décomposé par l'eau, par la potasse, par le mercure, au moyen de l'étincelle électrique, et par le sulfure hidrogéné d'alkali; que dans quelques-unes des décompositions qu'il subit, l'oxigène abandonne la plus grande partie de l'azote, pour se concentrer dans une portion, et former de l'acide nitreux; que dans quelques autres il abandonne entièrement ou presqu'entièrement l'azote.

Lorsque le gaz oxide d'azote est diminué par l'action de l'eau, on ne peut point expliquer son changement en acide nitreux par l'oxigène qu'il reçoit de l'eau, dont l'hidrogène se combine avec l'azote pour former de l'ammoniaque : 1°. parce que l'eau devient trop acide, et que la quantité d'ammoniaque produite est trop petite pour expliquer par-là la formation de l'acide nitreux; 2°. parce que lorsqu'on se sert d'une foible dissolution de potasse, il n'y a pas de production d'ammoniaque, et que cependant le gaz oxide d'azote éprouve plus facilement et plus complétement le même changement. Il y a apparence qu'il n'y a également point d'ammoniaque lorsqu'on fait la décomposition par le sulfure hidrogéné.

Le principe, qui sert à la combustion, existe donc encore dans le gaz oxide d'azote, puisqu'il favorise l'inflammation de certains corps combustibles, qui ont avec l'oxigène une grande affinité, tels que le sulfure de potasse, le pyrophore, le gaz hidrogène phosphoré, le fer, etc.

Le gaz oxide d'azote se combine avec quelques acides; mais il n'a aucune action sur les acides carbonique, phosphorique et nitreux.

Il donne à l'acide nitrique des caractères nouveaux.

En faisant passer du gaz oxide d'azote dans de l'acide nitrique, concentré blanc, on l'obtient d'abord vert, ensuite bleu-jaune, orangé et rouge qui est le dernier degré de saturation. Pour obtenir cet acide, on adapte à l'appareil pour le gaz oxide d'azote un flacon tubulé, dans lequel on a mis de l'acide nitrique bien concentré; un deuxième tube va plonger dans une cloche pleine d'eau; en versant dans le premier de l'acide nitrique, une partie est décomposée; l'oxigène se porte sur le cuivre, le gaz oxide d'azote se dégage, et l'autre partie de l'acide nitrique se porte sur l'oxide de cuivre. Le gaz oxide d'azote passant à travers l'acide nitrique, celui-ci cède une partie de son oxigène au gaz oxide d'azote, et il passe à l'état d'acide nitreux vert, etc. Lorsque l'on prend l'acide nitreux orangé, et qu'on l'unit à l'eau, on obtient l'acide nitreux vert-émeraude; lorsque l'on prend l'acide nitreux vert-noir, et qu'on l'unit à l'eau, on obtient l'acide nitreux bleu.

Priestley a trouvé que cent parties d'acide nitrique, dont la pesanteur étoit 14, ont absorbé, en deux jours, 90,29 de gaz nitreux; il annonce que, lorsqu'il y en eut environ sept parties d'absorbées, l'acide prit une couleur orangée, une couleur verte lorsqu'il y en eut dix-huit parties, et que quand les 90,29 furent combinées, il s'éleva sous la forme de vapeurs rouges.

De l'Acide nitreux.

On voit par l'expérience que je viens de rapporter, que l'acide nitrique vert, etc. contient moins d'oxigène que lorsqu'il est blanc; car il est évident qu'en combinant du gaz oxide d'azote, qui a déjà été privé lui-même

d'une partie de ce principe, on en diminue la quantité dans l'acide nitrique. Comme dans cette modification l'acide acquiert des propriétés nouvelles, les chimistes modernes lui ont donné le nom d'acide nitreux, pour le distinguer de celui où l'azote est complétement saturé d'oxigène.

L'acide nitrique, chargé de gaz oxide d'azote, et conséquemment plus décomposable dans cette partie de sa composition, produit aussi par la même cause beaucoup plus d'effets sur tous les corps combustibles. C'est ainsi que l'acide nitreux enflamme le phosphore, les huiles volatiles, quelques métaux, etc., sur lesquels l'acide nitrique n'a qu'une action foible en comparaison. Quand on met de l'acide nitrique, chargé de plus ou moins de gaz nitreux, en contact avec de l'or, il y a alors deux attractions qui agissent tout à coup, et à la fois; celle de l'oxigène, de l'oxide d'azote pour l'or, et celle de l'acide nitrique pour l'oxide d'or. C'est ainsi qu'en chargeant l'acide nitrique de gaz oxide d'azote, le C. *Deyeux* est parvenu à y dissoudre l'or.

On doit distinguer la vapeur nitreuse du gaz oxide d'azote; elle est le résultat d'une combinaison saturée d'acide nitrique et de gaz oxide d'azote.

Ainsi, si l'on met dans un premier flacon du cuivre et de l'acide nitrique, on obtient du gaz oxide d'azote; si l'on fait passer ce gaz dans un second flacon contenant de l'acide nitrique concentré, on obtient de l'acide nitreux et de la vapeur nitreuse qui se dégage; si l'on fait passer cette vapeur nitreuse à travers la potasse, et qu'on recueille le gaz qui s'en dégage, on obtiendra du gaz oxide d'azote et du nitrate de potasse dans le flacon. Ainsi les

alkalis ont plus d'attraction pour l'oxide nitrique, que celui-ci n'en a avec l'acide nitreux; et voilà pourquoi on ne fait pas des nitrites, mais seulement des nitrates avec les alkalis fixes et la vapeur nitreuse, non plus qu'avec les mêmes bases et avec l'acide nitreux liquide.

Si l'on fait passer cette vapeur nitreuse à travers l'acide sulfurique concentré, on l'obtient cristallisé.

Voici comme on doit opérer : on met dans un flacon à deux tubulures de la limaille de cuivre; l'autre tubulure sert à verser de l'acide nitrique, afin de faire dégager le gaz oxide d'azote. D'une des tubulures part un tube qui va plonger dans un autre flacon, contenant de l'acide nitrique concentré; ce dernier flacon est garni d'un autre tube recourbé, qui va se rendre dans un flacon rempli aux deux tiers d'acide sulfurique concentré. On fait ensuite dégager le gaz oxide d'azote nitreux, qui va se rendre dans l'acide nitrique concentré : la vapeur nitreuse se forme; et à mesure que l'acide sulfurique s'en empare, il paroît sous la forme de petits cristaux en aiguilles.

Si l'on mêle de la vapeur nitreuse avec du gaz oxigène, il n'y aura pas d'absorption.

Si l'on fait passer cette vapeur nitreuse dans de l'acide nitrique, il y aura absorption.

Si l'on remplit un flacon de vapeur nitreuse, et que l'on y ajoute de l'eau bouillie, ou bien privée d'air par un moyen quelconque, la vapeur nitreuse ne se mêlera point à l'eau.

Mais l'effet a lieu avec l'eau aérée.

Les oxides métalliques se comportent différemment avec l'acide nitreux; les moins oxidés s'unissent à la portion d'acide nitrique qu'il contient, et chassent le gaz

nitreux; les plus oxidés le changent quelquefois en acide nitrique, en lui cédant de l'oxigène.

L'acide nitreux sépare difficilement l'acide carbonique et l'acide phosphorique de leurs bases: il n'y a que la portion d'acide nitrique, que contient l'acide nitreux, qui dégage ces acides, et en même temps le gaz oxide d'azote s'exhale.

L'acide phosphoreux passe à l'état d'acide phosphorique, et l'acide sulfureux à celui d'acide sulfurique; et ce dernier a la propriété de s'unir à l'eau qui est unie à l'acide nitreux.

§. IX.

Des cinq Acides métalliques.

Quoiqu'il y ait beaucoup de circonstances dans lesquelles les métaux peuvent être unis à l'oxigène, on peut les réduire en général à trois. La première est le contact de l'air aidé du calorique; la seconde est due à la décomposition de l'eau, et la troisième à celle des acides.

Nous connoissons cinq substances métalliques, susceptibles de s'acidifier complétement: l'arsenic, le tungstène, le molybdène, le chrôme et le columbium.

Comme je ne considère ici ces acides métalliques qu'en général, je rapporterai la manière de les préparer, et leurs caractères, aux substances métalliques, où chaque objet sera traité en particulier.

§. X.

Du Gaz acide muriatique.

L'acide muriatique existe abondamment dans la nature, il y est uni avec différentes bases, principalement avec la soude, la chaux et la magnésie.

Ses parties constituantes sont encore inconnues. Quelques expériences du C. *Berthollet*, répétées et variées par d'autres chimistes, semblent devoir fixer nos idées sur le radical de cet acide; cependant, la circonspection qu'il est nécessaire de mettre dans les découvertes, nous oblige à décrire littéralement les expériences qui ont été faites, sans nous permettre aucune réflexion. Voyez *fer et acide nitrique*. Cet acide n'a pas été trouvé à nud; et, pour l'obtenir dans cet état, il faut le dégager de ses combinaisons. On l'appeloit autrefois acide marin, esprit de sel, acide du sel, etc.

Quant à la manière de l'extraire, *Voyez* muriate de soude.

L'acide muriatique, libre de tout entrave, est toujours sous la forme d'un gaz permanent, et que rien, jusqu'à présent, n'a pu rendre liquide.

On obtient le gaz muriatique, 1°. par la distillation; 2°. en le chassant du muriate de soude par l'acide sulfurique; 3°. si on en a dissout et concentré dans l'eau froide: en la chauffant, on le dégage, et on reçoit ce gaz sous des cloches à mercure. On met, à cet effet, de l'acide muriatique liquide et concentré dans une fiole à médecine; on adapte, à l'orifice de la fiole un tube recourbé, dont le bec

plonge dans la cuve de l'appareil au mercure, sous une cloche pleine de ce fluide métallique.

On chauffe légèrement le liquide, et il se dégage un fluide aériforme, qui va chasser le mercure contenu dans la cloche pour en occuper la place. Ce fluide aériforme est le gaz acide muriatique.

Ce gaz n'a point de couleur. Il est si caustique qu'il cause de vives démangeaisons sur la peau; il la rougit et l'enflamme, sans cependant la corroder, la brûler, ni même la colorer comme les acides sulfurique et nitrique; il a une odeur forte, piquante, âcre, acide qui picote les yeux et irrite la gorge. Sa saveur est très-aigre et très-forte. Il rougit les couleurs bleues végétales. Il tue les animaux. Il éteint les bougies. On remarque que la flamme verdit vers la partie supérieure au disque; on en ignore la cause. On remarque aussi que la fumée de la bougie, en s'éteignant, y devient très-blanche; c'est que l'eau qui se dégage par la combustion de l'hidrogène et de l'oxigène de la bougie, se combine avec le gaz, et devient ainsi nuageuse et sensible. La lumière ne l'altère pas sensiblement. Le calorique le raréfie, et augmente prodigieusement son élasticité. Si on le fait passer à travers un tube de porcelaine rougi au feu, il n'éprouve aucune altération.

Ce gaz est plus pesant que l'air atmosphérique. La pesanteur spécifique du premier, est à celle du second, comme 175 un quart est à 100, et à celle de l'eau distillée, comme 1250 est à 1000.

En contact avec l'air, il répand des fumées blanches: ces vapeurs ont pour cause la combinaison de ce gaz avec l'humidité de l'air, aussi ne sont-elles pas sensibles sur les hautes montagnes, où l'air est très-sec.

Ce gaz fait fondre la glace aussi promptement que si on la jetoit dans un brasier.

Il se dissout avec facilité dans l'eau glacée, et peu dans l'eau chaude, aussi est-il nécessaire de conserver l'acide muriatique dans une eau dont la température soit très-basse; car, si le flacon n'est pas assez fort pour résister à l'expansion du gaz, à une température différente de celui où il a été combiné avec l'eau, il fait sauter les bouchons, et gâte, par les vapeurs qui se répandent, tous les instrumens de cuivre.

L'acide muriatique se gèle facilement à 42 gr. en une masse jaunâtre grenue, d'une consistance de beurre.

En général ce gaz s'unit avec beaucoup de rapidité à l'eau; c'est ce qui constitue l'acide muriatique liquide.

L'eau absorbe, à la température de 12 degrés environ, les 0,30 de son poids; à mesure que le gaz se combine avec l'eau, il perd sa fluidité élastique; le calorique qui la lui donnoit, devient libre et échauffe la liqueur. Moins la température est élevée, et plus l'eau en dissout, *et vice versâ*, en sorte que de l'eau qui en a été saturée au terme de 0, par exemple, bout à 60 et quelques degrés, et peut être dépouillée de la plus grande partie de cet acide à 80 degrés.

Le gaz acide muriatique n'a nulle action sur les corps combustibles; le charbon seul l'absorbe et le condense, ainsi que quelques autres substances végétales, telles que le liége, les éponges, le bois tendre, etc.

Quand ce gaz est bien privé d'eau, il n'a point d'action sur les métaux. Les oxides métalliques l'absorbent et forment des combinaisons salines.

Ce gaz ne chasse les acides carbonique, phosphorique,

phosphoreux et sulfureux, de leurs bases, que quand les combinaisons de ces acides sont dissoutes dans l'eau, qui absorbe le gaz; il n'agit donc ensuite qu'à l'état d'acide liquide.

L'acide nitrique l'absorbe promptement et passe à l'état d'oxide d'azote.

De l'Acide muriatique liquide.

L'acide liquide n'est point altéré par la lumière; le calorique en dégage le gaz.

L'acide muriatique n'absorbe que le gaz oxigène solide.

Exposé à l'air, il exhale une fumée blanche. Il n'agit point sur les corps combustibles.

L'acide muriatique dissout les métaux et les oxides, en tel état qu'ils soient; car, s'ils sont trop oxidés, l'acide muriatique enlève cet excédant d'oxigène et s'en charge; et si le métal n'est pas assez oxidé, l'eau de l'acide se décompose et fournit l'oxigène nécessaire, en sorte que par ce jeu réciproque, l'oxidation est portée juste au point nécessaire pour que la dissolution ait lieu.

Cet acide, mis avec de l'acide sulfurique concentré, dans un long tube, donne naissance à une vive effervescence, et à un gaz qui remplit toute la capacité du tube. Ce gaz n'est autre chose que de l'acide muriatique, duquel l'acide sulfurique s'est emparé de l'eau qui le tenoit en dissolution, et auquel celle-ci a fourni le calorique, qu'elle a perdu en se combinant à l'acide sulfurique. Cette expérience prouve que l'acide sulfurique a plus d'attraction pour l'eau, que l'acide muriatique.

Analyse d'un mélange d'acide sulfurique et d'acide muriatique.

Ce mélange est toujours dissous dans une quantité d'eau. Il faut donc connoître la quantité d'acide sulfurique et muriatique, retranchant cette somme de la quantité du mélange on a la quantité d'eau.

On sépare d'abord l'acide sulfurique par le nitrate de barite, qui est décomposé; il se précipite du sulfate de barite; il reste dans la liqueur de l'acide muriatique, de l'acide nitrique et du nitrate de barite : on filtre et on lave avec de l'eau, jusqu'à ce que la liqueur qui passe soit insipide. On fait sécher le sulfate de barite, on le pèse, et on sait que sur 100 parties de sulfate de barite, il y en a 25 à 26 parties d'acide sulfurique. On sépare ensuite l'acide muriatique par le nitrate d'argent qui est décomposé; il se forme du muriate d'argent insoluble qui se précipite; on filtre, on lave, on fait sécher, on pèse, on sait que sur 100 parties de muriate d'argent, il y a 20 à 21 parties d'acide; on a donc la quantité d'acide sulfurique et muriatique, et par conséquent la quantité d'eau.

L'acide muriatique s'unit facilement à l'acide nitrique; il se passe des phénomènes assez intéressans. Si ces acides sont concentrés, il se fait un mouvement dans tout le liquide; il se développe un gaz, qui produit une effervescence vive; la liqueur s'échauffe et prend une couleur rouge, plus ou moins foncée : c'est l'eau régale des anciens chimistes, et l'acide nitro-muriatique des modernes.

En examinant ce gaz, on trouve que c'est de l'acide muriatique oxigéné; et, en mêlant ensuite l'acide nitro-

muriatique avec de l'eau, il laisse échapper du gaz nitreux, et perd sa couleur rouge.

On forme cet acide en mêlant ensemble deux parties d'acide nitrique pur, et une d'acide muriatique concentré.

Cet acide a moins de pesanteur que les deux acides qui les constituent. Son odeur est particulière; sa couleur est ordinairement citronnée, quelquefois orangée. La lumière en dégage du gaz oxigène; le calorique en sépare l'acide muriatique oxigéné. Cet acide se combine à l'eau, et s'échauffe avec ce fluide.

Il paroîtroit naturel de conclure que l'acide muriatique a plus d'affinité avec l'oxigène, que n'en a le gaz nitreux; mais, en faisant l'expérience inverse, c'est-à-dire, en mêlant du gaz oxide d'azote avec du gaz acide muriatique oxigéné, on se convainc bientôt du contraire. En effet, dès que ces deux gaz sont en contact, ils se pénètrent, perdent leur élasticité, et donnent naissance à des vapeurs rouges, qui sont de véritable acide nitreux. Si l'on emploie des quantités convenables, il ne reste pas un atome de résidu.

Ce n'est donc qu'à l'aide d'une double attraction que l'acide muriatique décompose l'acide nitrique; savoir, celle de l'oxigène pour l'acide muriatique, et celle du gaz nitreux pour l'acide nitrique.

Si l'on ignore l'existence de l'oxigène dans l'acide muriatique, on sait au moins qu'il peut se combiner à ce principe par des moyens que nous allons exposer.

§. XI.

Acide muriatique oxigéné.

Schèele a découvert que l'acide muriatique distillé avec de l'oxide de manganèse, prenoit tout-à-coup la forme de gaz; que ce gaz avoit une couleur jaune, une odeur analogue à l'acide nitro-muriatique, etc.

En reprenant les expériences de *Schèele*, *Berthollet* a découvert dans l'acide muriatique oxigéné beaucoup de propriétés utiles pour les arts.

Les anciens chimistes lui avoient donné le nom de *déphlogistiqué.*

Autrefois, pour avoir l'acide muriatique oxigéné, on versoit sur deux parties et demie d'oxide de manganèse en poudre, sept parties d'acide muriatique à 25 degrés; mais ce procédé étoit long et dispendieux, parce qu'il falloit avant extraire l'acide muriatique, et que l'on en perdoit beaucoup.

On se sert maintenant de 100 parties de muriate de soude, de 0,75 parties d'acide sulfurique étendu de 25 parties d'eau, et de 37,5 d'oxide de manganèse en poudre:

Ou bien de deux parties d'acide sulfurique, trois de muriate de soude desséché, et une d'oxide de manganèse.

Le C. *Pajot-des-Charmes* donne d'autres proportions d'après lesquelles il conseille de travailler pour opérer plus vîte, et économiser le temps.

Ce sont 32 parties de muriate de soude, 20 parties d'oxide de manganèse cristallisée, et 44 d'acide sulfurique à 60 degrés, sur 28 parties d'eau; si ces parties re-

présentent des onces, ces proportions suffisent pour un tonneau contenant quatorze seaux d'eau, chacun de la contenance de 15 litres ou pintes de Paris.

On introduit le muriate de soude et l'oxide de manganèse dans un grand matras à long col A, (*Voyez* la planche), que l'on pose sur un bain de sable. Ce matras est fermé par un bouchon de liége B, percé de deux trous, dans l'un desquels passe le tube D, recourbé en E, et terminé à la partie supérieure par un entonnoir F, au moyen duquel on introduit l'acide sulfurique dans le matras. Il est nécessaire auparavant d'étendre l'acide de son volume d'eau, parce que l'action seroit trop vive, et que l'acide muriatique se dégageant très-promptement, ne seroit pas assez longtemps en contact avec l'oxigène; on n'obtiendroit que de l'acide muriatique mélangé d'une très-petite partie d'acide muriatique oxigéné. L'autre trou du bouchon B reçoit l'extrémité d'un tube G, qui communique du matras dans le vase H à trois tubulures, contenant de l'eau environ $\frac{1}{3}$ de sa capacité, dans laquelle plonge un tube de sûreté K, pour empêcher l'absorption: ce vase H communique à un second vase P, par le moyen du tube N; ce second vase est à moitié plein d'eau, et il communique à un troisième vase où est le tube de sûreté, et ce dernier à un quatrième, etc. On peut aussi terminer l'appareil par un flacon contenant de la potasse en dissolution. A mesure qu'il passe de l'acide muriatique oxigéné, il se dépose une matière floconneuse qui n'est autre chose que de la silice que la potasse tient en dissolution, et qui ne peut se dissoudre dans le muriate de potasse qui se forme. Si, après avoir filtré, on fait évaporer la liqueur, on obtient des cristaux de muriate oxigéné de

potasse. Enfin il faut avoir attention de luter bien toutes les jointures avec le lut gras, recouvert d'une bande de linge, enduite de blanc d'œuf et de chaux : on échauffe ensuite le matras peu à peu.

On peut reconnoître aisément l'endroit par où perdent les luts, en promenant dessus une plume trempée dans l'ammoniaque, la combinaison de ces vapeurs forme dans le moment un nuage blanc qui dénote l'endroit par où la vapeur s'échappe.

Comme cet acide est peu dissoluble, on lui présente une grande quantité d'eau contenue dans plusieurs vases, ou disposée en colonne très-élevée, afin qu'en comprimant le gaz, et en lui offrant une plus longue route à parcourir, elle l'oblige à se dissoudre complétement. Il faut aussi avoir soin de faire plonger les tubes jusqu'au fond des flacons.

Les dimensions de l'appareil doivent varier en raison des quantités d'acide muriatique oxigéné, dont on a besoin. Au lieu de flacons de *Woulf*, on peut se servir de tonneaux, ou de réservoirs en pierre, comme cela se pratique à Jouy, où l'on emploie une grande quantité de cet acide pour le blanchiment des toiles.

Si l'on entoure les flacons de glace, on obtient l'acide muriatique oxigéné, cristallisé à la température de *zéro*; il est en paillettes jaunâtres; mais il reprend son expansion, et feroit casser les vaisseaux, si l'on n'avoit soin de le conserver à cette température, ou dans un espace, de manière à compenser l'expansion qu'il peut prendre. Le C. *Roard* voulant connoître le degré auquel se gèle l'acide muriatique oxigéné, fit l'expérience suivante.

Il plaça dans un mélange de neige et d'acide nitrique

à 35 degrés un petit bocal rempli d'acide muriatique oxigéné bien concentré, ayant la couleur jaune-verdâtre. L'acide commença à se geler par lames concentriques, prenant la forme du vase. Pendant ce temps, un thermomètre d'une sensibilité extrême, n'a pas varié, il étoit à $1\frac{1}{2}+0$ *Réaumur*.

Dans cet état, cet acide perd un peu de son odeur.

J'ai reconnu qu'il ne la perdoit pas entièrement, et qu'il donnoit des vapeurs très-prononcées par l'ammoniaque.

Dans cette opération, l'oxide de manganèse étant trop oxidé pour s'unir à l'acide sulfurique, se décompose et il se dégage de l'oxigène qui, rencontrant de l'acide muriatique provenant de la décomposition du muriate de soude, forme du gaz acide muriatique oxigéné qui va se dissoudre dans les flacons.

Gaz muriatique oxigéné.

Cet acide peut être obtenu gazeux, en le faisant passer à travers une petite quantité d'eau.

A cet effet, on met le mélange que nous avons indiqué ci-dessus, dans une fiole à médecine, ou un petit matras, fermé par un bouchon percé d'un trou; on y ajuste un tube recourbé qui va plonger sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique.

Ce gaz est distingué par ses propriétés physiques; il exhale une odeur forte et pénétrante, qui resserre la gorge; il a une saveur stiptique, provoque la toux, et occasionne sur la membrane pituitaire une sorte de rhume de cerveau : il peut aller jusqu'à faire cracher le sang; il émousse les sens du goût et de l'odorat; à la lon-

gue, il excite le vomissement, apparemment par sympathie entre la membrane pituitaire ou de la gorge et de l'estomac: il occasionne le mal de tête : l'ammoniaque est la matière la plus propre à arrêter ses effets.

Ce gaz n'est point invisible : il a une couleur jaune-verdâtre. On présume que cette couleur est due à quelques substances végétales que contient le muriate de soude.

Il diminue et rougit la flamme des bougies sans l'éteindre, mais ne peut servir à la respiration des animaux; il est plus pesant que l'air atmosphérique : le calorique et la lumière ne lui font éprouver aucune altération sensible.

M. *Humboldt* a éprouvé le gaz oxide d'azote avec le gaz acide muriatique oxigéné. Si le gaz oxide d'azote tient du gaz azote libre, l'acide muriatique oxigéné ne peut se dissoudre, car il ne montre aucune action sur l'azote dans l'état gazeux. Aussi M. *Humboldt* a-t-il trouvé un résidu qui est même supérieur à celui que laisse le sulfate de fer. (*Voyez ce mot.*) Le premier est de 0,14, pendant que le dernier n'est que de 0,11.

Le C. *Berthollet* a répété cette expérience, et a reconnu qu'elle n'étoit pas exacte, parce que l'on s'étoit servi d'un gaz muriatique oxigéné qui se trouve mêlé d'une certaine quantité d'air atmosphérique.

Le C. *Berthollet* a rempli de gaz oxide d'azote une partie déterminée d'un tube gradué; il y a fait passer du gaz muriatique oxigéné pur. Après l'absorption, le résidu ne s'élevoit pas à 0,05, ce qui suffiroit, dit ce chimiste, pour prouver combien est peu fondée l'opinion d'*Humboldt*; mais ce résidu avoit une forte odeur d'acide mu-

riatique oxigéné. Cette expérience fut répétée par le C. *Gay*, élève du C. *Berthollet*, et le résidu ne s'est trouvé alors que d'environ 0,02. Il a rempli d'acide muriatique oxigéné un tube semblable à celui de l'expérience ci-dessus; il y a fait passer un volume déterminé de gaz oxide d'azote, celui-ci s'est absorbé au point que le résidu ne surpassoit pas 0,01 du volume du gaz oxide d'azote employé.

On sait que quelque soin que l'on prenne dans la formation du gaz nitreux, et dans l'opération de transvaser ce gaz, on ne peut éviter quelques bulles d'air étranger; et lorsqu'on produit une plus grande saturation dans l'eau, on en dégage une partie de l'air qu'elle tenoit en dissolution; on peut donc entièrement négliger le résidu extrêmement petit, qui s'est trouvé dans les deux dernières expériences.

Le gaz oxide d'azote, tel qu'on l'obtient d'une dissolution modérée de cuivre par l'acide nitrique, est donc absorbé en entier par l'acide muriatique oxigéné, il ne contient donc pas de gaz azote libre. Donc le résidu qu'on obtient par l'action du sulfate de fer, n'est pas du gaz azote qui existe dans cet état avec le gaz oxide d'azote; mais c'est un produit de l'action du sulfate de fer, qui décompose le gaz oxide d'azote, jusqu'à un certain terme.

Le gaz muriatique oxigéné brûle le gaz hidrogène avec détonnation dans un tube rouge.

Il brûle et enflamme une foule de corps combustibles, tels que le soufre, le phosphore, qu'il fait passer à l'état d'acide; il enflamme aussi les métaux : il agit de même sur les sulfures alkalins et métalliques, les huiles volatiles, etc.

C'est ainsi qu'en jetant dans une cloche remplie de ce gaz, du fer, de l'antimoine, de l'arsenic et plusieurs autres métaux réduits en poudre fine, ils s'enflamment et présentent une espèce de pluie de feu, extrêmement étonnante pour ceux qui ne connoissent pas ses effets.

Il ne rougit pas les couleurs bleues végétales; mais il a la faculté de les détruire et de les réduire en blanc jaunâtre.

Si l'on fait passer sous une cloche remplie de ce gaz, des fleurs, une rose, par exemple, excepté les fleurs jaunes, la couleur est détruite en très-peu de temps; les feuilles vertes des végétaux éprouvent le même effet.

On ne peut attribuer cet effet qu'à l'absorption de l'oxigène; ce gaz, qui en contient en excès, en cède une partie: les fleurs l'absorbent avec avidité, et c'est cette absorption qui leur fait perdre la couleur; alors le gaz acide muriatique oxigéné revient gaz muriatique ordinaire.

De l'Acide muriatique oxigéné liquide.

Ce gaz se combine en petite quantité avec l'eau, à laquelle il communique quelques-unes de ses propriétés, telles que sa couleur, son odeur et sa saveur.

Dans cet état, l'acide muriatique oxigéné n'est pas sensiblement plus pesant que l'eau pure; ce qui indique qu'il ne perd pas, en s'y combinant, une grande quantité de calorique: et ce qui le prouve, c'est la station de la température de l'eau, à laquelle cet acide se combine.

Cet acide liquide a une saveur acerbe et astringente, d'une couleur jaune-verdâtre, d'une odeur forte, âcre, suffoquante.

Exposé aux rayons du soleil, dans un flacon transparent, il s'en dégage du gaz oxigène; à mesure que ce gaz se sépare, l'acide perd sa couleur, son odeur, et repasse à l'état d'acide muriatique simple: cet oxigène est le plus pur.

Comme nous l'avons vu pour le gaz acide, il ne rougit point les couleurs bleues végétales, mais il les détruit presque toutes.

C'est cette propriété qui l'a fait proposer par *Berthollet*, pour blanchir les fils, les toiles et les cotons.

Quoique l'on trouve tous les développemens de cet art important, tant dans les Annales de Chimie, que dans une brochure intitulée, *Description du Blanchiment des toiles et des fils par l'acide muriatique oxigéné, etc. par Berthollet*, je crois devoir en exposer en peu de mots la pratique et la théorie générales.

D'abord on fait tremper dans l'eau chaude les fils, les toiles ou cotons, pour leur enlever l'apprêt ou parou, et les parties colorantes qui sont déjà disposées à se dissoudre dans ce liquide. Par cette première opération on économise une portion de lessive et d'acide muriatique oxigéné qui seroit employée en pure perte pour détacher ces substances étrangères, que l'eau seule peut enlever.

On les fait bouillir ensuite dans une lessive préparée avec vingt parties d'eau et une partie de potasse, ou de soude, qu'on a rendu plus active avec un tiers de chaux. Lorsque les fils ou les toiles ne colorent plus sensiblement les lessives, on les plonge dans de grands cuviers remplis d'acide muriatique oxigéné; on agite de temps en temps ces matières, pour que toutes les parties soient également

baignées par la liqueur, et que le blanchiment soit uniforme partout. Au bout de trois à quatre heures, lorsque la plus grande partie de l'action de l'acide muriatique est épuisée, on remet les fils, ou les tissus, dans la lessive alkaline, et on opère comme la première fois, et ainsi alternativement, jusqu'à ce que ces matières cessent de s'y colorer.

Le nombre des immersions des toiles dans les lessives, varie suivant la grosseur des fils, ou des toiles, suivant la nature de la partie colorante, et la force des lessives alkalines et acides.

Les grosses toiles exigent plus de temps, et des liqueurs plus concentrées; elles se blanchissent plus facilement, lorsque les filasses ont été bien rouies, lorsque le fil n'a pas été trop tordu, et la toile trop serrée, parce que l'acide muriatique oxigéné les pénètre plus aisément jusqu'au centre.

Cependant on peut les fixer à cinq ou six pour les grosses toiles, et à trois ou quatre pour les toiles fines, batistes et cotonnades.

Lorsque les toiles ne se colorent plus dans les lessives bouillantes, on les frotte avec du savon noir dans de l'eau chaude : on les lave ensuite avec soin pour enlever toutes les parties du savon, et on les met dans un mélange de cinquante parties d'eau et d'une partie d'acide sulfurique.

Ce bain, légérement acide, remplace le lait aigri qu'on a coutume d'employer dans les blanchisseries ordinaires : il donne aux toiles un blanc très-éclatant, qu'elles ne prendroient point sans cela; c'est en dissolvant une portion d'oxide de fer et de terre calcaire contenue dans les végétaux, ou même déposée sur les toiles par la lessive

alkaline, qu'il produit cet effet. Il faut laver ces toiles avec beaucoup de soin, car s'il y restoit quelques portions d'acide sulfurique, elles brûleroient indubitablement la toile lorsqu'elle seroit sèche.

Le savonnage a pour objet d'effacer la couleur noire de certains fils, qui résistent plus fortement à l'action des lessives, et de donner conséquemment une couleur blanche plus uniforme aux tissus. Il a encore l'avantage de détruire l'odeur d'acide muriatique oxigéné qui, sans cette précaution se conserve longtemps dans les toiles, et leur donne, au bout d'un certain temps, une couleur rousse.

Il est rare qu'on puisse épuiser une lessive, dans un premier blanchissage, de tout ce qu'elle contient d'acide muriatique oxigéné, parce qu'il s'établit une espèce d'équilibre entre la matière colorante et l'acide muriatique pour l'oxigène; en sorte que, lorsqu'elle en est déjà en partie saturée, elle ne l'altère plus aussi fortement; et, d'une autre part, la quantité d'acide muriatique oxigéné diminuant dans l'eau, celle-ci le retient plus fortement et s'oppose encore au passage de l'oxigène dans la toile. Mais ces eaux peuvent servir à dégrossir de nouvelles toiles, principalement des toiles de coton, parce qu'il leur faut moins d'oxigène pour blanchir, et qu'elles paroissent avoir plus d'affinité avec ce principe.

Il en est de même pour les lessives alkalines; elles conservent toujours une portion d'alkali, qui n'agit point sur la matière colorante des végétaux; elles ne doivent cependant pas être rejetées comme inutiles; elles peuvent encore servir à enlever l'apprêt des toiles écrues. On peut aussi leur rendre une partie de leur action, en les

faisant bouillir quelque temps avec un peu de chaux, ou bien en évaporant la dissolution à siccité, et en calcinant le résidu pour brûler les matières végétales qui en marquent les propriétés.

En examinant avec attention ce qui se passe dans l'opération du blanchiment par l'acide muriatique oxigéné, *Berthollet* a reconnu qu'il y avoit analogie presque parfaite avec ce qui a lieu dans la même opération par les moyens ordinaires; dans l'un et l'autre cas en effet, c'est l'oxigène qui se fixe dans la matière colorante des végétaux, et qui la rend dissoluble dans les alkalis; il y a cette différence seulement, que l'on présente aux matières à blanchir l'oxigène plus concentré, en plus grande quantité sous le même volume, et que l'on fait en quelques jours, ce qui demande plusieurs mois par les anciennes méthodes. Cette théorie est confirmée par un grand nombre d'expériences et d'observations. On savoit que le blanchiment des toiles et des fils se faisoit beaucoup mieux et plus promptement dans le printemps et l'automne que dans les autres saisons de l'année; que les arrosemens et la rosée de mai étoient très-favorables au blanchiment, surtout lorsqu'ils sont aidés des rayons du soleil. D'un autre côté, la chimie a trouvé que l'oxigène de l'acide muriatique se combinoit réellement dans la substance végétale, et que cet acide repassoit à l'état d'acide muriatique ordinaire; que la matière colorante saturée d'oxigène, devenoit dissoluble dans les alkalis, d'où on peut la séparer toute entière, en faisant évaporer la lessive, et en la mêlant avec un acide; elle a trouvé de plus que la rosée de mai contient beaucoup d'oxigène, et que la lumière du soleil facilitoit la séparа-

tion de l'eau, et la combinaison avec les matières végétales.

Les toiles, les fils, les cotons, etc., blanchis par le nouveau procédé, ne le cèdent point en blancheur, ni en qualité aux mêmes marchandises blanchies sur le pré; on a même remarqué qu'elles avoient beaucoup plus de force, mais qu'elles ne jouissoient pas, à la vérité, de cette douceur, de ce moëlleux qui plaisent aux marchands; cet agrément, qui est toujours au détriment de la force, leur est facilement donné; il suffit de les faire passer plusieurs fois sur un cylindre, ou un autre corps qui en use la surface.

Les personnes qui feront blanchir pour leur compte, et qui n'ont pas besoin de ce coup d'œil marchand, trouveront un grand avantage dans l'usage des toiles blanchies par ce procédé.

On a remarqué que ces toiles prenoient encore plus d'éclat par une exposition de quelques jours sur le pré; qu'elles conservoient plus constamment leur beau blanc; et qu'enfin elles perdoient complétement et sans retour, la légère odeur d'acide muriatique oxigéné qu'elles retiennent pendant quelque temps, lorsqu'on n'a pas pris les précautions indiquées plus haut.

Le procédé de *Berthollet* a, comme on voit, plusieurs avantages sur les anciens; il est prompt, économique, et surtout n'altère point la qualité des toiles, comme quelques personnes, conduites sans doute par l'intérêt, ont voulu le persuader; il a principalement le grand mérite de pouvoir être exercé dans un petit espace, et dans toutes les saisons de l'année.

Nous devons au C. *Chaptal* la communication d'une

nouvelle méthode pour blanchir le coton ; *Voyez* pour le procédé, l'article Soude.

Quand on veut, dans le cours d'une leçon, donner aux élèves une idée de l'art du blanchissage, on fait l'expérience suivante :

On prend du fil écru, ou de la toile ; on lui enlève la partie colorante, en le faisant bouillir dans une lessive préparée avec vingt parties d'eau et une de potasse, qu'on peut rendre plus active avec un tiers de chaux ; on plonge ensuite le fil, ou la toile, dans de l'acide muriatique oxigéné. Il faut avoir l'attention de remuer l'étoffe, et de la tordre ; on la lave ensuite à grande eau, pour enlever l'odeur dont elle est imprégnée. On peut encore la passer dans une eau de savon.

Ou bien, on laisse, un instant, tremper dans l'acide muriatique oxigéné, quelques morceaux d'étoffes colorés, soit des échantillons de draps ou de toiles colorés, soit des fleurs, feuilles, etc.

On se sert encore pour le blanchiment d'une liqueur, dite *lessive de Javelle*. La différence consiste en ce que l'on met de la potasse dans l'eau qui reçoit le gaz, ce qui fait que la liqueur se concentre beaucoup plus, de manière qu'on peut ensuite l'étendre de plusieurs parties d'eau pour s'en servir. Voici les proportions indiquées par le C. *Berthollet*.

Deux onces et demie de muriate de soude, deux onces d'acide sulfurique, 6 gros d'oxide de manganèse, et dans le vase où vient se concentrer le gaz, une livre d'eau et cinq onces de potasse qu'il faut y faire dissoudre : cette liqueur peut être étendue de dix à douze parties d'eau. Ce procédé, suivant le même chimiste, ne peut être

avantageux que pour le coton, car on ne peut blanchir avec l'acide muriatique oxigéné engagé de cette manière avec l'alkali, qu'une quantité de toile bien moins considérable que celle qu'on blanchiroit avec la même quantité d'acide muriatique oxigéné qui seroit simplement combiné avec l'eau, parce qu'il se forme une partie de muriate sur-oxigéné de potasse, et dans lequel l'oxigène se concentre. Or, tout l'oxigène qui entre dans la composition de ce sel, est devenu inutile au blanchiment; car le muriate oxigéné de potasse ne détruit point les couleurs, comme le C. *Berthollet* l'a prouvé.

L'acide muriatique oxigéné a aussi la propriété de blanchir la cire; telles que la cire verte d'Amérique, la cire jaune de la Louisiane, qui est un végétal huileux, et la cire jaune; mais il ne faut pas la diviser en lanières, comme on l'avoit fait dans le principe, car la cire restoit jaune dans son intérieur, parce que l'action de l'acide ne peut pénétrer jusqu'au centre.

Voici comment on fait l'expérience : on coupe la cire par morceaux; on l'introduit dans un petit matras, dans lequel on met de l'eau : on pose ce matras sur un bain de sable, et l'on chauffe de manière à entretenir liquide la cire. On adapte au matras l'appareil, pour recueillir le gaz acide muriatique oxigéné. Sitôt que l'on fait passer ce gaz dans la cire liquide, ce gaz la saisit partout, et la blanchit; mais il faut modérer l'action du feu sous la cire, et même arrêter l'action de l'acide : car si l'on outre-passoit ce point, il y auroit une partie de la cire qui seroit brûlée et roussie : ce point est essentiel à saisir.

On peut se servir du même appareil pour épaissir une

huile et oxider les métaux, à tel point, dit le C. *Chaptal*, qu'on peut employer ce procédé avec avantage pour former du *verdet*.

On peut, aussi, d'après *Landriani*, blanchir la cire à l'aide de la vapeur de l'acide muriatique. Il suffit d'exposer la cire jaune rapée ou grattée en feuilles très-minces, sur une toile au-dessus du niveau de la liqueur; on recouvre le tout d'un autre vase, pour éviter que le gaz ne se perde.

Chaptal s'est servi avec avantage du gaz acide muriatique oxigéné, pour blanchir le papier et les vieilles estampes; elles acquièrent, par ce moyen, une blancheur éblouissante.

D'après cette première idée de *Chaptal*, plusieurs chimistes se sont occupés à présenter des procédés plus ou moins avantageux.

Fabroni a proposé de remplacer l'acide dont on se sert ordinairement par un autre acide préparé, en mettant 75 parties d'acide et 25 parties d'oxide de plomb dans des bouteilles de verre, qu'il laisse à la cave jusqu'au moment de l'employer; après quelques opérations préliminaires, il verse son acide ainsi préparé sur les gravures.

Le C. *Roard*, a fait connoître une méthode dont j'ai obtenu des succès constans. Voici son procédé : on fait faire un petit tonneau cylindrique en bois blanc, d'un mètre de haut sur cinquante centimètres de diamètre, dont les cercles sont en bois. On y ajuste un couvercle fermant hermétiquement, et pouvant s'ôter à volonté; on le perce de deux trous qui doivent servir à y introduire l'acide muriatique oxigéné et l'eau; on place un

double fond intérieur sur lequel on décrit des circonférences concentriques décroissantes, avec des différences de trois centimètres. Dans les diamètres employés, on perce sur chacune de ces circonférences des trous dans lesquels on met verticalement des tubes de verre pleins, très-fins, arrondis à la lampe par leurs extrémités.

Avant de placer les gravures dans le tonneau, voici les opérations préliminaires qu'on leur fait subir : On peut diviser en trois parties les estampes à blanchir, 1°. celles qui ont des taches d'huile ou qui sont grasses ; 2°. celles qui ont été collées sur toile, et dont le dos reste encore encollé ; 3°. celles enfin qui sont seulement fauves. Les deux premières parties peuvent être traitées en une seule opération, en les plaçant concentriquement dans un tonneau en bois blanc, que l'on remplit d'une lessive chaude et très-foible en potasse, qu'on peut même se procurer par la lixiviation des cendres : on les laisse dans cet état deux ou trois heures, suivant le besoin ; alors on ouvre un robinet placé à son fond ; l'eau s'écoule entièrement. Si les gravures ne garnissent pas le tonneau, il faut placer à son centre quelques tubes pour les soutenir ; on met ensuite de l'eau claire, afin d'enlever les dernières portions de potasse qui contribueroient en pure perte à diminuer la quantité de l'acide muriatique oxigéné. On fait écouler l'eau ; on les laisse un quart-d'heure s'égoutter, se raffermir ; et on les place dans le tonneau destiné au blanchiment, au fond duquel on a adapté un tuyau en bois, à robinet, communiquant à un autre vase dont l'usage est de faciliter l'écoulement de la liqueur du premier.

On dispose les gravures dans les espaces décrits par les

tubes, observant de commencer par les plus grandes, et de n'en placer qu'autant qu'elles ne soient pas trop pressées ; le centre sert pour les plus petites : car, dans le cas où l'on voudroit les disposer autrement, lorsqu'on viendroit à les retirer, leurs parties se trouvant collées les unes contre les autres, les font déchirer en les développant.

On conserve parfaitement bien à la cave, dans des cruches de terre, l'acide muriatique oxigéné, pourvu qu'elles soient bien bouchées et lutées ; on fait au bouchon de la cruche un petit trou destiné à recevoir un siphon, mais on doit avoir grand soin de le fermer avec du lut. Les choses ainsi préparées, lorsqu'on veut commencer l'opération, on ferme bien le tonneau avec son couvercle ; on débouche le trou fait au bouchon de la cruche ; on remplit un siphon d'eau ; on y plonge un bout, et l'autre passe dans le tonneau par la première petite ouverture faite au couvercle. L'acide coule ; mais comme il seroit trop concentré, et qu'il a besoin d'être affoibli à moitié, même pour les gravures les plus sales, on place dans le second trou un entonnoir dont le diamètre intérieur est proportionné à celui du siphon : on verse alors un volume d'eau égal à celui de l'acide, ou bien on a un second siphon double, dont le premier bout est adapté à la place de l'entonnoir, et le second se trouve plongé dans une cruche d'eau, de même capacité que celle de l'acide, et devant fournir une égale quantité d'eau. Le tonneau rempli, et le mélange couvrant les gravures, on enlève les deux siphons ; on bouche les deux petits trous avec du lut : les choses peuvent rester dans cet état pendant deux ou trois heures. Lorsqu'on juge les estampes blanches,

on enlève le couvercle pour s'en assurer ; on le remet aussitôt, si on les a trouvées aussi bien qu'elles puissent l'être. On ouvre le robinet pratiqué dans le tuyau communiquant au vase placé sous le tonneau, l'acide se dégage ; et pour ne pas avoir l'odeur dont elles sont imprégnées, on le remplit de nouveau d'eau claire, qu'on laisse un quart-d'heure : on la fait écouler, on enlève le couvercle, et elles doivent rester encore un quart-d'heure dans cet état, afin qu'elles puissent se raffermir un peu, on les retire en les prenant une à une par les deux bouts, et cela avec le plus grand soin, observant de ne les presser que très-légérement entre le pouce et le doigt de chaque main, car les mouvemens violens et les efforts pourroient les déchirer. On les place sur des claies recouvertes de linge blanc qui enlève sur le champ une partie de l'eau, ou bien on les lave en sortant du baquet, les disposant sur des marbres inclinés, ou sur des chassis de toile blanche fort claire ; on fait couler dessus beaucoup d'eau avec de grosses éponges. Cette opération est fort essentielle, car les gravures jaunissent quelquefois quand elles n'ont pas été assez lavées : après cette opération, on les met sur des tables garnies de serviettes, ou sur des cartons dans un endroit qui ne soit pas trop exposé aux rayons du soleil, ou à un trop grand courant d'air ; et lorsqu'elles sont encore humides, on les met entre deux feuilles de papier de soie, sur lesquelles on place deux morceaux d'étoffes de laine ou de coton, de même grandeur : on les dispose ainsi les unes sur les autres, on les met en presse : il faut les y laisser passer la nuit ; le lendemain on les retire, et on les trouve de la plus grande beauté. On doit avoir soin de les exposer ensuite au soleil, afin

de les avoir parfaitement sèches. Il arrive quelquefois que, malgré toutes les précautions, il reste sur le dos de celles qui étoient encollées, des taches jaunes qui n'existoient pas avant leur blanchiment : cela provient de ce que la colle ayant été faite avec de la farine, ou une fécule contenant du gluten, l'eau bouillante n'a pu dissoudre cette substance que l'acide muriatique oxigéné a jauni ; on peut les enlever en versant dessus quelques gouttes d'acide sulfureux, s'il n'y a que quelques endroits qui en soient marqués, ou bien, si elles le sont trop, les plonger dans cet acide.

L'encre ordinaire disparoît par l'action de cette substance gazeuse; mais celle d'imprimeur n'en peut souffrir aucune atteinte. Pour enlever l'encre, qui n'est autre chose qu'un gallate de fer, on décompose l'acide gallique par l'acide muriatique oxigéné, on obtient de l'eau et de l'acide carbonique ; il reste une tache jaune occasionnée par l'oxide de fer ; on lave avec l'acide muriatique, ou de l'acide sulfurique très-foible et la couleur est enlevée.

Dans certaines papeteries, on s'en sert pour blanchir les chifons, et l'on y gagne, quoique cela soit plus dispendieux, parce qu'on évite le déchet du pourrissage, qui est considérable, et l'opération très-longue, puisqu'il faut six mois : un autre avantage, c'est que les ouvriers ne sont pas incommodés par les vapeurs des pourritures.

On se sert encore de cet acide pour emporter les fonds garancés de dessus les toiles peintes, au lieu du pré et de l'opération par la bouse de vache ; mais il faut prendre bien garde d'altérer les autres couleurs, en sorte que l'emploi de ce moyen est en cela des plus dangereux : on parviendra sans doute à parer à ces inconvéniens : déjà

Berthollet a fait à Jouy d'heureuses expériences à ce sujet.

Cet acide brûle très-bien le soufre, à une température convenable; car, à la température ordinaire, le soufre a plus d'affinité avec l'oxigène, que n'en a, à cette température, l'acide muriatique.

A cet effet, on met du soufre en poudre dans une fiole à médecine; on verse dessus de l'acide muriatique oxigéné et l'on chauffe.

Le soufre se convertit en acide sulfurique, et l'on en reconnoît la présence par le muriate de barite, ou par le nitrate d'argent; il se fait du muriate d'argent.

En chauffant, on peut encore reconnoître la présence de l'acide sulfurique; l'acide muriatique se volatilise, et l'acide sulfurique reste à nu.

On peut faire la même expérience avec le phosphore. Si l'on chauffe une dissolution de phosphore dans de l'acide muriatique oxigéné, l'acide muriatique se dégage, et l'acide phosphorique reste fixe.

L'acide muriatique oxigéné a la propriété de dissoudre l'or : on peut aisément se convaincre de cette vérité, en mettant dans de l'eau saturée de ce fluide aériforme quelques feuilles d'or battu, elles ne tarderont pas à s'y dissoudre.

On a employé le gaz acide muriatique oxigéné pour purifier l'air des prisons, des hôpitaux, afin de brûler les miasmes. On peut aussi employer l'acide nitro-muriatique, qu'on met dans un petit flacon avec une certaine quantité d'oxide de manganèse. Il se dégage continuellement et pendant long-temps de l'acide muriatique oxigéné, qui vient de l'affinité prédisposante de l'oxide de manga-

nèse moins oxidé pour l'acide nitrique qui forme du nitrate de manganèse, et il se dégage de l'oxigène et de l'acide muriatique.

On pourroit aussi détruire l'odeur des appartemens peints à l'huile, en dégageant de ce gaz acide.

Pour conserver cet acide, il faut le mettre dans des flacons collés à l'extérieur de papier noir, afin d'éviter le contact de la lumière qui le décomposeroit.

Cet acide est un réactif très-important en chimie.

§. XII.

Acide fluorique.

C'est à *Schèele* que nous devons la connoissance de cet acide.

On lui a donné ce nom, parce qu'on le retire d'une espèce de sel neutre terreux, connu sous le nom de spath fluor, fluate de chaux, et qui accompagne souvent les mines métalliques auxquelles il sert quelquefois de fondant, d'où est venu sa dénomination de fluor. C'est de cette combinaison naturelle que les chimistes retirent l'acide fluorique, en présentant à sa base un autre acide avec lequel elle a plus d'affinité.

Comme l'acide fluorique dissout le verre, et qu'il le réduit à l'état de gaz, à l'aide d'une chaleur légère, il est nécessaire, lorsqu'on veut l'avoir pur, d'employer, pour cette opération, des vaisseaux de métal, sur lequel ni lui, ni l'acide sulfurique n'exercent que peu d'action ; le plomb, parmi les métaux connus, est celui qui réunit ces conditions.

Pour obtenir l'acide fluorique, on met parties égales

de fluate de chaux réduit en poudre et d'acide sulfurique dans une cornue de plomb; l'on adapte à la cornue un récipient également de plomb, à moitié rempli d'eau. On fait cette opération au bain-marie; à cet effet, on met la cornue dans un vase de cuivre, ou de fer, contenant de l'eau, ou dans un bain de sel. On donne une chaleur douce, et l'acide fluorique est absorbé par l'eau du récipient, à mesure qu'il se dégage.

Comme cet acide est naturellement sous forme de gaz, au degré de chaleur et de pression dans lequel nous vivons, on peut le recueillir dans cet état. Ainsi, au lieu d'un récipient, on adapte à l'orifice de la cornue un tube en plomb recourbé, dont l'extrémité plonge dans la cuve à mercure.

Quand on prépare cet acide avec un appareil en verre, on se sert d'une cornue à laquelle on adapte un tube qui va plonger dans un flacon enduit de cire, dans lequel on met de l'eau distillée.

Cet acide, ayant la propriété de dissoudre le verre, s'empare de la silice qui paroît sous la forme de flocons blancs.

Il faut avoir l'attention d'employer des tubes bien larges, surtout quand on opère avec le verre; car, faute d'un passage suffisant, l'acide gazeux se comprime dans la cornue, et son action sur le verre est augmentée, en sorte que la cornue est plutôt percée.

La silice se dépose dans l'eau, parce que l'eau a plus d'affinité avec l'acide, que l'acide n'en a pour la silice.

Gaz acide fluorique.

Si l'on conserve de ce gaz sous une cloche de verre, il dissout la silice.

Si l'on y plonge une bougie éteinte, elle fait champignon; c'est que l'eau qui sort de la mèche, dissout de l'acide chargé de silice, qui l'environne, et la terre siliceuse se précipite de cette dissolution sur la mèche.

Ce gaz est invisible comme l'air, et plus pesant que lui; il éteint les bougies en verdissant sensiblement leur flamme, tue les animaux, rougit les couleurs bleues végétales, a une odeur pénétrante, qui approche de celle du gaz acide muriatique.

Il ronge la peau; la lumière n'y fait éprouver aucune altération.

Le calorique le dilate, sans en altérer la nature. En contact avec l'air, il répand des fumées blanches, dues non seulement à la condensation de l'acide par l'eau, mais encore à la précipitation de la terre qu'il contient, par l'union de ce liquide.

Les corps combustibles simples n'éprouvent aucune altération de la part de ce gaz.

Il est absorbé lentement par les oxides métalliques; si l'on y ajoute de l'eau, il y a une combinaison plus prompte et plus facile.

Si l'on expose à la vapeur de ce gaz, dans des vases de verre, des animaux, des éponges un peu mouillées, du charbon, etc. l'acide se dissout dans l'humidité qu'ils contiennent, et la silice se précipite sur ces substances.

On peut donner ainsi l'apparence d'une pétrification à des lézards, des vers humides, des fruits mouillés, etc.; tous ces objets, ainsi revêtus d'une couche exacte et très-dure, se conservent très-bien.

Si l'on fait la même expérience dans un vase de métal, la même pétrification n'a pas lieu.

Il résulte donc que la substance terreuse, qui se précipite par le contact du gaz acide fluorique et de l'eau, n'est autre chose qu'une portion du verre qui est attaquée et véritablement dissoute par l'acide aériforme.

Acide fluorique liquide.

Dans une cloche pleine de gaz acide fluorique, et reposant sur le mercure, faites passer un peu d'eau au-dessus de la surface de ce fluide métallique.

Il y a de la chaleur produite, et le mercure remonte dans la cloche.

Souvent aussi, quand on fait passer ce gaz dans de l'eau, la silice se précipite en une pellicule quartzeuse; chaque bulle d'acide touchant l'eau, est de suite enveloppée de silice, et laisse en son chemin, pour monter sur l'eau, une trace en forme de tubes, que *Priestley* a appelés des tuyaux d'orgue, qui diminuent en pointe vers le haut, parce que la bulle diminue à mesure que l'eau la dissout, et que la silice en est ainsi enlevée.

La silice, d'abord déposée dans les vases, est bientôt après redissoute par excès d'acide, à mesure que l'eau se sature; car l'eau d'abord peu saturée d'acide, n'a pas la force de tenir la silice en dissolution.

Bergman a obtenu du fluate de silice cristallisé.

Lorsqu'on fabrique de l'acide fluorique dans des vaisseaux de verre, on a ainsi de la silice déposée, puis redissoute par la réaction de l'acide; c'est un vrai fluate de silice, au lieu d'acide fluorique pur.

Les alkalis peuvent être employés pour reconnoître la présence de la silice.

La saveur de cet acide dissous dans l'eau, a le goût de

l'acide sulfurique étendu d'eau, ou du vinaigre. Il est plus lourd que l'eau; il a une saveur très-aigre et âcre, mais jamais caustique. Il rougit les couleurs bleues végétales sans les aviver comme l'acide muriatique.

Une dissolution d'acide fluorique dans l'eau, étant exposée au feu, une partie de l'acide se volatilise; mais les dernières molécules tiennent si fort, que l'eau et le reste de l'acide se volatilisent au feu, si l'on force la chaleur.

On conserve cet acide dans des flacons, dont les parois sont enduits avec de la cire fondue dans de l'huile, ou dans des vases de plomb, ou de platine.

Cette propriété de corroder le verre, dont jouit le gaz acide fluorique, a fait imaginer à *Puymaurin*, de graver sur le verre, par le moyen de cet acide, comme on grave sur le cuivre, par le moyen de l'acide nitrique; mais il faut employer l'acide bien pur, car, s'il est souillé de silice, il ne mordra pas sur le verre.

Quand on veut graver avec cet acide, on enduit une plaque de verre de cire fondue dans de l'huile, on en recouvre toute la surface; on trace ensuite avec une pointe métallique, sur la cire, des lettres ou autres objets, et l'on expose cette plaque à la vapeur du gaz acide.

Le C. *Guyton* a su tirer parti de cette propriété, pour graver des étiquettes sur des flacons, surtout sur ceux dans lesquels on met des acides, dont les étiquettes en papier sont toujours brûlées.

Les élémens de cet acide nous sont encore parfaitement inconnus.

L'acide fluorique est d'une nature particulière, et il n'a de commun avec les acides sulfurique et muriatique, avec lesquels *Monnet* et *Boullanger* ont voulu le confondre,

que les propriétés générales qui appartiennent à tous les autres. Que l'on compare les propriétés de ces trois corps, on verra, 1°. que l'acide fluorique dissout la silice, même à l'état solide, et que les autres ne font rien de semblable; 2°. que sa combinaison avec la potasse et la soude ne cristallise point, et attaque elle-même le verre à l'aide de la chaleur, tandis que les acides sulfurique et muriatique forment, avec les mêmes matières, des sels cristallisables, et qui ne dissolvent pas le verre; 3°. que l'acide sulfurique, traité avec le charbon, donne du soufre, ce que ne fait point l'acide fluorique; que l'acide muriatique précipite l'argent et le plomb de sa dissolution dans l'acide nitrique, et rien de semblable n'a lieu par l'acide fluorique, lorsqu'il est bien pur; 4°. que l'acide fluorique forme avec la chaux un sel très-insoluble, tandis que l'acide muriatique donne, avec la même substance, un sel déliquescent; 5°. que l'acide fluorique a plus d'affinité avec la chaux qu'avec les alkalis, et c'est le contraire pour les acides sulfurique et muriatique; 6°. que l'acide fluorique n'attaque point les métaux qui ne décomposent pas l'eau, et l'acide sulfurique en dissout plusieurs; 7°. que l'acide muriatique est susceptible de se combiner à l'oxigène, lorsqu'on le traite avec l'oxide de manganèse, et rien de semblable n'a lieu avec l'acide fluorique; 8°. que l'acide sulfurique forme avec la baryte un sel entièrement insoluble, et l'acide fluorique fournit un sel soluble avec cette substance; 9°. enfin, que les acides muriatique et sulfurique chassent l'acide fluorique de ses combinaisons, ce qui n'arriveroit pas si ces acides étoient les mêmes.

Acide boracique.

Humberg, médecin allemand, est le premier qui ait fait connoître cet acide ; il le nomma sel sédatif, sel narcotique.

On retire cet acide du borate sursaturé de soude, ou borax du commerce.

Pour extraire cet acide du borax, on prend une dissolution saturée de ce sel, à chaud, et filtrée ; on y verse peu à peu de l'acide sulfurique.

Quand on verse cet acide, il faut aller doucement, car il se produit un vif dégagement de calorique, qui réduisant subitement l'eau en vapeurs, occasionne du bruit, pétille et feroit explosion : il faut aussi avoir soin de mettre assez d'acide, jusqu'à ce que la liqueur acquière une légère acidité.

L'acide sulfurique s'empare de la soude, et l'acide boracique se précipite par refroidissement en petites paillettes très-blanches.

Si l'on veut obtenir cet acide par sublimation, on met dans une cornue, ou une cucurbite de verre, recouverte de son chapiteau, du borax, avec de l'acide sulfurique et un peu d'eau, et l'on chauffe ce mélange jusqu'à le faire fondre ; à la faveur de l'eau, une partie de cet acide, séparée du borax par l'acide sulfurique, s'élève en vapeurs, qui se condensent et se déposent, en refroidissant, dans la partie supérieure de l'appareil, sous la forme de petites lames argentines très-brillantes.

Pour le purifier, on le dissout à chaud, et il cristallise.

On le lave aussi à l'eau distillée froide, afin d'enlever du sulfate acide de soude, qui y reste mêlé dans le lavage.

Cet acide est ductile sous la dent, rougit les couleurs bleues végétales, n'a pas d'odeur, et n'est point altéré par la lumière.

Il se boursoufle au feu; c'est l'eau de cristallisation qui se dégage : dans cet état, on le nomme acide boracique calciné.

Poussé au feu, il se fond, et fait un verre blanc solide, pourvu qu'il ait été fait dans un creuset d'argille blanche; car, si le creuset étoit coloré, le verre le seroit aussi. Ce verre s'éfleurit à l'air.

Ce verre sert à la composition des pierres précieuses fausses.

Si l'on fait dissoudre ce verre dans l'eau, après l'avoir réduit en poudre, il se cristallise en paillettes.

Ce verre est d'une grande fixité, il ne s'en volatilise pas; mais il altère le creuset, ce qui prouve qu'il est en fusion, il faut aussi qu'il soit bien sec. Cette fixité a fait croire que c'est un corps composé, car on a remarqué que les corps simples sont en général plus volatils.

L'acide boracique n'éprouve aucune altération à l'air, les paillettes y demeurent brillantes et nacrées. Il en est de même avec le gaz oxigène, le gaz azote et les corps combustibles. Cet acide est soluble dans l'eau; il faut environ douze parties d'eau froide sur une d'acide. Dans l'eau chaude, il n'en faut que trois ou quatre, et c'est ce moyen que l'on emploie pour l'obtenir cristallisé.

Si on le distille avec l'eau, il se volatilise; mais il faut qu'il ait la consistance d'une bouillie; car, noyé dans une dissolution aqueuse, il ne s'en volatiliseroit rien.

Il paroît que la sublimation ne peut avoir lieu que lorsque la chaleur passe 80 degrés, ce qui ne peut arriver

que pour un corps presque solide, et non pour un liquide aqueux ou peu saturé.

Cette expérience prouve que des corps fixes, lorsqu'ils sont purs, deviennent volatils, s'ils sont unis à des matières qui jouissent de cette propriété à un certain degré; et que, dans ce cas-ci, l'eau paroît exercer sur l'acide boracique une forte attraction.

L'acide boracique peut servir, comme le borax, dans les arts de l'orfévre et du jouaillier, pour aider la fusion, entretenir le ramollissement, et recouvrir les surfaces des petites pièces d'or ou d'argent que l'on soude; mais en général, on préfère le borax.

En minéralogie, on s'en sert pour favoriser la fusion des fragmens de pierres au chalumeau.

Fabroni, de Florence, d'après des recherches qui lui sont particulières et qui nous sont encore inconnues, regarde cet acide comme une modification de l'acide muriatique. Ce célèbre physicien prétend qu'on peut le fabriquer entièrement avec cet acide, et que l'acide boracique se forme vraisemblablement par la naissance même de cette modification muriatique dans l'eau des lacs de Toscane. Jusqu'à ce que l'on connoisse les expériences de *Fabroni*, nous sommes forcés de ranger cet acide dans la classe des inconnus chimiques.

CHAPITRE VI.

Substances terreuses.

La nature nous présente les terres toutes formées.

On ne connoît point aujourd'hui de terre élémentaire, et au lieu d'une, on a trouvé plusieurs substances ter-

reuses, qui auroient toutes autant de droit pour être nommées des élémens; puisque chacune entre dans la composition de beaucoup de corps.

Les terres sont blanches quand elles sont pures, quelques-unes sont translucides et même transparentes, ce sont en général celles qui prennent spontanément la forme cristalline, qui jouissent de cette propriété, et elles doivent leur transparence à un peu d'eau de cristallisation; elles sont difficilement fusibles et inaltérables au feu; elles ne s'allient pas en général aux métaux; elles sont insolubles dans l'alcool; elles forment presque toutes des combinaisons salines avec les acides; elles ont entr'elles des affinités par la voie humide et par la voie sèche, leur pesanteur spécifique ne s'élève guère au-delà de 2,7 fois celle de l'eau.

Parmi les terres connues il en est plusieurs qui se rapprochent des matières alkalines. Nous désignerons ces dernières par le nom de terres alkalines; elles se rapprochent en effet des alkalis par beaucoup de propriétés; mais elles en diffèrent aussi par d'autres.

Nous aurons donc six terres pures, la silice, l'alumine, la glucine, la zircone, l'yttria ou gadolinite et l'agustine.

Quatre terres alkalines, la magnésie, la chaux, la barite et la strontiane.

M. *Humbold* avoit annoncé que non seulement la terre végétale, mais aussi l'argille, tirée d'une grande profondeur de la terre, et surtout les terres simples, avoient la propriété d'enlever tout l'oxigène à l'air atmosphérique, par le simple contact. L'alumine, la barite et la chaux, humectées, suivant cet habile physicien, avoient mis à nud de l'azote tout pur.

Cela auroit été un nouveau moyen eudiométrique, plus actif que le phosphore et le sulfure de potasse; mais le C. *Berthollet*, qui a répété les expériences de M. *Humbold*, ne les a pas trouvé exactes; il n'a jamais pu réussir à décomposer l'air atmosphérique.

PARAGRAPHE PREMIER.

Silice.

Cette terre ne se rencontre jamais pure : pour l'avoir dans cet état, on réduit en poudre des cristaux transparens de quartz; on les met dans un creuset, avec quatre parties de potasse, et l'on pousse au feu jusqu'à fondre la matière. On la dissout ensuite dans l'eau distillée, on y ajoute de l'acide sulfurique, qui s'empare de la potasse, et la silice se précipite : on la lave avec de l'eau jusqu'à ce que l'eau de lavage soit insipide; alors on la fait sécher.

Il est nécessaire de mettre un léger excès d'acide, afin de séparer toutes les terres étrangères.

Quand on sépare la silice par l'acide sulfurique, on observe que la liqueur devient tout à coup solide, par rapport à l'absorption de l'eau de cristallisation nécessaire au nouveau sel qui vient de se former.

Il se passe encore un autre phénomène bien singulier, dont voici le résultat : si, dans ce mélange de sel et de silice, l'on verse un excès assez considérable de l'acide combiné avec la potasse, la silice s'y dissout, et quelque quantité de cet acide ou de tout autre qu'on y ajoute, on n'obtient plus de précipité. Les chimistes sont partagés sur l'explication de ce phénomène. La plus grande partie croit que cette dissolution a lieu dans l'eau, au moyen de l'ex-

trême division à laquelle le sel ou l'excès d'acide a amené la silice. Cette ténuité des molécules de la silice et la condensation de l'eau par l'acide qui rend la combinaison de l'acide avec l'eau d'une pesanteur spécifique plus grande que la silice, peut faire que la dissolution ait lieu à la faveur de cette ténuité des molécules siliceuses ; cependant, si la chose se passoit ainsi, il faudroit, qu'en ajoutant une grande quantité d'eau, la silice reparût, ce qui n'a pas lieu.

On obtient encore la silice en prenant du sable bien pulvérisé, que l'on mêle avec trois ou quatre parties de potasse rendue caustique par la chaux ; on met le tout dans un creuset et on fait chauffer doucement d'abord, et fortement ensuite, pendant une demi-heure, dans un fourneau de réverbère ; la matière se fond, on obtient un verre déliquescent soluble dans très-peu d'eau ; on filtre pour séparer les corps étrangers ; on verse dans cette dissolution de l'acide muriatique qui précipite la silice, on filtre ensuite et l'on fait sécher.

Si l'on étend d'eau la liqueur avant d'ajouter l'acide, on n'obtient pas de précipité, la silice étant très-divisée reste en suspension ; mais si l'on fait chauffer doucement, la silice se précipite sous forme de gelée.

Il y a encore un autre moyen de se procurer de la silice très-pure ; c'est celle que l'on sépare de l'acide fluorique. En traitant cet acide, nous avons décrit la manière de l'obtenir.

Beaucoup de pierres contiennent la silice en grande quantité ; tels sont 1°. le cristal de roche ; 2°. le quartz ; 3°. la calcédoine, agathe ; 4°. jaspe ; 5°. calcédoine et jaspe, pierre agathine ; 6°. pechstein ; 7°. silex ; 8°. schiste

siliceux ; 9°. gemmes siliceuses ; 10°. lazuli ; 11°. feldspath ; 12°. jade ; 13°. schorl ; 14°. talc stéatite ; 15°. assemblage sans ciment, granite ; 16°. porphire ; 17°. roche cornée ; 18°. brèches siliceuses ; 19°. grès ; 20°. argilles siliceuses ; 21°. corps organiques silicifiés.

La silice pure est blanche, a une rudesse et une aspérité singulières au toucher, craque sous la dent, raye le verre. Elle est dépourvue de gluant, et ses molécules, délayées dans de l'eau, se précipitent avec une facilité extrême. Elle n'a ni saveur ni odeur ; elle est toujours transparente jusques dans ses dernières molécules. Sa pesanteur spécifique est de 2,6 à 2,7. Seule, elle est infusible au feu ; mais elle se fond à l'aide du borax et des alkalis. Au chalumeau, elle ne se fond pas, elle éclate au feu, ce qui indique la présence de l'eau ; ce phénomène a lieu quand elle est cristallisée. Point altérable à l'air. La silice est indissoluble dans l'eau, par les moyens chimiques. Elle en absorbe une partie et la refrange, et prend une forme régulière : tel est le cristal de roche. La silice s'unit aux acides phosphorique, boracique et fluorique ; par la fusion, il en résulte un verre coloré. L'acide muriatique a la propriété de tenir en suspension la silice ; mais elle se précipite, sitôt que l'acide est en contact avec le calorique. Aucune action de la part des autres acides. La silice pure, réduite en poudre bien fine, verdit le sirop violat.

§. II.

Alumine.

L'alumine a été ainsi appelée, parce qu'elle fait la base de l'alun.

Quelques auteurs l'ont aussi appelée argille ; on ne la rencontre jamais pure dans la nature.

Elle est contenue en grande quantité, 1°. dans le spath adamentin ; 2°. carbonate d'alumine ; 3°. argilles ; 4°. terres bolaires ; 5°. terres à foulon ; 6°. marnes argilleuses ; 7°. schistes ; 8°. gemmes orientales ; 9°. gemmes non orientales ; 10°. gemmes électriques par chaleur ; 11°. sulfate d'alumine ; 12°. roches mêlées alumineuses.

Pour avoir de l'alumine pure, on fait fondre dans de l'eau de l'alun du commerce, ou sulfate acide d'alumine et de potasse, on filtre et on y verse une dissolution de potasse, ou de carbonate de potasse, et préférablement de l'ammoniaque liquide : il se forme un précipité blanc très-abondant. On chauffe un peu le mélange.

On préfère l'ammoniaque, parce qu'elle n'a pas la propriété, comme les autres alkalis, de redissoudre l'alumine, si l'on en a mis en excès.

On filtre ensuite la liqueur, et il reste sur le filtre une masse blanche qu'on lave plusieurs fois, afin de lui enlever les matières salines qu'elle auroit pu retenir. On fait sécher et on calcine légérement ; car, si elle l'étoit trop, les acides n'auroient plus d'action sur elle.

Il faut observer que, pour avoir l'alumine pure, il ne suffit pas de la précipiter de l'alun par l'ammoniaque : il faut reprendre le précipité par l'acide nitrique : il se forme du nitrate d'alumine qui est mêlé d'un peu de sulfate, tous deux solubles. On ajoute à la dissolution du nitrate de barite qui précipite tout l'acide sulfurique ; on filtre et on verse dans la liqueur de l'ammoniaque qui précipite l'alumine ; mais elle retient une portion d'acide nitrique que l'on enlève par le calorique ; l'alumine est

alors très-pure, mais souvent inattaquable par les acides. Si l'on y soupçonne un peu d'acide sulfurique, on redissout l'alumine par l'acide nitrique; on précipite l'acide sulfurique par le nitrate de barite, et on détruit encore une fois l'acide nitrique.

L'alumine est blanche, opaque, douce au toucher, sans saveur, happant à la langue, répand une odeur particulière en soufflant dessus: sa pesanteur spécifique est moindre que celle de la silice, car elle ne passe pas au-delà de $2\frac{1}{10}$ à $2\frac{4}{10}$.

Elle se dessèche au feu, se resserre, prend du retrait, et y contracte une telle dureté, qu'elle fait feu au briquet.

C'est cette propriété de prendre du retrait au feu, qui l'a fait employer par *Wedgwood*, pour construire ses pièces pyrométriques, dont nous avons parlé. (Leçon sur le calorique.)

Lorsqu'elle est bien cuite, elle n'est plus susceptible de se délayer dans l'eau.

Lavoisier a prouvé que l'alumine pure est susceptible de prendre une fusion pâteuse par un courant d'oxigène; alors elle coupe le verre comme les pierres précieuses, et se laisse difficilement entamer par la lime. Elle absorbe l'humidité contenue dans l'atmosphère, et un peu d'acide carbonique. L'alumine a la propriété de faire pâte avec l'eau; elle se laisse mouler avec facilité. Elle s'unit à la plupart des acides; elle est soluble dans la potasse. Elle prend une grande dureté par son mélange avec l'eau et la silice. Elle est employée dans une foule d'arts; elle forme la base des poteries, depuis la brique jusqu'à la porcelaine; elle est inconnue dans sa nature intime.

§. III.

Zircone.

Klaproth a annoncé l'existence de cette terre dans le zircon ou jargon de Ceylan. Le C. *Guyton* l'a ensuite trouvée dans l'hyacinthe de France. Cette terre est celle qui se rapproche le plus de la silice, par ses propriétés extérieures.

Pour extraire cette terre, on prend des hyacinthes de Ceylan bien pulvérisées; on les mêle avec huit à neuf parties d'alkali; on projette le mélange dans un creuset rougi, cuillerée par cuillerée, ayant soin de n'ajouter de nouvelles quantités de mélange, que lorsque les premières sont fondues: quand tout est en fusion, on donne un bon coup de feu, qu'on soutient au même degré pendant une heure et demie, et plus, suivant la quantité des matières; après, on laisse refroidir le creuset, on le brise, on réduit la matière en poudre, et on la fait bouillir avec de l'eau de fontaine, dans une chaudière de plomb: on laisse déposer la matière: on décante la liqueur éclaircie, et on continue de laver ainsi la terre, jusqu'à ce que l'eau de lavage ne produise plus de précipité dans la dissolution de muriate de barite.

La masse ainsi lavée, on la délaye dans vingt pintes d'eau, et l'on verse par dessus de l'acide muriatique pur, jusqu'à ce qu'il y en ait un excès sensible au goût, et on fait bouillir, pendant un quart d'heure, ces substances dans une chaudière de plomb.

La dissolution achevée, on filtre la liqueur; on la fait évaporer à siccité, dans des vases de la même matière,

pour en séparer les portions de silice, que l'acide muriatique auroit pu dissoudre. On redissout le sel dans une quantité d'eau; on filtre de nouveau, et l'on précipite la zircone avec le carbonate de soude pur. Alors, la zircone se trouve combinée avec l'acide carbonique, qui conserve, en se desséchant, une couleur plus blanche que la zircone pure.

Cette terre calcinée a une couleur blanche, très-pesante, rude au toucher comme la silice, point de saveur, ni de dissolubilité dans l'eau, mais formant une espèce de gelée avec elle.

Sa pesanteur spécifique va jusqu'à 4300, l'eau étant 1000.

Seule, elle ne se fond pas au chalumeau.

Avec le borax, elle se fond, et donne un verre transparent sans couleur.

Séparée de ses dissolutions par les alkalis caustiques, elle retient, en se desséchant à l'air, une grande quantité d'eau qui lui donne la transparence et l'aspect de la gomme arabique, légérement jaune, dont elle présente même la cassure vitreuse; cette quantité d'eau augmente son poids d'environ un quart.

Poussée à un feu violent, la zircone se fond; elle prend une couleur légérement grise, et une dureté telle, qu'elle fait feu au briquet, et qu'elle raie le verre le plus dur.

Elle s'unit aux acides et forme des sels, dont les uns sont insolubles, et les autres très-solubles.

On ne connoît point l'action de cette terre sur la silice, l'alumine; cependant *Fourcroy* annonce qu'un mélange de ces trois terres est plus susceptible de se ramollir au chalumeau, qu'elles ne le font deux à deux. Elle a, avec

la strontiane, la propriété de donner une flamme purpurine. Elle s'unit très-bien avec l'oxide de fer; de cette union résulte le précipité qu'elle donne avec l'acide gallique; ce qui le prouve, c'est que le même phénomène a lieu avec l'hidrogène sulfuré, et que les métaux sont les seuls qui jouissent de cette dernière propriété. La zircone est inconnue dans sa composition.

§. IV.

Glucine.

C'est à *Vauquelin* que l'on doit la découverte de cette terre; il l'a trouvée dans l'aigue-marine, ou béril, et dans l'émeraude. Pour l'obtenir, on prend du béril que l'on réduit en poudre; on fond 300 parties de cette poudre avec 300 parties de potasse caustique, et l'on dissout la masse résultante dans l'acide muriatique.

On fait évaporer la dissolution jusqu'à siccité, en ayant soin de remuer la matière sur la fin de l'opération; on délaye ensuite le résidu dans une grande quantité d'eau, et on filtre: la silice est séparée et obtenue à part, à l'aide de ce premier moyen. On précipite la liqueur filtrée, qui contient les muriates d'alumine et de glucine, par le carbonate de potasse. On lave bien le précipité, et on le dissout dans l'acide sulfurique; on mêle à la dissolution une certaine quantité de sulfate de potasse, et on la fait évaporer pour obtenir l'alun cristallisé. Lorsque, par une nouvelle addition de sulfate de potasse, et par une nouvelle évaporation, la liqueur ne donne plus d'alun, on y verse une dissolution de carbonate d'ammoniaque en excès, et on l'agite beaucoup; la glucine, après s'être dé-

posée, se dissout à l'aide de ce sel excédant, et le peu d'alumine qui pouvoit y être mêlée reste précipité, sans se dissoudre. Après quelques heures, lorsqu'on aperçoit que, par une nouvelle addition de carbonate d'ammoniaque, ainsi que par l'agitation, le précipité alumineux ne diminue plus de volume, on filtre la liqueur; on la fait bouillir dans un matras de verre ou dans une capsule de porcelaine : à mesure que le carbonate s'évapore, il se précipite une poussière blanche, grenue, qui est du carbonate de glucine, dont on sépare facilement l'acide carbonique, en la faisant rougir légérement dans un creuset : on obtient ainsi de la glucine pure. On obtient environ 16 pour 100 du béril employé.

Le nom de glucine a été adopté par les auteurs de la *Nomenclature méthodique*, et des *Annales de Chimie*, pour désigner d'après son étymologie grecque de γλυκυς, doux, la propriété de faire des sels sucrés avec les acides.

Cette terre est blanche, insipide, insoluble, happant à la langue, phosphorescente comme la magnésie. Au feu, elle est infusible. Elle est soluble dans les alkalis fixes, et insoluble dans l'ammoniaque. Elle est soluble dans le carbonate d'ammoniaque, avec lequel elle forme un sel triple. Soluble dans presque tous les acides, et difficilement dans les acides carbonique et phosphorique, formant avec eux des sels sucrés, et légérement astringens. Très-soluble dans l'acide sulfurique en excès. Fusible dans le borax, et formant avec lui un verre transparent, sans couleur.

Absorbant $\frac{1}{4}$ de son poids d'acide carbonique; décomposant les sels alumineux, non précipitée par les hidrosulfures bien saturés.

Pour combattre le préjugé, toujours défavorable aux nouveautés, qui vouloit que cette terre ne fût qu'une modification d'une de celles qu'on connoissoit déjà, on peut démontrer qu'elle ne ressemble à aucune d'elles.

Elle diffère de la silice, qui ne forme pas des sels avec l'acide sulfurique; la sensation, au toucher, est bien différente de l'alumine, parce qu'avec l'acide sulfurique, elle donne des sels cristallisables, sans addition de potasse : de la chaux, de la barite, de la strontiane et de la magnésie, par la saveur âcre de ses substances, qui ne lui appartient pas; elle n'est pas précipitée de l'acide muriatique par l'ammoniaque.

On ignore encore à quel usage cette terre pourra servir dans les arts. Si on la découvre, dit le C. *Vauquelin*, plus abondamment par la suite, dans des combinaisons d'où il soit facile de la séparer, elle trouvera beaucoup d'applications utiles, soit dans les arts, soit en chimie, soit enfin pour la médecine.

Déjà il a reconnu qu'elle a pour les substances végétales et animales une affinité assez marquée, de manière qu'il est très-probable qu'elle pourra servir, comme l'alumine, de mordant pour la teinture. La saveur sucrée et légèrement astringente de ses combinaisons salines, ne permet guère de douter qu'elle ne jouisse de quelque propriété salutaire pour l'économie animale; et dans ce cas, ce seroit peut-être le médicament le plus agréable qui ait jamais existé par sa saveur agréable.

§. V.

Yttria ou Gadolinite.

Cette substance a été découverte à Ytterby, en Suède. M. *Gadolin* y reconnut en 1794 l'existence d'une nouvelle terre, ce qui a été confirmé depuis par l'analyse que M. *Ekeberg* a faite de cette même substance, à laquelle il a donné le nom de *gadolinite*, qui rappelle l'auteur de la découverte; et quant à la nouvelle terre, il la appelée *Yttria*, nom dérivé de celui du pays où a été trouvé le minéral qui la renferme.

La gadolinite a une couleur d'un noir assez parfait; la cassure est imparfaitement conchoïde; elle est éclatante, et son éclat est vitreux. Sa pesanteur spécifique, trouvée par le C. *Haüy*, est de 4,0497 plus forte que celle de cette lave, environ dans le rapport de 5 à 3; mais elle est moindre que celle de l'urane sulfuré noir, dit *Pechblende*, dans le rapport de 2 à 3. De plus, la gadolinite, suivant les observations du C. *Lelièvre*, exposée au feu du chalumeau, décrépite et lance des particules qui paroissent enflammées; mais si l'on a pris la précaution de la faire rougir dans la flamme de la bougie, elle ne décrépite pas; elle devient d'un rouge terne mêlé de blanc, se fendille et ne se fond point, à moins que le fragment ne soit très-petit; enfin la gadolinite a une action très-sensible sur le barreau aimanté; mais le C. *Haüy* ne lui a point reconnu de pôles.

M. *Ekeberg* avoit retiré de la gadolinite 47,5 d'yttria, 25 de silice, 18 de fer, 45 d'alumine; perte 5. M. *Klaproth*

par ses analyses, a trouvé la gadolinite composée de silice 21,15, oxide de fer 18, yttria 59,75, et alumine 0,50. Le C. *Vauquelin* a répété cette analyse, et a examiné la terre particulière qu'il en a obtenue. Voici le résultat du travail de ce chimiste.

Si l'on chauffe cette terre avec le borax, elle se fond, et donne un bouton d'un jaune violâtre. Au creuset elle perd 0,08 de son poids, et devient rouge comme de l'ocre.

Les acides puissans l'attaquent et la réduisent en une espèce de gelée grisâtre : cette gelée, évaporée à siccité et lavée, laisse la silice en poussière ou blanche. La partie dissoute contient le fer et la terre nouvelle; l'acide nitrique laisse déposer et séparer par l'évaporation la silice et l'oxide de fer. La dissolution nitrique de la terre qui reste après le lavage de la matière évaporée, est mêlée d'un peu de chaux et de manganèse; l'ammoniaque en sépare la terre cherchée avec un peu de manganèse. En redissolvant ces deux substances par l'acide nitrique, on en sépare le manganèse par l'hidro-sulfure de potasse qui laisse la terre; on obtient celle-ci par l'addition de l'ammoniaque. Par ces procédés; ainsi que par la fusion avec la potasse, la dissolution dans l'eau, l'évaporation qui sépare le manganèse et le traitement successif par l'acide nitrique, le C. *Vauquelin* est parvenu à trouver dans l'ytterby, ou la gadolinite, les matières suivantes : silice 25,5, oxide de fer 25, yttria 35, oxide de manganèse 2, chaux 2, Perte 10,5 en acide carbonique et en eau.

Cette terre est blanche et fine; elle n'a ni saveur ni odeur; elle est infusible. Le borax la dissout et en forme un verre blanc lorsqu'on n'en a pas mis un excès. Elle n'est pas sensiblement soluble dans les alkalis fixes caus-

tiques, ce qui la distingue de l'alumine et de la glucine, qui s'y combinent très-facilement et en grande quantité. Elle est soluble dans le carbonate d'ammoniaque, mais cinq à six fois moins que la glucine. Elle se combine rapidement et avec chaleur à l'acide sulfurique, et il se précipite tout à coup un sel en grains brillans, peu dissolubles dans l'eau.

Le sulfate d'yttria a d'abord une saveur astringente, il est ensuite doux comme un sel de plomb : Cette propriété, quoiqu'analogue à celle de la glucine, en diffère assez pour ne pas les confondre.

Sa combinaison avec l'acide nitrique a une saveur plus marquée; ce sel est très-déliquescent, il cristallise difficilement; au lieu de se sécher au feu, il se fond ou se ramollit comme du miel ; il devient solide et cassant comme une pierre par le desséchement : l'acide sulfurique précipite des cristaux de sa dissolution.

Le muriate de cette terre a des propriétés fort analogues à celles du nitrate; il se dessèche difficilement, il est fusible à une douce chaleur, et très-déliquescent.

L'ammoniaque précipite l'yttria de ces trois combinaisons. L'acide oxalique, et conséquemment l'oxalate d'ammoniaque, forment un précipité lourd et épais comme du muriate d'argent : ce dernier phénomène la distingue beaucoup de la glucine, qui forme avec l'acide oxalique un sel très-soluble.

Il en est de même de la précipitation de l'yttria par le prussiate de potasse, qui ne précipite pas les sels de glucine : il paroît qu'elle a plus d'attraction que cette dernière, au moins avec quelques acides.

L'acide phosphorique ne la précipite pas des autres

acides; mais le phosphate de soude la sépare sous la forme de flocons blancs gélatineux.

En général, le C. *Vauquelin* a reconnu que cette terre avoit plus d'affinité avec quelques acides que la glucine.

Elle est précipitée en flocons bruns de ses dissolutions, au moyen de l'infusion de noix de galles.

§. VI.

De l'Agustine.

Depuis quelques années on avoit trouvé dans les mines près de Géorgien-Stadt, un minéral auquel, à cause de sa ressemblance avec le béril, on avoit donné le nom de ce fossile. M. *Trommsdorff* a entrepris l'analyse de cette substance, dans l'espoir d'y retrouver la glucine; mais, au lieu de cette terre, ce chimiste y a rencontré une terre nouvelle, dont voici les caractères et les propriétés.

Dans son état de pureté, elle est comme l'alumine.

Elle n'est pas plus soluble, ni par la voie sèche, ni par la voie humide, dans les alkalis caustiques que dans les carbonates.

L'ammoniaque, tant caustique que carbonaté, n'exerce sur elle aucune action.

Elle ne retient que foiblement l'acide carbonique; elle prend de la dureté, mais point de goût au feu : elle n'est point soluble dans l'eau.

Elle s'unit volontiers aux acides avec lesquels elle forme des sels qui n'ont point ou presque point de saveur.

La terre endurcie au feu se dissout dans les acides avec la même facilité que celle qui n'a pas éprouvé de calcination.

Elle forme avec l'acide sulfurique un sel peu soluble et parfaitement insipide, lequel, lorsqu'on l'acidule, se dissout sans peine et se cristallise en étoiles.

Sursaturée d'acide phosphorique, elle donne naissance à un sel très-soluble.

Son acétite est très-peu soluble.

L'auteur a donné à cette terre le nom d'agustine, de sa propriété de former avec les acides des sels sans saveur.

Caractères des Sels agustiniens d'après M. Trommsdorff.

Sulfate d'agustine. — Parfaitement insipide, peu soluble, se prenant seulement en une masse lamelleuse.

Nitrate. — Ayant à peine un goût salin, se formant en une masse gommeuse saline qui attire l'humidité de l'air.

Phosphate. — Insipide, difficilement soluble; à l'état acidule, plus soluble, et cristallisable par une évaporation lente, en un sel en partie strié et en partie lamelleux, difficile à déterminer dans sa véritable forme. Ce sel se soutient d'abord un peu à l'air, mais tombe ensuite en déliquescence. Son goût est agréablement acidule.

Acétite. — Sans goût, et difficilement soluble dans l'eau.

Oxalate. — Parfaitement insipide, très-peu soluble, et point décomposable par les acides sulfurique, nitrique, muriatique et phosphorique. L'oxalate acidule est plus soluble que l'oxalate neutre.

Muriate. — A peine sapide, facilement soluble, incristallisable, et lâchant une partie de son acide à une chaleur d'évaporation jusqu'à siccité.

Les autres combinaisons de l'agustine avec les autres acides n'ont pas encore été déterminées.

CHAPITRE VII.

Terres alkalines.

PARAGRAPHE PREMIER.

Magnésie.

La nature ne nous a pas encore offert la magnésie pure, absolument isolée et native; on dit cependant en avoir trouvé en masse, en Savoie.

On la rencontre, ou combinée chimiquement dans le péridot aux différens acides, ou mêlée mécaniquement à des substances terreuses, tels sont les gemmes magnésiennes, chrysolite, péridot, sulfate de magnésie, talcs, stéatites, serpentines, ophites, l'olivine ou chrysolite des volcans, etc.

Le C. *Bérard*, professeur de chimie à Montpellier, a examiné une terre magnésienne, connue sous le nom de terre de salinette ou de sommières. Il résulte de ses expériences, que 100 parties de cette terre forment un mélange naturel de 32 parties d'eau, 22 de magnésie pure, 45 de silice et 1 d'oxide de fer. Des expériences en grand ont aussi prouvé au C. *Bérard*, que 100 parties de cette terre et 100 parties d'acide sulfurique, sortant des chambres de plomb au 40° degré de concentration, ont produit, par un simple mélange, par la lixiviation, par le rapprochement des lessives et la cristallisation, 95 parties de sulfate de magnésie en cristaux soyeux.

Pour obtenir la magnésie pure, on dissout dans l'eau distillée des cristaux de sulfate de magnésie. On verse dans la liqueur filtrée de la dissolution de carbonate de potasse,

ou potasse carbonatée du commerce. La magnésie se précipite et l'acide sulfurique se porte sur la potasse et forme du sulfate de potasse qui reste dans la liqueur. L'acide carbonique du carbonate de potasse s'est porté en partie sur la magnésie et l'a précipitée à l'état de magnésie carbonatée qui n'est presque pas soluble dans l'eau, mais qui l'est dans un excès d'acide; c'est pourquoi avant de séparer le précipité, il est nécessaire de chauffer la liqueur pour chasser tout l'acide carbonique libre. On filtre et on fait sécher.

On chauffe ensuite fortement cette magnésie dans un creuset, et mieux dans une cornue de terre lutée ou de porcelaine, pour chasser l'acide carbonique; on obtient alors de la magnésie pure.

Les Anglais l'obtiennent très-blanche et très-légère; il paroît qu'ils la préparent avec de la potasse pure, et qu'ils ajoutent une grande quantité d'eau; le précipité est alors de la magnésie non effervescente. On filtre, et on fait sécher très-lentement à l'ombre; l'air prenant la place de l'eau, rend la magnésie très-légère.

La magnésie pure est sous forme pulvérulente très-fine, très-blanche, ou en petits fragmens cassans; pas de saveur sensible; mais elle se dessèche, et laisse sur la langue une légère amertume.

Elle a de l'action sur l'estomac, puisqu'elle est purgative.

Elle verdit légérement le sirop violat.

Au feu, la magnésie est inaltérable; à une chaleur très-forte, elle se frite.

Chauffée dans une cornue, elle acquiert une propriété phosphorique.

Exposée à l'air, elle attire insensiblement l'acide carbonique et devient effervescente.

Elle exige près de deux mille parties d'eau pour se dissoudre.

Elle forme, avec les acides, des sels très-solubles.

Elle n'est point précipitée de ces dissolutions par l'ammoniaque, avec laquelle elle forme des sels triples.

Guyton a fait différens essais pour combiner la magnésie avec d'autres terres; il a obtenu une espèce de vitrification.

En général, elle empêche la fusion des combinaisons dans lesquelles elle entre en quantité un peu considérable.

La magnésie n'a été employée, jusqu'à présent, que dans la médecine : elle agit de diverses manières, suivant qu'elle est ou crue, ou calcinée, ou combinée avec les acides.

Cette substance n'a été mise en usage que dans le dernier siècle; on croit que ce fut, d'abord à Rome, où elle fut connue sous le nom de poudre du comte de *Palma*, et où elle fut trouvée par un clerc régulier, mineur, qui demeuroit dans cette ville, et que quelques-uns disent Hollandais, d'autres Anglais. Ce moine faisoit un grand secret de cette poudre, et, suivant l'usage ordinaire, la vantoit comme une panacée : elle ne tarda pas à être employée en Allemagne. Sa préparation y fut connue bientôt après, et même décrite par *Fréderic Hoffman*; et en 1707, par *Bernard Valentini*, professeur en médecine, à Giessen, ville de la haute Hesse : il la nomma *pulvis laxativus polychrestus*. En 1709, *Slevogt* décrivit le moyen de l'obtenir par précipitation. *Lancisi* parle aussi de la magnésie; mais c'est à *Black* que nous devons les pre-

mières connoissances exactes sur cette substance : ensuite *Margraff*, *Macquer*, *Bucquet*, *Bergman* et *Butini* ont donné les caractères de cette terre, de manière qu'elle fut bientôt distinguée de toutes les autres.

§. II.

De la Chaux.

Le mot chaux vient de *calx* : on l'a aussi nommée terre calcaire, terre absorbante, terre entacite, chaux vive.

La chaux est très-abondante dans la nature : on ne l'y trouve jamais pure, toujours à l'état de combinaison. Les substances de cette classe sont : 1°. spath en cristaux ; 2°. masse spathique ; 3°. stalactite, stalagmite, 4°. craie ; 5°. pierre à chaux ; 6°. marbres ; 7°. concrétions, sédimens ; 8°. incrustations ; 9°. pétrifications. Il y a encore les marnes calcaires, le sulfate de chaux, le phosphate de chaux, le tungstate de chaux, la chaux magnésiée, le borate magnésio-calcaire, le borate calcaire ammoniacal.

Quoique la chaux, mêlée avec l'acide carbonique, se rencontre presque partout dans le sein de la terre, il faut un procédé pour l'avoir pure.

A cet effet, on lave la craie dans l'eau distillée et bouillante ; on la dissout ensuite dans l'acide acéteux distillé, et on la précipite par le carbonate d'ammoniaque : on lave le précipité, on le calcine, et le résidu forme de la chaux pure.

Un autre moyen de se procurer de la chaux, est de l'extraire des coquilles d'huîtres.

On prend de ces coquilles ; on les lave dans plusieurs

eaux, et on les fait bouillir ensuite, afin de leur enlever une partie mucilagineuse qu'elles retiennent toujours; l'eau dissout aussi quelques matières salines. On les met ensuite dans un fourneau, et on les calcine à blanc. Après cette première calcination, on peut les introduire dans une cornue de terre ou de porcelaine, et chauffer jusqu'au rouge : le résultat est une chaux très-pure. C'est ce qu'on nomme chaux vive.

On peut aussi obtenir la chaux pure du carbonate de chaux natif, pur et transparent ou du marbre. A cet effet, on le pulvérise, on le met dans une cornue de grès ou de porcelaine, à laquelle on adapte un tube qui plonge sous une cloche pleine d'eau. A une haute température et long-temps continuée, l'acide carbonique ayant plus d'affinité pour le calorique que pour la chaux, se dégage, et il reste dans la cornue de la chaux qu'il faut renfermer dans des flacons de verre bien bouchés; elle peut se conserver ainsi des années sans être altérée.

Quand on prépare la chaux dans les arts, il arrive souvent qu'elle est brûlée; dans cet état, elle n'a plus les qualités de la chaux vive : elle est recouverte d'une espèce d'enduit, qui ressemble à une vitrification manquée.

La terre calcaire, dépourvue d'eau et d'acide, et réduite à son état de simplicité, est une substance blanchâtre; mise dans la bouche, elle développe une saveur urineuse, âcre, chaude, presque caustique, verdissant fortement le sirop de violettes, ne faisant point d'effervescence avec les acides.

M. *Trommsdorff* a annoncé qu'un de ses amis avoit reconnu que la terre calcaire pure étoit susceptible de se cristalliser sous la forme d'aiguilles fines.

Exposé à l'air, elle attire l'eau atmosphérique dans son extinction. L'humidité qui la pénètre la fait fendre, se gonfler, et elle se réduit en poudre. Son poids augmente, et son union avec l'acide carbonique qu'elle a soutiré de l'atmosphère, la rend effervescente : elle repasse insensiblement à l'état de terre calcaire; et de chaux vive qu'elle étoit, elle devient chaux éteinte. Ces phénomènes sont d'autant plus prompts et plus marqués, que l'air est plus humide. Il s'excite de la chaleur, pendant cette extinction sèche, car l'eau s'y trouve solidifiée; le thermomètre y monte jusqu'à 120 degrés.

La chaux se divise et se dilate avec assez d'effort pour écarter les parois des vases de bois, et surtout des tonneaux, dans lesquels on la renferme.

Il est facile de priver la chaux éteinte de l'humidité et de l'acide qu'elle a pris dans l'atmosphère.

On la met, à cet effet, ou dans un canon de fusil, ou dans une cornue de grès, de porcelaine; on chauffe fortement, et elle repasse à l'état de chaux vive.

Si la chaux n'a point d'action sur le gaz hidrogène, le carbone, l'oxide de carbone et les métaux, elle en a sur le phosphore et le soufre.

Si on met du phosphore coupé par morceaux, au fond d'un tube de verre fermé par un bout, et que l'on ajoute par dessus cinq fois son poids de chaux en poudre; si l'on chauffe le tube de manière à échauffer la chaux d'abord, ensuite le phosphore, celui-ci fond et se sublime à travers la chaux, s'y unit promptement. Toute la masse s'agglutine, semble se fondre, se moule sur le verre, forme un composé homogène, d'une couleur brune-marron: on arrête l'opération quand la flamme qui paroît à l'extrémité

du tube cesse. Cette flamme résulte de la volatilisation d'un excès de phosphore. *Voyez* pour l'appareil, la décomposition de l'acide carbonique.

M. *Trommsdorff* a indiqué un autre procédé pour obtenir ce phosphure.

On introduit peu à peu, dans une cornue contenant six parties de chaux caustique nouvellement brûlée, une partie de phosphore. On ferme soigneusement la cornue après chaque introduction, et on agite la matière jusqu'à ce qu'elle soit refroidie. En jetant un peu de ce phosphore dans l'eau, il se dégage une grande quantité de bulles de gaz hidrogène phosphoré.

Le phosphure de chaux n'a point d'odeur; il est moins fusible que ceux de barite et de strontiane.

Il s'altère et se brise spontanément à l'air.

Il est indissoluble dans l'eau, mais il s'y décompose au moment où il la touche; il pétille, fait naître une effervescence, et dégage des bulles de gaz hidrogène phosphoré, qui s'enflamment tout-à-coup dans l'air. C'est à ce gaz qu'est due l'odeur fétide alliacée que répand le phosphure de chaux dès qu'il est humecté. Un portion du même gaz, à mesure qu'il se forme par la décomposition de l'eau, s'unit à la chaux phosphorée, et en fait un phosphure hidrogéné, de sorte que le phosphure retiré de l'eau, et desséché, donne de la flamme lorsqu'on y verse de l'acide muriatique concentré, qui en dégage du gaz hidrogène phosphoré. Il suffit que le phosphure de chaux soit simplement humecté par l'air, pour produire même abondamment cette flamme par l'addition de l'acide muriatique.

La chaux phosphorée produit aussi un gaz dont nous

avons parlé à l'article phosphore. Le procédé suivant est dû au C. *Raymond.*

Il consiste à faire un mélange de deux onces de chaux éteinte à l'air, d'un gros de phosphore coupé par petits morceaux, et d'une demi-once d'eau ; on réduit le tout en une pâte molle, que l'on met promptement dans une petite cornue de grès lutée, et à laquelle on adapte un tube recourbé, dont le diamètre intérieur ne doit pas avoir plus d'une ligne et demie, et qui, par une de ses extrémités, doit plonger sous une cloche pleine d'eau, dans une cuve hydro-pneumatique. L'appareil ainsi disposé, et les jointures étant parfaitement lutées, on procède alors à la distillation, en ayant soin de donner le feu graduellement. A peine la cornue commence à s'échauffer, qu'il s'en dégage presqu'aussitôt du gaz hidrogène phosphoreux.

Ce dégagement dure longtemps, et l'on peut en recueillir jusqu'à la valeur de trois pintes au moins, lorsqu'on a employé les doses ci-dessus. Le résidu de l'opération, examiné ensuite par les réactifs appropriés, présente exactement les mêmes caractères que le phosphate natif de chaux.

Il n'y a donc pas de doute que l'eau ne soit décomposée dans cette circonstance ; que l'un de ses principes, l'oxigène, ne soit employé à l'acidification du phosphore qui, s'unissant alors à la chaux, forme avec cette base du phosphate calcaire, tandis que l'hidrogène, autre principe de l'eau, fondu par le calorique, et enlevant avec soi une portion de phosphore, extrêmement divisée, passe, à la faveur du tube, sous les cloches qu'on a disposées pour le recevoir, dans l'état de gaz hidrogène phosphoré.

C'est cette portion de phosphore, dans un état de division extrême, qui, étant tenue en dissolution dans ce gaz, sert à l'allumer, et lui donne la propriété qu'il a de brûler par le seul contact de l'air : aussi est-il démontré qu'il se forme toujours dans sa combustion, non seulement de l'eau, mais aussi un peu d'acide phosphorique.

Soufre et chaux. Sulfure de chaux. Cette combinaison a lieu avec des phénomènes différens, suivant la manière dont on opère la combinaison.

Pour préparer ce sulfure, on chauffe dans un creuset un mélange d'une partie de chaux vive, sur une et demie de soufre, bien pulvérisées. Le mélange s'agglutine en une masse âcre, rougeâtre, inodore, fusible, décomposable par un grand feu, dont les acides secs séparent le soufre.

Si ce composé est humecté par l'air ou par l'eau, il change de couleur, passe au vert et au jaune, répand une odeur fétide, et devient, comme *Berthollet* l'a prouvé, un sulfure hidrogéné. Suivant ce chimiste, le sulfure de chaux contient moins d'hidrogène sulfuré, que celui de potasse.

Si l'on fait cette expérience par la voie humide, c'est celle que l'on doit préférer : on fait chauffer dans un matras un mélange de soufre et de chaux vive en poudre, avec dix fois leur poids d'eau, qu'on ajoute peu à peu. Il y a chaleur produite de 13 à 14 degrés environ, et cette chaleur suffit pour occasionner la combinaison du soufre et de la chaux. On obtient ainsi un sulfure hidrogéné de chaux, qui est d'un rouge jaunâtre. Quand on veut faire servir le sulfure de chaux au blanchiment, on le prépare de la manière suivante : on prend 4 livres de soufre en poudre très-fine, 20 livres de chaux éteinte et passée au

tamis, et 64 pintes d'eau ; on tient ce mélange en ébullition pendant une demi-heure, en le remuant fortement et à plusieurs reprises. L'ébullition cessée, la solution du sulfure calcaire s'éclaircit; on peut retirer, avec un siphon, la liqueur du dépôt de matière insoluble qui se précipite au fond.

On verse encore 64 pintes d'eau sur le depôt, pour enlever entièrement le sulfure qui reste; quand la liqueur se sera éclaircie (il faut qu'auparavant elle ait été bien agitée), on la tire, et on la mêle avec la première; à ce mélange des deux liqueurs, on ajoute 152 pintes d'eau, afin de l'affoiblir au degré nécessaire pour l'immersion des toiles. Les toiles doivent être trempées dans la solution de soufre pendant 12 à 15 heures, et ensuite bien lavées. Quant elles sont sèches, on les trempe encore pendant 12 à 14 heures dans une solution de muriate oxigéné de chaux, ou dans l'acide muriatique oxigéné dans lequel on ajoute un peu de potasse ou de craie pour le rendre inodore. On lave encore les toiles, et on les fait sécher; il faut répéter l'opération jusqu'à ce que les toiles soient parfaitement blanches.

Berthollet a aussi démontré que l'hidrogène sulfuré formoit avec la chaux un composé qu'il a appelé hidro-sulfure de chaux. Pour le préparer, on délaye de la chaux dans de l'eau distillée, et on y fait passer du gaz hidrogène sulfuré, que l'on retire ordinairement du sulfure de fer décomposé par l'acide sulfurique, et l'on arrête l'opération lorsqu'on croit avoir assez d'hidro-sulfure de chaux; on filtre ensuite, et on sature la liqueur avec excès de gaz hidrogène sulfuré; on dégage ensuite ce qui est excédant à la combinaison. Si on évapore con-

venablement la liqueur, on obtient un sel qui cristallise en prisme.

Ce sel est très-dissoluble dans l'eau ; il est sans couleur, a une odeur forte et très-fétide à l'air ; les acides le décomposent avec effervescence, et en dégagent l'hidrogène sulfuré sous la forme de gaz : les oxides métalliques en décomposent l'hidrogène sulfuré.

L'eau a une action très-forte sur la chaux vive ; lorsqu'on verse ce fluide en petite quantité sur cette substance, elle l'absorbe promptement, et paroît aussi sèche qu'auparavant ; elle s'éclate, se brise en fragmens : la chaleur qui s'excite est assez forte pour produire un sifflement remarquable. L'eau est réduite en vapeurs, et exhale une odeur particulière ; cette vapeur verdit le papier teint avec la mauve ; enfin, la chaux est sous la forme d'une poussière blanche, très-fine ; la chaleur, le mouvement et la fumée diminuent peu à peu, et cessent tout à fait : dans la nuit, cette extinction est lumineuse.

Lorsque la chaux a absorbé toute l'eau à laquelle elle peut s'unir pour rester sèche, on l'appelle chaux éteinte à sec : elle ne s'échauffe plus.

Laplace et *Lavoisier*, dans leurs recherches calorimétriques, ont trouvé qu'une partie d'un mélange de chaux et d'eau, dans la proportion de 16 à 9 de ces deux corps, a fondu plus d'une partie et demie de glace à zéro.

Si l'on mêle avec la chaux la quantité d'eau nécessaire pour la délayer, on forme le *lait de chaux*.

On donne à cette liqueur une transparence parfaite, en y ajoutant une assez grande quantité d'eau pour dissoudre complétement la chaux : il faut environ quatre cent cinquante parties d'eau contre une de chaux.

C'est ce que l'on connoît sous le nom d'eau de chaux.

Cette eau est claire, limpide; son poids est différent de celui de l'eau : elle a une saveur âcre, urineuse, verdissant le sirop violat, et en altère même la couleur.

Si on l'évapore dans des vaisseaux fermés, on en retire l'eau, et la chaux reste pure.

Exposée à l'air, elle se couvre d'une pellicule qui prend peu à peu de la solidité et de l'épaisseur. Si l'on enlève cette pellicule, il s'en reforme une autre, et ainsi de suite. Ces pellicules ont reçu le nom impropre de crême de chaux.

Dans ce cas, la chaux attire l'acide carbonique de l'atmosphère, et forme à la surface de sa dissolution une croûte de craie ou de carbonate calcaire.

La chaux s'unit aux oxides métalliques, et par la voie sèche et par la voie humide. *Voyez* l'article métaux.

La chaux s'unit bien facilement aux acides; il en résulte des sels dont les uns sont insolubles, et les autres sont très-solubles.

La chaux se combine, par la voie humide et par la voie sèche, avec la silice.

Lorsqu'on mêle du sable avec de la chaux nouvellement éteinte, ou bien avec de la chaux vive, arrosée d'un peu d'eau, dans le moment du mélange, ces deux corps prennent de la consistance, et forment ce qu'on appelle du mortier. *Voyez* le mémoire du C. *Guyton*, Annales de chimie, tome 37.

On en fait de diverses espèces.

Quoique la chaux soit imparfaitement infusible, ainsi que la silice, si on les chauffe ensemble, pourvu que la proportion de la première soit très-grande, elles se fondent.

Elle peut aussi faire entrer en fusion un tiers de son poids d'alumine.

Le mélange de ces trois substances se fond plus facilement et plus complétement que la chaux avec l'une et l'autre de ces terres : c'est ainsi qu'une partie de chaux et une d'alumine, peuvent faire entrer en fusion deux, et même deux parties et demie de silice.

Si l'on a un mélange de chaux, d'alumine et d'oxide de fer à analyser, on le dissout dans l'acide muriatique; on verse dans la liqueur de l'ammoniaque, qui dissout le muriate d'alumine et le muriate de fer; on précipite ainsi l'alumine et l'oxide de fer : il reste dans la liqueur du muriate de chaux, du muriate d'ammoniaque avec un peu d'ammoniaque en excès; on lave bien, et l'on verse dans la liqueur de la potasse carbonatée, qui décompose le muriate de chaux et d'ammoniaque. Il se forme du muriate de potasse et du carbonate d'ammoniaque qui restent dans la liqueur, tandis que le carbonate de chaux se précipite : on fait chauffer pour chasser l'acide carbonique; on filtre, on lave, on calcine; et l'on obtient ainsi la chaux. On verse sur le précipité d'alumine et sur celui de chaux de la potasse caustique, qui dissout l'alumine et laisse l'oxide de fer; on filtre, on lave, on fait sécher; on obtient ainsi l'oxide de fer. Pour avoir l'alumine, on verse dans la liqueur de l'acide sulfurique en excès, parce qu'il seroit très-difficile d'attraper juste le point de saturation de la potasse; on pourroit en mettre un petit excès qui dissolveroit une partie de l'alumine, ou n'en pas mettre assez; dans tous les cas, toute l'alumine n'est pas précipitée; c'est pourquoi, au moyen d'un excès d'acide, l'alumine est dissoute, et l'on finit

de la précipiter par de l'ammoniaque ; on filtre, on lave et l'on fait sécher ; on obtient ainsi l'alumine.

On peut faire cette analyse en mettant dans la dissolution de muriates, de la potasse en excès qui dissout l'alumine ; il reprécipite la chaux et l'oxide de fer, et il reste en dissolution du muriate de potasse, de la potasse qui tient en dissolution de l'alumine ; on sature la liqueur par l'acide sulfurique en excès, et l'on précipite l'alumine par l'ammoniaque ; on sépare la chaux de l'oxide de fer par l'acide nitrique qui dissout la chaux ; on filtre, on lave, on fait évaporer la liqueur ; le sel cristallise, et on le décompose par le feu.

La nature intime de la chaux n'est pas connue. On l'emploie dans un grand nombre d'arts, et surtout pour la construction. En chimie, c'est un des réactifs les plus nécessaires ; on l'emploie à rendre les alkalis caustiques, à décomposer beaucoup de sels, de dissolutions métalliques, les savons, etc.

§. III

Barite.

La barite a d'abord été nommée terre pesante par *Gahn* et *Schèele*, qui en ont reconnu l'existence dans le spath pesant. *Bergman* l'a appelée barite, de *barites*, du mot βαρυς, pesant. *Hope*, *Pelletier*, *Fourcroy* et *Vauquelin* ont beaucoup ajouté aux travaux de ces chimistes.

On la trouve toujours unie aux acides sulfurique et carbonique, prenant une couleur bleue, ou verte par le feu. Les substances qui la contiennent sont les carbonates

de barite, withérite, sulfate de barite, spath pesant, roches baritiques.

Pour obtenir la barite pure, on prend du nitrate de barite bien cristallisé. *Voyez* nitrate et sulfate de barite. On l'expose à l'action du feu dans une cornue de porcelaine, ou plus simplement dans un creuset que l'on pose au milieu des charbons allumés. Il est préférable de se servir d'un creuset d'argent ou de platine.

Au chalumeau, sur un charbon, cette terre se fond, bouillonne, forme des globules qui pénètrent bientôt le charbon. Si l'on jette des cristaux de barite dans un creuset rouge, l'eau de cristallisation se volatilise, et il reste une poudre blanche.

A l'air, elle s'efleurit, se divise, éclate avec effort; se boursoufle, s'échauffe et blanchit; en s'éteignant ainsi avec rapidité, elle absorbe 0,22 de son poids d'eau et d'acide carbonique.

Elle verdit le sirop violat.

Parmi les corps combustibles, le phosphore et le soufre sont les seuls jusqu'à présent, sur lesquels la barite ait action.

Pour préparer le phosphure de barite, on peut se servir de l'appareil décrit à l'article décomposition de l'acide carbonique par le phosphore. Le composé qui résulte de l'union de ces deux corps, est brunâtre, lumineux dans l'obscurité, d'une odeur forte et fétide, lorsqu'on l'humecte, décomposable à l'air, donnant par l'eau qu'il décompose, du gaz hidrogène phosphoré; lorsque ce phosphore n'est pas privé du contact de l'air et de l'eau, il passe à l'état de phosphate.

La barite et le soufre peuvent s'unir à l'aide du calo-

rique ; c'est ce que l'on connoît sous le nom de sulfure. *Voyez* aussi décomposition du sulfate de barite par le charbon.

Lorsqu'on n'emploie point le sulfate de barite pour faire cette opération, on met dans un creuset un mélange d'une partie de barite pure et d'une demi-partie de soufre pulvérisé ; on chauffe le creuset par degrés, jusqu'à ce qu'il soit rouge. Le mélange se fond et il en résulte une masse d'un jaune rougeâtre, très-dissoluble dans l'eau, la décomposant et la saturant d'hidrogène sulfuré.

Si la liqueur est complétement saturée, on obtient par refroidissement des cristaux d'hidro-sulfure de barite.

Pour obtenir le sulfure hidrogéné de barite, on décompose le sulfate par le charbon, comme nous l'avons dit à l'article sulfates. Si l'on jette le sulfure formé dans l'eau, il la décompose; il y a un peu de sulfate de régénéré, et un sulfure hidrogéné de barite qui reste dans la liqueur. Si l'on fait cette opération dans l'eau chaude, en refroidissant il se précipite de petits cristaux qui ne sont que de l'hidro-sulfure de barite. Cet hidro-sulfure vient de ce qu'une partie du sulfure hidrogéné a cédé son excès de soufre à l'autre partie, et a formé un hidro-sulfure plus sulfuré; et ce sulfure hidrogéné qui a cédé son soufre, passe à l'état d'hidro-sulfure, qui a la propriété de cristalliser en refroidissant.

Quand on fait cette opération sur la strontiane, l'hidro-sulfure cristallisé est mélangé de strontiane, qui a la propriété de cristalliser aussi.

Ces préparations sont dues à l'affinité de cohésion qui, dans un cas, détermine par une affinité prédisposante une partie du sulfure hidrogéné à céder à l'autre partie

une portion de son soufre, afin que passant à l'état d'hidro-sulfure il puisse cristalliser; et dans l'autre cas elle l'emporte sur l'affinité du soufre pour la base.

On prépare de la même manière le sulfure hidrogéné de strontiane, et les phénomènes que l'on observe pour la barite, sont les mêmes pour la strontiane.

La barite absorbe l'eau avec une extrême avidité; elle fuse avec bruit, s'échauffe considérablement, solidifie l'eau, se cristallise et se durcit tellement avec elle, qu'elle devient une espèce de ciment très-tenace, très-adhérent au verre.

Un peu plus d'eau la change en poudre blanche très-volumineuse.

Si on la couvre entièrement d'eau, elle s'y dissout avec un grand sifflement; elle se cristallise ensuite en aiguilles transparentes, qui se groupent et adhèrent entr'elles, comme les molécules du plâtre gâché.

L'eau froide en dissout un 25°. de son poids; l'eau bouillante en prend plus de la moitié, et dépose, en refroidissant, des prismes transparens, très-beaux, qui s'efleurissent et deviennent pulvérulens à l'air.

La dissolution de barite se couvre plus promptement d'une croûte à l'air, et se précipite plus abondamment par l'acide carbonique, que ne le fait l'eau de chaux.

Les acides phosphorique et phosphoreux précipitent la dissolution de barite, et les précipités se redissolvent à l'aide d'un excès de chacun de ces acides respectifs.

Avec les acides sulfurique et sulfureux, elle forme des sels insolubles; avec l'acide muriatique, un sel qui cristallise en lames carrés, si on le dissout dans l'alcool, et qu'on le fasse brûler, on obtient une flamme bleuâtre qui est celle de l'alcool.

Le C. *Vauquelin* a cherché à combiner la barite avec quelques terres, particulièrement avec la silice et l'alumine; ses essais lui ont prouvé que la barite pouvoit s'y combiner.

Si l'on mêle 150 parties de barite caustique avec 50 parties de silice, et que l'on chauffe ensuite le tout fortement pendant une heure et demie dans un creuset de platine, la matière ne présente plus qu'une seule masse gercée en différens endroits, sans cohérence, d'une couleur vert-pomme tendre, d'une saveur presque douce, et ne s'échauffant point avec l'eau, dans laquelle elle conserve même sa couleur verte.

Les acides nitrique, muriatique et acéteux purs, dissolvent entièrement cette matière; sa dissolution par l'un ou l'autre de ces acides donne sur-le-champ un précipité floconneux par l'ammoniaque. Ces dissolutions se prennent en gelée par l'évaporation, et, lorsque la dessication est complète, la silice reparoît avec toutes ses propriétés ordinaires. Il n'est donc pas douteux que la barite n'ait la faculté de se combiner avec la silice, et de la rendre soluble dans les acides, même les plus foibles.

On a mêlé neuf parties de barite caustique avec une partie d'alumine nouvellement séparée de son dissolvant et encore humide; on a soumis le tout pendant un quart d'heure à la chaleur de l'ébullition, avec une suffisante quantité d'eau; il est resté beaucoup de matière qui ne s'étoit pas dissoute. La liqueur filtrée a une saveur légérement caustique, elle se couvre à l'air d'une croûte blanche, due à sa combinaison avec l'acide carbonique, mais elle ne cristallise point, malgré que la quantité d'eau que l'on emploie soit incapable de l'empêcher, s'il n'y avoit point eu d'alumine.

Une goutte d'acide muriatique, versée dans une verrée de cette dissolution, y produit un nuage floconneux que l'agitation fait redissoudre. Une seconde, une troisième goutte produit le même effet jusqu'à ce que la plus grande partie de la barite en soit saturée; enfin le précipité ne disparoît plus par le mouvement imprimé à la liqueur, un excès d'acide le dissout.

Lorsque la liqueur est entièrement saturée par un acide, l'ammoniaque y fait reparoître la matière floconneuse, et celle-ci n'y produit plus aucun effet, le carbonate de potasse y forme un dépôt très-abondant.

Quoique la barite dissolve l'alumine, il reste encore dans le résidu une portion d'alumine et de barite qui ne se dissolvent point et qui paroissent être en combinaison intime.

Si l'on mêle parties égales des deux substances, et que l'on fasse bouillir comme ci-dessus, la liqueur donne encore des signes de dissolution abondante d'alumine et de barite, et environ la moitié de matière reste sous la forme d'une poudre blanche insoluble dans l'eau, et dans laquelle les acides démontrent la présence de ces deux terres à l'état de combinaison.

Il paroît donc, d'après les expériences du C. *Vauquelin*, que lorsque la barite et l'alumine se rencontrent dans des proportions convenables, elles s'unissent et forment une combinaison insoluble dans l'eau; mais quand la barite est surabondante à cette proportion, elle dissout la nouvelle combinaison.

La barite s'unit aussi avec les huiles et les matières animales. *Voyez* les articles, *huile et barite*, *matières animales et barite*.

La barite est précipitée par les prussiates. On ne connoît point encore sa nature intime.

Dans son état de pureté, elle n'est d'usage qu'en chimie; c'est un réactif très-utile, soit seule, soit pour en former des sels et apprécier les attractions des bases avec les acides. Sa différence essentielle avec les alkalis, consiste en ce qu'elle forme des savons insolubles, et que l'alcool ne la dissout pas.

§. IV.

Strontiane.

On a confondu pendant longtemps la strontiane avec la barite; on la trouve dans la nature à l'état de sulfate, rarement en carbonate.

On a découvert en France une grande quantité de cette terre; on la trouve abondamment dans les carrières de Montmartre.

Le C. *Lelièvre* a aussi annoncé à l'Institut national, qu'on avoit trouvé dans la glaisière de Bouvron, près de Toul, département de la Meurthe, du sulfate de strontiane.

On convertit le sulfate de strontiane en sulfure à l'aide du charbon, après avoir préalablement enlevé par un acide le carbonate de chaux qui y est mélangé.

On décompose ensuite le sulfure par l'acide nitrique; si l'on chauffe ce nitrate dans un creuset, il s'y décompose entièrement, et la strontiane reste pure. *Voyez* sulfate de strontiane.

La strontiane pure peut s'obtenir par un procédé plus simple. On réduit du sulfate de strontiane en poudre, et

on le mêle avec $\frac{1}{4}$ de son poids de charbon, on humecte un peu le mélange avec un peu d'huile et on le met dans un creuset que l'on place au milieu des charbons dans un fourneau de réverbère; on allume d'abord la couche inférieure et l'on augmente le feu par degrés; on l'entretient environ pendant trois heures, il se forme un sulfure, qu'on lave dans trois parties d'eau bouillante, on filtre à chaud et l'on reçoit la liqueur dans un flacon que l'on bouche aussitôt. Cette liqueur donne par refroidissement des cristaux de strontiane qui retiennent un peu de sulfure; pour l'en séparer on les lave dans une petite quantité d'eau froide, afin d'enlever la partie du sulfure qui mouille leur surface, puis on dissout ces cristaux, ainsi lavés, dans l'eau bouillante, pour obtenir une dissolution concentrée, et faciliter la cristallisation de la strontiane par refroidissement. Ces derniers cristaux sont parfaitement purs, très-blancs, transparens, absorbant l'acide carbonique de l'air avec une grande énergie; c'est pour cette raison qu'il faut éviter, le plus qu'il est possible, le contact de l'air.

La quantité de cristaux obtenue par la première filtration, pèse environ le $\frac{1}{4}$ du poids du sulfate employé.

Le résidu peut être lavé pour lui enlever toute la quantité de strontiane et de sulfure qu'il contient; on ajoute à cette dissolution de l'acide nitrique, et l'on obtient un nitrate de strontiane.

Si l'on expose à l'air de la strontiane pure, elle se gonfle s'échauffe, s'éfleurit et s'empare de l'acide carbonique qui y est contenu. En suivant le premier procédé, cette substance est en fragmens d'un gris blanchâtre, souvent poreux, d'une saveur chaude, âcre, alkaline, ou uri-

neuse, moins pesante que la barite. Elle agit foiblement sur la peau et les matières animales. Elle verdit l'infusion de violettes.

La strontiane qu'on obtient par la décomposition du nitrate, se combine très-bien avec quelques corps combustibles, tels que le phosphore, le soufre et l'hidrogène sulfuré. On obtient ces différens composés comme ceux de la barite, et ils jouissent des propriétés analogues à celles des combinaisons de cette dernière substance. *Voyez* barite et soufre pour le procédé.

La strontiane est soluble dans l'eau, et cristallise par refroidissement. Ce sont souvent des espèces de lames ou tables rhomboïdales; quelquefois en prisme quadrangulaire avec biset.

L'eau bouillante en dissout trois parties, l'eau froide un deux centième.

Si l'on expose à l'air une dissolution de strontiane, elle se recouvre d'une pellicule comme la barite, il se forme un carbonate de strontiane.

On opère le même effet, si à l'aide d'un tube de verre, on insufle dans cette dissolution.

Cette terre se combine très-bien avec les acides; il en résulte des sels qui seront examinés.

La strontiane agit sur la silice et l'alumine comme la barite, d'après le résultat des expériences du C. *Vauquelin.*

200 Parties de strontiane en poudre fine, mêlées avec 60 parties de silice également pulvérisée, soumises pendant une heure dans un creuset de platine, à un feu violent, ont produit une masse grise, sonore, gercée en plusieurs endroits, et dont les parties avoient entr'elles

une adhérence assez forte. Dans cet état, elle n'a pas de saveur très-marquée, mais la pulvérisation y développe une légère causticité. Mise en masse ou en poudre avec de l'eau, cette matière ne s'échauffe plus et ne se boursoufle pas comme le fait la strontiane lorsqu'elle est pure, seulement elle blanchit peu.

Si l'on pulvérise et que l'on fasse bouillir cette matière dans de l'eau, elle se dissout beaucoup moins abondamment que la strontiane pure; cependant l'eau acquiert une légère saveur alkaline, et se couvre bientôt d'une pellicule blanche, mais elle ne cristallise point; saturée par l'acide nitrique, cette dissolution donne par l'évaporation, une gelée assez abondante.

Une autre quantité de la même matière, pulvérisée et délayée d'un peu d'eau, est entièrement dissoute par l'acide muriatique, et la dissolution fournit, par l'évaporation, une gelée très-abondante, qui, lavée et séchée, présente tous les caractères de la silice. Les acides nitrique et acéteux ont produit le même effet sur cette matière.

Cinq parties de strontiane pure en poudre fine, et une partie d'alumine récemment préparée et encore humide, traitées ensemble avec de l'eau; lorsque la liqueur est en pleine ébullition, on filtre; on trouve beaucoup de matière non dissoute; la liqueur filtrée a une légère saveur alkaline, mais ne cristallise point, quoiqu'on emploie beaucoup plus de terre que l'eau ne peut en dissoudre à froid.

Cette liqueur, saturée par l'acide muriatique, et mêlée ensuite avec de l'ammoniaque, donne une petite quantité de matière floconneuse, qui est de l'alumine.

La strontiane a donc la propriété de favoriser la dissolution de l'alumine dans l'eau ; mais ce qu'il y a de plus remarquable, c'est que, de son côté, l'alumine rend insoluble une grande quantité de strontiane, puisqu'il ne s'en dissout pas la dixième partie de ce qui devoit s'en dissoudre.

L'examen de la matière restée sur le filtre, prouve que c'est par une combinaison intime entre ces deux terres, que la strontiane est insoluble, et il est vraisemblable que s'il y avoit une plus grande quantité d'alumine, il n'y auroit pas un atome de strontiane de dissout.

Le résidu se dissout en effet dans les acides, sans presque produire d'effervescence ; sa dissolution donne un précipité floconneux d'alumine, par l'ammoniaque, et la liqueur surnageante forme un dépôt très-abondant par le carbonate de potasse.

Les caractères distinctifs de la barite et de la strontiane, c'est que la barite est insoluble dans l'excès de son acide, ce qui est le contraire dans l'autre. Quand on jette sur du muriate de strontiane de la barite, on a un précipité ; en outre, le muriate de barite cristallise en parallélipipèdes, tandis que le muriate de strontiane cristallise en lames exagonales ; la barite est vénéneuse, tandis que le strontiane ne l'est pas. Enfin, la dernière différence qui existe entre les sels à base de barite, et ceux à base de strontiane, consiste en ce que ces derniers donnent, avec l'alcool, une flamme purpurine, tandis que les premiers ne donnent qu'une flamme blanche bleuâtre.

CHAPITRE VIII.

Des Alkalis.

Les alkalis sont des corps solides ou liquides qui ont une saveur âcre, caustique et l'ixivielle, qui sont très-dissolubles dans l'eau, et attirent l'humidité de l'air, verdissent les couleurs bleues végétales, s'unissent aux acides avec beaucoup de force, et forment avec les huiles des savons solubles.

Ils sont au nombre de trois : la potasse, la soude et l'ammoniaque.

PARAGRAPHE PREMIER.

De la Potasse.

Le mot de potasse signifie cendre de pot. La potasse est un corps indécomposé, d'une couleur blanche extrêmement caustique, c'est-à-dire, qui agit avec beaucoup d'énergie sur les substances animales, qui les dissout, les décompose, et forme avec elles une sorte de savon, en séparant du carbone, de l'hidrogène et de l'azote à l'état d'ammoniaque.

C'est en brûlant des végétaux, qui contiennent tous une plus ou moins grande quantité de potasse, que l'on prépare cette substance. Les cendres contiennent ordinairement de la potasse, du carbonate de potasse, du sulfate de potasse, du muriate de chaux, du carbonate de chaux, du carbonate d'alumine, de l'oxide de fer, de l'oxide de manganèse, etc. *Voyez* troisième volume, *Analyse des cendres.*

Les potasses diffèrent aussi entr'elles, en raison des quantités d'alkali et de sels étrangers qu'elles contiennent. On peut voir à ce sujet un mémoire du C. *Vauquelin*, imprimé dans le tome 40 des Annales de chimie; suivant ce chimiste, la potasse de Russie présente plus d'avantage au consommateur, et celle de Dantzick en offre le moins.

Pour obtenir la potasse caustique on prend parties égales de chaux vive et de potasse; on dissout la potasse dans l'eau; on ajoute la chaux délitée; on fait bouillir dans une chaudière de fer pendant environ deux heures; la chaux ayant plus d'affinité pour l'acide carbonique que n'en a la potasse, il se forme du carbonate de chaux qu'on sépare par le filtre. On fait évaporer la liqueur jusqu'à consistance très-sirupeuse; on met alors la matière dans un creuset, on chauffe doucement d'abord pour que l'eau qui s'évapore ne jette pas la matière hors du creuset; quand elle est fondue, on la coule sur une plaque, c'est ainsi qu'on prépare la pierre à cautère, qui n'est autre chose que la potasse caustique mêlée de muriate et de sulfate de potasse.

On peut encore obtenir cette potasse caustique par le procédé que j'ai indiqué, *Annales de chimie*, tome 22, page 137.

L'appareil consiste en plusieurs baquets de bois blanc; on met, au fond, du sable de rivière, qu'il faut avoir soin de bien laver; on en ajoute par-dessus une autre couche, mais plus fin, et l'on recouvre le tout d'une toile saupoudrée de cendre; d'une autre part, on fait un trou au fond du baquet, afin d'y ajuster un tube de verre, pour laisser couler la liqueur qui se filtre.

Les choses ainsi disposées, on prend parties égales de

chaux vive et de potasse, surtout, lorsque la chaux est bien caustique; dans le cas contraire, on peut prendre vingt parties de chaux sur quinze de potasse; on met de l'eau dans une marmite de fer, on la fait chauffer de manière qu'elle soit près de l'ébullition; alors on ajoute la chaux qui, par son extinction, la porte à cet état; lorsqu'elle est éteinte, on y met la potasse, et on forme du tout une bouillie épaisse, qu'on laisse un peu refroidir. On verse ensuite le mélange dans des baquets que l'on recouvre d'eau sur-le-champ; et pour éviter, en la jetant sur la matière, qu'elle ne fasse des trous, on y place une petite planche qui s'élève avec l'eau.

Il faut avoir soin de placer des cruches ou autres vases, pour recevoir la liqueur qui s'écoule par le tube; et pour que la lessive n'absorbe pas l'acide carbonique contenu dans l'atmosphère, on doit boucher légérement les vases, de manière à empêcher la circulation de l'air extérieur.

Il est aussi nécessaire de tenir toujours de l'eau sur le mélange, et l'on cesse de recueillir, lorsqu'elle sort insipide par le tube.

Les liqueurs qu'on obtient sont, jusqu'à la fin, à-peu-près au même degré; car elles s'affoiblissent tout d'un coup, ce qui évite d'avoir des liqueurs foibles.

Pour évaporer les eaux on peut se servir de marmites de fonte; on commence par les dernières, qui sont un peu plus foibles, pour éviter de tenir les plus fortes long-temps en contact avec l'air, et l'on emploie une forte ébullition.

Lorsqu'elle est concentrée jusqu'à un certain point, le sulfate de potasse cristallise et se précipite.

Si l'on veut obtenir la potasse caustique sèche, on verse

la liqueur rapprochée dans une plus petite marmite; on achève ensuite de l'évaporer, jusqu'au point qu'en la coulant sur une plaque de fer ou de marbre, elle se fige.

Cette potasse n'est pas encore pure; il faut, quand elle est en consistance sirupeuse, ou concrète, la mettre dans un flacon; on verse dessus de l'alcool très-pur, environ le tiers de la potasse employée; on fait chauffer légérement le mélange. A mesure que le mélange se refroidit, la matière se sépare en trois couches; au fond se déposent des corps solides, tels que les sulfate et muriate de potasse, le carbonate d'alumine et le carbonate de chaux au-dessus, est une dissolution aqueuse de carbonate de potasse, et un atome de sulfate de potasse; et dans le haut, une liqueur alcoolique d'un rouge-brun. C'est une dissolution de potasse très-pure dans l'alcool. On décante la liqueur claire, on la met dans une cornue, et l'on distille. Quand on veut l'avoir très-pure, on fait évaporer la dissolution dans une bassine d'argent; elle cristallise en refroidissant, en lames blanches, qui ont quelquefois un centimètre de long. Au lieu de la laisser cristalliser, on peut la rapprocher jusqu'à siccité, ou, jusqu'à ce que la liqueur soit en fonte tranquille et qu'elle ait une apparence huileuse; on coule le liquide alkalin sur des assiettes de faïence, on le laisse figer, on le casse par morceaux, et on l'enferme dans des flacons; ou bien on met la liqueur décantée au moyen d'un siphon à boule, dans une cornue de verre à laquelle on adapte un matras, dans lequel on recueille l'alcool qui se volatilise, et la potasse reste pure. On s'aperçoit que tout l'alcool est évaporé quand la liqueur ne bout plus, qu'elle a une fonte tranquille. La potasse est encore recouverte d'une petite couche de charbon et d'huile,

provenant de la décomposition de l'alcool, occasionnée par une forte chaleur, qu'on a été obligé de produire pour séparer les dernières portions d'alcool. Pour l'en priver totalement, on l'étend d'eau, on filtre; en refroidissant elle se prend en masse, si l'on n'a pas poussé trop fort l'opération; elle cristallise par refroidissement en longues aiguilles déliquescentes.

On reconnoît que la potasse ou la soude est pure, lorsque, dissoute dans l'eau distillée, elle ne trouble point l'eau de chaux ni de barite, et que le précipité qu'elle forme dans la dissolution d'argent se redissout ensuite complétement dans l'acide nitrique; enfin, que, saturée d'acide carbonique, elle ne dépose pas de silice. Dans cet état, cet alkali attaque avec énergie, à cause de sa facile fusion, les pierres siliceuses les plus dures, à un degré de chaleur que peut aisément soutenir le creuset d'argent.

Cette potasse a une saveur très-âcre, très-caustique; elle dissout la peau, verdit les couleurs bleues végétales, et les fait passer au jaune-brun.

Elle se fond à une température modérée, et si on la soumet à un feu violent, elle se volatilise.

Si on la laisse en contact avec l'air atmosphérique, elle se liquéfie très-promptement, et s'empare de l'acide carbonique qui y est contenu.

Dans son état de pureté, elle ne fait point effervescence avec les acides.

Il y a peu d'attraction entre la potasse et le phosphore à sec : mais le C. *Gingembre* a démontré qu'en les chauffant l'un et l'autre avec de l'eau, on pouvoit se procurer un gaz qu'il a nommé d'abord gaz phosphorique, main-

tenant gaz hidrogène phosphoré. *Voyez* ce mot. On l'obtient en faisant bouillir une dissolution de potasse pure, avec moitié de son poids de phosphore, et en recevant le fluide élastique sous des cloches pleines de mercure.

On met cinq parties de phosphore dans une cornue de verre, avec quinze parties de potasse caustique solide, que l'on a dissoute dans de l'eau préalablement; on adapte un tube une fois recourbé, qui plonge dans un flacon à deux tubulures; à l'autre tubulure on adapte un tube quatre fois recourbé, qui va plonger sous une cloche pleine d'eau ou de mercure : après avoir bien luté l'appareil, on échauffe la cornue. Il n'est pas nécessaire de mettre de tube de sûreté, parce que l'air entrant par ce tube, enflamme le gaz. Il faut avoir soin de bien graduer le feu, pour éviter l'absorption.

La potasse ayant beaucoup d'affinité pour l'acide phosphorique et point pour le phosphore, une partie du phosphore se porte sur l'oxigène de l'eau et forme de l'acide phosphorique, qui se porte sur la potasse; une autre partie du phosphore qui brûle d'abord à la surface de la liqueur, se trouvant en contact avec l'air des vaisseaux, il se dégage donc par le tube recourbé de l'air atmosphérique, ensuite du gaz hidrogène phosphoré, qu'on reconnoît facilement à sa propriété de s'enflammer spontanément dans l'air. On reconnoît que l'opération est finie, lorsqu'il ne se dégage plus de gaz. On trouve au fond de la cornue du phosphate de potasse, de la potasse en excès, et une matière charbonneuse.

La potasse se combine bien avec le soufre, et forme un composé qu'on appeloit autrefois foie de soufre, et qui porte maintenant le nom de sulfure. *Voyez* le mémoire

du C. *Berthollet*, *Annales de chimie*, tome 25. Ces combinaisons peuvent s'opérer par la voie humide et par la voie sèche.

Par la première méthode, on fait bouillir l'alkali caustique avec le soufre dans l'eau, en ayant soin de ne point employer de vases métalliques, car ces combinaisons agissent sur presque tous les métaux, et en dissolvent plus ou moins. A cet effet, on met dans un matras deux parties de potasse caustique, une partie de soufre, et six fois le poids total du mélange d'eau pure : on place le matras sur un bain de sable, et l'on chauffe par degrés. On obtient un sulfure de potasse hidrogéné, qui, par l'action continue des matières dont il est composé, dépose du soufre, se décolore à la fin, et devient un pur hidrosulfure de potasse. Par le deuxième procédé, on met une partie et demie de potasse caustique, privée d'eau le plus possible, dans un creuset ; on la fait fondre ; quand elle est en fusion ignée, on y ajoute une partie de soufre à différentes fois ; on chauffe doucement pendant environ une demi-heure. Quand la fusion des matières est complète, on coule le composé fluide sur un marbre, ou sur une pierre polie que l'on a soin auparavant de frotter d'un peu d'huile ; on couvre ensuite la matière, on la laisse refroidir, et on la casse par morceaux : il résulte une masse solide d'un brun rougeâtre plus ou moins foncé, et qui ressemble assez au foie de certains animaux ; c'est pour cette raison qu'on avoit nommé ce sulfure, foie de soufre. Ce sulfure n'est jamais pur, il est toujours hidrogéné ; parce qu'on ne peut jamais sécher entièrement les matières, il y reste toujours un peu d'eau qui se décompose.

On peut encore faire ce sulfure, en mettant ensemble dans le creuset le soufre et la potasse caustique mélangés, ayant soin de chauffer doucement pour éviter l'inflammation du soufre.

Le sulfure de potasse est fusible : il verdit et détruit un grand nombre de couleurs végétales : il colore et ronge les matières animales, mais plus difficilement que la potasse pure. Il est très-dissoluble dans l'eau. Alors sa couleur brune passe au vert ; le mélange acquiert une odeur fétide.

Tous les sulfures alkalins et terreux décomposent l'eau, l'oxigène se porte sur une partie du soufre, forme de l'acide sulfurique qui s'empare d'une partie de la base, et forme un sulfate ; l'hidrogène se porte sur une autre partie du soufre, et forme avec la base un hidro-sulfure qui, en dissolvant le reste du soufre, devient un hidro-sulfure sulfuré, ou un sulfure hidrogéné. En général, les hidro-sulfures ont beaucoup d'affinité pour le soufre ; il y en a beaucoup qui peuvent dissoudre jusqu'à la huitième partie de leur poids de soufre.

Les sulfures hidrogénés sont ordinairement d'un rouge-brun, les hidro-sulfures sont blancs quand ils sont purs.

Les sulfures hidrogénés se décomposent à l'air, ils passent à l'état de sulfite et de sulfate, laissent déposer du soufre ; l'excès de soufre qui est dans l'hidro-sulfure sulfuré étant très-divisé et sollicité d'ailleurs par l'affinité de l'acide sulfureux pour la base, s'empare de l'oxigène, de l'atmosphère, devient acide sulfureux, et forme avec la base un sulfite, tandis que l'hidrogène se porte sur l'oxigène et forme de l'eau, ce qui fait que tous les sulfures hidrogénés se changent ainsi en sulfite à l'air, et

ensuite en sulfate. Le soufre déposé vient de ce qu'il n'y a pas de base pour saturer tout l'acide qui s'est formé par la combustion de tout le soufre, de manière que celui qui, en brûlant, ne trouve plus de base pour se combiner, se précipite.

Les hidro-sulfures se décomposent à l'air, l'hidrogène brûle, forme de l'eau, il reste un sulfure hidrogéné qui se décompose comme les sulfures hidrogénés; mais il ne se dépose point de soufre, parce qu'il y a assez de base pour saturer l'acide formé par la combustion du soufre, ils se changent en sulfite et ensuite en sulfate.

Si l'on jette un acide dans un sulfure hidrogéné, il y a du soufre précipité, et il se dégage de l'hidrogène sulfuré, le sel qui reste dans la liqueur, ou se précipite, ou reste en liqueur, suivant la nature de l'acide qu'on a versé et de la base de l'hidro-sulfure sulfuré.

Quand on met une petite quantité d'acide dans un sulfure hidrogéné saturé de soufre, il n'y a qu'une portion dece sulfure de décomposée, l'acide se porte sur la base, il y a du soufre hidro-sulfuré mis à nud, mais il est décomposé par le sulfure hidrogéné non décomposé, le soufre est précipité, l'hidrogène sulfuré, en se portant sur le sulfure hidrogéné, le décompose et dépose du soufre; mais si le sulfure hidrogéné n'est pas saturé de soufre, l'hidrogène sulfuré ne le décompose point, il s'y unit seulement.

Quand on met un grand excès d'acide dans un sulfure hidrogéné alkalin, ou mieux quand on verse peu à peu un sulfure hidrogéné dans un acide, tout le sulfure hidrogéné est décomposé, et il y a du soufre hidrogéné précipité, à cause de l'affinité du soufre pour l'hidrogène sul-

furé qui n'est pas vaincue par celle d'un sulfure hidrogéné pour l'hidrogène sulfuré, puisque le sulfure hidrogéné est totalement détruit.

Ce soufre hidrogéné est une substance visqueuse qui ressemble un peu à de l'huile, il se décompose promptement à l'air et au feu, en soufre et hidrogène sulfuré qui se dégage.

Si l'on verse un acide dans un hidro-sulfure, il n'y a point de soufre de précipité, mais il se dégage de l'hidrogène sulfuré en grande quantité.

Les sulfures hidrogénés peuvent servir à reconnoître les dissolutions métalliques, mais ils ne précipitent pas les métaux tout-à-fait de la même manière que les hidrosulfures, à cause de la plus grande quantité de soufre.

Quand on ajoute à un hidro-sulfure alkalin une dissolution métallique, une partie de l'hidrogène se brûle aux dépens de l'oxigène du métal, il se forme de l'eau, et dans le second cas, il y a une portion du métal revivifié qui vient former une pellicule à la surface; l'hidrogène, en se brûlant, abandonne du soufre qui est pris par l'hidrogène sulfuré qui n'a pas été décomposé, il forme un soufre hidrogéné qui, au lieu de rester combiné avec la base, se porte sur l'oxide métallique par l'affinité double de l'acide dissolvant du métal pour la base, et du soufre hidrogéné pour l'oxide métallique; il y a donc de précipité un sulfure hidrogéné métallique, et il reste dans la liqueur un sel soluble.

Si l'on verse une dissolution métallique dans un sulfure hidrogéné, il se précipite de même un sulfure hidrogéné métallique; il n'y a pas assez d'hidrogène pour revivifier le métal, il s'empare seulement d'une partie de

l'oxigène pour former de l'eau, et dans les précipitations obtenues par les sulfures hidrogénés, il n'y a jamais de pellicule métallique à la surface.

L'hidrogène sulfuré décompose les hidro-sulfures saturés de soufre, il précipite le soufre en excès qu'on peut regarder dans ce cas-là comme uni indirectement avec la base, il le deplace en s'unissant avec cette base; on a donc un sulfure hidrogéné moins sulfuré, c'est pourquoi du soufre hidrogéné avec un sulfure hidrogéné précipite beaucoup de soufre, parce qu'il y a d'abord le soufre uni à l'hidrogène sulfuré dans le soufre hidrogéné qui se précipite, et ensuite une portion du soufre en excès dans le sulfure hidrogéné; si celui-ci n'étoit pas saturé de soufre, l'hidrogène sulfuré, en se portant dessus, ne précipiteroit pas de soufre. Pour prouver que l'hidrogène sulfuré qui se dégage d'un sulfure hidrogéné, en y versant un acide, n'est pas dû á une décomposition d'eau qui a eu lieu en dissolvant le sulfure dans l'eau, on dissout un sulfure de potasse dans de l'alcool à 38 degrés, qui contient toujours un peu d'eau, elle est décomposée, il se forme un sulfure hidrogéné de potasse qui reste dans la liqueur et un sulfate de potasse qui se précipite : on décante et l'on ajoute dans la liqueur de l'eau distillée, en versant ensuite un acide, il se dégage de l'hidrogène sulfuré; si l'on verse de l'eau de barite, il n'y a point de précipité. Il n'y a donc pas eu d'eau de décomposée, puisqu'il n'y a pas eu de sulfate formé.

Le C. *Vauquelin* a examiné un hidro-sulfure de potasse qui avoit été préparé par le C. *Dérosne*, pharmacien; voici les caractères et les propriétés qu'il lui a reconnus :

Couleur : blanc transparent, ressemblant par sa limpidité et la grosseur de ses cristaux au sulfate de soude.

Forme des cristaux : Prisme tétraëdre rectangle, avec des pyramides à quatre faces, quelques-uns avoient six pans, et autant de faces aux pyramides.

Saveur : d'abord alkaline, ensuite extrêmement amère. Attirant l'humidité de l'air, et se résolvant en une liqueur épaisse comme un sirop.

En se fondant, il tache en vert les corps qu'il touche, et particulièrement le papier, le bois, la peau, les ongles, l'ivoire, etc., mais cette couleur est très-fugace.

Quand ces cristaux sont secs, ils n'ont pas d'odeur; ils en exhalent une fétide lorsqu'ils sont fondus.

Il se dissout dans l'eau et dans l'alcool en produisant du froid, ce qui prouve qu'il est bien saturé d'hidrogène sulfuré et d'eau; il produit une effervescence vive avec les acides simples, et ne dépose pas un atome de soufre; il agit d'ailleurs sur les dissolutions métalliques absolument comme l'hidro-sulfure de soude. *Voyez* ce mot.

On distingue facilement ces deux sels, en versant quelques gouttes de leurs dissolutions dans des quantités égales de dissolution d'alumine dans l'acide sulfurique : l'hidro-sulfure de potasse fait cristalliser l'alun sur le champ, et celui de soude ne produit rien de semblable.

On peut encore préparer les hidro-sulfures de potasse de soude, de barite, de strontiane, de chaux, etc. par le sulfure de fer. *Voyez* hidro-sulfure d'ammoniaque.

Si l'on fait passer du gaz acide muriatique oxigéné à travers une dissolution de sulfure de potasse, le sulfure est porté à l'état de sulfate.

La potasse a une grande affinité pour l'eau ; elle l'en-

ève à presque tous les autres corps desquels elle sépare beaucoup de calorique.

Si l'on mêle cet alkali en poudre avec le quart de son poids de glace à 0, concassée, il y a fusion de la glace et dissolution de potasse : alors le thermomètre descend de plusieurs degrés au-dessous de 0. Dans ce cas, l'eau absorbe du calorique, pour passer à l'état liquide.

Si, au contraire, on prend de l'eau à 10 ou 12 degrés au-dessus de 0, si l'on y jette de la potasse pure en poudre, à mesure que la dissolution a lieu, il y a dégagement de calorique.

La potasse se combine avec la silice par la voie sèche, et l'entraîne dans sa fusion : elle forme alors un corps transparent, connu sous le nom de verre.

Les proportions de silice, qui entrent dans le verre, varient suivant qu'on veut l'obtenir plus ou moins pur. S'il est très-beau, il y en entre $\frac{4}{7}$.

On fait entrer aussi de la chaux dans la composition du verre cristal : cette substance est remplacée par les cendres dans les verres verds à bouteille; elle a deux grands avantages, 1°. de rendre la coupe du verre plus facile, 2°. de le rendre susceptible de supporter plus aisément le passage du chaud au froid, et réciproquement. Le *maximum* de cette substance, dans la composition du verre, est de $\frac{7}{100}$.

La potasse, ou la soude très-pure, sert pour faire le verre cristallin ou le verre de glace. On emploie, au contraire, de la potasse ou de la soude impure dans le mauvais verre. Le résidu des cendres alkalines qu'on a employées à St.-Gobin, est vendu à d'autres verreries, qui s'en servent en place de fondant. Quand la cendre ne con-

tient pas assez d'alkali, on en ajoute une autre quantité, ou on y substitue le muriate de soude. Les verriers se servent encore de cendres lessivées.

On fait entrer très-souvent dans la composition du verre, des cassures de bouteilles, etc. Mais il faut prendre garde qu'il ne s'y trouve pas trop d'oxide de manganèse, qui est aussi employé dans les verres pour enlever les taches qui peuvent s'y rencontrer.

On appelle charrée, dans les verreries, les cendres de nos foyers lessivées.

Toutes les espèces de verres se réduisent à cinq : le verre noir ou verre de bouteille, le verre de gobleterie, le verre en table, le verre cristallin et le flint-glass.

Tous ces verres demandent un degré de chaleur différent, d'après les expériences faites par le C. *Loysel*, avec le pyromètre de son invention (*Voyez* Essais sur la verrerie par *Loysel*, membre associé de l'Institut, 1 v.). La chaleur la plus foible des fourneaux de verrerie, doit être de 8000° de *Réaumur*; la moyenne, de 10000°; la plus forte, de 14000°. Le C. *Guyton* croit que ces déterminations ne sont pas exactes; le principe employé par *Loysel*, dans la construction de son pyromètre, quoique ingénieux, a l'inconvénient de ne donner qu'un instrument qui n'est pas comparable.

La plus forte chaleur des fourneaux à verrerie, mesurée au pyromètre de *Wedgwood*, n'a été trouvée que de 164° pyrométriques, répondant à 9226 degrés de *Réaumur*.

Composition des verres, 1°. verre noir; 100 parties de sable siliceux, 50 de charrée, 100 de cassons de verre, avec quelques parties de potasse ou de muriate de soude.

2°. Pour le verre de gobleterie : la composition vient de la plus grande finesse du sable, de la proportion plus considérable des fondans, soit soude, soit potasse, absolument nécessaire, parce qu'on ne peut y mettre qu'un petite quantité de charrée, qui donneroit au verre une couleur verte trop foncée. Comme cette couleur existe toujours, quelle que soit la petite quantité de charrée employée, on est obligé de la détruire par le manganèse.

5°. Le verre en table : il est composé de silice beaucoup plus pure, de peu ou point de charrée, de potasse ou soude purifiée.

4°. Le verre cristallin contient, outre le sable quartzeux souvent décoloré préalablement par l'acide muriatique, et la potasse parfaitement pure, de l'oxide rouge de plomb, qui, destiné à donner à ce verre une pesanteur considérable, une blancheur et une transparence parfaite, sert en même temps de fondant.

5°. Le flint-glass, destiné uniquement aux usages d'optique et d'astronomie, ne diffère du verre cristallin qu'en ce qu'on lui donne une pesanteur déterminée : cette pesanteur est de $\frac{1}{10}$: celle du verre ordinaire n'est que de $2\frac{7}{9}$.

On peut aussi former un verre, sans employer les fondans potasse ou soude.

On prend parties égales de chaux, de silice et de barite; on les pousse dans un creuset à très-grand feu, et on obtient un très-beau verre, qui n'a besoin que d'être coloré.

Si on prend le même composé et qu'on y ajoute un peu de magnésie, au lieu d'arrêter la vitrification, soit à l'état d'émail, soit à l'état de porcelaine, comme on pourroit le soupçonner, on obtient encore un verre.

Ces premières expériences suivies avec attention, en

s'attachant surtout à chercher des proportions convenables, pourront conduire à des résultats très-avantageux dans l'art de la verrerie.

Le C. *Chaptal* a indiqué une manière de fabriquer un verre plus solide et plus léger que le verre ordinaire, avec du basalte. Cette combinaison a parfaitement réussi : le verre qui en est résulté, étoit un peu plus noir ; mais il avoit toutes les qualités du meilleur verre siliceux. Il faut avoir soin de ne pas employer du basalte trop chargé de fer, qui seroit alors attaquable par les acides ; on remédie à cet inconvénient, en diminuant la proportion de cette substance.

On n'arrive pas de suite aux proportions susceptibles de donner un verre parfait. C'est pour n'avoir pas saisi ces porportions (qui doivent varier pour chaque verrerie, puisque la nature des substances qu'on emploie, varie dans toutes), qu'on obtient souvent un verre attaquable aux acides, à l'air, et même à la petite quantité d'acide acéteux qui se trouve dans le vin : souvent aussi le verre le plus parfait est attaqué par l'eau à l'ébullition. L'action par l'air est due à la surabondance du fondant ; celle par les acides, à la trop grande proportion de chaux employée : c'est pour cela que dans les verres attaqués par l'acide sulfurique, par exemple, on trouve toujours des globules résultant de la combinaison des substances terreuses avec cet acide. D'autres verres, enfin, contiennent assez de sels pour être attaqués par la magnésie ; s'ils sont bien cuits, ils résistent plus que ceux qui le sont moins ; mais ils s'altèrent à la longue. On aperçoit aussi sur le verre des couleurs irisées, qui sont dues au manganèse mis à nud d'une manière quelconque.

Quand on veut essayer les bouteilles, il faut employer des acides : on se sert ordinairement d'acides concentrés; mais on vient de publier qu'en faisant agir un acide très-étendu, et pendant un certain temps, on obtenoit un résultat très-sûr.

Mon objet n'étant pas d'entrer dans les détails de l'art de la verrerie, j'indiquerai seulement ici l'ordre que l'on doit suivre dans l'exposé de cet art.

A Une partie importante de la verrerie, est la construction des fourneaux; on en connoît de deux espèces : les fourneaux français ou allemands, et les fourneaux anglais.

B Examiner les différentes espèces de verre.

C Leur composition.

D L'affinage du verre.

E De la manière de se débarrasser du suint ou fiel de verre.

F Manière de travailler le verre.

G Manière de le souffler.

H Manière de faire le renfoncement des bouteilles, et de faire la virole.

I Manière de préparer le verre à vître.

K Manière de couler le verre qui sert pour des glaces ou des instrumens d'optique.

L Causes pour lesquelles les verres reçoivent une altération quelconque.

M Moyen d'essayer les bouteilles.

N Des verres colorés.

Le verre diffère encore suivant la quantité respective de silice et de potasse qui le constitue.

Si l'on emploie trois ou quatre parties de potasse sur

une de silice, il en résulte un verre mou, cassant, qui attire l'humidité de l'air, et qui devient opaque et fluide. Ce verre se dissout dans l'eau à l'aide de l'alkali surabondant : cette dissolution porte le nom de liqueur des cailloux. *Voyez* l'article de la *Silice*, pour l'extraction de la silice.

On peut faire, avec l'alumine et la potasse, les mêmes expériences.

On verra que la potasse a la propriété de séparer la silice et l'alumine de la chaux, quand ces substances se trouvent unies. On peut même, à cet effet, faire un mélange de ces trois terres et en faire la séparation au moment de la leçon.

L'usage de la potasse en médecine, et les services qu'elle rend aux arts, la rendent très-précieuse. On se sert aussi de cet alkali pour brunir les bois, surtout le bois de merisier.

On le mêle avec la cire jaune pour en préparer un encaustique servant à mettre sur la couleur rouge d'un appartement. A cet effet, on fait fondre quatre parties de cire jaune et une d'alkali, et on y ajoute un litre d'eau.

De la Soude pure.

Les caractères physiques de la soude ressemblent parfaitement à ceux de la potasse, et il est impossible de les distinguer l'une de l'autre, lorsqu'elles sont à l'état de pureté. Il paroît cependant que la soude caustique attire moins fortement l'humidité de l'air, et qu'elle se résout moins facilement en liqueur.

Ce n'est donc que par des combinaisons chimiques, sur-

tout avec les acides, que l'on peut reconnoître la potasse de la soude.

On retire la soude des plantes marines par la combustion.

La soude se trouve toujours mêlée à plusieurs autres substances salines et terreuses dont il faut la séparer; et l'on y parvient, en se servant du procédé que nous avons indiqué pour la potasse. *Voyez* carbonate de potasse.

Lorsqu'elle est pure, elle a une saveur aussi forte que la potasse; elle verdit le sirop violat.

Elle se fond au feu, se volatilise à une chaleur violente.

En contact avec l'air, elle en attire l'humidité. Elle est dissoluble dans l'eau avec chaleur;

Se combine très-bien avec le souffre, d'où il résulte un sulfure.

Même procédé pour obtenir ce sulfure, comme celui de potasse. *Voyez* sulfure de potasse.

L'hidro-sulfure de soude a été examiné par le C. *Vauquelin.*

Ce sel est blanc, transparent, cristallisé en prismes tétraëdres rectangles, terminés par des pyramides à quatre faces, quelques-uns des cristaux avoient la forme octaëdre, saveur âcre et caustique ensuite amere. Légère odeur de gaz hidrogène sulfuré.

Ce sel se dissout facilement dans l'eau et absorbe du calorique en se dissolvant, sa dissolution n'a point de couleur, les acides y produisent une vive effervescence, et y développent avec beaucoup d'énergie l'odeur du gaz hidrogène sulfuré, mais la liqueur n'en est pas troublée; les acides nitreux et muriatique oxigéné en forment au contraire un précipité abondant, lequel lavé et séché présente tous les caractères du soufre légérement hidrogéné,

le sel, ou sa dissolution étendue sur un papier brouillard y prennent bientôt une couleur verte sombre. Il précipite tous les acides métalliques de leurs dissolutions, il ne précipite pas les terres dissoutes dans les acides, à l'exception de l'alumine, de la zircone et de l'yttria; ce qui prouve ordinairement que l'alkali est bien saturé de gaz hydrogène sulfuré. Enfin ce sel est décomposé par le sulfate de fer; on obtient de l'hidro-sulfure de fer et du sulfate de soude.

Les C. *Chaussier* et *Vauquelin* ont fait connoître une nouvelle combinaison de soufre avec les alkalis.

Ce sel se forme dans les fabriques où l'on décompose le sulfate de soude, en le chauffant fortement avec du charbon et du fer.

Le C. *Vauquelin* a reconnu que ce sel étoit composé de sulfite de soude, avec excès de soufre, et le nomme sulfite de soude sulfuré.

Tous les sulfites peuvent se combiner avec le soufre; c'est donc un nouveau genre de sel dont il faudra étudier les propriétés. *Voyez* l'article des sulfites.

La soude se combine très-bien par la voie sèche avec la silice, et forme un verre.

Les verriers y ont même reconnu une plus grande fusibilité, et une plus grande adhérence à la silice qu'à la potasse; ce qui fait qu'ils l'emploient préférablement à cette dernière, dans la fabrication du beau verre.

La soude, comme la potasse, est employée dans une foule d'arts, dans la fabrication du savon, dans la teinture, etc.; comme la potasse, elle agit sur les matières animales.

Le C. *Chaptal* a fait connoître une nouvelle méthode

pour blanchir par la vapeur, par le moyen de la soude caustique. A cet effet on trempe les objets que l'on veut blanchir dans une lessive alkalino-caustique, marquant 2 degrés à l'aréomètre, on met ensuite dans la chaudière de l'appareil à vapeur une lessive d'une égale force jusqu'à la hauteur d'un pied; on porte ensuite la matière pénétrée de la lessive sur la grille de bois placée sur la chaudière; la liqueur excédante coule à travers les barreaux dans la chaudière de cuivre, et y forme une couche de liquide qui permet d'échauffer la masse sans craindre de brûler la matière ni le métal. Dès que la chaudière est montée, on allume le feu au fourneau et on entretient la lessive à une légère ébullition pendant 36 heures.

Ce procédé est supérieur à tous les autres, on y trouve économie du temps, des matières, des combustibles et des manutentions, indépendamment de l'avantage de ne pas endommager les étoffes; mais il est encore une application de ce principe, d'une très haute importance, et qui intéresse toutes les classes de la société; c'est pour le blanchiment du linge; il ne faut d'autre agent que la simple action de la vapeur, agent bien plus puissant et bien plus efficace que les lessives et les eaux de savon employées par les blanchisseuses.

Voyez pour les détails et la description des appareils, l'*Essai sur le blanchiment* par R. Oréilly.

§. II.

De l'Ammoniaque.

On ne connoît encore qu'une seule espèce d'alkali volatil.

Presque toute l'ammoniaque dont on fait usage dans le commerce et dans la médecine, est fournie par la décomposition du muriate d'ammoniaque. Nous connoîtrons la manière d'extraire cette ammoniaque, à l'article du muriate.

Pour obtenir le gaz ammoniac, on met de l'ammoniaque liquide dans une fiole à médecine; on y adapte un tube recourbé qui va plonger sous une cloche, dans l'appareil à mercure. On chauffe légérement la fiole, et l'ammoniaque se dégagé à l'état de gaz.

On s'assure egalement de sa pureté, par les moyens indiqués pour la potasse. On l'emploie ordinairement dans les analyses, pour précipiter l'alumine et quelques oxides métalliques. Ce gaz est invisible; il n'est point altéré par la lumière; si on le fait passer à travers un tube de porcelaine rouge, on ne le décompose pas. On le sépare en gaz azote et en gaz hidrogène, par l'étincelle électrique. Il a une saveur âcre et caustique, une odeur vive et pénétrante. Il est plus léger que l'air atmosphérique. Il verdit promptement et fortement les couleurs bleues des violettes, de la mauve, des raves, et même des roses. Il tue promptement les animaux. Il est impropre à la combustion.

Si l'on remplit une cloche de gaz ammoniac, et que l'on y plonge une bougie allumée, la bougie s'y éteindra plu-

sieurs fois de suite ; mais à chaque fois, la flamme sera considérablement agrandie par la réunion d'une autre flamme de couleur jaune pâle ; et à la fin, cette flamme légère descendra du haut de la cloche jusqu'au fond. Si l'on présente seulement la bougie allumée à l'orifice de la cloche remplie de gaz ammoniac, la flamme jaunâtre s'élèvera d'environ trois centimètres plus haut que celle de la bougie.

Le gaz ammoniac se dilate beaucoup par son union avec le calorique.

L'air atmosphérique ne se combine point avec ce gaz ; il ne fait que l'étendre et le diviser.

Le gaz oxigène, à une haute température, décompose le gaz ammoniac. A cet effet, on fait passer ces deux gaz mêlés ensemble à travers un tube de porcelaine rouge de feu ; il y a inflammation et détonnation de son hidrogène, qui passe à l'état d'eau ; il y a même formation d'acide nitrique, si la proportion du gaz oxigène est assez considérable ; si, au contraire, il n'y en a qu'une quantité capable de saturer l'hidrogène de l'ammoniaque, il y a un résidu de gaz azote, après la condensation de l'eau formée.

L'oxide de carbone, à une haute température, décompose aussi ce gaz.

On met de l'oxide de carbone dans un tube de porcelaine ; on le fait traverser un fourneau ; on y adapte un appareil pour dégager le gaz ammoniac, et l'on fait rougir le tube. Il se forme un acide composé d'azote, d'hidrogène et de carbone. *Voyez* acide prussique.

Le phosphore se dissout à chaud dans le gaz ammoniac ; et si l'on élève la température, comme dans l'expé-

rience précédente, il se forme du gaz hidrogène phosphoré, et il reste du gaz azote saturé de phosphore.

L'eau absorbe promptement le gaz ammoniac; c'est ce qui constitue l'ammoniaque liquide.

A cet effet, on fait passer sous une cloche remplie de ce gaz, soit de l'eau, soit une éponge mouillée, du liége, du charbon: de quelle manière qu'on fasse cette expérience, il y a absorption; le gaz se dissout dans l'eau, et le mercure remonte dans la cloche. Si l'on entoure le vase de glace, l'eau en dissout une plus grande quantité.

Si on lui présente l'eau à l'état de glace, elle se fond sur le champ, et produit du froid; le contraire arrive avec l'eau fluide.

On peut l'obtenir sous forme presque solide, ou au moins, comme l'ont prouvé *Guyton*, *Fourcroy* et *Vauquelin*, d'une consistance de gelée opaque, à la température de 32 degrés—o.

L'ammoniaque liquide est plus légère que l'eau, transparente, d'une odeur vive et pénétrante, d'une saveur âcre et presque caustique, sans cependant avoir cette action vive des alkalis sur les matières animales.

Elle verdit l'infusion des violettes et brunit le papier teint avec le cucurma.

Si l'on chauffe de l'ammoniaque liquide, le calorique en dégage l'ammoniaque à l'état de gaz.

L'ammoniaque liquide ne forme point de combinaison particulière avec les corps combustibles; mais si l'on distille un mélange de muriate d'ammoniaque, de chaux et de soufre, on obtient un composé connu autrefois, sous le nom de liqueur fumante de *Boyle*, et que le C. *Berthollet* a nommé sulfure hidrogéné d'ammoniaque.

On mêle ensemble, dans un mortier de marbre, trois parties de chaux vive tamisée, une partie de muriate d'ammoniaque, et une demi-partie de soufre sublimé. On introduit le mélange dans une cornue de grès lutée, et l'on y adapte une alonge et un récipient, avec un tube recourbé qui plonge dans l'eau. Lorsque tout est disposé, on commence la distillation par un feu doux; l'ammoniaque se dégage sur le champ et entraîne avec elle une portion du soufre, qui est d'ailleurs sollicitée par la chaleur; il passe dans le récipient où il se condense du sulfure hidrogéné d'ammoniaque, parce que les matières n'étant pas sèches, l'ammoniaque est toujours combinée avec l'eau, qui est décomposée par le sulfure. Il se forme un sulfure hidrogéné, et du sulfate d'ammoniaque qui le décompose en grande partie dans l'alonge : la première portion de la liqueur qu'on obtient est fumante, c'est ce qu'on appelle liqueur fumante de *Boyle*. Cette propriété de fumer est due à un excès d'ammoniaque, qui, en se volatilisant, emporte avec elle un peu de sulfure hidrogéné; celui-ci décompose l'eau de l'atmosphère, et est décomposé. Le soufre s'empare de l'oxigène pour former de l'acide sulfurique, et qui forme avec l'ammoniaque un sulfate d'ammoniaque, qui se précipite et forme le nuage; la deuxième partie de la liqueur qu'on recueille n'est pas fumante, on la rend telle en y faisant passer de l'ammoniaque. La première partie est avec excès d'ammoniaque, parce que celui-ci se volatilise, à une chaleur moindre que celle nécessaire pour le soufre; mais, comme on élève ensuite la température, il passe assez de soufre pour qu'il n'y ait pas excès d'ammoniaque, et par conséquent la liqueur ne fume pas. Lorsqu'on commence

l'opération, on ne lute pas ordinairement bien exactement : afin de séparer facilement les produits, on retire le premier quand il y en a une certaine quantité ; on lute ensuite, et on pousse le feu jusqu'à ce qu'il ne passe plus de vapeurs. Il reste dans la cornue du muriate de chaux, et on a dans le ballon du sulfure hidro-sulfuré d'ammoniaque, qui a les mêmes propriétés que les autres sulfures hidrogénés.

Le sulfure d'ammoniaque saturé de soufre, a une couleur foncée et une consistance huileuse ; l'hidrogène sulfuré n'en précipite point de soufre, même lorsqu'il est dans cet état ; au moindre contact de l'air qui agit d'abord sur l'hidrogène, il blanchit, se trouble, et abandonne du soufre.

L'ammoniaque seule n'attaque pas le soufre ; on voit donc que c'est aussi par le moyen de l'hidrogène sulfuré, que la combinaison triple se forme ; qu'elle doit recevoir le nom de sulfure hidrogéné d'ammoniaque, et que, lorsqu'elle est fumante, c'est un hidrogène sulfuré avec excès d'ammoniaque.

Pour faire l'hidro-sulfure d'ammoniaque, on fait dégager l'hidrogène sulfuré du sulfure de fer qu'on met dans un matras, sur lequel on verse de l'acide sulfurique étendu d'eau ; on fait passer ce gaz à travers l'ammoniaque liquide, et il se forme de l'hidro-sulfure d'ammoniaque ; on chauffe un peu pour aider le dégagement ; il faut avoir soin de mettre un flacon intermédiaire avec un tube de sûreté. A mesure que le gaz passe, la liqueur se colore, et devient d'un jaune rougeâtre. Les hidro-sulfures sont cependant blancs, mais il faut qu'ils soient très-purs, et il est presque impossible d'obtenir un hidro-sulfure qui

ne soit pas un peu sulfuré; c'est le soufre qui le colore ainsi. Il arrive quelquefois qu'il se forme dans la liqueur un précipité brunâtre; et si on laisse la liqueur longtemps dans un flacon, elle se couvre d'une pellicule brillante, qui a à-peu-près le coup-d'œil du charbon de terre, ce n'est autre chose qu'un sulfure de fer; il paroît que l'hidrogène sulfuré a la propriété de dissoudre le fer; il l'emporte avec lui, le dépose ensuite dans la liqueur en s'unissant à la base; mais, exposé à l'air, l'hidrogène se brûle; le soufre mis à nud ayant plus d'attraction pour le fer que pour l'hidro-sulfure, forme un sulfate de fer qui vient à la surface.

On prépare de la même manière les autres hidro-sulfures terreux et alkalins. Tous ces hidro-sulfures sont susceptibles de cristalliser. A l'air ils se changent d'abord en sulfures hidrogénés, en laissant brûler de leur hidrogène, mais ils ne déposent pas de soufre, parce qu'il n'y en a pas en excès; par rapport à la base, ils se changent aussi en sulfites et en sulfates; avec un acide, ils laissent dégager une grande quantité d'hidrogène sulfuré.

L'ammoniaque liquide ou gazeux s'unit aux acides, pour former des sels, dont quelques-uns ne cristallisent point. *Voyez* sels ammoniacaux.

Pour démontrer la nature de l'ammoniaque,

1°. On mêle deux parties de gaz acide muriatique oxigéné, avec une partie en mesure de gaz ammoniac, dans une cloche, au-dessus du mercure. Dès que ces deux corps sont en contact, il se produit une détonnation vive, accompagnée d'une lumière jaunâtre: les deux gaz diminuent de volume, il en reste à peine le tiers; il se forme une portion de matière solide, qui s'attache aux parois de la

cloche, et qui est du muriate d'ammoniaque : le gaz qui reste, n'a point d'odeur comme l'ammoniaque, ni de couleur comme l'acide muriatique ; il ne se dissout plus dans l'eau, et n'entretient point la combustion ; c'est donc du véritable gaz azote. On remarque aussi qu'il se forme un liquide clair et transparent, condensé sur les parois du vase, et qui n'est que de l'eau, dans laquelle il y a une certaine quantité de muriate d'ammoniaque en dissolution.

2°. On fait passer à travers de l'ammoniaque liquide, ou dissoute dans l'eau, du gaz acide muriatique oxigéné. Il se produit sur le champ, au milieu de la liqueur, une multitude de petites bulles de fluide élastique, qui s'élèvent à la surface, et que l'on rassemble dans une cloche remplie d'eau, par le moyen d'un tube communiquant au flacon qui contient l'ammoniaque. Ce gaz est parfaitement semblable à celui qui est resté dans l'expérience précédente.

3°. On remplit aux trois quarts un tube de verre alongé, d'acide muriatique oxigéné ; on achève de le remplir avec de l'ammoniaque liquide, et on la renverse dans une soucoupe pleine d'eau : alors l'ammoniaque, par sa légéreté, traverse l'acide muriatique oxigéné ; mais en le parcourant ainsi, il se produit une effervescence rapide : le fluide élastique qui l'occasionne, se rassemble à la partie supérieure du tube, et une partie se répand dans la jatte ; le gaz qui se développe est encore semblable au précédent.

4°. On fait passer du gaz ammoniac sur de l'oxide de manganèse réduit en poudre et rougi dans un tube de porcelaine, et communiquant par un tube à une bou-

teille vide, plongée dans la glace; bientôt il se produit des vapeurs rouges très-abondantes, auxquelles succèdent des vapeurs blanches, qui se condensent dans l'intérieur de la bouteille, en un liquide blanc transparent, qui a une saveur salée, piquante : on distille jusqu'à siccité ce liquide à une chaleur douce; le produit est sans saveur, sans odeur sensible; c'est de l'eau. Ce qui reste dans la cornue a une couleur blanche, fuse sur les charbons, s'enflamme sur un tesson rougi, et produit des vapeurs d'acide nitrique par l'addition de l'acide sulfurique, et de l'ammoniaque par la chaux; c'est donc du nitrate d'ammoniaque. L'oxide noir de manganèse a changé de couleur; il est alors d'un brun pâle, et ne donne plus de gaz oxigène par l'action du feu.

Il est évident que dans ces expériences, l'ammoniaque se décompose; que dans les trois premières, un de ses principes seulement, l'azote, mis à nud, s'est dégagé sous la forme de gaz, et que l'acide muriatique oxigéné perd son oxigène, puisqu'il se forme du muriate d'ammoniaque ordinaire; que, dans la quatrième, il se forme de l'acide nitrique et de l'eau, et que l'oxide de manganèse est désoxigéné, puisqu'il ne fournit plus ensuite de gaz oxigène par le feu. Il est bien facile alors de concevoir que l'ammoniaque est composée d'hidrogène et d'azote.

On peut encore décomposer l'ammoniaque par l'oxide de cuivre; dans ce cas, on revivifie l'oxide métallique par le moyen de l'ammoniaque : c'est ce que *Berthollet* a prouvé sur cet oxide combiné avec l'ammoniaque, et poussé au feu à l'appareil pneumato-chimique.

A cette analyse de l'ammoniaque, on peut joindre la synthèse, en décomposant simultanément, par le pro-

cédé du C. *Guyton*, l'acide nitrique et l'eau, à l'aide de l'étain, du zinc, etc., alors il se forme du nitrate d'ammoniaque, qui provient de la réunion de l'azote de l'acide nitrique décomposé, et de l'hidrogène de l'eau, également décomposé par les métaux. Jamais l'ammoniaque ne se trouve libre dans cette opération, parce qu'à mesure qu'elle est formée, elle s'unit à la portion d'acide nitrique, non encore décomposé, et arrête même la décomposition.

Priestley a aussi réduit le gaz ammoniac en un fluide inflammable, en lui faisant éprouver une secousse rapide avec le fluide électrique.

Les expériences de *Berthollet*, ainsi que celles de *Priestley*, ont prouvé que quatre mesures de gaz ammoniac contiennent 2,9 de gaz hidrogène, et 1,1 de gaz azote; ou, en prenant les poids de ces deux fluides, qu'elle est composée d'environ quatre parties d'azote et une partie d'hidrogène, ou que la proportion de l'azote à l'hidrogène :: 121 : 29.

On voit donc par là que toutes les fois que ces deux fluides se trouvent dans des proportions convenables, il y a de l'ammoniaque formée; comme cela a lieu dans le traitement des matières animales, par le calorique, par la putréfaction, par les alkalis caustiques, etc.

L'ammoniaque est un des réactifs les plus usités dans les laboratoires.

CHAPITRE IX.

Bases salifiables combinées avec les corps brûlés.

PARAGRAPHE PREMIER.

De la Cristallographie.

Avant de présenter les caractères et les propriétés des combinaisons des acides avec les terres et les alkalis, je crois utile de donner aux élèves quelques notions sur la cristallisation des sels.

La cristallisation est une opération dans laquelle les parties intégrantes d'un corps, séparées les unes des autres par l'interposition d'un fluide, sont déterminées par la force d'attraction qu'elles exercent les unes sur les autres, à se rejoindre pour former des masses solides.

Lorsque les molécules d'un corps sont simplement écartées par le calorique, et qu'en vertu de cet écartement ce corps est porté à l'état de liquide, il ne faut, pour le ramener à l'état de solide, c'est-à-dire, pour opérer sa cristallisation, que supprimer une partie du calorique logé entre ses molécules, autrement dit, le refroidir. Si le refroidissement est lent, et si en même temps il y a repos, les molécules prennent un arrangement régulier, et alors il y a cristallisation proprement dite; si, au contraire, le refroidissement est rapide, ou si, en supposant un refroidissement lent, on agite le liquide au moment où il va passer à l'état concret, il y a cristallisation confuse.

Les mêmes phénomènes ont lieu dans les solutions par l'eau, ou pour mieux dire, les solutions par l'eau sont

toujours mixtes; elles s'opèrent en partie par l'action de l'eau, en partie par celle du calorique. Tant qu'il y a suffisamment d'eau et de calorique pour écarter les molécules du sel, au point qu'elles soient hors de leur sphère d'attraction, le sel demeure dans l'état fluide. L'eau et le calorique viennent-ils à manquer, et l'attraction des molécules salines, les unes par rapport aux autres, devient-elle victorieuse, le sel reprend la forme concrète, et la figure des cristaux est d'autant plus régulière, que l'évaporation a été plus lente, et faite dans un lieu plus tranquille.

Tous les phénomènes qui ont lieu dans la solution des sels se retrouvent également dans leur cristallisation, mais dans un sens inverse. Il y a dégagement de calorique, au moment où le sel se réunit et reparoît sous sa forme concrète et solide, et il en résulte une nouvelle preuve que les sels sont tenus à-la-fois en dissolution, par l'eau et par le calorique. C'est par cette raison qu'il ne suffit pas, pour faire cristalliser les sels qui se liquéfient aisément par le calorique, de leur enlever l'eau qui les tenoit en dissolution, il faut encore leur enlever le calorique, et le sel ne cristallise qu'autant que ces deux conditions sont remplies. Le muriate de potasse oxigéné, le nitrate de potasse, le sulfate acide d'alumine, le sulfate de soude, etc., en fournissent des exemples. Il n'en est pas de même des sels qui exigent peu de calorique pour être tenus en dissolution, et qui par cela même sont à-peu-près également solubles dans l'eau chaude et dans l'eau froide; il suffit de leur enlever l'eau qui les tenoit en dissolution, pour les faire cristalliser, et ils reparoissent sous forme concrète, dans l'eau bouillante même,

comme on l'observe relativement au sulfate de chaux, aux muriates de soude et de potasse, et à beaucoup d'autres.

Non seulement tous les sels cristallisent sous différentes formes, mais encore la cristallisation de chaque sel varie suivant les circonstances de la cristallisation. Il ne faut pas en conclure que la figure des molécules salines ait rien d'indéterminé dans chaque espèce : rien n'est plus constant au contraire que la figure des molécules primitives des corps, surtout à l'égard des sels. Mais les cristaux qui se forment sous nos yeux sont des agrégations de molécules, et ces molécules, quoique toutes parfaitement égales en figure et en grosseur, peuvent prendre des arrangemens différens, qui donnent lieu à une grande variété de figures toutes régulières, et qui paroissent quelquefois n'avoir aucun rapport ni entr'elles, ni avec la figure du cristal originaire.

Il étoit réservé au C. *Haüy* de dévoiler ce mystère, par le calcul analytique. Voici le précis de cette belle théorie, qui a si heureusement dévoilé la structure des cristaux, et dont la connoissance est devenue si nécessaire pour présenter avec exactitude les formes régulières. C'est ce travail que je ferai connoître ici, comme étant le plus facile et le plus à la portée des élèves.

La science de la cristallisation, très-peu avancée du temps de *Werner*, est devenue si importante par les accroissemens qu'elle a pris de nos jours, qu'elle sert à rectifier les erreurs de l'analyse, en nous indiquant souvent les vrais principes constituans des corps. *Linnée*, qui a beaucoup travaillé sur cette partie, avoit imaginé que les sels seuls avoient la propriété de cristalliser, et que

les corps composés de plusieurs substances simples, qui ne pouvoient former par leur union aucun sel, ne devoient leur propriété de cristalliser qu'à quelque sel qui s'y trouve combiné dans une proportion quelconque; mais le degré de perfection de l'analyse actuelle rend l'idée de ce grand homme inadmissible.

Romé Delisle a fait le premier un corps de doctrine fondé sur un grand nombre d'observations. Le principe qu'il avoit établi étoit celui-ci : voilà un cube, s'étoit-il dit; il a subi une espèce de dégénération : comment s'est-elle faite? Par des troncatures; et il en a conclu qu'il existoit dans la nature des formes primitives, formes qui, dans les différens cristaux, sont modifiées par des troncatures.

Mais la clef de la science n'étoit point encore trouvée. Le premier mot de l'énigme est dû à *Bergman;* il est probable, a-t-il dit, que les irrégularités des formes primitives des cristaux sont dues au défaut de matière. Pourquoi ce cristal n'est-il pas un cube parfait? C'est que la forme primitive du cube a été modifiée par des décroissemens assujétis à certaines lois.

Un cristal est un solide terminé par des angles et des faces : il existe une force par laquelle les parties tendent à s'unir; la solidité est l'effet qui en résulte. Mais sur quoi agit cette force? Sur des parties similaires qu'on appelle génératrices. Il est facile de voir que l'union d'un certain nombre de ces parties génératrices peut former des cristaux différens du cristal générateur; ainsi le tétraëdre engendre l'octaëdre.

Cristallisation (structure).

Le C. *Haüy* distingue dans les cristaux :

1°. Les molécules intégrantes ;

2°. Les formes primitives ;

3°. Les formes secondaires.

Les molécules intégrantes sont celles dont le cristal entier est l'assemblage : la division les indique, quoiqu'il ne nous soit pas donné de la porter à son dernier terme.

Ces molécules sont nécessairement similaires ; mais elles ne sont pas toujours assemblées de la même manière. Quelquefois elles se joignent face à face ; quelquefois elles ne sont unies que par les bords, laissant ainsi quelques vacuoles.

Les molécules intégrantes peuvent se réduire à trois ; savoir :

1°. Le *parallélipipède*, le plus simple des solides, dont les faces sont parallèles deux à deux, et au nombre de six ;

2°. Le *prisme triangulaire*, le plus simple des prismes ;

3°. Le *tétraëdre*, la plus simple des pyramides.

La forme primitive est celle que l'on obtient par des sections faites sur toutes les parties semblables d'un cristal : elle en est proprement le noyau.

Les formes primitives peuvent se réduire à six, qui sont :

1°. Le parallèlipipède qui comprend le cube, le rhomboïde, et tous les solides terminés par six faces parallèles deux à deux ;

2°. Le tétraëdre régulier ;

3°. L'octaëdre à faces triangulaires;

4°. Le prisme hexagonal;

5°. Le dodécaëdre à plans rhombes;

6°. Le dodécaëdre à plans triangulaires isocèles.

Parmi ces formes, il y en a qui se retrouvent comme noyau, avec les mêmes angles, dans divers minéraux.

En effet, la même forme de noyau peut être produite, dans la première espèce, par tels élémens; dans une seconde espèce, par d'autres élémens.

Ces formes de noyau ont un caractère de perfection et de régularité, comme le cube et l'octaëdre régulier: ce sont des limites auxquelles la nature semble arriver par différentes routes.

Les formes secondaires sont celles qui résultent d'une superposition de matière qui masque la figure primitive.

Cette superposition engendre divers poliëdres qui ont aussi la propriété de se terminer régulièrement. Ces poliëdres, quoique formés de lames similaires, sont différens du noyau ou des solides qu'ils enveloppent.

Cette modification de figure est le produit d'un décroissement régulier, par soustraction d'une ou de plusieurs rangées de molécules intégrantes.

Ce décroissement est soumis à des lois, d'après lesquelles on détermine le nombre de ces rangées; et par suite, la forme exacte du cristal secondaire.

Il y a quatre sortes de décroissemens:

1°. Décroissement sur les bords, c'est-à-dire, parallèlement aux arêtes de la figure primitive;

2°. Décroissement sur les angles, c'est-à-dire, dont les lignes de départ sont parallèles aux diagonales des faces de la forme primitive;

3°. Décroissemens intermédiaires qui se font parallèlement à des lignes situées entre les diagonales et les bords ;

3°. Décroissemens mixtes qui se font dans les deux sens, par des quantités au-dessus de l'unité.

Il faut développer ces quatre lois, en saisir l'application par quelques exemples, considérer l'étonnante variété de leurs résultats, et recueillir les vérités fondamentales qui doivent diriger dans l'observation de ces phénomènes.

PREMIÈRE LOI.

Décroissement sur les bords.

Le cube passant au dodécaëdre à plans rhombes, fournit un exemple sensible du décroissement sur les bords ou parallèlement aux arêtes.

Les lames décroissantes superposées sur les six faces, forment six pyramides quadrangulaires, ce qui fait vingt-quatre faces ; mais ces faces se trouvent deux à deux sur le même plan, ce qui réduit la figure à douze rhombes.

Si la superposition s'arrête avant de terminer les pyramides, le cristal est à dix-huit faces ; savoir : les six quarrés du cube, mais plus petits et douze hexagones. On a cette variété dans le borate magnesio-calcaire, si improprement nommé quartz cubique de Lunébourg.

Si le décroissement est plus rapide, c'est-à-dire, si la lame superposée a, par exemple, deux, trois ou quatre rangées de moins que la lame inférieure, alors il en résulte vingt-quatre triangles tous inclinés les uns sur les autres.

Ce décroissement peut aussi se faire de manière à en-

gendrer le dodécaëdre à plans pentagones; *exemple :* le sulfure de fer. Mais il faut observer que ce n'est pas le dodécaëdre des géomètres, dont les pentagones sont réguliers et moins inclinés. Aucune loi de décroissement n'est susceptible de le donner.

Les lames décroissant par deux rangées parallèlement aux bords du rhombe, produisent le dodécaëdre à douze triangles scalènes. *Exemple :* spath, dent de cochon. (Métastatique d'*Haüy.*)

Un décroissement par une rangée parallèle aux bords supérieurs du rhombe, produit un rhomboïde beaucoup plus obtus que le noyau. *Exemple :* spath calcaire lenticulaire. Enfin, c'est par un décroissement sur les bords des bases que le prisme droit quadrangulaire à bases rhombes, prend une pyramide. *Exemple :* le rubis, la topaze, le béril.

DEUXIÈME LOI.

Décroissement sur les angles.

Soit la molécule intégrante, un cube. On a vu que le décroissement sur les bords produisoit le dodécaëdre rhomboïdal, et le dodécaëdre a plans pentagones; mais le cube devient aussi octaëdre régulier : or le décroissement sur les bords ne pourroit le donner qu'autant que la quantité, dont chaque lame seroit dépassée par la précédente, seroit en rapport commensurable avec la hauteur de cette lame; puisque chacune de ces deux quantités mesure une ou plusieurs arêtes du cube qui représente la molécule : et ici ce rapport est incommensurable. On trouve l'explication de cette structure en considérant que dans la sec-

tion mécanique de l'octaëdre régulier, originaire du cube, chacun des huit angles solides de ce cube répond au centre d'un des triangles de l'octaëdre, et qu'ainsi les bases de ces triangles regardent les angles du cube.

On conçoit donc que trois décroissemens s'établissent en partant de l'angle du cube, s'étendant sur les trois plans qui forment cet angle. Comme il y a huit angles, cela fait $3 \times 8 = 24$, mais les décroissemens se faisant par une seule rangée, les trois faces qui se forment autour d'un même angle, sont un plan commun.

On conçoit ici qu'au lieu de stries parallèles qui indiquent souvent les décroissemens des lames, on observe des saillies anguleuses ou en pointe (quoique dans une formation parfaite elles dussent disparoître comme les stries, par la petitesse infinie des molécules).

C'est suivant la loi de ce décroissement, que le sulfure de plomb, le muriate de soude, passent à l'octaëdre; que les cristaux de fer de l'île d'Elbe forment un rhomboïde très-obtus (souvent modifié par des facettes parallèles aux faces du noyau); que le spath siliceux de Fontainebleau forme un rhomboïde aigu, dont les faces répondent aux angles solides du rhomboïde primitif; que les zéolithes de Caltown-Hil, près d'Edimbourg, deviennent des poliëdres à vingt-quatre facettes, comme le grenat-trapézoïdal, quand le décroissement qui produit le rhomboïde a lieu à-la-fois sur les huit angles solides du cube.

TROISIÈME LOI.

Décroissemens intermédiaires.

Ces décroissemens ne sont parallèles ni aux bords, ni aux diagonales, mais à des lignes intermédiaires. Cela vient de ce que les soustractions ont lieu par des rangées de molécules doubles, triples, etc. Supposons, par exemple, des molécules cubiques et soustraites deux à deux, c'est comme si chaque molécule étoit composée de deux cubes accollés par une de leurs faces. En effet, si on concevoit le cristal composé de parallélipipèdes de ces dimensions, ce cas rentreroit dans celui des décroissemens ordinaires sur les angles.

Le fer de Framont (fer syntactique d'*Haüy*), qui a un cube pour molécule intégrante (qui se présente ordinairement sous la forme de deux pyramides naissantes, posées base à base), fournit un exemple de décroissement intermédiaire en formant un solide à quatorze faces, résultant des deux pyramides droites hexaëdres, unies base à base, et demeurées incomplètes, ou terminées par deux hexagones.

Il faut remarquer que le cube fait ici fonction de rhomboïde.

QUATRIÈME LOI.

Décroissemens mixtes.

Il arrive quelquefois que chaque lame dépasse la suivante de deux rangées parallèlement aux arêtes, et

qu'elle a en même temps trois fois la hauteur d'une molécule simple. C'est un décroissement mixte.

Le rapport de cette loi s'exprime par la fraction $\frac{3}{1}$ pour le cas indiqué, et par la fraction $\frac{4}{1}$ lorsqu'il y a trois molécules en retraite et quatre de hauteur.

Ces décroissemens sont rares et n'ont encore été reconnus que dans quelques cristaux métalliques; mais on conçoit qu'ils doivent changer la valeur des angles : c'est là ce qui a conduit à la recherche de cette loi ; tout autre se trouveroit en défaut.

Il reste maintenant à parcourir les différens cas où ces lois engendrent des modifications, à distinguer les formes secondaires simples, et les formes secondaires composées qui en résultent, et à considérer à-la-fois l'étonnante fécondité de ces causes ainsi réduites, et la disproportion non moins étonnante entre les variétés possibles et les variétés existantes.

Sept cas différens.

Les quatre lois de décroissement expliquent la structure de toutes les modifications sous lesquelles se présentent les cristaux.

1°. Tantôt les décroissemens se font à-la-fois sur tous les bords ou tous les angles.

Exemples : Dodécaëdres à plans rhombes, octaëdres venant du cube.

2°. Tantôt sur certains bords, ou sur certains angles.

3°. Tantôt ils sont uniformes par une, deux, trois rangées, etc.

4°. Tantôt la loi varie d'un bord à l'autre, d'un angle à l'autre.

5°. Tantôt les décroissemens sur les bords concourent avec les décroissemens sur les angles.

6°. Tantôt un même bord, un même angle subit successivement plusieurs lois de décroissement.

7°. Tantôt enfin, le cristal secondaire a des faces parallèles à celles de la forme primitive, et qui produisent de nouvelles modifications, en se combinant avec les faces résultant des décroissemens.

De-là, la distinction de formes secondaires simples, celles qui sont dues à une loi unique dont l'effet est de masquer complétement le noyau; et formes secondaires composées, celles qui proviennent de plusieurs lois simultanées, ou d'une seule loi, mais qui n'a pas atteint sa limite, de sorte qu'il reste des faces parallèles à celles du noyau.

Variétés possibles.

A ne prendre que les deux lois les plus simples, c'est-à-dire, par une ou deux rangées, le spath calcaire est susceptible de 2044 formes différentes. (On n'en connoît que 40).

Haüy en a trouvé une variété à décroissemens de six rangées.

Ordinairement il ne passe pas quatre rangées: le calcul établi sur cette base donne 8,388,604; et si l'on admettoit le décroissement jusqu'à 10 et 12, avec les décroissemens intermédiaires et mixtes (ce qui n'est pas impossible), le nombre seroit effrayant.

Il y a donc une limite à cette action de décroissement; mais qu'est-ce qui fixe cette *limite*? quelle est la loi qui la donne? Cela reste à découvrir.

§. I I.

Propriétés générales des Sulfates.

Les sulfates sont amers; il y en a de solubles et d'insolubles.

Soumis à l'action du calorique, ils se fondent et se volatilisent, mais ils ne se décomposent pas.

Les uns sont déliquescens, et les autres éflorescens.

Tous sont décomposés par le charbon; il se forme des sulfures et de l'acide carbonique. Tous précipitent les dissolutions de barite.

Pour reconnoître un sulfate en dissolution dans l'eau, on a trois moyens très-simples: 1°. par la barite; 2°. au chalumeau, il se forme un sulfure; 3°. l'alcool précipite sur le champ toutes les dissolutions de sulfates, et les précipite cristallisées.

L'ordre d'attraction des bases pour l'acide sulfurique est comme il suit:

Barite, potasse, soude, strontiane, chaux, ammoniaque, magnésie, glucine, alumine et zircone.

§. I I I.

Sulfate de barite.

On a longtemps regardé le sulfate de barite comme une pierre: on l'appeloit terre pesante, spath pesant.

On le trouve dans la nature, mêlé à l'alumine, au plâtre, aux mines, filons, gangues, etc. Il est cristal-

lisé en rhombes, prismes à six pans; il est souvent blanc, demi-transparent, gris, opaque, jaune, vert, etc. Souvent il est accompagné de sulfure de fer.

Il est sans saveur, insoluble, sa pesanteur varie par sa contexture, ou par les matières étrangères qu'il contient. Il pèse 4,400, l'eau à 1,000.

Il perd au feu son eau de cristallisation; il ne fond qu'à un très-grand feu; il se ramollit et coule ensuite, mais il ne coule jamais liquide; il fond en globules au chalumeau.

Point altéré par l'air; insoluble dans l'eau.

On le décompose par l'oxide de carbone; à cet effet, on met en poudre du sulfate de barite; on le mêle avec un huitième de son poids de charbon ordinaire, on y ajoute un peu d'huile de térébenthine pour en faire une pâte.

On chauffe le tout dans un creuset le plus fortement possible pendant 2 ou 3 heures, le sulfate de barite ne se décompose qu'à une très-haute température, même étant en contact avec une grande quantité de carbone contenu dans l'huile et le charbon. Si l'on a chauffé assez fort et assez longtemps, il ne restera dans le creuset que du sulfure de barite qui est grisâtre. On dissout ce sulfure dans l'eau qu'il décompose, une partie de l'oxigène de l'eau se porte sur le soufre du sulfure et forme de l'acide sulfurique qui s'empare de la barite et régénère du sulfate de barite qui se précipite; une partie de l'hidrogène se porte sur une partie du soufre et s'unit au sulfure, et forme ainsi un sulfure hidrogéné de barite qui est soluble; une autre portion de l'hidrogène sulfuré se porte sur une autre partie du soufre et forme de l'hidrogène

sulfuré qui se dégage : il y a du soufre précipité. On verse alors l'acide nitrique qui sempare de la barite, il forme du nitrate de barite soluble, et il se dégage beaucoup d'hidrogène sulfuré; on fait chauffer et on filtre, on lave avec de l'eau chaude et il reste sur le filtre du sulfate de barite, du soufre et quelques matières étrangères, il passe dans la liqueur du nitrate de barite, on fait évaporer jusqu'à légère pellicule, on obtient par le refroidissement des cristaux octaëdres. On met les cristaux dans un creuset et l'on chauffe fortement, le nitrate de barite se décompose à une haute température, il se dégage du gaz acide nitreux et du gaz azote ; au bout de 3 heures ou 3 heures et demie environ on cesse le feu, on trouve dans le creuset une matière verdâtre qui est de la barite pure. Elle a un aspect poreux, elle est boursouflée par la grande quantité de gaz qui se sont dégagés ; elle contient cependant dans cet état quelques corps étrangers, tel que de l'oxide de fer ; on l'en prive en la dissolvant dans l'eau, filtrant et faisant évaporer ; on cristallise en petits prismes à 4 pans terminés par des sommets diëdres.

Nota. Quand on veut avoir le nitrate de barite bien pur il faut préalablement traiter le sulfate de barite par l'acide muriatique qui s'empare du fer.

Lorsqu'on prépare le sulfure de barite, il se forme une proportion beaucoup plus grande d'hidrogène sulfuré que dans les autres sulfures ; ce qui dépend principalement de la forte tendance qu'a la barite à se combiner avec l'acide sulfurique, ce qui explique l'odeur beaucoup plus vive qui se dégage dans la décomposition de ce sulfure, que dans celle des autres. On voit par là pourquoi, lorsqu'on dissout un sulfure de barite, il reste une por-

tion considérable de sulfate de barite ; mais c'est un sulfate régénéré.

Le sulfure de barite a des caractères qui le distinguent.

Si l'on fait évaporer une dissolution d'un sulfure de barite qui vient d'être préparé, il se forme une cristallisation confuse et abondante. Qu'on filtre promptement la partie cristallisée, qu'on la soumette à la presse dans du papier, qui s'imbibe de la liqueur, on a une substance cristalline et blanche, qui est de l'hidro-sulfure de barite ; la liqueur qui s'en est séparée, est du sulfure de barite, lequel contient, comme tous les autres sulfures dissous, une portion considérable d'hidrogène sulfuré.

Le sulfure de barite, ainsi que le sulfate, présente un phénomène dont nous devons la connoissance à *Vincenzo Casciarolo*, cordonnier d'Italie.

On prend du sulfure ou du sulfate de barite ; on le réduit en poudre dans un mortier de verre ; on en fait une pâte avec un peu de mucilage de gomme adragant ; on en forme des gâteaux, minces comme des lames de couteaux ; on fait secher ensuite ces gâteaux, et on les calcine fortement en les mettant au milieu des charbons dans un fourneau qui tire bien : on ne les en retire que lorsque le charbon est consumé et le fourneau refroidi ; on les nétoie par le moyen d'un soufflet ; on les expose à la lumière pendant quelques minutes, et en les portant dans un lieu obscur, on les voit briller comme un charbon ardent. Ces gâteaux luisent même dans l'eau ; ils perdent peu à peu cette propriété, et on la leur rend en les chauffant de nouveau ; c'est ce qu'on nomme *phosphore de Boulogne*.

Les alkalis ne décomposent pas le sulfate de barite ;

aussi, faut-il l'attaquer par double affinité. Pour cela, on chauffe dans un creuset, deux parties de sulfate de barite, avec une de carbonate de potasse; il se forme alors du carbonate de barite et du sulfate de potasse; c'est ainsi que *Schèele* et *Bergman* en ont extrait la barite pure.

Les acides forts n'ont point d'action sur le sulfate de barite, parce que l'acide sulfurique est le plus adhérent de tous à la terre qui sert de base à ce sel.

Le sulfate est décomposé par les carbonates de potasse et de soude.

Le sulfate de barite est composé d'acide sulfurique 13, barite 84, eau 3. Ces proportions diffèrent dans le sulfate artificiel, acide 38, barite 64, eau 3.

Le sulfate de barite n'est d'aucun usage; on en extrait la barite pour l'usage de la chimie.

§. IV.

Sulfate de potasse.

Le sulfate de potasse existe dans les végétaux; on le retire par incinération.

Il y a des salins du commerce qui contiennent moitié de leur poids de sulfate de potasse.

Les cendres des végétaux en tiennent une très-grande quantité, surtout ceux qui croissent loin de la mer; car, près de la mer, ils contiennent plutôt du sulfate de soude; on le sépare des cendres par leur lixiviation dans l'eau.

Ce sel portoit autrefois différens noms, tels que tartre vitriolé, sel de duobus, sel polychreste de *Glazer*, *arcanum duplicatum*, vitriol de potasse, etc.

Pour préparer ce sel, on met dans une terrine de grès,

quatre parties de potasse, que l'on fait dissoudre dans douze parties d'eau chaude. On verse peu à peu de l'acide sulfurique étendu d'eau : il se fait une vive effervescence, si l'on emploie la potasse du commerce ; car, avec la potasse pure, il n'y en a pas : alors, on continue de verser de l'acide jusqu'à ce que la liqueur n'ait point de saveur alkaline, ni acide, ou jusqu'à ce que la liqueur ne change point la couleur du papier teint de tournesol : c'est ce que l'on nomme point de saturation ; on filtre la liqueur, et on la fait évaporer jusqu'à légère pellicule, ou jusqu'à ce que la liqueur donne 15 degrés à l'aréomètre de *Mossy*. Ce sel cristallise par refroidissement.

On peut aussi retirer ce sel du sulfate acide de potasse, venant de la décomposition du nitrate de potasse par l'acide sulfurique. On dissout ce sulfate acide ; on ajoute de la craie délayée dans de l'eau ; on fait chauffer ; l'acide sulfurique libre décompose le carbonate de chaux ; l'acide carbonique se dégage, et il se précipite du sulfate de chaux : on cesse d'ajouter de la craie quand la liqueur ne donne plus aucun signe d'acide ; on filtre ; il passe dans la liqueur du sulfate de potasse, et il reste sur le filtre du sulfate de chaux insoluble, et un peu de carbonate de chaux. On fait évaporer la liqueur jusqu'à ce qu'il se forme quelques cristaux sur les bords ; en refroidissant, il cristallise en prismes à six pans, terminés par des pyramides quadrangulaires ; le plus souvent, ce sont deux pyramides hexaëdres jointes base à base, ou deux pyramides quadrangulaires. Le sulfate acide cristallise plus difficilement, quelquefois en pointes de diamant ; on ne parvient jamais aussi à le rendre parfaitement neutre : il conserve toujours un excès d'acide.

Le sulfate neutre parvient difficilement à la fusion ignée; il ne donne jamais qu'un émail, au lieu qu'il ne faut qu'une température modique pour le sulfate acide; le sulfate neutre décrépite au feu; c'est à cause de l'affinité de l'acide sulfurique pour le sulfate de potasse, que l'acide nitrique peut décomposer le sulfate de potasse : l'affinité seule de l'acide nitrique pour la potasse ne suffiroit pas; mais celle de l'acide sulfurique pour le sulfate qui s'exère en même temps, détermine la décomposition; il se forme un nitrate de potasse, et un sulfate acide de potasse qui n'est pas décomposé par l'acide nitrique.

On le distingue du sulfate de soude, par la propriété qu'a celui-ci d'éprouver la fusion aqueuse. On le distingue du sulfate d'ammoniaque, parce qu'il ne dégage pas d'ammoniaque.

Le sulfate de potasse a une saveur amère, assez désagréable.

Ce sel n'est point altéré par l'air.

Le sulfate de potasse est décomposé par le charbon.

Si l'on chauffe fortement dans un creuset, parties égales de charbon et de sulfate de potasse, il se forme du sulfure de potasse; le charbon absorbe l'oxigène de l'acide sulfurique, et se dégage à l'état de gaz acide carbonique.

On peut ainsi dans les arts, transformer du sulfate de potasse, en sulfure par le charbon; et décomposant ensuite ce sulfure par la chaux, on obtiendroit un sulfure de chaux insoluble, et la potasse resteroit à nud.

Ce sel n'est soluble que dans 16 parties d'eau, d'autres disent 18, à la température de 15 degrés, échelle de *Réaumur*. L'eau bouillante paroît en dissoudre presque le quart de son poids : par refroidissement, on l'obtient

cristallisé, pourvu toutefois que l'eau en soit parfaitement saturée; sans cela, il faut employer l'évaporation.

Ce sel est décomposé en partie par l'acide nitrique.

On met dans une cornue de verre, parties égales de sulfate de potasse en poudre, et d'acide nitrique à 34 degrés. On y adapte un récipient, et l'on pose la cornue sur un bain de sable; on soumet ensuite le mélange à la distillation.

Ou bien, on met le mélange dans un matras; on fait chauffer jusqu'à ce que le sel soit dissous; on verse la liqueur dans une capsule de verre: elle fournit par le refroidissement, des cristaux de nitre; cependant tout le sulfate n'est pas décomposé, on obtient encore du sulfate acide de potasse. L'acide muriatique opère le même effet. Parmi les bases, il n'y a que la barite qui décompose ce sel.

Si l'on verse une dissolution de barite dans une dissolution de ce sel, il se forme un précipité de sulfate de barite.

Proportions: acide sulfurique 40, potasse 52, eau 8.

Le sulfate de potasse est d'usage en médecine; on s'en sert aussi pour faire cristalliser le sulfate d'alumine.

On peut encore décomposer le sulfate de potasse par le sulfite de barite, les nitrates de barite, de strontiane, et de chaux, les muriates de barite, de strontiane et de chaux, le phosphate de barite, le phosphite de barite, le fluate et borate de barite.

§. V.

Sulfate acide de potasse.

Le sulfate de potasse a la propriété de se charger d'une plus grande quantité d'acide sulfurique, qu'il ne lui en faut pour se constituer sulfate de potasse.

Si l'on chauffe dans une cornue du sulfate de potasse, avec le tiers de son poids d'acide sulfurique concentré, ce sel reste imprégné d'acide, et acquiert des propriétés nouvelles.

Il rougit les couleurs bleues végétales.

Il cristallise en grimpant sur les parois des vases, en aiguilles fines; on a cru remarquer qu'il grimpe toujours vers le côté éclairé.

Sa saveur est très-aigre, piquante et amère : il est composé de 67 parties de sulfate de potasse et de 33 d'acide en excès.

Il fait effervescence avec les alkalis saturés d'acide carbonique ; il n'attire pas l'humidité de l'air.

Il se fond au feu, beaucoup plus facilement que le sulfate de potasse ; il en résulte une espèce de verre, ou d'émail blanc opaque, d'une saveur très-acide. A un grand feu l'acide se volatilise.

Il est beaucoup plus dissoluble dans l'eau que le sulfate de potasse neutre.

Ce sel est plus facilement décomposé par les corps combustibles, tels que l'hidrogène, le carbone rouge, et par le soufre qui s'empare de l'excès d'acide, et qui le volatilise à l'état d'acide sulfureux.

La barite le décompose; on le rappelle à l'état neutre par la potasse.

Si l'on ajoute du sucre à la dissolution de ce sel, on imite ainsi une sorte de limonade laxative.

§. VI.

Sulfate de soude.

Ce sel est plus abondant dans la nature, que le sulfate de potasse; on le trouve en assez grande quantité dans les eaux de la mer, dans celles de certaines fontaines salées, et surtout dans plusieurs eaux minérales, en Lorraine: on lui donne improprement le nom de sel d'Epsom, nom d'un sel que l'on envoie d'Angleterre d'une fontaine nommée Epsom.

On l'a nommé aussi sel de *Glauber*, parce qu'il a été découvert par ce chimiste.

Quand on veut obtenir ce sel très-pur, on met dans une terrine de grès des cristaux de soude, ou carbonate de soude: on les fait dissoudre dans une suffisante quantité d'eau chaude; on verse peu-à-peu dans cette dissolution de l'acide sulfurique affoibli; il se fait une vive effervescence, due au dégagement de l'acide carbonique. On continue d'en mettre jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de mouvement, et que le mélange soit bien saturé; ce que l'on reconnoît encore avec le papier réactif. On filtre la liqueur presque bouillante, et on la fait évaporer convenablement: elle fournit par le refroidissement de très-beaux cristaux.

On l'obtient souvent, dans les laboratoires, de la décomposition du muriate de soude par l'acide sulfurique.

On sature, à cet effet, l'excès d'acide du sulfate acide de soude. On dissout le résidu ; on y ajoute de la craie délayée ; on fait chauffer ; il se forme du sulfate de chaux, et du sulfate de soude ; on filtre ; le sulfate de chaux reste avec un peu de carbonate non décomposé, et il passe du sulfate de soude qu'on fait évaporer jusqu'à très-légères pellicules, ou jusqu'à ce que la liqueur marque 24 degrés, aréomètre de *Mossy*. Il cristallise, en refroidissant, en très-beaux cristaux hexaëdres très-longs, cannelés sur les faces et terminés en biseau.

Ce sel admet dans la formation de ses cristaux plus que la moitié de son poids d'eau.

Il a une saveur salée, amère et fraîche.

Mis en contact avec le calorique, on obtient deux espèces de fusion : l'une qui est due à l'eau qui entre dans la formation de ses cristaux, et que l'on appelle fusion aqueuse ; l'autre, quand on opère à l'aide d'une grande chaleur : on la nomme fusion ignée. La manière dont le sulfate de soude se comporte au feu, donne un exemple de ces deux espèces de fusion.

Lorsqu'on expose ce sel à l'action du calorique, il se liquéfie assez promptement : cette fusion n'est donc qu'une dissolution de la matière saline par l'eau chaude.

Si l'on continue de faire chauffer ce sel, après l'avoir fait liquéfier, il se dessèche, blanchit et coule : si on le laisse refroidir dans cet état, il ressemble à l'émail blanc ; mais il n'est pas décomposé.

Enfin, si on l'expose longtemps à un feu violent, il se réduit en vapeurs.

L'air réduit peu à peu les cristaux de sulfate de soude ; ils tombent en une poussière blanche très-fine. On donne

à ce phénomène le nom d'efflorescence. Cet effet n'a lieu que parce que ce sel perd l'eau qui entre dans la combinaison de ses cristaux; aussi, l'efflorescence n'est-elle jamais plus rapide et plus marquée, que lorsque l'air est très-sec, et par conséquent très-avide d'humidité; il y a donc ici une affinité plus grande entre l'eau et l'air, qu'entre l'eau et la matière saline.

La nature du sel n'est pas changée; on peut lui rendre sa forme cristalline, en lui restituant l'eau qu'il a perdue.

On peut faire, par le feu, l'opération lente à l'air.

Le carbone décompose ce sel, ainsi que quelques métaux.

Il ne faut pas croire cependant que cette décomposition ait lieu, parce que ces substances enlèvent l'acide sulfurique; mais bien parce qu'ils s'emparent de l'oxigène de la base; or, l'oxigène est là un principe éloigné de ce sel, tandis que la soude et l'acide en sont les principes prochains: ainsi les combustibles agissent seulement sur un des principes éloignés, et l'on obtient un sulfure.

Si l'on décompose ensuite ce sulfure, à l'aide d'un acide, l'acide carbonique, par exemple, on a un sel qui, étant calciné, donne de la soude pure.

On a proposé ce moyen pour décomposer le sulfate de soude; mais le charbon seul ne suffit pas, il faut y joindre un carbonate calcaire; dans ce cas, la chaux absorbe le soufre: mille parties de sulfate de soude, cinq cent cinquante parties de charbon, et mille de carbonate calcaire suffisent. On obtient un sulfure de chaux et du carbonate de soude, que l'on peut séparer par le lessivage.

Schèele a vu qu'en mêlant dans une dissolution de sulfate de soude, de la chaux vive, il se forme, en laissant le mélange exposé à l'air, du carbonate de soude, qui se

cristallise, et grimpe contre les parois du verre; le même effet a lieu avec le muriate de soude.

On peut encore retirer la soude du sulfate, en mettant les cristaux desséchés avec du charbon et de la limaille de fer bien mélangés, dans un creuset; on chauffe fortement : le charbon décompose l'acide sulfurique du sulfate de soude; l'acide carbonique se dégage; et le sulfure de soude formé, est décomposé par le fer, qui a plus d'affinité pour le soufre que la soude; il se forme un sulfure de fer, et un carbonate de soude. Après avoir laissé refroidir, on dissout le carbonate de soude; en filtrant, on sépare le sulfure de fer; on fait évaporer, et on obtient des cristaux de carbonate de soude.

Le sulfate de soude se dissout très-facilement dans l'eau, et la refroidit. Ce froid provient de la quantité de calorique qu'absorbe le sulfate pour devenir liquide. A 10 degrés de chaleur, l'eau n'en dissout que le 5e. de son poids; l'eau bouillante dissout presque son poids de ce sel.

Mêlé avec le double de son poids de glace, il produit 2 degrés de froid; la température étant au terme de la congélation.

Parmi les bases salifiables, il n'y a que la barite qui le décompose. En versant une dissolution de cette terre dans de l'eau saturée de sulfate de soude, il se forme un sel insoluble, sulfate de barite, et la soude reste dissoute dans l'eau.

La potasse pure et caustique, mêlée à une dissolution de sulfate de soude, le décompose, parce qu'elle a plus d'affinité avec l'acide sulfurique, que n'en a la soude.

M. *Trommsdorff* a proposé d'extraire la soude du sulfate de soude, à l'aide de la potasse.

On fait dissoudre 16 livres de sulfate de soude cristallisé dans 32 livres d'eau bouillante ; on ajoute 3 livres de potasse ; on fait éprouver au mélange quelques bouillons, et on laisse refroidir ; il se déposera une grande quantité de sulfate de potasse. On passe la lessive à travers un filtre, et on la dépose dans un endroit frais. Après quelques jours, on y trouvera une belle cristallisation de carbonate de soude. On décante le liquide, on le concentre par l'évaporation, et on le met de nouveau à cristalliser. Cette cristallisation, ainsi que les suivantes, seront mêlées de sulfate de potasse. Pour séparer ce sel du carbonate de soude, on expose les différentes cristallisations à une légère chaleur qui fait fondre le carbonate dans son eau de cristallisation. Après la fusion, on décante ce sel de dessus le sulfate de potasse ; on le fait dissoudre dans l'eau, et on le cristallise de nouveau.

On fait, d'un autre côté, dissoudre dans de l'eau le sulfate de potasse précipité, et celui obtenu par la cristallisation ; et on le cristallise.

Le sulfate de soude se combine encore avec l'acide sulfurique ; il en résulte un sulfate acide, comme celui de potasse.

Les acides nitrique et muriatique décomposent ce sel, avec les mêmes circonstances.

Diverses espèces de sel ont aussi la propriété de le décomposer ; tels que les sulfites de barite et de potasse ; les nitrates de barite, de potasse, de strontiane, de chaux ; les muriates de barite, de potasse, de strontiane et de chaux ; les phosphates et phosphites de barite et de potasse ; les fluates de barite et de potasse ; les borates de barite et de potasse, et le carbonate de potasse.

Ce sel est souvent employé en médecine. L'analyse y a démontré 27 parties d'acide, 15 de soude, et 58 d'eau.

§. VII.

Sulfate de strontiane.

On ne connoissoit pas autrefois ce sulfate ; la strontiane se trouvoit à l'état de carbonate terreux à Strontian, dans l'Argyleshire, dans la partie occidentale du nord de l'Ecosse, accompagnant un filon de mine de plomb. C'est à M. *Klaproth* que l'on doit la connoissance de ce sel. On en a découvert depuis peu une grande quantité en France. *Voyez* strontiane.

D'après les expériences de *Vauquelin*, le sulfate de strontiane natif, est composé de carbonate de chaux 0,10 ; eau, 0, 5 ; sulfate de strontiane, 0,83.

Ce dernier est lui-même composé sur cent parties de strontiane 0,54 ; acide sulfurique 0,46.

Le sulfate de strontiane n'a pas de saveur ; il est insoluble, très-blanc, lorsqu'il est pur ; cristallisé, pesant.

Ce sel est fusible à une haute température, et il répand une lueur phosphorique d'un jaune purpurin lorsqu'on le traite au chalumeau.

Le charbon décompose le sulfate de strontiane, mais il faut préalablement enlever, par un acide, le carbonate de chaux qui y est mêlé : on se sert ordinairement d'acide nitrique ; on lave bien la partie non soluble dans cet acide, et on la traite par le charbon, comme nous l'avons indiqué pour le sulfate de barite. *Voyez* ce mot.

On obtient ainsi un sulfure de strontiane que l'on décompose par l'acide nitrique : il se forme un nitrate de

strontiane; quand on veut avoir la strontiane pure, on chauffe ce nitrate dans une cornue, ou mieux, dans un creuset d'argent, l'acide nitrique se décompose, et la strontiane reste pure.

Le sulfate de strontiane est soluble dans l'excès de son acide : phénomène qu'on ne peut obtenir avec le sulfate de barite.

La barite, la potasse et la soude décomposent le sulfate de strontiane par la voie sèche.

Plusieurs sels décomposent le sulfate de strontiane; de ce nombre sont les sulfites de barite, de potasse, de soude, le nitrate de barite, le muriate de barite, les phosphates de barite, de potasse, de soude et d'ammoniaque; les fluates de potasse, de soude et d'ammoniaque; les borates de barite, de potasse, de soude et d'ammoniaque; enfin, par les carbonates de barite, de potasse et de soude.

§. VIII.

Sulfate de chaux.

Le sulfate de chaux, connu vulgairement sous le nom de gypse, plâtre, sélénite, est très-abondant dans la nature: il est composé de 46 parties d'acide, de 32 de chaux, et de 22 d'eau.

On compte jusqu'à neuf variétés de sulfate de chaux: il y en a en gros cristaux, en masse déposées, en petites écailles, etc.

Ce sel n'a pas de saveur sensible.

Au feu, il décrépite légèrement, et devient d'un blanc mat; il forme ce qu'on appelle le plâtre fin. Il perd, par cette calcination, environ 20 pour 100 de son poids.

Ce sel n'est pas décomposable à l'air; il perd seulement un peu de sa transparence, et présente différentes couleurs et se brise. A l'humidité, il se dégrade facilement.

Il faut 70 à 72 parties d'eau pour en dissoudre une de sulfate de chaux. Après la dissolution, l'eau est plus pesante, d'une saveur fade, lourde sur l'estomac. L'eau des puits de Paris en tient en dissolution; car, si on la laisse déposer, on y trouve du sulfate de chaux en très-petits cristaux, ou en poussière grise.

Les légumes durcissent, si on les fait cuire dans ces sortes d'eaux. On peut faire cette expérience, en faisant cuire comparativement un légume (des haricots), dans de l'eau chargée de ce sel, et dans de l'eau pure. Il faut prendre une quantité égale d'eau et de haricots, et les faire cuire dans le même espace de temps.

Le charbon décompose le sulfate de chaux; et, si le plâtre n'est pas bien sec, on obtient aussi du gaz hidrogène carboné.

On prend une cornue de grès; l'on y introduit un mélange de charbon en poudre et de plâtre, environ $\frac{1}{7}$ de charbon et $\frac{7}{7}$ de plâtre; on adapte à la cornue un tube recourbé, qui va plonger sous une cloche dans la cuve pneumato-chimique.

Le sulfate de chaux se réduit à l'état de sulfure, que l'on retrouve dans la cornue, et l'on obtient sous la cloche du gaz acide carbonique et du gaz hidrogène carboné.

Le sulfure de chaux contient moins d'hidrogène sulfuré que celui de potasse.

Quand on veut préparer l'hidro-sulfure de chaux, on délaie de la chaux dans de l'eau distillée, et on l'imprègne d'eau chargée d'hidrogène sulfuré : on sépare la liqueur,

et on la sature avec excès de gaz hidrogène sulfuré. *Voyez* sulfure de potasse.

La barite, la strontiane et les alkalis, ont plus d'affinité que la chaux avec l'acide sulfurique. En versant une dissolution de ces substances dans une eau chargée de sulfate de chaux, il se forme un précipité. L'acide sulfurique rend ce sel très-dissoluble. Les acides nitrique et muriatique augmentent sa dissolubilité sans le décomposer.

On calcine le plâtre pour les bâtimens avec du bois, et la flamme le traverse; il se forme en même temps un peu de sulfure de chaux; aussi, si l'on gâche le plâtre frais cuit, il répand une odeur d'hidrogène sulfuré, très-sensible.

Le plâtre calciné n'est pas pur: il s'y trouve de la chaux vive, qui est la cause de la chaleur qu'il prend, lorsqu'on le gâche. Cette chaleur vient encore du calorique de l'eau solidifiée, qui se dégage pendant la cristallisation.

Si l'on verse un acide sur du plâtre pur, il n'y a pas d'effervescence; mais, si c'est de la pierre à plâtre, il y a effervescence, parce que l'acide carbonique du carbonate de chaux qui s'y trouve, se dissipe.

Lorsque le plâtre est cuit et gardé trop longtemps, il fait effervescence avec un acide, parce que la chaux qu'il contient a eu le temps de reprendre de l'acide carbonique: acide qu'il avoit perdu par la calcination: aussi est-il essentiel, pour conserver le plâtre pur, de le priver, autant qu'il est possible, du contact de l'air.

Si l'on gâche le plâtre calciné, il reprend son eau de cristallisation, et la solidifie.

Le plâtre employé durcit, 1°. parce que le sulfate de

chaux se cristallise; 2°. parce que la chaux absorbant l'acide carbonique, se purifie, et c'est l'entrelacement de ces cristaux de deux espèces, qui est la cause de la solidité.

C'est le carbonate de chaux, qui est dans le plâtre, qui est cause que les plâtras se salpètrent très promptement, lorsque les murs sont exposés à l'humidité et aux matières animales; la chaux, alors, se combine avec l'acide nitrique qui se forme.

Le sulfate de chaux est décomposé par les sulfites de barite, de potasse et de soude, par les nitrates de barite, de strontiane, les muriates de barite, de strontiane, les phosphates de barite, de strontiane, de potasse, de soude, d'ammoniaque et d'alumine : on dit que quelques phosphites ont aussi cette propriété; les fluates alkalins décomposent aussi ce sel, ainsi que les borates et les carbonates alkalins.

§. IX.

Sulfate d'ammoniaque.

On nomme sulfate d'ammoniaque, le résultat de la combinaison de l'acide sulfurique avec l'ammoniaque.

On appeloit autrefois ce sel, *vitriol ammoniacal*, *sel secret de Glauber*, parce que c'est ce chimiste qui l'a découvert.

On dit l'avoir trouvé en éflorescence blanche, aux environs des volcans et en cristaux, autour de la bouche du Vésuve, et l'avoir retiré de quelques eaux de Toscane : on a dit aussi qu'on en avoit vu à la surface de la terre, en éflorescence, comme le nitre aux environs

de Turin ; mais cela paroît encore douteux. *Bergman* n'en a point trouvé dans les eaux qu'il a examinées ; cependant, comme il y a beaucoup de soufre et d'ammoniaque dans la nature, cette combinaison peut se former ; mais étant très-soluble dans l'eau, elle disparoît ; elle attire même l'humidité.

Pour préparer ce sel, on met dans un ballon du carbonate d'ammoniaque ; on le fait dissoudre dans une suffisante quantité d'eau, on verse peu-à-peu dans cette dissolution de l'acide sulfurique, jusqu'à ce que le mélange soit au point de saturation ; il se fait chaque fois une vive effervescence. Lorque le mélange est saturé, on filtre la liqueur, on la fait évaporer à une douce chaleur, jusqu'à légère pellicule ; ou bien on peut faire cristalliser ce sel spontanément ; mais il faut une basse température et un repos parfait, et recouvrir la capsule d'une gaze ou d'un papier percé de petits trous.

On peut aussi le faire directement en ajoutant à de l'ammoniaque liquide de l'acide sulfurique étendu d'eau ; mais avec beaucoup de précaution, à cause de la grande quantité de chaleur dégagée qui jetteroit la liqueur hors du vase ; on en ajoute jusqu'à concentration, on fait évaporer jusqu'à légère pellicule, et en refroidissant, on obtient de petits cristaux.

Ce sel cristallise en prismes comprimés à six pans, dont deux plus larges que les autres ; d'autres disent qu'il cristallise à quatre pans terminés par une pyramide quadrangulaire. Sa saveur est amère, urineuse. Le sulfate d'ammoniaque fond dans son eau de cristallisation.

Il est décomposé par la chaleur, il se forme de l'eau par l'hidrogène de l'ammoniaque qui se porte sur l'oxi-

gène de l'acide, et le gaz azote se dégage; il reste un sulfite acide d'ammoniaque cristallisé; on fait ordinairement cette opération dans une petite cornue de verre, dont le col plonge dans une cuve pneumato-chimique.

Si on le chauffe doucement, il se durcit et l'ammoniaque se dégage en partie, et si l'on continue l'action du calorique, il se volatilise au dôme de la cornue en sulfate acide d'ammoniaque; ce qui vient de la double affinité qui s'exerce, surtout celle du calorique pour l'ammoniaque.

Cette décomposition démontre que le sulfate d'ammoniaque peut devenir sulfate acide, ainsi que le sulfate de potasse. Il absorbe l'humidité de l'air en hiver, et presque pas en été. Le sulfate acidule d'ammoniaque n'est pas décomposé par l'eau, il cristallise très-bien; il rougit la teinture de tournesol. Il ne faut cependant pas s'en rapporter à la rubescence de cette teinture, pour juger qu'un sel ammoniac est à l'état d'acidule, car les sels ammoniacaux bien neutres rougissent si on les chauffe.. Comme la teinture de tournesol n'est autre chose qu'une teinture rouge bleuie avec de la soude, l'ammoniaque que l'on éprouve, attire à lui la soude, et le tournesol paroît alors dans son état primitif. On s'assure de la parfaite neutralité de ces sels, en les essayant sur une dissolution de carbonate de magnésie; s'il y a présence d'acide, il y a effervescence.

Le sulfate d'ammoniaque ne peut pas être décomposé par les combustibles comme les autres sulfates, car il n'y a que la portion d'oxigène excédante dans l'acide sulfurique, qui se dissipe; il ne reste que l'acide à l'état, d'acide sulfureux : or, cet acide sulfureux ne peut rete-

nir tout l'ammoniaque; une grande partie se volatilise.

Dans l'expérience avec l'oxide de carbone, cette substance enlève l'excès d'oxigène; il reste de l'acide sulfureux et un sulfite; mais comme le sulfite se volatilise très-facilement, il se sublime, par ce moyen, il échappe à la décomposition du charbon, et il passe de l'ammoniaque et de l'acide carbonique.

Quelquefois même, dans cette opération, il se forme de l'acide prussique, provenant du carbone et de l'ammoniaque.

Deux parties d'eau froide en dissolvent une de ce sel, et l'eau bouillante en dissout son poids; il cristallise par refroidissement, mais la cristallisation est confuse.

Dans sa dissolution dans l'eau, il produit du froid, et ce froid est beaucoup plus sensible que celui que donnent les autres sels, attendu qu'il s'y dissout plus promptement.

Mêlé avec la glace, il produit un grand froid.

Les acides nitrique et muriatique ne décomposent pas entièrement ce sel.

Le sulfate d'ammoniaque est décomposé par la barite, il se forme un sulfate de barite insoluble.

La strontiane opère le même effet que la barite.

La chaux vive décompose aussi ce sel; le mélange s'échauffe et l'ammoniaque se dégage. Si l'on fait cette opération dans une cornue, on peut en extraire l'ammoniaque.

Quand la magnésie agit à froid et par la voie humide, elle ne décompose qu'en partie le sulfate d'ammoniaque; il se forme, avec l'autre portion, un sel à deux bases, ou un sel triple.

La potasse et la soude forment avec ce sel, des sels solubles, et l'ammoniaque se dégage à l'état de gaz.

Toutes ces substances ont la propriété de décomposer le sulfate d'ammoniaque à froid, et par la seule trituration à sec, ou par le simple mélange des dissolutions.

Le sulfate d'ammoniaque est aussi décomposé, 1°. par les sulfites alkalins; 2°. par les nitrates alkalins et alkalino-terreux, ainsi que par le nitrate ammoniaco-magnésien; 3°. par le muriate d'alumine, les muriates alkalins, alkalino-terreux, et muriate ammoniaco-magnésien; 4°. par les phosphates de barite, de soude et d'ammoniaque; 5°. par les fluates alkalins; 6°. par les borates de soude et de potasse; 7°. enfin, par les carbonates de magnésie, de chaux, et alkalins.

Proportions de ce sulfate, d'après *Kirwan* : acide sulfurique, 0,42; ammoniaque, 0,40; eau, 0,18.

§. X.

Sulfate de magnésie.

Le sulfate de magnésie est connu en pharmacie sous le nom de sel d'*epsom*, parce qu'on le retiroit d'Angleterre, d'une fontaine appelée *Epsom*. On l'a aussi appelé sel d'Egra, sel de Sedlitz, sel de canal; d'autres, sel cathartique amer. Ce sel existe dans les eaux de la mer, et dans celle des puits de Paris, dans les eaux-mères, d'où l'on a tiré le sel marin. Il existe dans les pyrites martiales, dans les matériaux de l'alun, etc.

On purifie le sulfate de magnésie du commerce, en le dissolvant dans l'eau, et le faisant cristalliser.

On peut aussi préparer ce sulfate en saturant la magnésie pure dacide sulfurique.

Dans le commerce, la cristallisation du sulfate de magnésie est confuse; ce sont des petites aiguilles. On doit faire évaporer la liqueur jusqu'à 30 degrés, aréomètre de *Mossy*.

Si on le fait cristalliser spontanément, on obtient des prismes à quatre pans égaux, lisses, terminés par des pyramides quadrangulaires. Pour l'obtenir ainsi, il faut en faire une dissolution dans l'eau froide, et l'exposer à l'air.

Il est d'une amertume extrême. Toutes les eaux salées amères sont ordinairement des dissolutions plus ou moins fortes de sulfate de magnésie.

Il est d'un blanc grisâtre, un peu brillant.

Exposé au calorique, il perd presque toute son eau de cristallisation, ce qui le réduit à presque moitié de son poids; il éprouve aussi une fusion aqueuse.

A un feu violent il coule, mais il ne se décompose pas; et si, après avoir été fondu, on le verse dans un vase, il reprend l'humidité de l'air, et brise le vase qui le contient. Il est légérement éflorescent à l'air bien sec.

Le sulfate de magnésie est très-dissoluble dans l'eau; il ne demande que deux parties de ce fluide froid, pour être tenu en dissolution. L'eau chaude peut en dissoudre le double de son poids.

Pour décomposer ce sulfate par le charbon, on mêle ensemble du sulfate de magnésie avec un huitième de son poids de charbon en poudre: on introduit ce mélange dans une cornue de grès, à laquelle est adapté un tube recourbé qui va plonger sous une cloche à l'appareil à

gaz. A l'aide du calorique, le charbon s'empare de l'oxigène du sulfate, et il se forme du sulfure de magnésie. Il faut avoir attention de chauffer doucement, pour ne pas décomposer le sulfure lui-même, car le soufre tient peu à la magnésie : il passe sous la cloche du gaz hidrogène carboné; ce gaz provient de l'eau des matières qui se décomposent.

Si, sur cette dissolution de sulfure de magnésie, l'on verse de l'acide sulfurique, on refait du sulfate de magnésie, et on en retire ainsi le soufre pur en filtrant. Puis, on peut, en ajoutant un alkali caustique, retirer la magnésie de la dissolution du sulfate qui s'est reformé. La liqueur tient le soufre très-divisé, et passe à travers le filtre; mais il se floconne en le faisant bouillir.

Si l'on ajoute à du sulfate de magnésie un peu d'acide sulfurique, on a un sulfate de magnésie, avec excès d'acide; et si l'on y verse de l'ammoniaque, il ne s'y forme pas de précipité, parce que l'ammoniaque ne décompose pas le sulfate de magnésie avec cet excès d'acide, mais il se forme un sel triple.

La barite enlève l'acide sulfurique à ce sel. Si l'on emploie de la barite dissoute dans l'eau pure, le sulfate de barite et la magnésie se précipitent ensemble; mais si l'on emploie une dissolution acide, le muriate de barite, par exemple, le sulfate de barite se précipite, et la magnésie reste dans la liqueur, à l'état de muriate de magnésie.

Le sulfate de magnésie est décomposé par la potasse et la soude.

La potasse caustique précipite la magnésie en flocons blancs très-purs, et il se forme du sulfate de potasse.

La chaux précipite la magnésie du sulfate de magnésie; il se forme du sulfate de chaux, mais il faut opérer à grande eau.

L'ammoniaque décompose à froid une partie du sulfate de magnésie; mais le précipité est léger, et toute la magnésie n'en est pas séparée; car, si après avoir filtré, on essaie la liqueur avec la potasse, on a encore un précipité.

Mais si l'on fait évaporer lentement la liqueur, on a un sel triple, ammoniaco-magnésien.

Le sulfate de magnésie est aussi décomposé par plusieurs sulfites, par les nitrates alkalins et par les muriates de barite, de strontiane et de chaux; les phosphates, fluates, borates et carbonates alkalins, ont également la même propriété.

Le sulfate de magnésie est très-employé en médecine; *Bergman* a reconnu, par l'analyse que ce sel contenoit: acide sulfurique, 0,33; magnésie, 0,19; eau, 0,48.

§. XI.

Sulfate ammoniaco-magnésien.

C'est à *Bergman* et au C. *Fourcroy* que nous devons la connoissance de ce sel.

On le prépare comme nous l'avons indiqué ci-dessus.

Le sulfate ammoniaco-magnésien peut aussi se former directement, en mêlant des dissolutions de sulfate de magnésie avec du sulfate d'ammoniaque: la liqueur se trouble sur le champ, et cristallise peu de temps après.

Ce sel, comme le dit le C. *Fourcroy*, est une vraie

union de deux sels, et non pas comme l'expression de sel triple pourroit le faire croire, une combinaison de la même quantité d'acide sulfurique, en même temps aux deux bases.

Ce sel est amer, a une saveur urineuse, est moins soluble que le sulfate d'ammoniaque, et plus que le sulfate de magnésie; il cristallise en dodécaëdre, quelquefois à quatre pans.

Il se décompose au feu.

On reconnoit la présence de l'ammoniaque dans ce sel, en le triturant avec de la chaux, de la barite ou de la strontiane.

On y reconnoît la magnésie, en le précipitant par un alkali caustique; et si l'on ajoute après de la chaux avec un peu d'eau, l'odeur d'ammoniaque se dégage.

Lorsqu'on chauffe ce sel triple avec force, le sulfate ammoniacal s'évapore, et il reste du sulfate de magnésie au fond de la cornue.

Les alkalis le décomposent complétement: ce sel se comporte avec la plupart des sels précédemment énoncés comme avec le sulfate de magnésie.

Le C. *Fourcroy* a trouvé que ce sel contenoit: sulfate de magnésie, 0,68; sulfate d'ammoniaque, 0,32.

§. XII.

Sulfate de glucine.

La glucine se combine très-bien avec l'acide sulfurique, soit lorsqu'elle est libre, soit à l'état de carbonate; dans ce dernier cas, il se produit une effervescence assez vive.

Le sel qui résulte de cette combinaison est très-soluble dans l'eau, en sorte que sa dissolution devient épaisse comme un syrop, avant de cristalliser : on obtient des aiguilles ou des prismes mal formés.

La saveur de ce sel est très-sucrée et légérement astringente.

Exposé au feu, il se boursoufle comme l'alun ; et si on le fait rougir assez fortement, il se décompose entièrement : l'acide sulfurique s'échappe en vapeurs, et la terre reste pure.

Le charbon décompose, à l'aide du feu, le sulfate de glucine, et il en résulte un sulfure.

Aucun acide ne décompose ce sel, d'où il suit que l'acide sulfurique l'emporte sur tous les autres par son affinité pour cette terre.

Les alkalis et les terres, excepté l'alumine, le décomposent, en s'emparant de l'acide sulfurique, avec lequel ils ont une attraction plus forte.

L'infusion de noix de galle, ajoutée à la dissolution, donne un précipité blanc jaunâtre.

Le sulfate de glucine est décomposé par un grand nombre de sels ; la plupart des sulfites, nitrates, muriates, phosphates, fluates, borates et carbonates, jouissent de cette propriété.

§. XIII.

Des diverses espèces de sulfates d'alumine.

On connoît plusieurs états de sulfate d'alumine ; le plus commun est le sulfate acide d'alumine et de potasse ou d'ammoniaque, alun du commerce.

On le trouve dans le voisinage des volcans, sur les laves et sur plusieurs rochers. Pour obtenir le sulfate d'alumine, on expose les mines d'alun à l'air et à la pluie, ou on les fait brûler; le soufre qui s'y trouve forme, par sa réunion avec l'oxigène qu'il absorbe, de l'acide sulfurique, et s'unit à l'alumine: on combine le tout dans l'eau à l'aide du feu; on le laisse refroidir, et l'on a du sulfate acide d'alumine pur.

On y mêle toujours un peu d'alkali, soit des cendres, soit du sulfate de potasse ou de l'ammoniaque, même de l'urine pourrie; tous ces sels sont nécessaires pour l'obtenir cristallisé, et pour ôter sa viscosité. C'est ce qui fait que, d'après les travaux du C. *Vauquelin*, sur les diverses manières d'être de la combinaison de l'alumine avec l'acide sulfurique, qui se trouve en même temps uni à d'autres bases, on doit distinguer sept états dans cette combinaison;

1°. Sulfate d'alumine; c'est l'union artificielle de l'acide sulfurique et de l'alumine: ce sel est astringent, il cristallise en lames, ou feuillets plians, soluble dans l'eau: ce sel n'étoit pas connu;

2°. Sulfate acide d'alumine; c'est le précédent avec excès d'acide: il n'en diffère que parce qu'il rougit les couleurs bleues végétales. On le fait aisément, en dissolvant le précédent dans l'acide sulfurique; tandis qu'on ne le convertit que très-difficilement en sulfate d'alumine neutre, et qu'en le faisant bouillir longtemps avec sa terre: comme le premier, ce sel n'a pas été décrit;

3°. Sulfate d'alumine et de potasse saturé; c'est l'alun des chimistes, saturé de sa terre: ses caractères sont d'être pulvérulent, insipide, indissoluble, incristalli-

sable, et de se convertir aisément en véritable alun par l'acide sulfurique;

4°. Sulfate acide d'alumine et de potasse. Il est aisé à préparer chimiquement, il ressemble beaucoup à l'alun ordinaire, cependant *Vauquelin* n'a trouvé que celui de la Tolfa qui soit de cette nature;

5°. Sulfate acide d'alumine et d'ammoniaque : on le fait facilement dans nos laboratoires; il n'a point été rencontré pur dans le commerce;

6°. Sulfate acide d'alumine, de potasse et d'ammoniaque; c'est la nature de l'alun le plus fréquemment fabriqué dans les manufactures : ainsi nous lui réservons le nom d'alun, pour le distinguer;

7°. Le sulfate acidule d'alumine et de potasse. *Vauquelin* propose ce nom, parcequ'en ajoutant un peu plus de potasse à la dissolution, qu'il n'est nécessaire pour en obtenir des cristaux octaëdres, il passe à la forme cubique.

§. XIV.

Du Sulfate acide d'alumine, de potasse ou d'ammoniaque; alun.

On distingue six espèces d'alun dans le commerce;

1°. Alun de glace; 2°. alun de Rome; 3°. alun de Naples; 4°. alun de Smyrne; 5°. l'alun de France : on en prépare dans les fabriques de *Chaptal*, à Javelle près Paris, et dans plusieurs autres manufactures; on mêle l'eau acide, qui provient de la rectification de l'acide sulfurique, avec de l'argille de Gentilly dans des caisses de bois, exposées à l'air pendant cinq à six mois;

ensuite on lessive la masse ; 6°, on extrait l'alun de schistes éflorescens et des produits volcaniques.

On peut encore préparer ce sel en versant dessus de l'alumine pure, de l'acide sulfurique ; quand tout est dissout, on fait chauffer et l'on obtient ainsi un sel acidule, qui n'est pas cristallisable ; il paroît que l'acide sulfurique a plus d'affinité pour le sulfate d'alumine que pour l'alumine. On fait évaporer jusqu'à consistance sirupeuse ; la matière est quelquefois striée en forme d'étoiles, mais jamais cristallisée ; alors on ajoute une dissolution de sulfate de potasse, ou une dissolution de sulfate d'ammoniaque, il se forme sur le champ des cristaux octaëdres ; ce sel est un sulfate acide d'alumine et de potasse, ou un sulfate acide d'alumine et d'ammoniaque : pour obtenir des cristaux d'alun, on peut évaporer la liqueur jusqu'à ce qu'elle marque 35° à l'aréomètre de *Mossy* ; si l'on veut avoir le sel en masse, il faut rapprocher la liqueur jusqu'a 40 à 45 degrés du même aréomètre.

Le C. *Cureaudeau* a proposé pour la fabrication d'alun, d'employer cent parties d'argille et cinq de sel marin dissout dans une suffisante quantité d'eau, pour donner au mélange une consistance pâteuse ; on en fait ensuite des pains, dont on remplit un fourneau de réverbère, dans lequel on fait un feu actif, pendant deux heures, ou jusqu'à ce que l'intérieur du fourneau soit absolument rouge ; la calcination étant finie, on réduit l'argille en poudre, on la met dans une bonne futaille, et on verse dessus à plusieurs reprises $\frac{1}{4}$ de son poids d'acide sulfurique concentré, et agitant fortement à chaque fois. Dès que les vapeurs d'acide muriatique qui se dégagent sont dissipées, on ajoute autant d'eau qu'on a mis d'acide,

et on remue comme la première fois. Il se forme entre la terre et l'eau et l'acide, une combinaison si prompte que le mélange s'échauffe, se gonfle et exhale des vapeurs extrêmement abondantes; enfin, lorsque cette chaleur est un peu appaisée, on continue d'ajouter de l'eau, jusqu'à ce qu'il y en ait environ autant que d'acide; la terre inutile à la formation de l'alun étant déposée et la liqueur éclaircie, on la tire dans des baquets ou des chaudières de plomb, on met ensuite sur les marcs autant d'eau qu'on a retiré de liqueur et on réunit celle-ci à la première; enfin on met dans ces lessives une dissolution de potasse, dans laquelle il doit y avoir de cet alkali, le quart du poids de l'acide employé, et l'on agite.

Au bout de quelque temps, la liqueur en refroidissant forme des cristaux d'alun, dont la quantité s'élève, quand la cristallisation est achevée, à trois fois le poids de l'acide employé, on raffine cet alun en le faisant fondre dans la plus petite quantité d'eau possible et bouillante. Alors il est aussi beau que le meilleur alun du commerce.

Comme le marc retient encore quelques parties salines, le C. *Curaudeau* recommande de les lessiver une 3e. fois avec une quantité d'eau suffisante, pour le dessaler complétement, et de se servir de ce lavage au lieu d'eau simple, pour une seconde opération, par ce moyen il n'y a rien de perdu; ainsi, sans le secours de chaleur artificielle, on obtient la plus grande partie de l'alun, qui s'est formé dans l'opération, ce qui est un avantage précieux.

L'auteur conseille d'employer les eaux mères qui contiennent encore de l'alun et du sulfate de fer très-oxidé, à la fabrication du bleu de Prusse, ce à quoi elles sont pro-

pres. Il regarde surtout la fabrication de l'alun comme très-avantageuse pour les fabricans de bleu de Prusse, car ils pourroient calciner leurs argilles, en même temps que les matières animales, sans aucunes augmentations de dépenses; ils n'auroient pas besoin d'y ajouter de la potasse, et la présence du fer, au lieu d'être nuisible, y seroit au contraire utile. S'ils vouloient même fabriquer de l'alun pour le commerce, ils pourroient également employer, pour dissoudre la combinaison de l'alun et de l'acide sulfurique, au lieu d'eau, le sulfate de potasse, qui provient du lavage de leur bleu de Prusse, substance qu'ils perdent ordinairement; ils pourroient également employer aux mêmes usages le résidu ou ciment d'eau forte, il suffiroit d'arroser cette substance avec de l'acide sulfurique, et de lessiver le mélange, avec la quantité d'eau nécessaire en opérant comme ci-dessus. Les eaux mères de ces aluns seroient bonnes aussi à la fabrication du bleu de Prusse.

On doit observer qu'il y a dans le ciment plus d'alkali qu'il n'en faut pour la saturation du sulfate d'alumine que forme l'argille, et que pour tirer tout le parti possible de cette substance, il faudroit y ajouter un huitième de son poids de cette terre calcinée, et en employant environ 60 pour $\frac{0}{0}$ d'acide sulfurique on obtiendroit 180 liv. d'alun très-beau.

L'alun cristallise par refroidissement: ces cristaux sont des octaëdres, mais avec plusieurs modifications.

Ce sel se liquéfie à une douce chaleur; il se boursoufle beaucoup, et il offre une masse très-volumineuse, légère, d'un blanc mat, et remplie de beaucoup de cavités. Il est peu altéré; il altère inégalement les couleurs bleues.

Sa saveur est beaucoup plus forte : c'est ce qu'on nomme *alun calciné.*

L'alun perd, en chauffant ainsi, son eau de cristallisation, et une très-petite partie de son acide. Car, si on fait cette expérience dans des vaisseaux clos, l'eau que l'on retire est acide. Cependant l'alun calciné est toujours avec excès d'acide ; cela vient de ce que les molécules d'alun ayant une extrême affinité les uns avec les autres, laissent aller l'acide qui y reste interposé. Cependant à un grand feu on peut séparer l'acide de sa base.

Le sulfate d'alumine s'efleurit légérement à l'air. L'alun se dissout dans 15 parties d'eau froide.

Beaucoup de matières combustibles décomposent l'alun. Prenons pour exemple le charbon.

On mêle ensemble huit parties de charbon en poudre, sur une d'alun ; on introduit le tout dans une cornue, et l'on y adapte l'appareil pneumato-chimique.

A l'aide du calorique, on obtient sous la cloche du gaz acide carbonique, et ce qui reste dans la cornue, est un sulfite d'alumine.

On décompose encore l'alun par les matières animales et végétales : cette décomposition produit une substance qui s'enflamme à l'air, et qu'on a appelée pyrophore.

On prend deux ou trois parties d'alun contre une de miel, de farine, de sucre ; l'une ou l'autre de ces substances opère le même effet. On fait dessécher les deux matières dans une poêle de fer, ou dans une cuiller de même métal, ayant soin de les remuer avec une spatule. Les matières se liquéfient d'abord ; elles se boursouflent ensuite, et se réduisent en grumeaux : lorsque la matière

est en cet état, on la pulvérise grossiérement : on achève de la dessécher; elle forme alors une poudre noire charbonneuse. On la met dans un petit matras à long col; il ne faut le remplir qu'aux trois quarts : on place ce matras dans un creuset avec du sable, et on en recouvre la boule : on met dans un fourneau le creuset qui contient le matras, et l'on chauffe par degrés, jusqu'à faire rougir le matras, l'acide sulfurique est décomposé, l'acide carbonique se dégage, ainsi qu'un peu d'hidrogène sulfuré et d'hidrogène carboné, que la température fort élevée fait brûler à la fin de l'opération dans le goulot du matras, ou de la bouteille; on laisse la petite flamme brûler pendant 3 à 4 minutes; on ôte le feu du fourneau, on bouche le matras, et on laisse refroidir, ou bien on verse le pyrophore qu'il contient dans un flacon de cristal bien bouché.

Les chimistes ne sont pas encore d'accord sur la vraie dénomination de ce composé; les uns le regardent comme un sulfure d'alumine, mêlé d'une petite quantité de charbon; d'autres, comme le C. *Fourcroy*, pensent que le pyrophore contient un sulfure hidrogéné de potasse et d'alumine mêlé de carbone extrêmement divisé.

Si l'on verse un peu de ce sulfure sur du papier, à l'air libre, il prend feu. Lorsque le pyrophore est un peu lent à brûler, on accélère son inflammation, en répandant dessus la légère vapeur humide qui sort de la bouche.

L'inflammation du pyrophore ne se fait que dans un air chargé d'humidité, il ne brûle pas à l'air sec; ce sulfure décompose une partie de l'eau de l'atmosphère, le sulfure d'alumine et de potasse en solidifie une partie

qui laisse dégager une quantité de chaleur suffisante pour mettre le charbon en combustion. Il se régénère un peu d'alun dans cette opération. L'humidité est absorbée par la matière, et le calorique de cette humidité dégagé, élève la température de cette matière : alors, elle brûle elle-même, le charbon et le soufre, dans cette combinaison, régénère de l'acide sulfurique et du sulfate d'alumine, et il se dégage un peu d'acide carbonique.

Voici comme le C. *Fourcroy* explique sa combustion : il use, dit-il, entièrement le gaz oxigène atmosphérique, et le convertit en partie en acide carbonique; une autre partie se fixe dans le soufre qu'elle fait passer à l'état d'acide sulfurique; en sorte que, lorsque le pyrophore a brûlé, il ne contient plus de sulfure hidrogéné comme auparavant, mais du sulfate d'alumine et de potasse; ce n'est plus de l'alun, parce qu'il a perdu son excès d'acide qui lui donne son caractère.

Lorsqu'on le jette dans l'eau, il répand une odeur fétide, et donne une dissolution de sulfure de potasse et d'alumine hidrogéné.

Tous les acides décomposent ce sulfure; l'acide nitrique précipite du soufre un peu rouge, ce qui provient, de ce qu'étant oxigéné par l'acide, il est à l'état d'oxide de soufre, et il se forme du nitrate d'alumine. On obtient sous la cloche, quand on fait cette expérience dans des vaisseaux fermés, du gaz azote et du gaz acide carbonique. Quand le gaz nitreux est tout décomposé, il cède son oxigène au pyrophore et le brûle, le soufre s'acidifie, et l'on retrouve un peu de sulfate d'alumine.

L'acide sulfurique concentré et l'acide sulfureux enflamment aussi le pyrophore.

Le même effet a lieu dans le gaz acide muriatique oxigéné.

L'alun est décomposé par la barite, la chaux, la strontiane, la magnésie; la glucine, et par tous les alkalis; versés dans une dissolution de ce sel, ils en précipitent l'alumine. L'alumine que l'on obtient ainsi est rarement pure. *Voyez* alumine.

L'alun est aussi décomposé par un grand nombre de sels; la plupart des sulfites, nitrates, nitrites, muriates, phosphates, fluates, borates et carbonates décomposent ce sel par une double attraction.

Le C. *Vauquelin* a trouvé dans cent parties d'alun de fabrique, sulfate d'alumine, 0,49; sulfate de potasse, 0,07; eau, 0,44.

L'alun est d'un usage très-étendu, soit en médecine, soit dans les arts.

§. XV.

Sulfate de zircone.

M. *Klaproth* est le premier qui ait fait connoître ce sel. Le C. *Vauquelin* a ajouté au travail du savant chimiste de Berlin quelques détails sur le caractère et les propriétés de ce sel.

Pour que les combinaisons de la zircone avec les acides s'opèrent facilement, il faut qu'elle soit très-divisée et encore humide, telle qu'elle est lorsqu'elle vient d'être précipitée de ces dissolvans; si elle a été desséchée au feu, ou même à la chaleur d'une étuve, elle ne se prête que difficilement à ces compositions. Cette terre adhère aux acides, car l'action de la chaleur, même médiocre,

suffit pour en rompre les liens; cette vérité est d'ailleurs démontrée par les alkalis, et toutes les autres terres qui lui enlèvent les acides.

L'acide sulfurique et la zircone s'unissent aisément, et le sel qui résulte de cette combinaison est blanc, insoluble dans l'eau, et sans saveur sensible. La chaleur le décompose, et laisse la zircone pure. Il n'éprouve aucun changement à l'air, et l'eau ne dissout ce sel que lorsqu'elle est acide. A une haute température, le charbon convertit ce sulfate en sulfure. Ce sulfure est très-dissoluble dans l'eau, et sa dissolution fournit, par l'évaporation, des cristaux d'hidrosulfure de zircone.

Ce sel ne subit aucun changement, dans sa nature intime, de la part des autres acides.

Les terres et les alkalis le décomposent, ainsi que la plupart des sels à base d'alkali, et ces décompositions n'ont lieu que par attractions doubles superflues.

Proportions : — Inconnues.

On n'emploie encore à aucun usage le sulfate de zircone.

§. XVI.

Des Sulfites.

On appelle sulfites, les combinaisons de l'acide sulfureux avec les terres et les alkalis. C'est aux C. *Fourcroy* et *Vauquelin* que nous devons la connoissance de ces sels. *Voyez Annales de chimie*, tome 24. Ces composés se nommoient auparavant sels sulfureux.

Pour faire les sulfites en général, on peut mêler des dissolutions alkalines ou terreuses, avec de l'eau chargée d'acide sulfureux.

Ou bien, en faisant passer de l'acide sulfureux sur les bases; ou bien enfin, et c'est la meilleure manière, c'est de mettre du mercure et de l'acide sulfurique dans une cornue, il se forme de l'acide sulfureux gazeux, produit de la décomposition de l'acide sulfurique par le mercure.

A, Cornue de verre lutée, posée sur des barres de fer dans un fourneau contenant le mercure et l'acide sulfurique; on y adapte un tube recourbé qui va plonger dans un flacon B, dans lequel on met de l'eau pour absorber l'acide sulfurique qui pourroit passer sans être décomposé; de ce flacon, part un tube, qui va se rendre dans une autre bouteille C, à trois tubulures, dans laquelle on met une dissolution de carbonate de potasse; on peut mettre ainsi autant de flacons que l'on a de sulfites à préparer; le dernier est terminé par un tube de sûreté à boules, dont l'extrémité plonge sous une cloche D, dans l'appareil pneumato-chimique. Il faut avoir soin de mettre dans la tubulure du milieu de chaque flacon, un petit tube E, dont une des extrémités doit plonger de quelques millimètres dans l'eau, et l'autre rester dans l'atmosphère, afin que, pendant l'opération, si la chaleur vient à diminuer, ou après qu'elle est finie, il donne passage à l'air extérieur, à mesure que le gaz diminue de volume par le refroidissement, et empêche par là, que la dissolution du sulfite ne remonte dans le premier flacon, et ne se mêle à l'eau qu'il contient, par la pression de l'atmosphère.

Pour vérifier si un appareil, aussi compliqué, perd en quelques endroits, on insufle de l'air avec la bouche par le premier tube de sûreté E. Cet air doit arriver dans la cloche D, en vainquant l'opposition qu'il éprouve de la

part des colonnes fluides qu'il traverse dans son passage; opposition qui le porteroit à s'échapper, s'il avoit issue par les assemblages : les flacons tubulés sont sujets à avoir des ouvertures aux soudures des tubulures.

Le tout ainsi disposé, on chauffe légérement la cornue, l'acide sulfureux se dégage à l'état de gaz, et sature la potasse, la soude, etc. Il passe sous la cloche D, de l'acide carbonique, qui provient de la décomposition des carbonates liquides que contiennent les flacons, carbonates, qui se décomposent à mesure que l'acide sulfureux chasse l'acide carbonique, pour s'emparer de la base, et en composer des sulfites.

Ce moyen de préparer les sulfites, est le plus avantageux; car on peut les obtenir cristallisés, sans faire évaporer.

Si on les faisoit avec l'acide sulfureux liquide, il faudroit faire évaporer, et l'évaporation donnant accès à l'oxigène, il peut se former de l'acide sulfurique et des sulfates.

Propriétés génériques des sulfites.

Les sulfites n'ont point d'odeur. Lorsqu'ils ne sont pas neutres, ils décolorent entièrement les couleurs bleues végétales : voilà pourquoi on emploie la vapeur du soufre, ou l'acide sulfureux, pour blanchir la soie, le linge, etc. Il ont une saveur marquée d'acide sulfureux; ils sont décomposés par le calorique.

Le gaz oxigène les change en sulfate : les sulfites peuvent servir d'eudiomètre, surtout celui d'ammoniaque, car c'est celui de tous les sulfites qui passe le plus facilé-

ment à l'état de sulfate par le seul contact de l'oxigène de l'atmosphère.

Les uns sont dissolubles dans l'eau, les autres ne le sont pas, excepté avec excès d'acide. Ils sont décomposés par les acides. Ils sont tous convertis en sulfure par le charbon, excepté celui d'ammoniaque.

Les alkalis et les terres agissent sur ces sels en raison de leurs affinités pour l'acide sulfureux; ainsi la barite décompose tous les autres sulfites, ensuite la strontiane, la chaux, la potasse, la soude, la magnésie, l'ammoniaque, la glucine, l'alumine et la zircone.

§. XVII.

Sulfite de barite.

Pour préparer ce sel, on mêle une dissolution de sulfite de soude ou d'ammoniaque, avec une dissolution de muriate de barite; le sulfite de barite se présente alors sous la forme de très-petites aiguilles, qui se précipitent au fond de la liqueur. Ce sel n'a pas de saveur sensible, il est blanc, opaque.

Le calorique en chasse le soufre excédant, et il passe à l'état de sulfate. Le soufre se cristallise au col du matras.

Le charbon décompose le sulfite de barite, et le change en sulfure, en lui enlevant son oxigène.

Ce sel n'est pas dissoluble dans l'eau, au moins d'une manière sensible; l'acide sulfureux le rend un peu dissoluble.

Les acides sulfurique, muriatique et nitrique, décom-

posent le sulfite de barite, en produisant un pétillement très-violent, et un gonflement très-considérable.

L'acide muriatique oxigéné le change entièrement en sulfate.

Le sulfate de barite n'est décomposé par aucune substance terreuse ou alkaline.

Ce sel cristallisé, suivant les C. *Fourcroy* et *Vauquelin*, est composé dans ces proportions : barite 0,59, acide sulfureux 0,39, eau 0,02.

Le C. *Fourcroy* emploie avec succès le sulfate de barite dissout dans l'eau par le moyen de l'acide sulfureux, pour reconnoître si cet acide est pur, et pour en séparer l'acide sulfurique qu'il pourroit contenir.

§. XVIII.

Sulfite de chaux.

Le meilleur procédé pour préparer le sulfite de chaux, c'est de faire passer du gaz acide sulfureux au milieu du carbonate de chaux délayé dans l'eau.

Quand la liqueur est bien saturée, il cristallise sur les parois du flacon en aiguilles transparentes.

Sa saveur est d'abord presque nulle, elle imite ensuite celle de l'acide sulfureux.

Ce sel cristallisé perd un peu de sa transparence; mais il ne se convertit que très lentement en sulfate.

Le calorique fait passer ce sel à l'état de sulfate.

Ce sel demande environ huit cents parties d'eau pour se dissoudre, mais il devient plus soluble par excès d'acide : c'est ainsi qu'on peut l'obtenir cristallisé, en exposant à l'air sa dissolution dans l'acide sulfureux.

Il n'y a que la barite qui décompose le sulfite de chaux : l'acide se dissipe et laisse le sel à l'état de pureté : ce dont on peut s'assurer en mêlant une dissolution de cette terre alkaline avec une dissolution de sulfite de chaux neutre, qui y forme un léger précipité.

Les acides minéraux le décomposent, l'acide sulfurique en dégage l'acide sulfureux, avec effervescence. On peut même l'en extraire ainsi dans l'état de la plus grande pureté.

L'acide nitrique et l'acide muriatique oxigéné le convertissent en partie en sulfate de chaux, proportions : chaux 0,47, acide sulfureux 0,48, eau 0,15.

§. XIX.

Sulfite de potasse.

Sthal est le premier qui ait fait connoître ce sel, depuis longtemps on le nommoit sel sulfureux de *Stahl*. Les Cit. *Berthollet*, *Fourcroy* et *Vauquelin* ont fait connoître plus particulièrement ce sel.

Pour le préparer on prend du carbonate de potasse cristallisé très-pur, on le dissout dans trois fois son poids d'eau distillée, et on y conduit du gaz acide sulfureux.

Lorsque l'effervescence n'a plus lieu par la présence de l'acide sulfureux, on cesse l'opération, et la liqueur donne ordinairement des cristaux en refroidissant, qui présentent la forme d'une lame rhomboïdale alongée ; souvent sa cristallisation offre de petites aiguilles divergentes d'un centre commun. Ce sel est blanc et transparent ; sa saveur est piquante et sulfureuse. Exposé a une chaleur brusque, il décrépite, perd son eau de cris-

tallisation, il rougit ensuite, répand quelques vapeurs d'acide sulfureux; enfin, il s'en sépare une portion de soufre, et le résidu est du sulfate de potasse, avec un léger excès d'alkali.

Si l'on expose ce sel à l'air, il s'efleurit légérement, devient opaque et dur, sa saveur piquante et sulfureuse disparoît; il en acquiert une autre qui est âcre et amère, alors il ne fait plus d'effervescence avec les acides.

Le charbon décompose ce sel; à cet effet, on prend douze parties du sel desséché; on le met dans une cornue avec une partie de charbon en poudre fine : on chauffe jusqu'à l'incandescence. On obtient, 1°. une petite quantité d'eau; 2°. de l'acide carbonique; 3°. une certaine quantité de gaz hidrogène sulfuré; 4°. enfin, il reste dans la cornue une masse rouge très-soluble dans l'eau, et qui répand une odeur fétide d'hidrogène sulfuré, d'où les acides dégagent cette matière à l'état de gaz, et précipitent du soufre: on obtient donc un vrai sulfure de potasse hidrogéné.

Le gaz hidrogène décompose aussi le sulfite de potasse.

On met dans un canon de porcelaine du sulfite de potasse trés-sec; on fait passer ce tube à travers un fourneau, on adapte à son extrémité supérieure un appareil pour dégager du gaz hidrogène, et à l'extrémité inférieure, un tube qui va plonger dans un flacon sec. On chauffe légérement le tube de porcelaine; et par le passage du gaz hidrogène, il se forme de l'eau : il reste dans le tube du sulfure de potasse.

Le sulfite de potasse est dissoluble dans une quantité d'eau, à-peu-près égale à la sienne: cette dissolubilité augmente par la chaleur.

Parmi les acides, les uns décomposent le sulfite de potasse, en en séparant l'acide sulfureux: les autres, en changent la nature, sans en chasser l'acide, mais en y portant une portion d'oxigène, et en le convertissant en acide sulfurique. Le premier de ces effets appartient aux acides sulfurique, muriatique, phosphorique et fluorique; le second, aux acides nitrique et muriatique oxigéné. Les acides boracique et carbonique ne lui font éprouver aucun changement à froid.

La barite et la chaux sont les seules qui décomposent le sulfite de potasse; ainsi, dans une dissolution de ce sel, si l'on verse de l'eau de chaux ou de barite, on obtient un précipité, et la potasse reste pure.

On ne connoît pas les proportions de ce sel.

§. XX.

Sulfite de soude.

On prépare du sulfite de soude, en mettant dans une bouteille de *Woulf* une partie de carbonate de soude cristallisé, avec deux parties d'eau distillée; on y fait passer du gaz acide sulfureux, jusqu'à ce que l'effervescence soit passée. Lorsque la saturation approche de sa fin, une portion de sulfite de soude cristallise au fond de la liqueur.

Sa forme est un prisme à quatre pans, dont deux très-grands et deux petits, terminés par des pyramides dihèdres. Ce sel est blanc, parfaitement transparent; sa saveur est fraîche, et ensuite sulfureuse.

Il se comporte au feu, absolument comme le sulfite de potasse, à l'exception seulement qu'il éprouve la fusion aqueuse.

Il s'éfleurit à l'air, et se convertit ensuite en sulfate de soude, mais moins promptement que le sulfite de potasse.

Ce sel, mêlé avec un douzième de son poids de charbon en poudre, et chauffé dans une cornue, fournit d'abord un peu d'eau, ensuite de l'acide carbonique, mêlé d'une portion de gaz hidrogène sulfuré; enfin, il reste dans la cornue un sulfure de soude hidrogéné.

Les acides minéraux lui font éprouver les mêmes changemens qu'au sulfite de potasse.

La barite, la chaux et la potasse décomposent le sulfite de soude. Le précipité que l'on obtient est du sulfite de barite, ou de chaux, ou de potasse, suivant que l'on a employé l'une ou l'autre de ces terres.

Les sulfates de chaux, d'ammoniaque et de magnésie le décomposent.

On y a trouvé, par l'analyse : soude, 18; acide sulfureux, 31; eau, 51.

Le sulfite de soude est un fort bon réactif pour les dissolutions métalliques, tantôt il précipite du soufre, tantôt le métal sous telle ou telle couleur. Le sulfite d'ammoniaque jouit de ces propriétés à un moins haut degré.

§. XXI.

Sulfite de soude sulfuré, ou avec excès de soufre.

Cette nouvelle combinaison, découverte par le Cit. *Chaussier*, et examinée depuis par le C. *Vauquelin*, présente un nouveau genre de sulfites que l'on n'a pas encore étudié.

Ce que nous savons de plus particulier sur ce sel est dû aux chimistes que je viens de citer.

Voici comme on peut préparer le sulfite de soude avec excès de soufre :

1°. En faisant bouillir du soufre avec une dissolution de sulfite de soude bien neutre, on obtient un sel qui, s'il ne contient pas de sulfate, ne précipite point la dissolution de barite.

2°. On peut former également ce sel avec un mélange de sulfite de soude et d'hidrogène sulfuré, d'acide sulfureux et d'hidro-sulfure de soude, avec le sulfite de soude et l'hidro-sulfure de soude; mais toutes les fois que l'on présente à l'acide sulfureux, ou au sulfite de soude, du soufre uni à l'hidrogène, ce dernier corps est brûlé, et le soufre mis à nud se combine à une portion du sulfite ou de l'acide sulfureux non décomposé.

L'hidrogène sulfuré, qui se dégage du sulfite de soude sulfuré par l'acide sulfurique, n'est pas une raison de croire qu'il existe dans ce sel; car le dégagement n'a lieu sensiblement qu'avec ce sel à l'état solide, et l'acide sulfurique concentré : s'il existoit dans le sulfite de soude sulfuré, il donneroit quelques signes de sa présence, par les dissolutions métalliques.

Lorsque ce sel est pur, 1°. il est transparent et cristallisé en forme de prisme quarré, terminé par une pyramide à six faces; 2°. il ne s'efleurit point, et ne tombe point en déliquescence; 3°. Il n'altère point les couleurs bleues ou violettes des végétaux; 4°. il a une saveur fraîche, légérement amère et sulfurée; 5°. il n'a aucune odeur; 6°. Sur les charbons ardens, il entre facilement en fusion, brûle ensuite avec l'odeur et la flamme du soufre; 7°. il est in-

soluble dans l'alcool; 8°. l'eau en dissout près de trois fois son poids; 9°. tous les acides, même le sulfureux, le décomposent et en précipitent le soufre, du moins en partie; 10°. l'addition des acides sulfurique, nitrique, muriatique, produit d'abord un dégagement de gaz hidrogène sulfuré, qui est bientôt accompagné et suivi de gaz acide sulfureux; 11°. il précipite le plus grand nombre des dissolutions métalliques, mais avec des phénomènes particuliers; ainsi, il précipite le nitrate de mercure en jaune, tandis que le sulfite de soude le précipite en blanc; 12°. il précipite le muriate de platine en noir, tandis que le sulfite de soude le précipite en rose; 13°. il ne revivifie pas l'or de la dissolution nitro-muriatique; mais le précipite en jaune-brun; 14°. il ne précipite pas les dissolutions sulfuriques de cuivre; 15°. si l'on chauffe ce sel dans une cornue, il se fond, se dessèche, laisse ensuite échapper une portion de soufre qui se sublime; il ne se dégage pas un atome de gaz; ce qui reste dans la cornue prend une couleur rouge, et communique cette couleur à la dissolution aqueuse; 16°. l'eau de barite, en petite quantité, ne forme point de précipité dans la solution de ce sel; 17°. l'acide sulfureux en sépare du soufre; 18°. Si l'on mêle à une dissolution de sulfate de soude une petite quantité d'eau très-chargée d'hidrogène sulfuré, cette eau perd entiérement son odeur, et la dissolution n'est point altérée; si l'on verse de cette eau jusqu'à ce que l'odeur de l'hidro-sulfure reste sensible, alors la dissolution devient laiteuse, et dépose une grande quantité de soufre. La liqueur éclaircie et évaporée, fournit une matière épaisse dont l'alcool sépare le sulfure hidrogéné, et il reste un liquide épais qui donne un sel d'une saveur

amère et alkaline, dont les acides dégagent du gaz acide sulfureux, et précipitent du soufre. L'hidrogène sulfuré décompose donc du sulfite de soude.

Le C. *Chaussier* croit ce sel peut-être intéressant par l'usage que l'on peut en faire en médecine. Comme il n'a pas l'odeur fétide des sulfures et des hidro-sulfures, on peut l'employer avec avantage dans tous les cas où l'on employoit ce genre de préparation; ainsi, on peut en prescrire l'usage, soit en bains, soit en douches, soit intérieurement, sous forme de pilules ou de boissons, et déjà le C. *Chaussier* s'en est servi avec avantage dans le traitement de plusieurs affections rebelles de la peau.

§. XXII.

Sulfite de strontiane.

Inconnu.

§. XXIII.

Sulfite d'ammoniaque.

Pour former le sulfite d'ammoniaque cristallisé, il faut faire passer, de la manière qui a été décrite, du gaz acide sulfureux dans de l'ammoniaque liquide concentrée. Quand l'eau est parfaitement saturée d'ammoniaque, il se dépose des cristaux transparens et très-réguliers, formés par la portion de sulfite d'ammoniaque, que l'eau ne tenoit en dissolution que parce qu'elle étoit chaude.

Ce sel a la forme d'un prisme à six pans, terminé par des pyramides à six faces.

Sa saveur est fraîche et piquante; il laisse sur la fin une impression semblable à celle de l'acide sulfureux.

Il se volatilise au feu sans décomposition; il attire l'humidité de l'air, et passe bientôt à l'état de sulfate.

Le charbon ne le convertit pas en sulfure, parce qu'il se volatilise trop promptement.

Il est très-dissoluble dans l'eau, et cristallise par refroidissement.

Tous les acides minéraux, excepté les acides boracique et carbonique, décomposent ce sel. Cette décomposition se fait avec chaleur et effervescence, et l'on peut recueillir l'acide sulfureux, à l'état de gaz au-dessus du mercure.

La barite décompose ce sulfite. Si l'on broie de la barite en poudre avec ce sel cristallisé, desséché, ou même dissous dans l'eau, l'ammoniaque se dégage.

La chaux se comporte comme la barite. La magnésie en poudre, chauffée avec du sulfite d'ammoniaque, le décompose entiérement.

La magnésie décompose aussi ce sel dissous dans l'eau, si l'on expose le mélange à une chaleur capable de faire bouillir la liqueur.

A une température moyenne, la magnésie ne décompose pas entiérement le sulfite d'ammoniaque; il se forme un sel triple, composé de magnésie et d'ammoniaque.

La potasse et la soude décomposent aussi le sulfite d'ammoniaque.

Principes constituans : ammoniaque, 29; acide sulfureux, 60; eau, 11.

§. XXIV.

Sulfite de magnésie.

Pour former ce sel, on met dans un flacon de *Woulf* une partie de carbonate de magnésie, avec deux parties d'eau distillée, et on y fait passer du gaz acide sulfureux. Si l'on ne fait entrer que la quantité d'acide sulfureux, simplement nécessaire à la saturation de la magnésie, on n'aperçoit pas de changement sensible dans le volume de cette matière; et si l'on n'étoit pas assuré, par le dégagement de l'acide carbonique, qui a lieu pendant cette opération, et par la fixation du gaz acide sulfureux, qu'il se forme une combinaison, on seroit tenté de croire qu'il n'y a pas d'action entre cet acide et le carbonate de magnésie. La plus grande partie de sulfite de magnésie formé reste au fond de la liqueur; mais en accumulant, lorsque l'effervescence est passée, une nouvelle quantité d'acide sulfureux sur la masse de sulfite de magnésie, celle-ci se dissout entiérement dans la liqueur, et une partie du sel se sépare en cristaux transparens par le refroidissement.

Cette dissolution de sulfite de magnésie, exposée à l'air, dans une capsule, perd peu à peu l'excès d'acide sulfureux qu'elle contient, et dépose des cristaux transparens.

Ce sel est blanc transparent; sa forme est un tétraëdre surbaissé; sa saveur est douceâtre et terreuse au commencement, et sulfureuse à la fin.

Exposé au feu, il se ramollit, se boursoufle, et devient ductile comme une gomme; en continuant ainsi de le chauffer, après qu'il a perdu son eau de cristallisation,

l'acide sulfureux s'en sépare, et la magnésie reste pure.

Il devient opaque à l'air, et se change peu à peu en sulfate; mais il faut beaucoup de temps.

Le charbon réduit en poussière, et chauffé dans une cornue avec douze parties de sulfite de magnésie, lui enlève l'oxigène et le convertit en sulfure de magnésie.

Ce sel est un peu dissoluble dans l'eau.

Les acides minéraux produisent sur ce sel les mêmes effets que sur les autres sulfites.

Les substances terreuses et alkalines, déjà examinées, décomposent toutes le sulfite de magnésie. Les substances terreuses forment avec sa dissolution, un dépôt composé des nouveaux sulfites formés, et de magnésie. La potasse et la soude opèrent le même effet; mais la magnésie, dans ce cas, se précipite dure, parce que ces sulfites alkalins sont dissolubles.

L'ammoniaque ne forme aucun précipité dans la dissolution acide de ce sel, parce que le sulfite d'ammoniaque s'unit sans décomposition avec le sulfite de magnésie.

Les composans de ce sel sont : magnésie, 16; acide sulfureux, 39; eau, 45.

§. XXV.

Sulfite ammoniaco-magnésien.

Ce sel n'est ni usité ni complétement connu.

§. XXVI.

Sulfite de glucine.

Inconnu.

§. XXVII.

Sulfite d'alumine.

On peut se servir, pour préparer ce sulfite, des mêmes procédés que nous avons indiqués.

Ce sel ne cristallise pas; il se prend en une masse ductile et mollasse.

Le feu en dégage l'acide sulfureux sans altération.

Il est indissoluble dans l'eau.

Les acides minéraux, les terres et les alkalis le décomposent.

D'après l'analyse des C. *Fourcroy* et *Vauquelin*, ce sel est composé de, alumine, 44; acide sulfureux, 32; eau, 24.

§. XXVIII.

Sulfite de zircone.

Inconnu.

§. XXIX.

Des Nitrates.

Les nitrates ont, 1°. une saveur fraîche et piquante; 2°. ils donnent du gaz oxigène par la chaleur, et laissent un résidu alkalin ou terreux; 3°. ils brûlent avec flamme beaucoup de corps combustibles, lorsqu'on élève suffisamment leur température; 4°. enfin, ils répandent des vapeurs blanches avec de l'acide sulfurique concentré.

§. XXX.

Nitrate de barite.

On prépare ce sel, en décomposant le sulfure de barite par l'acide nitrique; ou en saturant cet acide avec du carbonate de barite naturel ou artificiel. *Voyez* la leçon sur le sulfate de barite.

Ce sel cristallise en octaëdre; sa saveur est piquante et styptique comme les sels métalliques.

Exposé à l'action du calorique dans une cornue, il se décompose, fournit du gaz oxigène, mêlé de gaz azote. Cette opération a fourni au C. *Vauquelin* la barite pure. *Voyez* cet article.

Ce sel est peu altérable à l'air.

Il demande au moins dix à douze parties d'eau froide, pour se dissoudre; l'eau chaude en dissout beaucoup plus, de manière que la plus grande partie se cristallise par le refroidissement.

Plusieurs acides décomposent ce sel; les acides sulfurique, oxalique et tartareux, sont de ce nombre.

Le nitrate de barite n'est pas décomposé par les terres, ni par les alkalis.

Une foule de sels le décomposent, tels que les sulfates, les carbonates, etc.

Proportions : acide nitrique, 38; barite, 50; eau, 12.

Ce sel est utile pour reconnoître la présence de l'acide sulfurique. On peut s'en servir pour séparer cet acide, qui se trouve quelquefois dans l'acide nitrique, et qui empêche de l'employer dans des expériences exactes.

§. XXXI.

Nitrate de potasse.

Ce sel existe dans la nature, mais en petite quantité; tantôt à la surface du sol, comme dans l'Inde; tantôt à la surface des murailles calcaires, aux voûtes de caves, sous des arceaux de ponts, etc. : on l'appelle dans le commerce, nitre de houssage, parce qu'on le ramasse avec des balais; salpêtre, sel de nitre, etc. On le retire en grand des vieux plâtras, des terres, dites salpêtrées, qui se sont chargées de nitrate de potasse et de chaux par le contact des substances végétales et animales et par des arrosemens presque continuels. Les murs des anciennes écuries contiennent, jusqu'à la hauteur d'environ deux mètres, une assez grande quantité de nitrate de potasse. Les plâtras qui tapissent les lieux d'aisance en contiennent aussi. Ces terres contiennent des sels solubles, tels que le nitrate de chaux, le nitrate de magnésie, le muriate de magnésie, le muriate de soude et plus ou moins de nitrate de potasse.

Pour obtenir le salpêtre des plâtras, ou autres terres salpêtrées, on dépose les terres dans des tonneaux placés sur des chantiers; on verse de l'eau par-dessus, jusqu'à ce qu'elles en soient recouvertes de la hauteur d'un décimètre. Lorsque l'eau a séjourné pendant cinq à six heures sur ces terres, on la laisse écouler par des ouvertures pratiquées au bas des tonneaux, d'où elle tombe dans un demi-canal, qui la conduit dans une recette commune, enfoncée dans la terre. Quand la saturation est faite, ce que l'on reconnoît à l'aréomètre de *Baumé*, il

faut qu'il marque dix à douze degrés; on laisse déposer les boues, et on fait couler la liqueur claire dans la chaudière de cuite, pour être soumise à l'évaporation.

Quand la chaudière est en ébullition, à mesure que la liqueur s'évapore, il se précipite de la terre calcaire, ensuite du muriate de soude. On reconnoît que la cuite est assez avancée, lorsqu'en mettant une goutte sur un fer froid, elle se fige et présente la forme d'un globule blanc et solide; alors on arrête le feu, on laisse reposer la liqueur vingt-quatre heures: on la décante et on la fait cristalliser.

Des produits de la cuite.

On obtient de la cuite quatre produits différens: les bases terreuses qui s'y précipitent, les écumes qui viennent à sa surface, le sel marin qui se cristallise pendant l'évaporation ou le repos de la liqueur; enfin, les eaux-mères restant après la cristallisation du salpêtre. Il ne faut rejeter aucun de ces produits qu'après en avoir retiré tout le salpêtre qu'ils contenoient.

Bases terreuses. Ces bases terreuses retiennent une portion d'eau de la cuite, et par conséquent du salpêtre: pour les en dépouiller, on les lave dans un cuvier; et l'eau provenant de ce lavage, est employée à fondre de la potasse pour les saturations, ou mise dans une autre cuite, si elle est assez forte.

Écumes. Les écumes contiennent, outre les matières grasses ou extractives, les bases terreuses ramenées à la surface du sel marin, et beaucoup de salpêtre: pour en extraire ce dernier, on les délaie avec suffisante quantité d'eau, en écrasant les parties les plus dures; on enlève

la partie surnageante, et on en retire l'eau sans troubler le dépôt qui s'y est formé. Cette eau est ajoutée aux cuites suivantes, et les résidus sont jetés sur les terres neuves, pour être lessivés avec elles.

Muriate de soude. Ce sel cristallisé dans l'eau de la cuite chargée de salpêtre, en retient nécessairement une certaine quantité; pour l'en retirer, on le lave avec de l'eau chaude. On peut amasser les produits de plusieurs cuites pour les laver ensemble et à moins de frais : à cet effet, on fait chauffer de l'eau dans la chaudière; quand elle est en ébullition, on y jette une portion de sel, on l'agite, on le retire avec l'écumoire dans un panier placé sur la chaudière; on le remplace par une nouvelle portion de sel, qu'on renouvelle jusqu'à ce que l'amas en soit épuisé. L'eau de lavage de sel se joint à celle de cuite, ou on la fait évaporer séparément, si elle est assez chargée.

Eaux mères. Les eaux-mères sont, de tous les produits de la cuite, celui dont les salpêtriers doivent le plus s'occuper. Ces eaux contiennent beaucoup de salpêtre à base terreuse, qui, dans la saturation par la potasse, ou en passant sur les cendriers, n'a pas trouvé la quantité d'alkali nécessaire à sa décomposition; il faut la lui fournir : mais il est bien important de ne pas outrepasser la quantité d'alkali qu'exige ce salpêtre à base terreuse; le surplus seroit employé en pure perte à décomposer le sel marin calcaire, à former du muriate de potasse, qu'il faudroit séparer du salpêtre et rejeter ensuite.

On peut décomposer les eaux-mères par deux procédés différens : ou en employant directement la potasse, ou en les passant sur des cendriers : dans l'un ou l'autre cas, il faut les étendre dans environ quatre fois leur volume

d'eau pure, d'eaux de lavage, ou mieux encore, d'eaux de lessive ou de buanderie. On ne doit négliger aucune occasion de se procurer ces dernières, qui présentent l'avantage de contenir une certaine quantité d'alkali.

Si l'on veut saturer ces eaux-mères par la potasse, on en fait dissoudre dans le double de son poids d'eau, à raison de 12 décagr. par 5 hectogrammes (4 onces par liv.) d'eau-mère, avec laquelle on mêlera cette dissolution peu à peu. Ce mélange, qui réussit mieux à chaud qu'à froid, peut se faire dans la chaudière, d'où on le retire pour le verser dans un cuvier, au fond duquel les bases terreuses, devenues libres, se déposent.

Si, au lieu de peser l'eau-mère, on trouvoit plus commode de la mesurer, alors il suffit de savoir qu'un litre (une pinte mesure de Paris) d'eau-mère pèse ordinairement 15 hectogr. (3 livres), et exige environ 36 décagrammes (12 onces) de potasse. On ne peut, au reste, fixer que par approximation la quantité de potasse qu'on doit employer à la saturation des eaux-mères; elle varie suivant la nature de ces eaux, et des terres dont elles proviennent.

Dans le cas où l'on auroit assez de cendres, on pourra les employer avec avantage à décomposer les eaux-mères.

Les eaux-mères, décomposées de l'une ou l'autre manière, se mêlent avec les eaux de cuites. Dans les grands atteliers on peut les faire évaporer seules.

Pour obtenir le salpêtre de différentes cuites, on suit plusieurs procédés dans les différentes raffineries.

1°. On dissout dans l'eau bouillante la totalité du salpêtre brut; on mêle à la dissolution de dix-huit à vingt hectogrammes de potasse par cent, afin de décomposer

le nitrate de chaux qui s'y trouve, il se précipite du carbonate de chaux et du sulfate de chaux : ensuite on colle, on fait bouillir, et l'on écume ; c'est ce salpêtre qu'on appelle de deuxième cuite.

On le redissout de nouveau dans 0,80 de son poids d'eau ; on lui fait jeter quelques bouillons, on l'écume, et on le met en cristallisation : cette fois, tout le sel marin reste en dissolution dans l'eau-mère, et le salpêtre est pur ; on le nomme alors salpêtre de trois cuites.

Le deuxième procédé ne diffère du premier, qu'en ce qu'on n'ajoute au salpêtre brut que la quantité d'eau nécessaire seulement pour dissoudre à chaud le nitrate de potasse qu'il contient.

Le troisième procédé est fondé sur ce que le sel marin et les sels déliquescens sont plus dissolubles à froid, que le nitrate de potasse.

Telles sont en abrégé les différentes opérations que l'on fait sur le salpêtre brut; ceux qui voudront avoir de plus grands détails, peuvent consulter le *Manuel du commissaire des poudres et salpêtres*, par les C. *Riffault* et *Bottée*.

Quand on veut obtenir le nitrate de potasse parfaitement pur, pour l'usage de la médecine, on purifie le nitre de la troisième cuite par de nouvelles dissolutions et cristallisations. Quand on veut faire cristalliser ce sel il faut évaporer la liqueur jusqu'à 35 degrés de l'aréomètre de *Mossy* ; si l'on veut l'avoir en masse on peut porter l'évaporation jusqu'à 45 degrés.

Le nitrate de potasse a une saveur fraîche et piquante, sa forme la plus ordinaire est celle d'un prisme à six pans, terminé par six faces irrégulières.

Exposé au feu, ce sel est décomposé : la première por-

tion qui se dégage, est du gaz oxigène, ensuite il est mêlé de gaz azote.

L'attraction de la potasse pour l'acide nitreux, s'oppose à ce que l'acide nitrique soit complétement décomposé au commencement de l'opération; et telle est la raison pour laquelle il passe à cette époque, du gaz oxigène pur, ou presque pur.

En arrêtant la décomposition du nitrate de potasse, à l'instant où le gaz azote commence à paroître, on forme du nitrite de potasse; aussi le résidu fait-il une vive effervescence avec l'acide nitrique, et répand des vapeurs rougeâtres; ce qui prouve que l'acide nitrique a changé d'état.

Si on met du nitrate de potasse dans un creuset, et qu'on l'expose à l'action du feu, il se liquéfie assez vîte, et cette liquéfaction est une fusion ignée; car il peut rougir sans prendre la forme sèche. Si on le coule, après être fondu, dans une bassine, et qu'on l'étende afin de lui faire présenter plus de surface, on obtient une substance solide blanche, opaque, que l'on nomme cristal minéral, sel de prunelle; c'est du nitrate de potasse fondu. Quelquefois on y ajoute du soufre; alors ce sel contient un peu de sulfate de potasse, produit par la combustion du soufre qu'on ajoute.

Lorsque ce sel est très-pur, il n'éprouve aucune altération à l'air; quelquefois il y perd sa transparence.

Le nitrate de potasse est décomposé, à l'aide du calorique, par plusieurs corps combustibles; tels que le soufre, le charbon, les métaux, etc.

Si l'on fait chauffer dans une cornue trois parties de nitrate de potasse, et une partie de soufre, il se produit,

dès que le mélange commence à rougir, une combustion vive; il se dégage beaucoup de gaz, dans lequel on trouve une petite quantité de gaz nitreux et du gaz azote : le résidu est du sulfate de potasse. Le soufre a donc, à une haute température, plus d'affinité avec l'oxigène que n'en a l'azote.

On donne au sel, obtenu de cette manière, le nom de sel polychreste de *Glaser*, nom de celui qui l'a fait connoître.

C'est en raison de l'action du nitrate de potasse sur le soufre, qu'on l'emploie pour la fabrication en grand de l'acide sulfurique. Dans ce cas on ajoute un dixième de nitrate de potasse au soufre, qu'on fait brûler dans des chambres de plomb. *Voyez* acide sulfurique.

Le charbon décompose avec beaucoup de rapidité le nitrate de potasse, lorsqu'on élève leur température. Cette décomposition se fait avec tant de promptitude, qu'elle produit une détonnation considérable et presque instantanée.

On met trois parties de nitre dans un creuset, que l'on place dans un fourneau entre les charbons ardens : lorsque le nitre est fondu, et qu'il commence à rougir, on projette par cuillerée une partie en poids de charbon en poudre, il se fait une grande détonnation. Lorsqu'elle est passée, on remet une nouvelle cuillerée de charbon, et l'on peut continuer ainsi, jusqu'à ce qu'en remettant du charbon, il ne se fasse plus de détonnation

Il reste dans le creuset une matière saline; on la fait calciner, on fait dissoudre ensuite le sel dans l'eau; on filtre, et on évapore jusqu'à siccité : c'est ce qu'on nommoit nitre fixé par les charbons. Si on le conserve en li-

queur un peu concentrée, on a une substance qu'on appeloit autrefois, liqueur de nitre fixé, et *alkaest* de *Wanhelmont*.

Les chimistes modernes ne voyent dans cette opération que de la potasse, plus de l'acide carbonique, formé par la décomposition de l'acide nitrique, dont l'oxigène s'est porté sur le carbone.

Quand on veut faire cette décomposition dans des vaisseaux clos, on place dans un fourneau une cornue de terre ou de fer tubulée; on y adapte deux ou trois ballons enfilés. On fait chauffer ce vaisseau; et lorsque son fond est rouge, on projette peu à peu un mélange de nitrate de potasse et de charbon, fait à parties égales, par la tubulure que l'on ferme promptement. Pendant la détonnation, les ballons sont remplis de vapeurs, dont une partie se condense en une liqueur fade, nullement acide, et souvent alkaline; le résidu n'est que de la potasse, chargée d'acide carbonique: c'est ce produit que l'on nomme clissus de nitre.

Si l'on met un mélange de nitre et de charbon allumé dans un tube, et qu'on le plonge dans l'eau, la combustion continue; c'est ainsi qu'on peut recueillir, à l'appareil pneumato-chimique, les gaz résultant de cette combustion.

Pour faire la poudre fulminante, on met dans un mortier de marbre, qu'on a échauffé avec de l'eau bouillante, et qu'on a ensuite bien essuyé, trois parties de nitrate de potasse bien sec, deux parties de carbonate de potasse très-sèche, et une de soufre, réduit en poudre fine, on mêle toutes ces matières en les triturant avec un pilon de verre, aussi chauffé et séché, jusqu'à ce que le mélange

soit bien exact : on renferme la poudre dans une bouteille qui bouche bien.

La propriété de cette poudre est de produire, étant exposée sur le feu, une explosion des plus fortes et des plus bruyantes.

On met dans une cuiller de fer, sur un feu très-doux, environ trois grammes de cette poudre, la poudre se liquéfie : lorsqu'elle est parvenue à un certain degré de chaleur, elle se réduit subitement en vapeurs, et elle produit l'explosion. Dans cette expérience, le nitrate et le carbonate de potasse se fondent dans leur eau de cristallisation ; l'acide nitrique est décomposé ; l'oxigène se porte sur le soufre ; il se forme du sulfate de potasse ; il se dégage de l'azote, de l'acide carbonique et du gaz acide sulfureux, Ce mélange fondu forme une espèce de bouillie épaisse. Ces gaz éprouvent de la difficulté à se dégager, font explosion ; ils s'allument subitement.

Si l'on chauffe du fer, du cuivre, du zinc, avec du nitrate de potasse, ces métaux s'oxident, et la potasse reste pure.

Le nitrate de potasse est très-dissoluble, il ne lui faut que trois ou quatre parties d'eau pour en dissoudre une ; l'eau bouillante en dissout le double de son poids. Aussi cristallise-t-il très-bien par refroidissement. Ce sel fait baisser le thermomètre, en passant de l'état solide à l'état liquide.

Le nitrate de potasse, mêlé au charbon et au soufre dans les proportions de 75 parties de nitrate, 13 de charbon et 10 de soufre, forme la poudre à canon.

On divise ces trois matières par l'action des pilons ou d'une meule ; on en rapproche les molécules, par l'effort

d'une presse ou du pilon qui a servi à les broyer, en y mêlant un peu d'eau ; il en résulte une masse solide qu'on laisse sécher légérement, et qu'ensuite on granule en l'écrasant sur un crible de peau ou de fil de cuivre qui laisse passer les grains à mesure qu'ils se détachent. Lorsqu'on a divisé la masse de la poudre en grains de la grosseur convenable, pour l'usage auquel on la destine, on la fait sécher au soleil, et on la renferme dans des barils pour la priver de l'humidité de l'air.

On distingue deux espèces de poudre, la poudre de guerre et la poudre de chasse; la première est plus grosse et non lissée; la seconde est plus fine et lissée.

Le lissage se fait en la mettant dans des tonneaux qui tournent sur leur axe, au moyen d'une roue à eau.

Lorsque la poudre s'enflamme, il se dégage du gaz azote, qui se développe instantanément en reprenant sa liberté ; et on ne sait pas même encore jusqu'où va la dilatation causée par la grande chaleur qui naît de la combustion. Il se forme de l'eau et de l'ammoniaque dans cette violente combustion : il y a aussi de l'eau de décomposée et du gaz hydrogène qui se dégage avec élasticité : le carbone brûlant rapidement par l'oxigène du nitre, passe à l'état de gaz acide carbonique : comme tout le soufre ne brûle pas, le gaz hidrogène en dissout une certaine quantité ; c'est ce gaz hidrogène sulfuré qui constitue l'odeur de la poudre brûlée.

Pour analyser la poudre à canon, on verse de l'eau chaude sur la substance pulvérisée; l'eau dissout le nitrate de potasse; le soufre et le charbon restent sur le filtre. Il est très-difficile de séparer le soufre du charbon. On emploie ordi-

nairement deux moyens, le premier est la sublimation ; le deuxième de traiter le résidu par la potasse. Quand on fait sublimer, le soufre entraîne toujours avec lui un peu de charbon ; on ne peut donc jamais, par ce moyen, les séparer entiérement, et par conséquent doser exactement. En suivant le deuxième procédé, on met la poudre à canon dans un creuset avec un sixième de potasse caustique ; on forme un sulfure de potasse ; on sépareroit ainsi tout le charbon, si le sulfure de potasse n'avoit pas la propriété d'en dissoudre une petite quantité ; c'est cependant le meilleur moyen pour le séparer ; après avoir fait chauffer légérement, on jette de l'eau dans le creuset, qui dissout le sulfure de potasse et laisse le charbon ; on filtre, on lave ; on peut précipiter ensuite le soufre par un acide, et l'on a les trois principes séparés.

On fait encore avec le nitrate de potasse un mélange appelé *poudre de fusion* très-usitée, comme fondant, en docimasie. Ce sont trois parties de nitrate de potasse, une de sciure de bois et une de soufre. Ce mélange a la propriété de fondre une pièce de cuivre. On fait ordinairement cette expérience dans une écale de noix ; on met de la poudre de fusion dans le fond, ensuite la pièce de cuivre, puis on la couvre de poudre ; en y mettant le feu, la pièce se fond sans attaquer l'écale de noix, parce que le soufre forme avec le cuivre un sulfure de cuivre qui est très-fusible.

Le nitrate de potasse est décomposé par l'acide sulfurique ; c'est ce moyen qu'on emploie pour se procurer l'acide nitrique.

On met dans une cornue de verre tubulée ou non

tubulée, cent parties de nitrate de potasse très-pur et très-sec, et 0,75 d'acide sulfurique concentré; on pose la cornue sur un bain de sable, et l'on y adapte une alonge qui communique dans un ballon tubulé, ou a deux pointes, auquel on adapte un tube recourbé; on le fait plonger dans un flacon tubulé vide; un deuxième tube va plonger dans une fiole à médecine pleine d'eau, on chauffe ensuite doucement; il se dégage des vapeurs nitreuses qui viennent de la décomposition de l'acide nitrique : en continuant le feu, l'acide sulfurique se porte sur la potasse, l'acide nitrique se dégage et va se condenser dans le ballon; la matière qui est dans la cornue blanchit, se boursoufle, et il se dégage alors une grande quantité de vapeurs nitreuses qui indiquent que l'opération est finie : elles viennent de ce que les dernières portions d'acide tiennent fortement à la potasse, et que l'acide nitrique se décompose.

Il ne faut pas être surpris si, dans cette expérience, le nitrate de potasse donne un acide orangé, quoiqu'il y soit complétement saturé d'exigène. On se rendra facilement compte de cet effet, en se rappelant que l'oxigène se sépare aisément de l'acide nitrique par le contact de la lumière ou d'une chaleur moyenne, et en se souvenant que l'acide nitrique a une affinité assez forte avec le gaz nitreux. C'est, en effet, en vertu d'une double affinité, qu'une portion de l'acide nitrique est décomposée; l'une, qui s'exerce entre le calorique, la lumière et l'oxigène; l'autre, entre l'acide nitrique et l'oxide nitreux. Cette théorie est confirmée par le gaz oxigène qui se dégage, sur la fin de la distillation, de l'acide nitrique, et que l'on peut recueillir avec l'ap-

pareil pneumato-chimique, et par le gaz nitreux qui se sépare de l'acide coloré, lorsqu'on le mêle avec de l'eau.

Le résidu de cette décomposition est du sulfate de potasse très-acide; il est ordinairement en masse blanche, opaque, à demi vitrifié.

L'acide qu'on obtient par ce procédé, n'a jamais ce degré de pureté nécessaire pour s'en servir dans les expériences exactes. On est donc obligé de le purifier.

A cet effet, on redistille cet acide sur du nitre, ou bien, on y verse du nitrate d'argent, du nitrate de barite, et même encore de l'oxide de plomb demi-vitreux; quand on distille l'acide nitrique sur cette dernière substance, il faut avoir soin de séparer le premier produit. *Voyez* la Leçon sur l'acide nitrique.

Par l'un ou l'autre moyen, on obtient un acide très-pur.

L'acide muriatique décompose aussi le nitrate de potasse, mais par un mécanisme différent de celui de l'acide sulfurique : ce n'est point en lui enlevant directement la potasse qu'il opère cette décomposition, c'est au contraire en attaquant l'acide nitrique, dont il s'empare d'une partie de son oxigène, d'où naissent l'acide muriatique oxigéné, et l'acide nitreux en vapeurs : ainsi, à mesure que l'acide muriatique prend une partie de l'oxigène de l'acide nitrique, il passe à l'état d'acide nitreux; et comme celui-ci a moins d'affinité avec la potasse que l'acide muriatique, il en est chassé, et il se forme du muriate de potasse. Il faut observer que ces effets n'ont lieu qu'à l'aide de la chaleur, et qu'il faut employer beaucoup d'acide muriatique, parce qu'une partie se combine

avec l'oxigène, tandis que l'autre s'unit à la potasse. Il y a donc encore ici une double affinité.

La silice, l'alumine et la barite favorisent le dégagement de l'acide nitrique.

On suit dans les arts un procédé pour extraire l'acide nitrique du salpêtre : il consiste à mêler six parties d'argille, ou de terre glaise qu'on a préalablement calcinée, pour en chasser la plus grande partie de l'humidité, et à convertir les pyrites martiales, dont elle n'est presque jamais exempte, en acide sulfurique, qui reste interposé entre les parties de la terre.

On introduit ce mélange dans des espèces de cornues, nommées cuines, placées sur deux rangées, dans un fourneau alongé, appelé galères; on y adapte des récipiens de la même matière, et à-peu-près de la même forme, qu'on lute ensemble avec de l'argille. Lorsque les cornues ont été recouvertes, et qu'elles sont bien ajustées avec les récipiens, on allume le fourneau, on chauffe par degrés, et dès que les vapeurs rouges commencent à paroître, on délute les récipiens, on en retire le liquide qu'ils contiennent, que les ouvriers appellent flegme; on les replace, et on continue la distillation, jusqu'à ce qu'il ne passe plus de vapeurs.

La décomposition du nitrate de potasse n'a pas lieu ici comme par l'acide sulfurique, en raison d'une affinité plus grande de l'argille pour la potasse, mais par une double attraction; l'une qui s'exerce entre l'acide nitrique et le calorique, l'autre entre l'alumine et la potasse, avec laquelle elle forme une espèce de fritte demi-vitreuse. Il y a cependant, dans cette opération, beaucoup d'acide nitrique décomposé, ce qui est prouvé par les vapeurs

rouges qui sortent à travers les luts. On a remarqué que la présence des pyrites favorisoit singuliérement la décomposition du nitrate de potasse; car, plus les argilles en contiennent, et plus on obtient d'acide, et à un degré de chaleur moins élevé. Le résidu de cette opération est appelé ciment par les distillateurs d'eau forte; il sert à plusieurs ouvrages de maçonnerie. *Voyez* l'article, sulfate acide d'alumine, relativement au parti que l'on peut tirer de ce résidu.

Le nitrate de potasse, d'après *Bergman*, est composé de : acide nitrique, 33; potasse, 49; eau, 18.

Quelques sulfates et le muriate de barite décomposent ce sel.

Le nitrate de potasse est extrêmement utile dans les arts, la chimie et la médecine.

§. XXXII.

Nitrate de soude.

Le nitrate de soude ne se rencontre presque jamais pur dans la nature; il est le produit de l'art : cependant *Bowles* assure qu'il se trouve en Espagne. On l'a nommé nitre cubique, nitre quadrangulaire, nitre rhomboïdal

Ce nitrate se prépare avec le carbonate de soude : on le sature d'acide nitrique; on filtre la liqueur, et on la fait évaporer à une douce chaleur, jusqu'à ce qu'il se forme des pellicules à la surface; on obtient, par le repos et le refroidissement, des cristaux qui sont sous la forme d'un rhomboïde ou de prismes rhomboïdaux.

Sa saveur est fraîche, piquante, plus forte, mais analogue à celle du nitrate de potasse.

Il se comporte au feu de la même manière que le nitrate de potasse; ainsi, il fournit d'abord du gaz oxigène pur, qui est ensuite mêlé de gaz azote; il reste dans la cornue de la soude caustique.

Il attire légérement l'humidité de l'air, surtout si celui-ci est humide.

Les combustibles, le charbon, par exemple, décomposent le nitrate de soude, mais plus lentement que le nitrate de potasse, et la couleur de sa flamme est jaune foncé; celle du nitrate de potasse est d'un rouge-blanc très-vif; en sorte que cette épreuve donne le moyen de connoître s'il ne se trouve pas du nitrate de soude dans le salpètre; quoiqu'il agisse sur les matières combustibles, comme le nitrate de potasse, cependant il ne les enflamme pas avec la même énergie, et ne produit pas avec elles des détonnations aussi rapides : ainsi, de la poudre fabriquée avec le nitrate de soude, n'auroit pas autant de force que celle qui est faite avec le nitrate de potasse. Après les combustions, il reste de la potasse ou de la soude combinée avec l'acide carbonique; ce qui prouve que tout l'acide carbonique qui se forme, ne s'exhale pas.

Ce sel se dissout facilement dans l'eau; il en demande environ trois parties à la température moyenne de l'atmosphère : l'eau bouillante en dissout plus que son poids.

L'acide sulfurique décompose le nitrate de soude, il se dégage des vapeurs blanches, et il se forme du sulfate de soude.

L'acide muriatique décompose le nitrate de soude, mais non pas en s'emparant de la soude; il attaque l'acide nitrique, fait de l'acide nitreux, et il se forme du muriate de soude.

Il faut beaucoup d'acide muriatique, car pendant qu'une partie de cet acide décompose l'acide nitrique, une autre se combine avec la soude.

On fait aussi, avec le nitrate de soude et l'acide muriatique, une espèce d'acide nitro-muriatique.

On fait un très-beau verre avec le nitrate de soude et le sable fin. La soude s'unit à la silice; l'acide nitrique est décomposé par le calorique, et il reste dans le creuset un verre très-beau et très-pur : le nitrate de potasse n'en donne pas d'aussi beau.

Le nitrate de soude est décomposé par la barite et la potasse; il se forme, dans un cas, du nitrate de barite, et, dans l'autre, du nitrate de potasse.

Quelques sulfates le décomposent aussi.

D'après *Kirwan*, les proportions de ce sel sont : acide nitrique, 29; soude, 50; eau, 21.

L'utilité du nitrate de soude est presque bornée aux expériences chimiques.

§. XXXIII.

Nitrate de strontiane.

C'est aux travaux de MM. *Klaproth* et *Hope* que l'on doit les premières connoissances de ce sel : *Pelletier* et *Vauquelin* l'ont ensuite soumis à leurs recherches.

On obtient du nitrate de strontiane, en décomposant le sulfure de strontiane par l'acide nitrique. On délaye le sulfure de strontiane dans de l'eau, qu'il décompose, il se forme un sulfure hidrogéné de strontiane, et il se régénère un peu de sulfate de strontiane; on ajoute ensuite

de l'acide nitrique à 30 degrés, il se dégage de l'hidrogène sulfuré, et du soufre se précipite. On filtre la liqueur, et on la fait évaporer à siccité, pour en séparer un excès d'acide et une petite quantité d'oxide de fer que contient le sulfate de strontiane. On fait redissoudre le résidu dans l'eau, et on soumet de nouveau la dissolution à une évaporation douce. Lorsque la liqueur présente à sa surface une légère pellicule saline; on la laisse refroidir, elle donne des cristaux octaëdres réguliers. *Voyez* sulfate de strontiane et strontiane pure.

Sa saveur est fraîche et piquante : exposé à une chaleur brusque, il décrépite et saute en éclats; il fuse à peine sur les charbons allumés; il perd par la dessication les 0,04 de son poids seulement. Chauffé dans un creuset ou dans un appareil clos, il s'y décompose entiérement, en donnant du gaz oxigène mêlé de gaz acide nitreux, et la terre reste pure au fond du vase. Elle retient cependant une petite quantité de fer qui lui donne une légère couleur verte. La quantité de cette terre s'élève aux 0,46 de la masse du sel employé.

En mettant un peu de nitrate de strontiane dans la mèche d'une bougie, il communique à la flamme une couleur purpurine.

Si l'on brûle de l'alcool, qui tiendra de ce nitrate en dissolution, on aura la même flamme; ce qui différencie particulièrement cette terre de la barite.

Un mélange de nitrate de strontiane, de soufre et de charbon, dans les mêmes proportions où sont ces derniers corps dans la poudre à canon, quoiqu'exact et sec, brûle très-lentement, en lançant des étincelles purpurines, et produit une flamme d'un beau vert.

Ce sel est dissoluble dans une partie et demie d'eau.

L'acide sulfurique le décompose; il précipite sa dissolution en sulfate de strontiane.

Ce sel dégage l'acide nitrique du nitrate : l'acide phosphorique le décompose en partie à froid, et tout-à-fait, à l'aide de la vitrification; il en est de même de l'acide boracique.

L'acide muriatique le dénature en décomposant son acide, et forme du muriate de strontiane.

Le nitrate de strontiane est peu propre à alimenter la combustion des corps combustibles; le C. *Vauquelin* a fait un mélange de ce sel, de charbon et de soufre, dans les proportions où ces substances entrent dans la poudre à canon; et ce mélange, quoiqu'exact et sec, a brûlé très-lentement, en lançant des étincelles purpurines, et en répandant une flamme d'un beau vert, qui léchoit la surface de la matière brûlante.

Il est décomposé par la barite, la potasse et la soude.

Le C. *Vauquelin* a trouvé dans les composans de ce sel les proportions suivantes : acide nitrique, 48,4; strontiane, 47,6; eau, 4,0.

Ce sel n'est encore d'aucune utilité.

§. XXXIV.

Nitrate de chaux.

Le nitrate de chaux se trouve très-abondamment dans les anciens bâtimens, qui ont été pendant longtemps habités par les hommes ou les animaux.

Ce sel étoit connu des anciens chimistes; il portoit

autrefois les noms de *nitre calcaire*, *salpêtre terreux*, *nitre à base de terre absorbante*, *phosphore de Baudoin*, *etc.*

On prépare ce sel, en saturant l'acide nitrique avec la chaux ; on filtre, et l'on fait évaporer la liqueur jusqu'à ce qu'elle ait acquis une consistance un peu moindre que celle d'un syrop. On l'expose ensuite dans un endroit frais ; il s'y forme alors des cristaux prismatiques très-alongés, et qui présentent ordinairement des faisceaux dont les aiguilles divergent d'un centre commun. On obtient aussi ce sel des matériaux salpêtrés.

Il a une saveur âcre et amère.

Le nitrate de chaux desséché fuse sur les charbons.

Dans un état de siccité parfaite ce sel est très-propre pour dessécher les gaz.

Il se fond à l'aide de son eau de cristallisation ; mais cet effet est peu sensible : il se dessèche ; et si on le porte dans l'obscurité, après l'avoir liquéfié sur le feu, il paroît lumineux, et constitue dans cet état le phosphore de *Baudoin*.

Chauffé plus fortement, il se décompose, donne beaucoup de vapeur rouge, du gaz oxigène et du gaz azote.

Il attire promptement l'humidité de l'air.

Il est plus décomposable par le charbon, que l'acide nitrique ne l'est lui-même par ce corps combustible ; car la chaleur dégage du nitrate de chaux l'acide nitrique à l'état d'acide, au lieu que dans d'autres expériences, sur cet acide, il est décomposé en ses élémens.

Ce sel est très-dissoluble dans l'eau ; il ne faut que deux parties de ce fluide à froid : l'eau bouillante en dissout plus que son poids.

L'acide sulfurique décompose le nitrate de chaux, et l'acide nitrique passe en vapeurs blanches; il reste un sulfate en masse dure. Il se dégage dans cette opération beaucoup de calorique.

Si l'on verse de l'acide sulfurique dans une dissolution de nitrate calcaire, on obtient sur le champ un précipité de sulfate de chaux, et l'acide nitrique reste libre et à nud dans la liqueur. On ne connoît point l'action des autres acides.

L'argille, la barite, la potasse, la soude, décomposent le nitrate de chaux; la strontiane ne décompose pas le nitrate de chaux; le nitrate calcaire décompose les sels neutres alkalins sulfuriques.

Proportions des principes : acide nitrique, 43; chaux, 32; eau, 25. Ce sel n'est d'usage qu'en chimie.

§. XXXV.

Nitrate d'ammoniaque.

Le nitrate d'ammoniaque se trouve quelquefois dans les eaux-mères du nitre; mais, en général, il est toujours le produit de l'art.

C'est le C. *Berthollet* qui nous a fait connoître les propriétés de ce sel.

On le prépare en combinant directement l'acide nitrique avec l'ammoniaque. Il vaut mieux, pour éviter de la perte, employer le carbonate que l'ammoniaque pure, parce qu'il y a effervescence, et forte chaleur que l'acide carbonique tempère.

Si l'on opère avec l'ammoniaque liquide, on met alors

de l'acide nitrique à 30 degrés dans une capsule ; on verse dedans de l'ammoniaque liquide non concentré, avec précaution, parce qu'il y a beaucoup de chaleur produite qui pourroit lancer la liqueur au dehors de la capsule ; il est nécessaire d'en verser un petit excès, parce qu'il y a toujours une portion d'ammoniaque qui se volatilise pendant l'évaporation, et il ne reste qu'un nitrate neutre. Si l'on n'en avoit pas ajouté un excès, il se seroit formé un nitrate acide, qui cristallise très-difficilement : en faisant évaporer la liqueur jusqu'à pellicule, on obtient par refroidissement de longues aiguilles, qui sont des prismes hexaëdres très-déliés. Quelquefois on obtient des prismes à six pans, avec des pyramides à six faces.

Quelques médecins en Angleterre ont tiré de ce sel un gaz qui a la propriété d'agir tellement sur le cerveau, qu'il rend presque fou ; ce gaz s'obtient en calcinant doucement ce sel, pas assez pour décomposer entiérement l'acide nitrique ; c'est un mélange d'oxigène et d'un peu d'azote ; ce gaz tient le milieu entre le gaz nitreux et le gaz acide nitreux ; il est incolore et soluble dans l'eau, faisant brûler les bougies avec plus de force que l'air atmosphérique.

Le nitrate d'ammoniaque a une saveur piquante, âcre et urineuse, très-fraîche ; il est très-flexible sous le pilon, comme tous les sels ammoniacaux.

Au feu, il perd son eau de cristallisation, et se volatilise facilement.

Si l'on jette du nitrate d'ammoniaque sur une plaque de fer rouge, il s'enflamme ; ce qui n'arrive pas aux autres nitrates : il fait entendre un bruissement assez considérable, et répand une flamme jaunâtre très-vive.

En faisant cette expérience dans un appareil pneumato-chimique, il passe d'abord un peu d'eau, ensuite il fournit du gaz oxigène et du gaz azote; une partie de l'acide nitrique est volatilisée et dissoute dans l'eau du récipient: enfin, il détonne avec beaucoup de vivacité.

Il est prudent de n'opérer que sur quelques décigrammes de matière.

La théorie de cette inflammation est simple. L'hidrogène de l'ammoniaque se porte rapidement sur l'oxigène nitrique, et il y a combustion et déflagration par la condensation de ce dernier principe et par le dégagement du calorique; il se forme de l'eau, et il se dégage du gaz azote par la séparation de ce second principe commun aux deux composans du sel.

M. *Davy* détermine la chaleur que le nitrate d'ammoniaque peut supporter avant de se décomposer, et qui est à-peu-près de 155 degrés du thermomètre de *Réaumur*; avant ce terme il se liquéfie, ou se sublime selon la quantité d'eau de cristallisation qu'il contient.

Le gaz qui se dégage au-dessus de cette température, a présenté à M. *Davy* les propriétés suivantes.

Une chandelle y brûla avec une flamme brillante et en pétillant: au moment de s'éteindre, la flamme blanche intérieure parut entourée d'une flamme extérieure bleue. On introduisit dans ce gaz du phosphore allumé; il y brûla avec beaucoup plus de vivacité que dans l'air commun. Du soufre allumé, mais seulement de sa petite flamme bleue, s'éteignit à l'instant dans ce gaz; mais lorsqu'on l'y introduisit en état de combustion vive, combustion dans laquelle se forme l'acide sulfurique, il prit une belle flamme colorée en rose vif. Le charbon allumé

et privé d'hidrogène brûla dans le gaz avec beaucoup plus de vivacité que dans l'air atmosphérique. Du fil d'archal fin, terminé par un morceau de liége allumé, fut introduit dans ce gaz; il y brûla avec beaucoup de vivacité, en lançant des étincelles brillantes comme dans le gaz oxigène : trente mesures de ce gaz exposées à l'eau préalablement bouillie, furent rapidement absorbées à environ une mesure près. On satura de l'eau pure, et on la fit bouillir ensuite. Le gaz en ressortit sans paroître avoir perdu aucune de ses propriétés; il fut absorbé par l'infusion de chou rouge, mais sans altérer la couleur bleue de cette teinture. Sa saveur est décidément sucrée, et il a une légère odeur qui n'est pas désagréable; mêlé avec le gaz oxigène ou avec le gaz nitreux, il n'éprouve aucune diminution.

M. *Davy* prouve ensuite, 1°. que le gaz qui reste lorsqu'on fait absorber l'oxide nitreux par l'eau, est de l'air préalablement contenu dans l'eau. On ne peut point chasser cet air complétement du liquide par l'ébullition, mais il est dégagé par l'affinité supérieure de l'oxide nitreux pour l'eau; 2°. que le nitrate d'ammoniaque, dans des températures au-dessous de 440 (181 $\frac{1}{9}$ R), se décompose en deux substances; l'une le gaz oxide nitreux pur, et l'autre un liquide; 3°. que lorsqu'on veut juger de la pureté de l'oxide nitreux par la quantité de ce gaz que l'eau absorbe, il faut faire entrer en compte le gaz qu'il chasse de l'eau. Cette quantité est dans l'eau commune distillée sous le mercure environ $\frac{1}{16}$; dans l'eau simplement bouillie et encore chaude environ $\frac{1}{12}$, et dans l'eau commune de source $\frac{1}{11}$ du volume du liquide. Cent pouces cubes, à la température de 8 $\frac{1}{2}$ de *Réaumur*, ont pesé 50, 5 grains.

M. *Davy* a fait l'analyse de ce gaz, en brûlant par le moyen d'une lentille, du charbon dans un vase qui en contenoit; il a eu pour résultat sur 100 grains, 37 d'oxigène et 63 d'azote. Dans le résultat de la décomposition du nitrate d'ammoniaque, il ne trouve que de l'acide nitrique, du gaz et de l'eau, outre la partie du nitrate non décomposée; ainsi cette décomposition n'est point accompagnée d'une production d'acide carbonique, comme l'a prétendu *Austin*. M. *Davy* explique les différentes combinaisons que l'azote, l'oxigène et l'hidrogène forment à différentes températures par différens équilibres d'affinité. Il s'établit, selon lui, à une certaine température, un équilibre d'affinités, qui diffère de celui qui précédoit, et dans lequel l'hidrogène de l'ammoniaque se combine avec l'oxigène de l'acide nitrique, et produit de l'eau, pendant que son azote s'unit au gaz nitreux pour former l'oxide nitreux.

Le nitrate d'ammoniaque est déliquescent, surtout en hiver.

Si l'on mêle ce sel avec du soufre, ou du charbon, il détonne rapidement; l'oxigène de l'acide se porte sur ces matières, et la base se décompose comme l'acide.

Le nitrate d'ammoniaque se dissout dans deux parties d'eau froide; une demi-partie d'eau bouillante suffit pour le dissoudre: aussi la plus grande partie de ce sel se sépare par le refroidissement de la dissolution.

L'acide sulfurique décompose le nitrate d'ammoniaque; il se forme du sulfate d'ammoniaque, et l'acide nitrique devient libre.

L'acide muriatique lui fait aussi éprouver une altération, mais dont les résultats sont différens; l'acide mu-

riatique agit d'abord sur l'acide nitrique, auquel il prend une portion d'oxigène, et le convertit en acide nitreux; il se forme donc de l'acide muriatique oxigéné, qui se volatilise à l'aide du calorique et du muriate d'ammoniaque, qui reste en dissolution dans l'eau.

On fait avec deux parties de nitrate d'ammoniaque, et une partie d'acide muriatique, une liqueur qui peut dissoudre l'or. Dans ce cas, la décomposition du nitrate d'ammoniaque a lieu d'une autre manière : l'oxigène de l'acide nitrique se porte immédiatement sur l'or; l'oxide d'or formé se dissout à mesure dans une portion de l'acide muriatique : il se dégage du gaz nitreux, et il reste, dans la liqueur, du muriate d'or et du muriate d'ammoniaque. En précipitant ensuite cette dissolution d'or avec un alkali fixe, on fait de l'or fulminant ou orate d'ammoniaque; car l'alkali décompose non seulement le muriate d'or, mais encore le muriate d'ammoniaque; de manière qu'à mesure que l'oxide d'or se sépare, il s'unit à l'ammoniaque, et forme la combinaison particulière, dont on vient de parler.

La barite, la chaux, la magnésie, la potasse, la soude et la strontiane décomposent le nitrate d'ammoniaque, en s'unissant à son acide; d'où résultent différens nitrates, et de l'ammoniaque libre, qui se manifeste par son odeur vive et pénétrante.

Cette décomposition est sensible à froid, et elle s'opère en triturant ce sel avec les mêmes substances sèches; telles que la chaux, la potasse, etc.

Avec la magnésie, on a un sel triple, nitrate ammoniaco-magnésien, dont nous allons décrire les propriétés.

Il ne faut pas préparer le nitrate d'amoniaque dans

des vases métalliques, et particulièrement de fer et de cuivre, parce qu'il les dissout facilement.

100 Parties de ce sel contiennent : acide nitrique, 46; ammoniaque, 40; eau, 14.

Ce sel n'est d'aucun usage.

§. XXXVI.

Nitrate de magnésie.

Le nitrate de magnésie se rencontre quelquefois natif, mais toujours en petite quantité, il est contenu dans les eaux-mères du nitre.

Pour faire le nitrate de magnésie, on prend du carbonate de magnésie, rendu caustique par un alkali, et on sature l'acide nitrique.

Ce sel a une saveur piquante, qui a quelque analogie avec celle du nitrate de chaux.

Ce sel est déliquescent à l'air; il ne demande tout au plus qu'une demi-partie d'eau pour se dissoudre; il cristallise par le refroidissement, ou par l'évaporation de l'acide à la chaleur du soleil, ses cristaux ont la forme de prismes à quatre faces obliques, tronqués au sommet; le plus souvent il se présente en aiguilles, qui, en s'unissant les unes aux autres, se masquent réciproquement, et donnent naissance à des masses informes.

Exposé au feu dans un appareil fermé, il donne d'abord quelques bulles de gaz oxigène et des vapeurs d'acide nitreux; mais bientôt l'acide nitrique passe sans décomposition, et la magnésie reste pure dans la cornue. La dé-

composition du nitrate de magnésie exige peu de chaleur, ce qui indique que ses élémens n'ont pas entr'eux une très-grande affinité : cela prouve aussi que la magnésie ne tend pas à s'unir à l'acide nitreux, comme la chaux, la barite, etc.

L'acide sulfurique décompose le nitrate de magnésie, en lui enlevant sa base.

L'acide muriatique le décompose également ; mais celui-ci n'agit point comme l'acide sulfurique ; il n'enlève pas la base, il attaque l'acide nitrique, et il se forme de l'acide muriatique oxigéné : l'acide nitrique se dégage en vapeurs blanches. L'acide muriatique s'empare de la magnésie, à mesure qu'elle est dégagée de son acide, et forme avec elle du muriate de magnésie.

Ce sel est décomposé par la barite, la potasse, la soude, la chaux et la strontiane. L'ammoniaque n'y donne pas un précipité complet ; car, dès que la quantité d'ammoniaque se trouve correspondre à la quantité nécessaire de nitrate de magnésie, pour former le sel triple, le précipité s'arrête, parce que l'ammoniaque ne peut pas décomposer en entier le nitrate de magnésie : on ajouteroit davantage d'ammoniaque, elle ne produiroit plus aucun effet.

Ce qui prouve que l'ammoniaque ne peut pas décomposer tout le nitrate de magnésie, c'est que passé le terme où le précipité n'a plus lieu par l'ammoniaque, on précipite encore de la magnésie par un autre alkali.

Les autres alkalis en précipitent la magnésie en vésicules floconneuses d'une extrême légéreté : c'est de la magnésie pure, exempte de tout acide ; mais il faut prendre garde, en la desséchant, qu'elle n'attire l'acide carbo-

nique, il faut la dessécher au bain-marie, dans un vase fermé.

Les sulfites alkalins décomposent le nitrate de magnésie; il se forme des nitrates alkalins et du sulfite de magnésie, qui se précipite sous la forme de petits cristaux insolubles.

Le nitrate de magnésie décompose plusieurs sulfates. Proportions d'après *Bergman* : acide nitrique, 43; magnésie; 27 eau, 30.

Ce nitrate n'est point d'usage en médecine.

§. XXXVII.

Nitrate ammoniaco-magnésien.

Le C. *Fourcroy* est le premier qui ait fait connoître ce sel;

Il se prépare par les moyens que nous avons indiqués ci-dessus, ou en unissant directement des dissolutions de nitrate d'ammoniaque et de nitrate de magnésie. Cette dernière méthode fournit ce sel pur et en cristaux qui se déposent peu de temps après le mélange; souvent ce sont des prismes fins et aiguillés.

Il a une saveur amère, âcre et ammoniacale. Ce nitrate est un peu inflammable spontanément quand on le chauffe rapidement. Si on le chauffe lentement dans des vaisseaux, il donne, après s'être fondu, du gaz oxigène, du gaz azote, de l'eau plus abondante que celle qu'il contenoit, de la vapeur nitreuse et de l'acide nitrique. On n'y trouve plus la moindre trace d'ammoniaque; il laisse pour résidu de la magnésie pure. L'air l'humecte

un peu, mais il n'est pas déliquescent comme les deux sels dont il est composé.

Le nitrate ammoniaco-magnésien est moins dissoluble que les deux sels qui le forment. Il cristallise en refroidissant.

Décomposition par les bases : l'ammoniaque n'y produit aucun effet; la magnésie à chaud en chasse l'ammoniaque, et forme du résidu un nitrate magnésien pur.

La barite, la strontiane, la chaux, la potasse et la soude le décomposent complétement par la voie sèche et par la voie humide.

D'après le C. *Fourcroy* ce sel est formé de : nitrate de magnésie, 0,78; nitrate d'ammoniaque, 0,22.

Ce sel n'est d'aucun usage.

S. XXXVIII.

Nitrate de glucine.

Le nitrate de glucine a une saveur douce; il ne cristallise pas, ou du moins très-difficilement.

Il est décomposable par la chaleur, et ne fuse point sur les charbons allumés.

Quand il est sec, il enlève l'eau dissoute dans l'air, et se résout en liqueur. Il est soluble dans l'alcool.

Parmi les acides, le sulfurique paroît être le seul qui puisse le décomposer à froid; l'infusion de noix de galle donne un précipité floconneux d'un jaune-brun qui se forme sur le champ.

La glucine diffère de l'alumine, non seulement par les propriétés que nous venons d'énoncer, mais encore parce

qu'elle n'est pas précipitée par les sels oxalique, tartareux et prussiques dissolubles, tandis que le nitrate d'alumine est tout-à-coup précipité par ces sels réactifs.

Nulle action de la part de l'alumine, de la zircone et de la silice.

La potasse et la soude redissolvent la glucine, quand ils sont en excès.

L'ammoniaque la précipite toute entière sans la dissoudre.

§. XXXIX.

Nitrate d'alumine.

Le nitrate d'alumine n'a pas été trouvé natif.

Ce sel n'est presque pas encore connu; on sait seulement que l'acide nitrique dissout l'alumine. Il faut employer l'alumine bien pure et humide; sans cela la combinaison se feroit difficilement : cette combinaison est susceptible de cristalliser en lames, ou feuillets ductiles et de peu de consistance; ce sel est toujours légérement acide, quelque quantité d'alumine que l'on emploie.

Une chaleur médiocre le décompose et en sépare l'acide nitrique sans décomposition.

Ce sel ne fuse que sur les charbons, comme les autres nitrates; il se boursoufle comme l'alun, mais il ne fait pas brûler le charbon; il ne l'enflamme pas comme le nitrate de potasse, il fond, se boursoufle et perd son acide, et il reste comme l'alun calciné. Il est déliquescent à l'air.

Le nitrate d'alumine est décomposé par l'acide sulfurique; il se dégage des vapeurs blanches.

Toutes les substances terreuses et alkalines le décomposent.

Le précipité alumineux, obtenu du nitrate d'alumine, par la potasse caustique, se redissout dans l'excès d'alkali; cela donne un très-bon moyen de séparer l'alumine de la magnésie : car la magnésie n'est pas soluble dans un excès d'alkali. On peut précipiter de nouveau cette terre, en saturant l'excès d'alkali par un acide.

L'ammoniaque n'a pas cette propriété.

La chaux redissout l'alumine comme les alkalis caustiques Quand on met trop de chaux dans du nitrate d'alumine, il se forme d'abord du nitrate de chaux, puis une combinaison de chaux et d'alumine qui se précipite ensemble.

Le nitrate d'alumine précipite toutes les dissolutions des couleurs végétales; telles que le tournesol, le sirop de violette, le bois d'Inde, etc. C'est de cette manière que l'alun ordinaire agit; c'est en avivant les couleurs, et les précipitant sur les étoffes qu'on veut teindre, qu'il favorise la teinture.

§. X L.

Nitrate de zircone.

Nous devons la connoissance de ce sel à M. *Klaproth*. Les C. *Guyton* et *Vauquelin* l'ont ensuite examiné.

L'acide nitrique s'unit à la zircone, lorsqu'elle est encore humide. Quelle que soit la division de cette terre, il est cependant impossible d'en saturer tellement l'acide nitrique, que ses propriétés acides soient entiérement

masquées. Cette combinaison altère toujours les couleurs bleues, sensibles aux acides.

La dissolution de nitrate de zircone, évaporée à une chaleur douce, fournit une matière jaunâtre, transparente, extrêmement tenace, visqueuse, et qui se dessèche difficilement.

Il a une saveur styptique et astringente; il laisse sur la langue une matière épaisse, qui provient d'une décomposition que lui fait éprouver la salive.

Ce sel est très-peu dissoluble dans l'eau.

Le nitrate de zircone est décomposé, 1°. par l'acide sulfurique, qui forme, dans sa dissolution, un précipité blanc, dissoluble dans un excès de cet acide; 2°. par le carbonate d'ammoniaque, qui y produit un dépôt soluble, dans une surabondance de ce sel; 3°. par une infusion alcoolique de noix de galle, qui y fait naître un précipité blanc, dissoluble dans un excès de cette infusion; mais, si la zircone contient du fer, la couleur du précipité est d'un bleu tirant sur le gris, dont une portion reste en dissolution, et donne à la liqueur une couleur bleue pur.

Le nitrate de zircone est décomposé par toutes les bases précédentes.

§. XLI.

Des nitrites.

Les nitrites ont des propriétés communes aux nitrates, telles qu'une saveur fraîche, et de fuser sur les charbons.

On ne peut pas composer les nitres par synthèse, parce que l'acide nitreux est décomposé par l'eau.

L'acide nitrique les décompose; ce qui annonce bien que l'acide nitreux existe dans les nitrites d'une manière bien différente que n'est l'acide nitrique. On croit plutôt que les nitrites ne sont autre chose qu'une combinaison trisule, formée par l'union de l'acide nitrique avec deux bases, dont l'une est toujours de l'oxide d'azote.

Ces sortes de combinaisons ne peuvent aisément s'obtenir, qu'en décomposant les nitrates par la voie sèche; car, en combinant directement l'acide, appelé nitreux, avec différentes bases alkalines, terreuses, ou métalliques, on n'obtient pour l'ordinaire que des nitrates, parce que ces diverses bases chassent presqu'en entier l'oxide d'azote de sa combinaison avec l'acide nitrique; au lieu qu'en faisant chauffer jusqu'au rouge les nitrates, le calorique et la lumière tendent à en séparer une certaine quantité d'oxigène, en même temps que l'azote, privé de ce principe, qui l'acidifioit, cherche des bases pour former une combinaison triple, en s'unissant avec la base du nitrate, et de plus, avec la portion d'acide nitrique qui n'a pas été du tout décomposée.

Pour faire le nitrite de potasse, on met le nitrate dans une cornue de verre, et l'on chauffe; le sel est décomposé, il se dégage dans le commencement du gaz oxigène pur, et plus l'opération avance, plus l'oxigène passe chargé de gaz azote. Ces gaz viennent de la décomposition de l'acide nitrique, qui passe à l'état d'acide nitreux qui forme un nitrite avec la potasse. On reconnoît que l'opération est finie, ou du moins qu'on peut l'arrêter, quand l'oxigène qui passe contient environ un quart d'azote, on a alors dans la cornue une masse blanche déliquescente d'une saveur âcre, qui donne avec l'acide sul-

furique des vapeurs rutilantes, passe lentement à l'air à l'état de nitrate. On essaye si le nitrite de potasse est pur, en versant dessus de l'acide sulfurique ; si l'opération n'est pas assez avancée, il ne se dégage presque pas de vapeurs rouges, alors on remet au feu; quand on pousse trop, il y a excès de potasse; quand on ne chauffe pas assez, il est mélangé de nitrate.

Si on le pile, et si l'on y verse de l'acide nitrique très-foible, on voit se dégager la vapeur nitreuse; cette vapeur est très-rouge et très-forte, il y a chaleur, effervescence, parce que l'acide nitreux se dégage en gaz; l'autre vapeur n'est pas aussi forte, parce que l'acide nitrique étant étendu d'eau, cette eau délaie la vapeur à mesure qu'elle se dégage; ce qui n'arrive pas quand on emploie l'acide sulfurique concentré.

Le nitrite de potasse, délayé dans l'eau, verdit le sirop de violette. Il y a donc un excès d'alkali dans le nitrite de potasse, et comme le nitrate est parfaitement neutre, il est clair que l'excès d'oxigène que tient le nitrate, sert à saturer la base alkaline.

Lorsqu'on décompose les nitrites par un acide foible, tel que l'acide du vinaigre, ou même l'acide muriatique, il est douteux si la vapeur qui s'élève est de l'acide nitreux, ou seulement du gaz nitreux.

Les autres nitrites sont peu connus.

Pour faire voir que les alkalis n'absorbent que l'acide nitrique, et qu'ils laissent du gaz nitreux, on remplit un ballon, à large ouverture, de vapeurs nitreuses; on y suspend, par le moyen de plusieurs fils, une capsule de verre, contenant de l'alkali caustique, liquide ou solide: on obtient un nitrate, et du gaz nitreux, pour résidu.

§. XLII.

Des Muriates.

Les muriates ont des propriétés génériques qui les font distinguer des autres sels.

Leurs caractères sont; 1°. d'être tous dissolubles dans l'eau. 2°. Tous sont cristallisables; cependant, ceux d'alumine et de magnésie cristallisent difficilement. 3° Plusieurs sont déliquescens. 4°. Tous fondent au feu et se volatilisent, ils se répandent en fumée blanche, mais ils ne sont pas du tout décomposés par la chaleur comme le sont les nitrates. La volatilité de l'acide se communique à ses bases, et cela indique que la base tient fortement à cet acide. 5°. Tous précipitent la dissolution de sulfate d'argent, sous la forme de flocons blancs très-pesans. 6°. Ils font effervescence avec l'acide sulfurique et répandent une vapeur blanche dans l'air.

§. XLIII.

Muriate de barite.

Bergman dit que ce sel existe dans quelques eaux minérales de Suède.

On le prépare ordinairement en décomposant le sulfure de barite avec l'acide muriatique, après l'avoir délayé dans l'eau; on ajoute l'acide, on fait chauffer un peu pour faire dégager tout l'hidrogène sulfuré; on filtre, on lave et l'on fait évaporer jusqu'à très-légère pellicule; on obtient par le refroidissement des cristaux. Mais comme

le sulfate de barite ; contient souvent de l'oxide de fer, l'acide muriatique s'y unit en même temps qu'à la barite ; d'où il arrive que ce sel a une couleur jaune. On le débarrasse facilement de cette matière étrangère, en exposant les cristaux de muriate de barite au feu pendant quelques instans dans un creuset ; dès qu'il commence à rougir, le muriate de fer se décompose ; son acide se volatilise, et il ne reste plus que l'oxide de fer avec le muriate de barite, qu'il suffit de dissoudre dans l'eau pour l'avoir pur.

On peut encore s'assurer de sa pureté en le lavant dans l'alcool ; le muriate de fer s'y dissout, et le muriate de barite reste pur.

Ce sel a une saveur âcre, styptique, piquante, comme métallique. Sa forme est celle de prismes très-courts ou lames carrées, dont les bords sont biselés et les sommets dièdres ; il a une pesanteur spécifique très-considérable.

Le muriate de barite n'est pas décomposé par la chaleur, ni altéré par l'air.

Ce sel exige pour se dissoudre entre cinq et six parties d'eau froide. Cette combinaison se fait plus abondamment à l'aide de la chaleur ; et elle cristallise par refroidissement.

Plusieurs acides opèrent la décomposition de ce sel ; tels sont l'acide sulfurique, l'acide nitrique, l'acide oxalique et tartareux.

Comme l'acide sulfurique forme avec la barite un sel parfaitement insoluble dans l'eau, on découvre les plus petites traces d'acide sulfurique dissous dans les eaux, ou dans toute autre matière. De l'eau qui tient seulement 0,0004 de son poids de sulfate de soude, récemment cris-

tallisé, donne sur le champ, un précipité sensible, en y mettant une seule goutte de dissolution de muriate de barite ; o,ooooq de ce sel dissous, dans la même quantité d'eau, fournissent en quelques minutes un nuage sensible ; enfin, o,ooooƷ de sulfate de soude, dans la même quantité d'eau, occasionnent un nuage léger, qui demande plusieurs heures pour devenir apparent.

L'acide sulfureux bien pur ne décompose pas le muriate de barite.

L'acide nitrique décompose aussi le muriate de barite ; on s'assure facilement de ce fait, en mettant dans une dissolution un peu concentrée de ce sel, quelques gouttes d'acide nitrique ; elles y forment un précipité cristallisé, qui demande ensuite dix à douze parties d'eau pour se dissoudre. De-là il suit que, si l'on veut savoir si de l'acide nitrique contient de l'acide sulfurique, ou quelques sulfates, en se servant de muriate de barite, il faut avoir soin d'étendre d'eau les liqueurs ; car, sans cela, on pourroit être induit en erreur, en attribuant à l'acide sulfurique ce qui ne seroit dû qu'à la combinaison de l'acide nitrique avec cette substance terreuse.

Le muriate de barite n'est décomposé par aucune substance terreuse ni alkaline, parce que la barite a, en général, plus d'affinité avec les acides que toutes ces matières.

Les sulfates et sulfites ont la propriété de décomposer le muriate de barite ; cette décomposition s'opère par double attraction.

Les nitrates ont aussi la faculté de séparer la barite de ce sel ; il y a encore échange réciproque d'acide et de base.

Nous verrons aussi que les carbonates forment du carbonate de barite et différens muriates, suivant qu'on a employé tel ou tel carbonate.

Le muriate de barite est un réactif extrêmement précieux pour l'analyse de l'acide sulfurique ; mais encore pour s'assurer si les alkalis sont purs, ainsi que beaucoup d'autres substances encore.

Crawfford, *Chaussier* et autres l'emploient en médecine, comme un fondant très-actif dans les maladies scrophuleuses. *Voyez le Recueil de la Société de Médecine de Paris, an VI.*

Cent parties de ce sel contiennent : barite, 60 ; acide muriatique, 24 ; eau, 16.

§. XLIV.

Muriate de potasse.

Ce sel se rencontre rarement dans la nature. On dit cependant qu'il existe dans des fondrières en Picardie, et dans quelques eaux minérales de Normandie.

Il se trouve assez abondamment dans plusieurs végétaux, et il n'est pas de cendres qui n'en contiennent plus ou moins : cela prouve que ce sel est répandu à la surface du sol, où il est pompé par les vaisseaux des plantes, en même temps que les sucs dont elles se nourrissent ; car il est vraisemblable, dit le C. *Vauquelin*, qu'il ne se forme pas pendant l'acte de la végétation.

Quand on veut obtenir ce sel très-pur, on prend de la potasse caustique, et on la sature d'acide muriatique ; on fait évaporer jusqu'à pellicule ; et, en laissant ensuite refroidir lentement, on l'obtient cristallisé.

Ce muriate s'appeloit autrefois sel fébrifuge de *Sylvius*, et improprement, sel marin régénéré, puisqu'il diffère de ce sel par la nature de sa base.

Ce sel a une saveur salée, amère.

Il n'est point décomposé par l'action du feu le plus vif; mais il décrépite, se fond et même se volatilise en fumée.

Il est peu altérable à l'air; il n'en attire que très-légérement l'humidité.

L'eau froide en dissout le tiers de son poids. L'eau chaude en dissout davantage, et la dissolution cristallise par le refroidissement. Sa forme est celle d'un cube régulier, ou d'un parallélipipède rectangle.

L'acide sulfurique en sépare les élémens en s'unissant à sa base; l'acide muriatique se dégage sous la forme de fumée blanche.

L'acide nitrique agit aussi sur le muriate de potasse en s'emparant de la potasse; mais à mesure que l'acide muriatique est dégagé, il réagit sur l'acide nitrique, dont il prend une portion de l'oxigène, et passe à l'état d'acide muriatique oxigéné, tandis que l'acide nitrique devient acide nitreux.

Les acides fixes au feu, tels que ceux du phosphore, du borax, de l'arsenic, du tungstène, etc. le décomposent à une haute température : mais c'est le contraire à froid.

Parmi les substances terreuses et alkalines, la barite seule peut le décomposer.

L'argille paroît le décomposer en partie; mais cette opération n'en fournit qu'une très-petite quantité.

Le nitrate de chaux le décompose; il se forme, dans ce cas, du nitrate de potasse et du muriate de chaux : d'où il suit que ce sel, contenu dans les potasses du com-

merce, n'est pas inutile pour la fabrication du salpêtre.

D'après *Bergman*, ce sel contient : potasse, 62; acide muriatique, 30; eau, 8.

Le muriate de potasse n'est pas d'usage dans les arts; l'on s'en sert, maintenant, très-peu en médecine.

§. XLV.

Muriate de soude.

Ce sel existe abondamment dans la nature, tantôt en masses considérables, et formant le sel gemme, comme dans la Pologne, la Hongrie, la Russie, etc.; tantôt en dissolution dans les eaux de la mer, des fontaines salées, etc.

Lorsqu'on rencontre dans le sein de la terre, des mines de sel gemme, leur exploitation est facile et peu coûteuse : il suffit de percer des puits, des galeries, comme cela se pratique pour les mines de houille ou métalliques, et de détacher cette substance à l'aide de pics, de tranches et de leviers, etc.

Le sel gemme présente différentes modifications relativement à sa couleur, à son grain et à sa saveur. On en voit de blanc, de jaune, de bleu, de rose, etc.; on en connoît de dur, de tendre : enfin, il y en a dont la saveur est agréable, et d'autre qui est amer. Il doit communément ses variétés de couleur à la présence de l'oxide de fer plus ou moins chargé d'oxigène; sa dureté dépend de la vîtesse plus ou moins grande avec laquelle il a été formé, et sa saveur variée tient au mélange de quelques autres substances salines, et particuliérement au muriate de chaux qui l'accompagne presque toujours.

Les procédés suivis pour extraire le muriate de soude des eaux où il est dissous, ont tous pour objet d'en séparer l'eau; mais les moyens qu'on emploie sont différens, suivant les climats et la richesse de ces mêmes eaux.

1°. Dans les provinces du nord, on lave les sables salés des bords de la mer avec le moins d'eau possible, et on obtient le sel par évaporation.

2°. Dans les pays très-froids, on concentre l'eau par la gelée, et on évapore le reste par le feu.

3°. Dans les fontaines d'eau salée de la Lorraine et de la Franche-Comté, on élève l'eau, et on la précipite sur des fagots d'épines qui la divisent et la font évaporer en partie; on finit de la rapprocher dans des chaudières.

4°. Dans les provinces du midi, à Peccais, à Peyrat, à Cette, etc. on commence par séparer et isoler de la masse générale, une certaine quantité d'eau qui séjourne dans des espaces carrés qu'on appelle *partenemens*: il suffit pour cela d'avoir des *martelières*, qu'on puisse ouvrir et fermer à volonté, et de former des murs d'enceinte, qui ne permettent communication avec l'eau de la mer que par le moyen de ces portes. C'est dans les partenemens que l'eau reçoit une première évaporation; on la fait passer ensuite dans d'autres endroits également clos, où elle continue à s'évaporer; et, lorsqu'elle commence à déposer, on l'élève par des puits à roue sur des carrés qu'on appelle *tables*, et là se termine l'évaporation.

Le sel est mis en tas pour former les *camelles*, et on le laisse en cet état pendant trois ans, pour que les sels déliquescens s'écoulent; et, après cet intervalle de temps, on le distribue dans le commerce.

Le sel marin gris ordinaire contient du muriate de soude, des muriates de chaux et de magnésie, des nitrates de chaux et de magnésie, de l'argille, quelquefois du mercure. (On s'assure qu'il tient du mercure, en y laissant séjourner pendant quelque temps une lame de cuivre; elle blanchit.) Pour reconnoître la présence des sels de chaux, on verse dans l'eau-mère qui contient un peu de sel marin, du sulfate de potasse qui décompose le nitrate et le muriate de chaux; il précipite du sulfate de chaux; on filtre; il passe dans la liqueur du muriate et du nitrate de potasse, du muriate et du nitrate de magnésie non décomposé par le sulfate de potasse; on fait évaporer la liqueur jusqu'à consistance sirupeuse, et on traite par l'alcool qui dissout le nitrate et le muriate de magnésie; il laisse précipiter le nitrate et le muriate de potasse; on décante; on dissout ces derniers dans l'eau, et on fait évaporer et cristalliser; on les distingue l'un de l'autre par leur manière de cristalliser, l'un en aiguilles, l'autre en cubes; on fait évaporer tout l'alcool; on jette sur le résidu de sels magnésiens, du carbonate de potasse qui les décompose; il se précipite du carbonate de magnésie; on filtre; et il passe dans la liqueur du nitrate et du muriate de potasse, qu'on sépare par la cristallisation.

On voit donc qu'il existe dans le muriate de soude des sels à bases de chaux, combinés avec l'acide nitrique et muriatique : le carbonate de magnésie précipité par le carbonate de potasse, prouve la présence des sels magnésiens.

Purification du Muriate de soude.

On a pour but de séparer dans cette opération le muriate de chaux du muriate de soude, ce qui lui donne la propriété d'attirer l'humidité de l'air.

Pour obtenir le muriate de soude pur, comme cela est nécessaire pour les expériences de chimie, on le fait dissoudre dans quatre parties d'eau froide; on filtre la dissolution : les matières qui ne s'unissent point à l'eau, telles que l'argille, le sable, la craie, l'oxide de fer, etc. restent sur le filtre; mais le muriate de chaux se dissout aussi : on le décompose en mettant dans la dissolution quelques gouttes de carbonate de soude ; sa base se combine avec l'acide muriatique, et l'acide carbonique avec la chaux, et forme du carbonate de chaux, qui, étant insoluble, se précipite au fond.

Il faut avoir l'attention de ne pas ajouter plus de carbonate de soude qu'il n'en faut, car on tomberoit dans un autre inconvénient aussi désagréable que le premier; on s'aperçoit qu'on en a mis suffisamment, lorsque les dernières gouttes n'occasionnent plus de trouble dans la liqueur; on soumet ensuite la dissolution à l'évaporation; on ramasse le sel à mesure qu'il se sépare : il est alors très-pur. Si l'on veut l'avoir régulièrement cristallisé, il faut abandonner la dissolution à l'évaporation spontanée: alors les molécules salines se réunissent facilement, et donnent naissance à des cristaux cubiques.

Le muriate de soude a une saveur salée et agréable; il n'éprouve aucune altération de la part de l'air atmosphérique, lorsqu'il est très-pur, à moins que celui-ci ne soit très-humide; alors il s'humecte légérement.

Exposé à une chaleur brusque, il se divise en fragmens, fait entendre un pétillement assez fort, qu'on appelle décrépitation. Ces effets sont dus à l'eau de cristallisation, qui est réduite tout-à coup en vapeurs, et qui, en écartant les lames cristallines avec beaucoup de vîtesse, produit le bruit et l'explosion du sel.

Si l'on continue l'action du feu sur ce sel, après qu'il a perdu l'eau, il rougit, se fond, il coule, et se prend en masse opaque, sorte d'émail blanc, quelquefois rougeâtre, à cause du fer qui se trouve dans l'argille des creusets; quelquefois même il se volatilise, s'il a le contact de l'air, sous la forme de fumée blanche.

Le muriate de soude, fondu et sublimé, n'a point éprouvé d'altération dans sa nature intime : ses élémens ne sont point désunis par cette opération; ils se volatilisent plutôt ensemble que de se séparer : ce qui indique qu'ils ont entr'eux une grande affinité.

Ce sel est très-dissoluble dans l'eau : il ne demande, d'après *Bergman*, que 2,82 parties d'eau; il n'est pas sensiblement plus dissoluble à chaud qu'à froid : car, d'après le même chimiste, il exige 2,76 d'eau bouillante; aussi ne se cristallise-t-il pas par le refroidissement, comme la plupart des autres sels : il faut, pour l'obtenir dans cet état, faire évaporer la dissolution, soit par l'action du feu, soit spontanément à l'air.

Comme le muriate de soude se combine très-promptement avec l'eau, il se produit un grand froid, c'est-à-dire, que, dans un temps très-court, il y a beaucoup de calorique absorbé. Il n'en faudroit cependant pas conclure qu'il demande plus de chaleur qu'un autre pour se dissoudre; il y a même quelques faits qui semblent

prouver qu'il en a moins besoin que beaucoup d'autres.

Il paroît avoir plus d'affinité avec l'eau, que la plupart des autres sels; car, à l'exception de ceux qui sont déliquescens, il les précipite tous de leurs dissolutions; et pendant ces précipitations, il se dégage constamment une certaine quantité de calorique.

L'acide sulfurique décompose le muriate de soude; il se dégage de l'acide muriatique, qui est disposé à se combiner avec toutes les matières qu'on lui présente, excepté la silice. Le résidu de l'opération est du sulfate de soude, *sel de Glauber*, avec excès d'acide, dont on peut tirer parti pour l'usage de la médecine, ou pour la fabrication de la soude.

Pour obtenir l'acide muriatique, on prend 8 parties de muriate de soude décrépité; on l'introduit dans une cornue A, ou dans un matras que l'on place sur un bain de sable. On verse sur le sel 5 parties d'acide sulfurique à 66 degrés, à l'aide d'un tube à double courbure B. On adapte à la cornue un matras C, pour recevoir la portion d'acide sulfurique et d'acide muriatique impur, qui passent, surtout vers la fin de l'opération, à la faveur du calorique. D, E, F, suite de flacons dans lesquels on met de l'eau; la quantité doit être égale au poids du sel employé. Ces flacons sont réunis par des tubes de sûreté G. Il faut avoir soin de luter exactement les jointures. Les choses ainsi disposées, on met un peu de feu sous l'appareil, et l'on augmente la chaleur par degrés, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus rien.

Si au lieu d'une cornue, l'on se sert d'un matras, il faut mettre pour premier récipient une bouteille à deux tubulures, comme il est représenté dans la planche; ou

met aussi dans ce premier flacon un peu d'eau, pour y placer un tube de sûreté, et retenir l'acide sulfurique et l'oxide de fer qui s'élève pendant la fin de l'opération.

L'acide sulfurique qu'on a versé par le tube en S, décompose ce muriate de soude, l'acide muriatique se dégage et va se dissoudre dans l'eau; on trouve dans le ballon du sulfate acide de soude dans le premier flacon, de l'acide muriatique mélangé d'acide sulfurique qui passe toujours en petite quantité; dans le 2°. flacon, on trouve l'eau augmentée environ d'un tiers de son volume, c'est l'acide muriatique liquide.

Quand on calcine le muriate de soude l'action est plus prompte. Lorsque l'opération est finie et qu'il ne se dégage plus rien, on peut continuer le dégagement du gaz acide muriatique, pendant quelques instans, en versant par le tube en S de l'eau bouillante; cette eau divise le muriate de soude et fait dégager encore une petite quantité d'acide muriatique.

Il faut avoir soin que le tube en S descende plus bas que le tube recourbé dans le col du ballon, parce que, lorsqu'on verse l'acide sulfurique, il y auroit toujours une portion qui couleroit le long du tube recourbé, et qui restant à son extrémité, remonteroit dans le tube par la force expansive du gaz qui se dégage et passeroit en assez grande quantité dans le premier flacon, sans avoir servi dans l'opération.

Il n'est pas non plus nécessaire de faire plonger les tubes très-avant dans l'eau, parce que l'acide muriatique étant plus lourd que l'eau, tombe au fond sous forme de stries, ce qui provient encore de sa grande affinité pour l'eau.

Lorsque le gaz se combine avec l'eau, il y a chaleur; et quand la température s'abaisse, l'eau redevient susceptible d'en absorber encore. Pour tirer parti de l'opération, il faut environner les flacons de glace, mais il faut prendre garde que les flacons n'éclatent, lorsque, par une élévation de température, l'eau ne peut plus retenir l'acide; car il ne faut pas perdre de vue que l'eau chaude coerce moins d'acide muriatique que l'eau froide.

L'acide nitrique décompose à froid le muriate de soude; mais l'acide muriatique qui se dégage n'est pas pur: il est à l'état d'acide nitreux, mêlé d'acide muriatique oxigéné.

Pour faire cette expérience, on met du muriate de soude, réduit en poudre, dans une cornue; on y ajoute de l'acide nitrique, dans les mêmes proportions que pour la décomposition de ce sel par l'acide sulfurique : on adapte à la cornue un ballon tubulé, d'où part un tube de sûreté, qui va plonger dans un flacon de *Woulf*, dans lequel on met autant d'eau que l'on a employé de sel.

Lorsque l'appareil est monté, on l'échauffe par degrés.

L'acide nitrique commence par s'unir avec la soude, et forme du nitrate de soude, et il se dégage de l'acide muriatique très-concentré.

Cet acide attaque l'acide nitrique non encore combiné; il lui enlève une portion d'oxigène, et forme de l'acide muriatique oxigéné.

D'une autre part, il se forme de l'acide nitreux, provenant de la partie de l'acide nitrique privé de son oxigène, et qui n'a pas pu se combiner avec la soude, même avant qu'il ait pu former cette combinaison; et l'acide muriatique oxigéné, combiné avec l'acide nitreux, change

celui-ci en acide nitrique : en lui donnant son oxigène, il est réduit à l'état d'acide muriatique simple.

Les autres acides n'ont pas d'action à froid sur le muriate de soude; mais quelques-uns le décomposent à l'aide de la chaleur : tels sont l'acide phosphorique et l'acide boracique.

La raison de cette différence dépend de ce que l'acide muriatique tend à se combiner avec le calorique, lorsque celui-ci est accumulé et condensé, en quelque sorte, dans le muriate de soude; ce qui, conséquemment, affoiblit l'affinité entre les principes : tandis que les acides phosphorique et boracique, n'ayant pas la même attraction pour le calorique, leur tendance pour se combiner avec la soude n'étant pas disséminée, il arrive une époque où l'affinité du calorique pour l'acide muriatique, et celle des acides fixes pour la base du sel marin, l'emportent, et la décomposition a lieu.

Dans un cas, il se forme du phosphate de soude, et dans l'autre, du borate de soude.

Parmi les substances alkalino-terreuses, il n'y a que la barite qui puisse décomposer à froid le muriate de soude ; elle s'empare de l'acide muriatique, et en sépare la soude à l'état caustique.

Quoique dans les circonstances les plus ordinaires, la soude ait plus d'affinité que l'alumine avec l'acide muriatique, cependant, en élevant beaucoup sa température, on sépare une certaine quantité d'acide muriatique, et tel est le procédé qu'on emploie dans les fabriques d'eau-forte pour faire ce qu'on appelle *esprit de sel.* Il est très-vraisemblable que cette décomposition est en grande partie due à la présence des pyrites, presque toujours

contenues dans les argilles siliceuses qui servent à cette opération.

La chaux décompose aussi ce sel, si l'on fait une bouillie avec du muriate de soude et de la chaux, la soude vient à la surface, grimpe à l'état de carbonate de soude; elle absorbe l'acide carbonique contenu dans l'atmosphère.

Il faut croire qu'il se fait une combinaison du muriate de chaux avec l'excès de chaux mis à nud par la soude enlevée par l'acide carbonique.

La potasse est la seule, entre les alkalis, qui décompose le muriate de soude; il se forme du muriate de potasse, et la soude devient libre.

On s'est beaucoup occupé des moyens d'extraire la soude du sel marin; presque tous les procédés qu'on a proposés se réduisent au même principe, c'est-à-dire, à convertir le muriate de soude en sulfate de soude, à décomposer celui-ci par le charbon, et à absorber le soufre par une terre calcaire, ou par le fer.

Les personnes qui desireront avoir des connoissances plus étendues sur cet objet, peuvent consulter un excellent rapport des C. *Pelletier*, *Lelièvre* et *Darcet*, dans le 19° vol. des *Annales de chimie*.

Pour décomposer le muriate de soude par un oxide de plomb, on mêle une partie de muriate de soude contre sept d'oxide de plomb demi-vitreux, ou litharge, et l'on en fait une bouillie liquide avec un peu d'eau, la litharge perd peu à peu sa couleur; on agite pendant plusieurs heures pour renouveler les surfaces et faciliter l'action des matières.

L'oxide de plomb devient peu à peu blanc; il augmente de volume, et à mesure que l'eau est absorbée, le mélange

prend une consistance considérable, en sorte qu'on est obligé d'ajouter à plusieurs reprises une assez grande quantité d'eau ; au bout de quatre jours, la litharge paroît entièrement changée de nature ; alors on étend la matière de 7 à 8 parties d'eau, et on filtre.

Le C. *Vauquelin*, à qui nous devons cette expérience, a reconnu que la liqueur filtrée avoit une saveur alkaline très-marquée, et contenoit un peu de muriate de plomb en dissolution, et pas un atome de muriate de soude ; réduite environ au 10^e^ de son volume, elle a fourni des cristaux de carbonate de soude, rendu opaque par quelques traces de muriate de plomb.

Il est bien démontré, d'après les expériences du Cit. *Vauquelin*, que la litharge qui a servi à la décomposition du muriate de soude, est un muriate de plomb avec excès d'oxide, et que c'est en vertu d'une affinité double que l'oxide de plomb décompose le muriate de soude ; savoir, par les forces réunies de l'oxide de plomb pour l'acide muriatique et du muriate de plomb pour un excès d'oxide.

Cela explique pourquoi il faut tant d'oxide de plomb pour décomposer complétement le muriate de soude, parce que les $\frac{1}{2}$ au moins de cet oxide sont employés, non à décomposer le sel marin, mais à former le muriate de plomb avec excès d'oxide, et que le quart tout au plus de cet oxide s'unit à l'acide muriatique à l'état de véritable muriate de plomb.

Le muriate de soude est décomposé par quelques sulfates et nitrates ; le phosphate de potasse, les fluates de barite et de potasse, le borate de potasse et le carbonate de potasse paroissent aussi le décomposer.

Le muriate de soude est d'un usage très-multiplié dans

les arts et dans les opérations domestiques ; on s'en sert dans les manufactures de poterie ou de faïence, pour aider la vitrification de la surface ; en chimie, pour faire l'acide muriatique simple et oxigéné, pour faciliter la fusion des substances métalliques, et les garantir du contact de l'air ; chez les tanneurs, pour préparer les cuirs de Hongrie ; enfin, on l'emploie dans les salaisons pour conserver les matières végétales et animales, etc.

Proportions des principes du muriate de soude : 1°. D'après *Bergman*, soude, 42 ; acide muriatique, 52 ; eau, 6 : 2°. D'après *Kirwan*, soude, 50 ; acide muriatique, 33 ; eau, 17.

§. XLVI.

Muriate de strontiane.

Ce sel, d'abord confondu avec le muriate de barite, en a été distingué par M. *Klaproth* ; *Hope*, *Pelletier* et *Vauquelin* l'ont ensuite examiné.

Pour préparer ce sel, il faut suivre le procédé indiqué pour le nitrate de strontiane.

Ce muriate n'est point altéré par l'air. Soumis à l'action du calorique, il se fond sans se décomposer.

Ce sel est assez soluble dans l'eau, il se cristallise en longs prismes trop fins pour en déterminer la forme ; il se dissout dans 0,75 d'eau.

Il est décomposé par l'acide sulfurique, nitrique et phosphorique. L'acide nitrique n'y produit un effet sensible que lorsqu'il est très-concentré.

La barite, la potasse et la soude le décomposent.

Si l'on brûle de l'alcool, tenant en dissolution du mu-

riate de strontiane, la flamme est toujours d'un rouge purpurin, caractère qui distingue ce sel de celui de barite et de tous les autres.

Proportions indiquées par le C. *Vauquelin* : strontiane, 36,4; acide muriatique, 23,6; eau, 40.

La plupart des sulfates, nitrates, phosphates, fluates borates, carbonates alkalins, décomposent le muriate de strontiane.

Ce sel n'est encore employé que comme réactif.

§. XLVII.

Muriate de chaux.

Le muriate de chaux est la combinaison de l'acide muriatique avec la chaux, il existe presque partout, mais en petite quantité; on le trouve dans les matériaux salpétrés, dans les terres calcaires, dans les eaux de la mer, les eaux-mères des salines, des puits de Paris, etc.

Pour préparer ce sel, on décompose le carbonate de chaux par l'acide muriatique. Lorsque la saturation est complète, on filtre, et l'on fait évaporer.

Sa saveur est âcre, piquante et amère. Il verdit le sirop de violette.

Il perd une portion de son acide par l'action d'un feu violent, mais jamais la totalité; il reste du muriate de chaux avec excès de base, c'est *le phosphore de Homberg*, qui répand la clarté dans l'obscurité, surtout si on le frotte avec une lame de fer.

Il est susceptible de deux fusions. — Fusion aqueuse et fusion ignée.

Si pendant sa fusion ignée, on y plonge des barreaux de fer, ils s'encroûtent, et si on les laisse ensuite dans l'obscurité, ils jettent une belle lumière phosphorique.

Exposé à l'air, il se résout en liqueur, c'est ce qu'on appeloit autrefois *huile de chaux.*

L'énergie avec laquelle le muriate de chaux sec absorbe l'humidité de l'air, l'a fait employer par *Lavoisier* pour dessécher les gaz, surtout lorsqu'il réformoit de l'eau avec le gaz hidrogène et le gaz oxigène. Cette substance peut très-bien remplacer la potasse caustique.

Le muriate de chaux est un hygromètre fidèle qui absorbe vivement l'humidité de l'air : ainsi si on expose un poids quelconque de muriate de chaux desséché dans un volume d'air déterminé, on voit qu'on en obtiendroit la connoissance du poids réel et effectif de l'eau que pourroit contenir l'air.

Ce que nous venons de dire, prouve que ce sel a une très-grande affinité avec l'eau, mais il ne se cristallise que difficilement. Cependant, par une évaporation convenable (24 degrés à l'aréomètre de *Mossy*), sa dissolution fournit des cristaux dont la forme est celle d'un prisme à six pans égaux, avec des pyramides à six faces.

Lorsqu'on a beaucoup rapproché la dissolution du muriate calcaire, elle se refroidit sans se cristalliser, si elle est dans un repos absolu ; mais si l'on vient à l'agiter tout à coup, elle se prend en une masse solide et dure comme de la pierre, d'où il se dégage une grande quantité de calorique.

Les C. *Guyton*, *Fourcroy* et *Vauquelin* ont fait quelques expériences sur la congélation de différens liquides par un froid artificiel.

Ils ont vu qu'une partie de muriate de chaux cristallisé et deux parties de neige, descendirent en se liquéfiant à 34 — 0.

Huit parties de muriate de chaux et six parties de neige mêlées dans un vase de verre, ont donné 39 — 0.

825,444 gr. (27 onces) de muriate de chaux cristallisé et 550,296 gr. (18 onces) de neige, le thermomètre descend à 38 — 0.

Un autre mélange de 246,576 gr. (8 onces) de muriate de chaux, 183,432 gr. (6 onces) de neige, formé dans un vase de verre et placé dans le premier mélange fondu, si on y plonge un thermomètre, on obtient 45 — 0 de froid.

Le C. *Vanmons* a aussi obtenu un froid artificiel de 53 degrés (ancienne division) en se servant d'un mélange de muriate de chaux et de soude caustique, figée, qu'il prépare en traitant le muriate de soude avec la chaux vive; il éteint cette terre avec une dissolution de sel, et il filtre à froid.

Les acides sulfurique, nitrique, décomposent aussi le muriate de chaux en s'emparant de sa base.

L'acide sulfurique en chasse l'acide muriatique, sous forme de fumée blanche, et avec bruit; et l'on a du sulfate de chaux.

En instillant, d'après M. *Kasteleyn*, de l'acide sulfurique concentré dans une forte solution de muriate de chaux, ces deux liquides passent instantanément à l'état solide.

L'acide nitrique n'étant pas si fort que l'acide sulfurique, le précipité est moins abondant, et comme le nitrate de chaux qui se forme est soluble, tout reste suspendu

dans la liqueur, surtout si elle est étendue d'eau; il y a aussi de l'acide muriatique oxigéné de formé.

L'acide phosphorique décompose aussi ce sel, mais en partie, ou jusqu'à ce qu'il ait formé du phosphate acide de chaux, par la voie humide et complétement par la voie sèche.

Nous verrons aussi que les acides oxalique et tartareux décomposent ce sel.

La barite, la strontiane et les alkalis décomposent le muriate de chaux, parce qu'ils ont avec l'acide muriatique plus d'affinité que cette terre. Quand la potasse ou la barite sont mêlées à une dissolution très-saturée de muriate de chaux, la chaux s'en dépose si abondamment que la liqueur devient épaisse; c'est ce qu'on nommoit miracle chimique. C'est encore deux liquides qui forment par leur mélange, un solide.

L'ammoniaque ne l'altère en aucune manière, lorsqu'elle est bien pure. Si elle se trouve mêlée d'acide carbonique; alors, il y aura double affinité, et il se formera du carbonate de chaux.

Tous les sulfates, excepté celui de chaux, avec le muriate calcaire, éprouvent réciproquement des décompositions; il se forme dans toutes ces circonstances du sulfate de chaux, et des muriates différens, suivant la nature des sulfates employés. Quelques phosphates, fluates, borates et carbonates, surtout alkalins, décomposent aussi le muriate calcaire.

Le muriate de chaux n'est d'usage qu'en médecine; le C. *Fourcroy* l'a proposé comme un fondant très-actif: il est très-dissoluble dans l'alcool, ce qui donne une grande facilité pour le séparer des autres sels auxquels il est mêlé,

Ce sel, ainsi dissous dans l'alcool, brûle avec une flamme d'un beau rouge; il faut avoir soin d'agiter pendant l'inflammation; plus la liqueur s'épaissit, plus elle rougit.

§. XLVIII.

Muriate d'ammoniaque.

Ce sel a été nommé par les anciens, sel ammoniac, parce qu'on le retiroit de l'Ammonie, contrée de la Libye, où étoit situé le temple de Jupiter-Ammon.

Ce sel existe en petite quantité dans la nature, aux environs des Volcans, au Vésuve, vers l'Etna, et même au Vivarais, où il se présente sous différentes couleurs; savoir, le gris, le noirâtre, le rouge, le vert, etc. Mais il est impur, combiné ordinairement avec de l'arsenic et du fer.

On le trouve quelquefois en dissolution dans les eaux de certains lacs de Toscane; il existe aussi dans quelques montagnes de la Tartarie et du Thibet, dans les cavernes ou grottes de Pouzzole, etc.

Le muriate d'ammoniaque du commerce est le produit de l'art; c'est particulièrement en Egypte qu'on fabrique cette substance saline, avec les excrémens des animaux qui se nourrissent des plantes salées. Pour cela, on ramasse la fiente de bœufs, de chameaux, et de plusieurs autres animaux; on la fait dessécher en l'appliquant à la surface des murs, et on la brûle ensuite dans les foyers domestiques pour se chauffer.

La suie qui résulte de la combustion de ces matières, est recueillie avec soin, et on la met dans de grandes bouteilles de verre, d'environ un demi-mètre de diamètre,

terminées par un col de deux doigts de haut : on les expose à l'action d'un feu assez vif, que l'on continue pendant soixante-douze heures. Le sel ammoniac s'élève à la partie supérieure du ballon, où il s'attache et prend la forme d'une demi-sphère creuse; les matières charbonneuses et fuligineuses restent au fond, parce qu'elles ne sont pas volatiles; il y a cependant toujours un peu d'huile empyreumatique à moitié décomposée, qui se volatilise aussi, et qui colore les pains de sel ammoniac par la partie supérieure.

Il s'est élevé plusieurs manufactures dans lesquelles on fabrique le sel ammoniac de toutes pièces, en distillant toutes sortes de matières animales, dans des espèces de fourneaux, qui font l'office de grandes cornues, et en mêlant le produit aqueux, chargé de carbonate d'ammoniaque, avec des eaux-mères des salines des départemens de la Meurthe, du Jura, du Mont-Blanc, etc., qui contiennent des muriates de chaux et de magnésie : ces sels sont décomposés par le carbonate d'ammoniaque, à l'aide d'une double attraction, dans laquelle l'acide muriatique s'unit à l'alkali volatil, et l'acide carbonique à la chaux et à la magnésie. Ces deux dernières combinaisons étant insolubles, se précipitent, et le muriate d'ammoniaque reste dans la liqueur : on fait évaporer celle-ci jusqu'à siccité; on sublime ensuite le sel dans des vases de terre, qui, en s'ouvrant en deux parties, facilitent l'extraction de la matière, et peuvent servir à plusieurs opérations.

Les Cit. *Leblanc* et *Dizé*, dans leurs manufactures à Saint-Denis, combinoient directement l'acide muriatique, retiré du sel marin, par l'acide sulfurique, avec

le produit des matières animales, distillées dans des tuyaux de fonte.

Baumé a aussi préparé pendant longtemps ce sel ; il se servoit de matières animales.

Dans les laboratoires de chimie, on prépare ce sel en mêlant directement de l'acide muriatique avec de l'ammoniaque ; mais il faut avoir soin de mettre excès d'ammoniaque : on fait évaporer à une douce chaleur, et on fait cristalliser. On fait maintenant en France, et à peu de frais, du muriate d'ammoniaque.

On met des matières animales dans de grands tuyaux de fonte de fer qui traversent des fourneaux ; ces cylindres sont fermés par une extrémité, et par l'autre se dégage le gaz ammoniacal qui est conduit par des tuyaux dans des cuves pleines d'eau, qui tient en suspension du sulfate de chaux ; il se forme du sulfate d'ammoniaque, et il se précipite du carbonate de chaux ; on décante et l'on décompose le sulfate d'ammoniaque par le muriate de soude qui forme du muriate d'ammoniaque et du sulfate de soude ; on les sépare en cristallisant et sublimant. Le muriate d'ammoniaque se sublime, on y ajoute quelquefois un peu de suie pour noircir les pains, lorsqu'on veut l'employer pour décaper les métaux ou pour souder ; celui qui n'est pas noir, n'est pas estimé de ceux qui s'en servent à cet usage.

Ce sel a une saveur piquante, âcre, huileuse et ammoniacale.

Il est légérement ductible ; il est flexible à la main ; il s'applatit lorsqu'on le presse, et cède au choc du marteau ; de-là vient qu'il est très-difficile à piler.

Le calorique ne le décompose pas, mais il le réduit en vapeurs.

Si on le jette sur des charbons, il se volatilise promptement en fumées blanches; et si on y applique un vase renversé, il se tapisse de poussière blanche, c'est du muriate d'ammoniaque.

Lorsqu'on opère en grand, il faut avoir un matras à long col, et boucher le bout avec du papier, pour n'en pas perdre.

Comme ce sel est très-volatil, on emploie ce moyen pour le purifier. *Linnæus* a dit qu'on peut opérer cette sublimation dans des vases qu'il appelle *circulaires*, c'est-à-dire, coupés tout autour, ou bien dans des vases s'ouvrant comme des boîtes à savonnettes.

Ce sel n'est point altéré par l'air.

Les oxides métalliques décomposent ce sel. Dans la section des métaux, nous ferons connoître la manière de faire ces sortes d'expériences.

L'eau, à la température de 10 degrés, en dissout 0,35 de son poids; l'eau bouillante en dissout bien davantage, de manière qu'elle en dépose une grande quantité par le refroidissement.

Mêlé avec la glace, il produit un froid considérable.

Sa forme est celle d'un prisme à quatre pans, terminé par des pyramides à quatre faces.

Quelques acides, et spécialement l'acide sulfurique, décomposent ce sel; il résulte de l'acide muriatique et du sulfate d'ammoniaque.

Mêlé avec l'acide nitrique, il forme une espèce d'eau régale qui dissout bien l'or.

A froid, le muriate d'ammoniaque est décomposé par l'acide nitrique; mais c'est le contraire à chaud.

Le muriate d'ammoniaque est décomposé par la ba-

rite, la strontiane, la chaux. La magnésie ne décompose qu'à moitié ce sel, à froid, il se forme un sel triple : quand on emploie l'action du calorique, la décomposition est totale.

C'est avec la chaux qu'on décompose le muriate d'ammoniaque, pour en obtenir l'ammoniaque.

Pour faire cette opération, l'on prend ordinairement une partie et demie de chaux vive et une de muriate d'ammoniaque, quelquefois parties égales, on pulvérise la chaux et le muriate séparément ; on les mélange ; ensuite on introduit le tout dans une bonne cornue de grès qu'on a eu soin de bien luter avec de la terre jaune : on place cette cornue dans un fourneau de réverbère ; on y adapte une alonge qui communique à un ballon tubulé, auquel on adapte un tube recourbé, dont l'extrémité plonge dans un flacon à trois tubulures : de la deuxième tubulure part un autre tube que l'on fait communiquer à un autre flacon : si deux ne suffisent pas, on peut en mettre un troisième. Il faut avoir soin de placer des tubes de sûreté dans une des tubulures de chaque flacon, et de verser dans les flacons autant d'eau distillée qu'on a employé de muriate d'ammoniaque. Quand l'appareil est bien luté, on commence à chauffer très-doucement, se guidant sur le dégagement de l'ammoniaque, diminuant le feu s'il est trop fort, l'augmentant s'il est trop foible.

On trouve dans l'alonge ou dans le ballon de l'eau provenant du muriate d'ammoniaque ; elle est chargée d'ammoniaque impure, parce qu'il y a toujours un peu de muriate d'ammoniaque de volatilisé, dans le deuxième flacon est l'ammoniaque liquide qu'on appeloit autrefois *alkali volatil fluor*.

L'acide muriatique reste dans la cornue uni à la chaux. Si l'on chauffe fortement ce muriate de chaux, il se vitrifie et acquiert la propriété phosphorescente, d'où lui vient le nom de *phosphore de Humberg*, parce que, frotté dans l'obscurité, il répand des traces de lumière assez vive, qui sont dues probablement à une grande expression du calorique.

S'il n'a pas été assez chauffé, c'est un simple mélange de muriate de chaux avec excès de chaux, qui, exposé dans un lieu humide, se fond en partie, et se réduit en un liquide épais et doux au toucher; ce qui lui a valu la dénomination *d'huile de chaux*.

La chaux en poudre et triturée avec le muriate d'ammoniaque, dégage aussi du gaz ammoniac.

La potasse et la soude décomposent le muriate ammoniacal, comme le fait la chaux, et en dégagent de même l'ammoniaque pur, et sous forme de gaz.

Parmi les sels, quelques sulfates, phosphates, fluates, borates et carbonates, ont la propriété de décomposer le muriate d'ammoniaque.

Les proportions de ces principes sont les suivantes:

Ammoniaque, 40; acide muriatique, 52; eau, 8.

Ce sel est très-utile dans les arts, en chimie et médecine; il sert en teinture pour aviver certaines couleurs; pour étamer les métaux, dont il décape la surface et l'empêche de s'oxider; on l'emploie en docimasie, pour reconnoître la présence du fer dans les minéraux, parce qu'il en favorise la sublimation; enfin, il est très-usité en médecine, pour la préparation des médicamens, tant externes qu'internes.

§. XLIX.

Muriate de magnésie.

On trouve souvent ce sel en dissolution dans les eaux, dans les terreins calcaires, dans des matériaux salpêtrés, où il accompagne constamment le nitrate et le muriate de chaux, etc.

On le prépare, en mêlant directement de la magnésie, avec de l'acide muriatique, jusqu'au point de saturation; on filtre et l'on évapore.

Sa saveur est amère, âcre, piquante.

Il est décomposé par la chaleur qui en chasse l'acide, et la magnésie reste pure.

Il attire l'humidité de l'air, et se résout en une sorte de bouillie, ou d'huile très-douce à la peau.

Sa dissolution dans l'eau cristallise difficilement, quelquefois il est en lames; mais le plus souvent ce sel est mou, et n'offre que rarement des formes régulières.

Lorsque ce sel est pur et bien cristallisé, il donne du froid en se dissolvant dans l'eau; mais s'il a été desséché, il produit un effet contraire. Ces deux propriétés sont communes à tous les sels, qui absorbent beaucoup d'eau pour se cristalliser, et l'on en voit facilement la raison, en considérant l'eau qu'ils solidifient.

Les acides sulfurique et nitrique décomposent le muriate de magnésie.

Pour opérer ces décompositions, il faut distiller, dans une cornue de verre, un mélange d'une partie de cet acide, et de deux parties de muriate de magnésie. L'acide de ce dernier se volatilise, tandis que les deux autres

plus puissans se combinent avec la magnésie, et forment du sulfate ou du nitrate magnésien.

Avec l'acide nitrique, on obtient aussi de l'acide muriatique oxigéné, mêlé de gaz nitreux.

L'acide boracique en dégage aussi l'acide muriatique par la chaleur.

La barite, la strontiane et les alkalis décomposent le muriate de magnésie. Si les alkalis sont bien caustiques, la magnésie se précipite pure.

Les alkalis en excès ne dissolvent pas la magnésie, comme ils le font par l'alumine; ce qui donne un très-bon moyen de séparer ces deux terres, lorsqu'elles se trouvent réunies dans quelques dissolutions.

L'ammoniaque n'en opère pas la décomposition complète, parce qu'il se forme une espèce de sel triple, muriate ammoniaco-magnésien, cristallisable avec la portion subsistante de muriate magnésien.

Le muriate magnésien décompose les sulfates et nitrates, à bases d'alkalis fixes et d'ammoniaque, par la voie de doubles affinités; mais, pour s'assurer de ces décompositions, il faut évaporer ou mêler avec l'alcool, les dissolutions de ces sels, versées sur la dissolution du muriate de magnésie, parce que les matières salines nouvelles qui en résultent, restent en dissolution dans la liqueur aqueuse, après le mélange.

Le muriate de magnésie est très-soluble dans l'alcool, et brûle avec une flamme jaunâtre, qui rougit sur la fin de l'opération.

Les proportions de ce sel, d'après *Bergman*, sont: magnésie, 41; acide muriatique, 34; eau, 25.

Le muriate de magnésie n'est presque d'aucun usage.

§. I.

Muriate ammoniaco-magnésien.

Bergman a le premier indiqué cette combinaison triple, et le C. *Fourcroy* l'a fait connoître plus positivement. Le muriate ammoniaco-magnésien est susceptible de cristalliser en petits polyèdres qui le séparent très-vite de l'eau.

Il a une saveur amère et ammoniacale à la fois.

On le prépare de trois manières différentes. La première consiste à mêler des dissolutions de muriate de magnésie et de muriate d'ammoniaque; on voit se déposer ce sel triple en petits cristaux. La seconde appartient à la demi-décomposition du muriate d'ammoniaque par la magnésie à froid, et par l'agitation de la dissolution de ce sel avec cette terre; et la troisième, à celle du muriate de magnésie par l'ammoniaque. Suivant le C. *Fourcroy*, le premier procédé est le plus certain, et donne le sel le plus pur.

Ce sel triple se décompose au feu, le muriate d'ammoniaque s'en volatilise, et celui de magnésie perd son acide. Il est peu altérable à l'air. L'eau froide le dissout à la dose de 6 à 7 parties sur une; l'eau chaude en dissout davantage. Les acides le décomposent, à la manière des autres muriates. La baryte, la potasse, la soude, la strontiane et la chaux en précipitent complétement la magnésie, et en dégagent entièrement l'ammoniaque sous la forme de gaz. Le C. *Fourcroy* a trouvé, en analysant ce sel, qu'il contenoit sur cent parties : muriate de magnésie, 73; muriate d'ammoniaque, 27. Ce sel n'est d'aucun usage.

§. LI.

Muriate de glucine.

Ce sel a beaucoup de propriétés analogues à celles du nitrate (*Voyez* ce sel) : il n'en diffère, 1°. qu'en ce qu'il se cristallise plus facilement ; cependant ses cristaux sont si petits, qu'il a été impossible au C. *Vauquelin* d'en reconnoître la forme ; 2°. que parce qu'il n'attire pas l'humidité de l'air ; 3°. que parce qu'il est décomposé par l'acide sulfurique.

Quoiqu'il ne soit pas déliquescent, il est assez abondamment dissous par l'alcool, et cette dissolution étendue d'eau, forme une liqueur sucrée fort agréable. Ce sel est décomposé par toutes les bases précédentes. Ce sel n'est encore d'aucun usage.

§. LII.

Muriate d'alumine.

On ne trouve pas ce sel dans la nature.

On unit l'acide muriatique à l'alumine ; mais il est difficile de le saturer parfaitement.

On ne peut pas l'obtenir sous une forme régulière.

Il rougit le sirop de violette.

Sa saveur est styptique, comme l'alun, acide et âcre.

Il gonfle les peaux : on croit même que les cuirs de Hongrie sont préparés avec du muriate d'alumine, parce qu'on y emploie du muriate de soude et du sulfate d'alumine ; de manière qu'il se forme une décomposition dans la trempe des peaux : dans ce mélange, l'acide mu-

riatique du muriate de soude se porte sur l'alumine, et l'acide sulfurique du sulfate d'alumine, sur la soude; en sorte qu'il se forme du sulfate de soude, qui est soluble, et du muriate d'alumine qui s'interpose dans les cuirs, et les conserve.

Le muriate d'alumine se décompose au feu; l'alumine reste pure.

Il est très-déliquescent à l'air.

La dissolution de ce sel prend une couleur jaune par l'évaporation; elle fournit une masse gélatineuse, demi-transparente, de la même couleur que la dissolution, et comme cornée, difficile à réduire en poudre.

Il est décomposé par certains oxides métalliques; voilà pourquoi, lorsqu'on expose au feu un mélange de sulfate d'alumine, qui tient de l'oxide de fer, on a soin de faire *calciner* la *mine*, pour que l'acide sulfurique se porte sur l'alumine de préférence au fer; autrement on auroit pour produit plus de sulfate de fer que d'alun.

Les substances terreuses et les alkalis décomposent ce muriate. La potasse et la soude ont la propriété de redissoudre le précipité d'alumine, quand on met ces alkalis en excès, propriété que n'a pas la magnésie. L'ammoniaque ne redissout pas le précipité bien complétement.

Plusieurs acides décomposent ce sel, surtout l'acide nitrique et sulfurique : en général, l'alumine tient peu aux acides.

§. LIII.

Muriate de zircone.

L'acide muriatique est celui qui s'unit le plus aisément à la zircone, lorsqu'elle est divisée ou combinée avec l'acide carbonique; mais elle refuse absolument de former cette union, si on la fait rougir, même légèrement; il est donc important de ne pas dessécher cette terre à une forte chaleur, lorsqu'on veut la combiner avec les acides.

Le muriate de zircone n'a point de couleur; sa saveur est astringente.

Le calorique le décompose, il en chasse l'acide.

Il forme des grumeaux dans la bouche, en se décomposant par la salive.

Ce sel perd sa transparence à l'air, en perdant une partie de son eau de cristallisation.

Une dissolution de gaz hidrogène sulfuré dans l'eau mêlée à une dissolution de muriate de zircone, tenant du fer, en trouble la transparence, et lui donne une couleur rougeâtre, mais n'y occasionne pas de véritable précipité.

L'hidro-sulfure d'ammoniaque précipite sur le champ ce sel en un très-beau vert, qui paroît noir lorsqu'il est sec; ce précipité, exposé sur les charbons ardens, répand une odeur de gaz hidrogène sulfuré, et devient d'un bleu légérement purpurin par la pulvérisation; tandis qu'avant d'avoir été chauffé, il donne une poudre d'un gris de perle : cette couleur est due à l'oxide de fer combiné à la zircone.

Ce sel jouit d'une dissolubilité assez grande ; il se dissout également dans l'alcool, à la flamme duquel il ne communique pas de couleur particulière.

La dissolution de ce sel fournit, par une évaporation ménagée, de petites aiguilles transparentes, dont la forme est très-difficile à déterminer.

Lorsque le muriate de zircone contient encore quelques portions de silice, il donne des cristaux cubiques, qui sont sans consistance, et ressemblent à une gelée. Ces cristaux cubiques, exposés à l'air, perdent peu à peu leur transparence, et diminuent de volume ; il se forme, dans la masse même de ce sel, des aiguilles blanches et soyeuses, qui sortent au-dehors des cubes où elles ont pris naissance.

Une lame de zinc, mise dans une dissolution de muriate de zircone, donne naissance à une légère effervescence, due à du gaz hidrogène ; la liqueur devient laiteuse, et se prend en gelée blanche, demi-transparente au bout de quelques jours.

Les substances terreuses décomposent ce sel, ainsi que les alkalis.

L'alumine pure le décompose, à l'aide d'une légère chaleur ; l'alumine se dissout, la liqueur devient laiteuse, et se prend en gelée par le refroidissement. Lorsque le muriate de zircone contient du fer, il reste en dissolution avec l'alumine ; et la zircone, qui a été précipitée par ce moyen, ne contient plus sensiblement de ce métal ; c'est donc un moyen simple et facile de dépouiller cette terre du fer qui l'accompagne dans les hyacinthes, et qui y tient avec beaucoup de force.

L'affinité de la zircone pour l'acide muriatique, suit

le même ordre que pour l'acide nitrique, relativement aux alkalis et aux terres.

Le muriate de zircone est décomposé, 1°. par l'acide sulfurique; une partie du sulfate de zircone formé se précipite sous la forme de flocons blancs, très-pesans, et une autre portion est retenue en dissolution par l'acide muriatique: mais, à l'aide de la chaleur, cet acide se dissipant, le reste du sulfate de zircone se dépose à mesure; et si l'on arrête l'évaporation de la liqueur avant qu'elle ne soit réduite à siccité, elle se prend en une espèce de gelée par le refroidissement. Le sulfate de zircone est donc dissoluble dans l'acide muriatique, dissolubilité qui est encore augmentée par l'intermède du calorique.

2°. Les acides phosphorique, citrique, tartareux, oxalique, sachlactique, décomposent le muriate de zircone, et forment avec sa base des composés insolubles, qui se précipitent en flocons blancs.

3°. L'acide gallique précipite le muriate de zircone en une matière blanche, et en vert grisâtre, si elle contient du fer; et le dépôt qu'il forme dans ce dernier cas, devient, en se séchant, d'un noir luisant, qui a le même aspect que l'encre de la Chine. La liqueur, au milieu de laquelle les gallates de zircone et de fer ont été formés, conserve une couleur verdâtre; et, quoique de nouvelles quantités d'acide gallique n'y occasionnent plus de précipitation, le carbonate d'ammoniaque en sépare une matière floconneuse très-abondante, qui a une couleur purpurine, à-peu-près semblable à celle de la lie de vin.

On voit, d'après ces expériences, que l'acide gallique a plus d'affinité avec la zircone que l'acide muriatique, et que les gallates de zircone et de fer sont dissolubles dans

l'acide muriatique, puisqu'il en est resté une partie en dissolution dans la liqueur qui a été séparée par le carbonate d'ammoniaque.

§. LIV.

Muriate de silice.

Ce sel est encore très-peu connu: le C. *Fourcroy* est le premier qui l'ait observé. Pour obtenir ce muriate, on fond la silice avec l'alkali, on verse ensuite sur ce mélange de l'acide muriatique; la silice se dissout dans l'acide, et conserve toujours un excès d'acidité; si l'on chauffe, la silice se précipite, et l'on obtient un muriate de potasse et de silice.

Ce sel rougit les couleurs bleues végétales, et est décomposé par le calorique.

On n'a point encore examiné les autres propriétés de ce sel.

MURIATES SUR-OXIGÉNÉS.

§. LV.

Muriate de barite.

Inconnu.

§. LVI.

Muriate sur-oxigéné de potasse.

Ce sel, dont la découverte est due à *Berthollet*, se prépare en faisant passer dans une dissolution de potasse

caustique, ou combinée à l'acide carbonique, du gaz acide muriatique oxigéné.

L'appareil dont on se sert pour cette opération, est le même que pour l'acide muriatique oxigéné, à cette différence que, dans les flacons de *Woulf*, au lieu d'eau, on met une dissolution de potasse. La meilleure proportion à garder entre l'eau et la potasse, c'est six parties de la première, et une de la dernière : on peut aussi employer les doses suivantes pour préparer l'acide muriatique oxigéné, nécessaire à la formation de ce sel.

Muriate de soude, 400 grammes; acide sulfurique, 270; oxide de manganèse, 140, et 50 grammes de potasse. Lorsqu'on emploie du carbonate de potasse, il se produit, au bout d'un certain temps, une effervescence due au dégagement de l'acide carbonique; avec la potasse caustique, il n'y a point d'effervescence, mais il se développe un peu de calorique; différence qui s'explique aisément.

Comme le muriate sur-oxigéné de potasse n'est pas, à beaucoup près, aussi dissoluble que la potasse, dès qu'il s'en est formé une certaine quantité, il cristallise au milieu de la liqueur, sous la forme de paillettes brillantes, dont la quantité augmente à mesure que la saturation se fait. En examinant le résultat de cette opération, *Berthollet* a trouvé que l'acide muriatique oxigéné ne se combine point avec la potasse tel qu'il y arrive, qu'au contraire il se divise en deux parties; l'une se dépouille de son oxigène en faveur de l'autre, en sorte qu'il se forme de l'acide muriatique sur-oxigéné, et de l'acide muriatique ordinaire, qui, s'unissant l'un à l'autre à la potasse, donnent naissance à du

muriate de potasse ordinaire, et à du muriate sur-oxigéné de potasse. Il paroît qu'il faut beaucoup d'oxigène à l'acide muriatique oxigéné pour le sur-oxigéner; car on trouve dans le flacon plus de muriate de potasse que de muriate sur-oxigéné: quand la potasse est bien concentrée, il se précipite des petites lamelles de muriate sur-oxigéné. Il s'établit donc trois affinités dans cette opération, celle d'une nouvelle quantité d'oxigène pour l'acide muriatique oxigéné, de celui-ci pour la potasse, et celle de l'acide muriatique ordinaire pour le même alkali. On aperçoit, pendant l'opération, un précipité floconneux qui se forme peu à peu dans la potasse muriatée; ce précipité est dû à une grande quantité de silice que la potasse tient toujours en dissolution, et qu'elle abandonne en se combinant avec un acide.

La dissolubilité de ces sels étant très-différente dans l'eau froide, leur séparation devient facile (le muriate de potasse est beaucoup plus soluble que le muriate sur-oxigéné; celui-ci est soluble dans 25 parties d'eau froide et deux parties d'eau bouillante); il suffit de ramasser le sel qui s'est cristallisé pendant l'opération, de le dissoudre dans la quantité d'eau bouillante nécessaire, de filtrer la dissolution pour en séparer une petite quantité de terre qui existe dans la potasse commune, et de la laisser refroidir. Le muriate sur-oxigéné se dépose sous la forme de lames brillantes. Pour l'obtenir sec, on décante la liqueur surnageante, on le laisse égoutter et on le fait sécher ensuite sur des papiers-brouillards. Comme le muriate sur-oxigéné de potasse est peu dissoluble dans l'eau froide, il en reste peu en dissolution dans les eaux-mères; cependant, si on veut

le recueillir entièrement, on y parvient en réduisant la liqueur par l'ébullition, et en la laissant refroidir.

Ce sel prend ordinairement la forme de lames carrées très-minces : quelquefois il se présente sous celle d'un parallélipipède.

Sa saveur est fraîche et piquante comme celle du salpêtre : il fuse sur les charbons allumés à la manière de ce dernier, cependant avec plus de vélocité, et en répandant une flamme plus vive. Broyé sur un porphyre, ou dans un mortier de marbre avec un pilon de bois, il pétille et lance des étincelles.

Distillé dans une cornue, il se décompose assez facilement, et donne, à une chaleur médiocre, du gaz oxigène bien pur.

Cent parties de ce sel donnent environ 0,33 de son poids de gaz oxigène. Lorsqu'il a été bien préparé, et que la distillation a été faite avec soin, le gaz oxigène que l'on obtient est presque entièrement absorbé par le phosphore ; il n'a donné à *Berthollet* que 2 à 0,03 de résidu, encore est-il vraisemblable qu'ils provenoient de l'air de l'appareil dont il est difficile de se débarrasser.

La chaleur modérée, à laquelle l'oxigène quitte le muriate sur-oxigéné de potasse, indique que ce principe n'y adhère pas très-fortement, ou qu'il retient dans sa combinaison une grande quantité de calorique ; ce que semblent annoncer plusieurs faits où le muriate sur-oxigéné est décomposé par les corps combustibles.

Ce sel est peu sensiblement altéré par l'air. Il est beaucoup plus dissoluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide.

Si on le jette dans de l'acide sulfurique concentré, il

détonne, en faisant entendre un bruit sec; il s'élance à une grande distance du vase, et répand une lumière rouge très-foncée.

Avec l'acide nitrique concentré, il pétille et répand quelques étincelles, mais sans explosion, comme dans le cas précédent.

Mélangé, à la dose de trois parties, avec une de soufre, et trituré dans un mortier de métal, il produit une suite de détonnations très-fortes, qui ressemblent à des coups de pistolets, si l'on fait l'expérience seulement à la dose d'un gramme.

Le même mélange détonne encore plus fortement sous le choc du marteau : il s'enflamme dans l'acide sulfurique concentré, en répandant une lumière extrêmement vive.

Un mélange de trois parties de ce sel, d'une demi-partie de soufre, et d'une demi-partie de charbon, produit les mêmes effets que le précédent, mais encore plus violens. Quand on veut le faire détonner avec le phosphore, il faut dissoudre celui-ci dans l'huile volatile de térébentine; lorsque la dissolution est un peu sèche, on en fait une pâte avec le muriate sur-oxigéné; il faut attendre, pour faire détonner, que la pâte soit entiérement sèche.

Plusieurs métaux très-incombustibles, tels que le fer, l'antimoine, le zinc, l'arsenic et les sulfures métalliques, mêlés avec deux parties de muriate oxigéné, détonnent aussi avec flamme, par le choc, mais ne s'enflamment pas dans l'acide sulfurique.

Beaucoup de matières végétales, telles que les huiles, le sucre, l'amidon, l'alcool, l'éther, la sciure de bois, etc.

présentent les mêmes phénomènes. Tous ces mélanges détonnent aussi par le choc électrique, en produisant une flamme extrêmement vive.

Ces expériences, dues aux C. *Fourcroy* et *Vauquelin*, prouvent que l'oxigène est beaucoup moins fortement attaché au muriate sur-oxigéné de potasse, qu'il ne l'est dans le nitrate de potasse, puisque ce sel ne produit pas les mêmes phénomènes, avec les corps combustibles, traités de la même manière.

Berthollet qui, le premier, avoit reconnu la facilité avec laquelle ce sel cède son oxigène aux corps combustibles, fit plusieurs tentatives pour en former une poudre plus forte que la poudre à canon ordinaire. Ses essais réussirent; mais il reconnut bientôt que l'usage en deviendroit dangereux, tant est grande l'inflammation de cette matière!

On n'a pas encore examiné la manière d'agir de ce sel sur les autres sels précédemment examinés, si ce n'est sur les sulfites et phosphites, qu'il convertit en sulfates et en phosphates, en brûlant même avec flamme le soufre excédant des premiers, lorsqu'on le fait passer avec ces sels, à travers un tube de terre rouge.

Cent parties de ce sel contiennent: muriate de potasse, 67; oxigène, 33.

L'usage de ce sel n'est pas encore très-étendu. On a employé depuis peu sa dissolution dans l'eau avec quelques succès, pour nettoyer le marbre blanc.

Les autres muriates sur-oxigénés ne sont pas connus. Le C. *Fourcroy* les range dans l'ordre suivant: muriates sur-oxigénés de barite, potasse, soude, strontiane, chaux, magnésie, glucine, alumine et zircone.

§. LVII.

Des Phosphates.

L'acide phosphorique s'unit aux terres et aux alkalis, et forme des sels qu'on a nommés phosphates, tandis que ceux qui résultent de la combinaison de l'acide phosphoreux, sont distingués par celui de phosphites : dénominations qui, comme on le voit, indiquent à-la-fois la nature du sel, de la base, de l'acide et de l'état où il s'y trouve.

Les combinaisons de l'acide phosphorique avec les terres, les alkalis et quelques oxides métalliques, sont décomposées par les acides sulfurique, nitrique, muriatique, oxalique, etc., lorsqu'on opère à froid et au milieu de l'eau; mais c'est le contraire à chaud, et le sulfate de potasse, le nitrate de potasse, etc., sont décomposés par cet acide.

§. LVIII.

Phosphate de barite.

On peut préparer le phosphate de barite de deux manières, ou en unissant immédiatement jusqu'au point de saturation, la barite à l'état de pureté, avec l'acide phosphorique, ou même combinée avec l'acide carbonique, ou bien, par une double affinité, en présentant à un sel baritique dissous dans l'eau, tel que le muriate ou le nitrate, l'acide phosphorique combiné avec un alkali, soit soude, potasse ou ammoniaque : alors l'acide phospho-

rique se porte sur la barite, et forme un dépôt dans la liqueur, tandis que l'autre sel reste en dissolution.

Ce sel se fond au feu sans changer de nature, et se vitrifie à une chaleur rouge de plusieurs heures. Il se fond au chalumeau, et si l'on fait l'opération sur un support de charbon, il répand une flamme jaune phosphorique; les globules qu'il forme deviennent opaques en refroidissant, à moins qu'ils ne contiennent un excès d'alkali. Il est inaltérable à l'air. Ce sel est insoluble dans l'eau, mais il devient soluble par excès d'acide. Il n'est pas décomposé par les terres et les alkalis.

Les acides ne décomposent pas entiérement le phosphate de barite; cependant on croit que l'acide sulfurique le décompose entiérement : mais comme le phosphate de barite a une très-grande affinité pour un excès d'acide, les acides nitrique et muriatique n'enlèvent qu'une partie de la barite, et il reste un phosphate de barite acide.

Le phosphate de barite est décomposé par les sels qui agissent par double affinité, surtout lorsque l'acide de ces sels agit plus fortement sur la barite que sur leurs bases; ainsi le phosphate de barite est décomposé par le sulfate de barite, et par tous les carbonates alkalins, soit à chaud, soit à froid; mais, dans le premier cas, le carbonate d'ammoniaque est insuffisant.

Ce sel n'est encore d'aucun usage; mais on peut s'en servir, avec avantage, pour séparer le sulfate de chaux de l'acide phosphorique retiré des os; en faisant bouillir ces matières ensemble, l'acide sulfurique s'unit à la barite, et la chaux à l'acide phosphorique; d'où naissent deux sels parfaitement insolubles.

§. LIX.

Phosphate de strontiane.

La connoissance de ce sel, ainsi que le phosphate de barite, sont dus au C. *Vauquelin.*

On prépare ce sel en combinant l'acide phosphorique avec la strontiane pure, ou bien en mêlant les dissolutions de nitrate et de muriate de strontiane avec celles de phosphates alkalins; il se précipite du phosphate de strontiane pur.

Il est composé de : strontiane, 58,76; acide phosphorique, 41,24.

Chauffé au chalumeau, il se fond en un émail blanc, et répand une lueur phosphorique.

Ce sel n'a point de saveur; il est indissoluble dans l'eau, mais dissoluble dans l'eau par les acides muriatique et nitrique.

Il est décomposé par la barite, ainsi que par l'acide sulfurique; les acides nitrique et muriatique ne le décomposent que jusqu'à l'état de phosphate acidule.

§. LX.

Phosphate de chaux.

Ce sel existe abondamment dans la nature, où il forme des masses considérables : chez les animaux il constitue, au moins dans la plupart, la base du squelette; et dans les végétaux, dans les cendres, on le trouve en plus ou moins grande quantité.

C'est en Espagne, dans la province d'Estramadure,

qu'on a trouvé, il y a peu de temps encore, le phosphate de chaux, formant des couches assez étendues ; il a une couleur opaque, parsemée de taches jaunâtres, dues à de l'oxide de fer.

Celui dont on se sert pour les opérations de chimie et des arts, est retiré des os des animaux, fortement calcinés dans des fourneaux, pour brûler les matières animales qui en lient les parties.

Ce sel ne paroît éprouver, de la part de la chaleur, qu'un ramollissement, une espèce de demi-fusion qui lui donne l'apparence de biscuit de porcelaine; et c'est pour cette raison que l'on a donné à ces matières, fortement calcinées, le nom d'os porcelanisés. On remarque cependant que les os exposés à l'action d'un feu violent, répandent aux environs une lueur jaune phosphorique, qui indique une décomposition de l'acide phosphorique, dont le phosphore brûle à une certaine distance ; mais cette décomposition a des bornes fort étroites, et s'arrête bientôt. Peut-être ces phénomènes sont-ils dus à une petite quantité de phosphate d'ammoniaque, contenue entre les lames osseuses, ou dans les membranes qui les enveloppent.

Le phosphate de chaux est insoluble dans l'eau, mais il devient soluble par le secours d'un acide, tel que le vinaigre, ou l'acide phosphorique lui-même.

Aucunes bases, excepté la barite et la strontiane, ne lui font subir aucune altération, d'où il est évident que les liens qui unissent ses principes entr'eux sont très-forts ; mais les acides sulfurique, nitrique, muriatique, acéteux, oxalique, le décomposent en partie, et jusqu'au point seulement où ils ont enlevé à l'acide phosphorique, en-

viron les 0,40 de la chaux qui existe dans une masse quelconque de phosphate calcaire.

Suivant l'analyse des C. *Fourcroy* et *Vauquelin*, ce sel contient : acide phosphorique, 41 ; chaux, 59.

§. LXI.

Phosphate acide de chaux.

C'est en décomposant le phosphate de chaux par l'acide nitrique, que *Schèele* nous a fait connoître la nature des os et l'existence de ce sel ; mais on arrive maintenant au même but, en suivant une marche plus simple.

Voici la manière d'opérer :

Pour calciner les os, on élève à un double décimètre de hauteur, sur environ un mètre, des briques, au-dessus desquelles on place des barres de fer pour former une espèce de grille, sur laquelle on met tous les os que l'on veut calciner ; lorsqu'on élève les briques, il faut avoir l'attention de laisser une ouverture d'un double décimètre en carré, afin de déterminer un courant d'air ; et, par cette ouverture, on introduit quelques morceaux de bois déjà allumés, lesquels mettent le feu aux os, qui brûlent ensuite par eux-mêmes, jusqu'à ce qu'ils se trouvent assez calcinés ; cette opération, qui n'entraîne avec elle aucune dépense, doit se faire en plein air, parce que la quantité de matière huileuse qui échappe à la combustion, est encore assez considérable pour devenir dangereuse dans un endroit qui seroit petit et clos : tous ces os sont ensuite réduits en poudre fine et passés au tamis.

Séparation de l'acide phosphorique, par l'intermède de l'acide sulfurique.

On prend une partie d'os calcinés, on la délaie dans quatre parties d'eau, et on verse sur ce mélange parties égales d'acide sulfurique concentré, en agitant continuellement la matière. On fait chauffer dans une bassine de cuivre, ou dans une terrine pendant une heure et demie. On laisse macérer le tout pendant vingt-quatre heures, ayant soin de l'agiter de temps en temps, pour renouveler les surfaces et les points de contact. Il faut avoir grand soin de séparer le sulfate de chaux, parce qu'il est alors décomposé par le charbon; le soufre mis à nud retient du phosphate; et, d'un autre côté, l'acide phosphorique se porte sur la chaux qui reforme du phosphate de chaux, dont on ne peut plus séparer le phosphore.

Au moment où l'on verse l'acide, il y a dégagement de calorique, et il se fait une vive effervescence, occasionnée par le dégagement de l'acide carbonique; car, outre le phosphate de chaux, les os contiennent une certaine quantité de carbonate de chaux.

Alors, l'acide sulfurique s'unit à la chaux, avec laquelle il forme un sel insoluble.

L'acide que l'on obtient contient encore beaucoup de chaux, et doit être regardé comme un phosphate acidule de chaux, que les acides ne peuvent décomposer.

Pour séparer tout l'acide phosphorique des os, on peut décomposer le phosphate acidule par l'acide oxalique, le carbonate d'ammoniaque, et le nitrate de plomb; mais le premier est trop cher pour pouvoir être proposé. Le

second, en précipitant toute la chaux en craie, et en formant du phosphate d'ammoniaque, décomposable à la vérité avec le charbon, donne le résultat que l'on cherche; mais il complique un peu l'opération, en fournissant du carbonate d'ammoniaque. Le troisième, le nitrate de plomb, paroît préférable, en ce qu'il forme du nitrate de chaux, qui reste en dissolution, et du phosphate de plomb, qui se précipite dans la liqueur : ce précipité bien lavé et chauffé avec du charbon bien sec, donne facilement tout le phosphore qu'il contient.

D'après les expériences des C. *Fourcroy* et *Vauquelin*, cent parties de phosphate de chaux neutre, ou de terre des os calcinés, contiennent 0,41 d'acide phosphorique qui, d'après l'analyse de *Lavoisier*, sont composés de 0,16 de phospore; ainsi, en parvenant à mettre ces 0,41 d'acide phosphorique à nud, on obtiendroit en le distillant avec le charbon, 0,16 de phosphore, ou un peu moins du sixième du poids de la terre des os, qui en recèle véritablement cette quantité. Mais, comme il n'y a que 0,17 de cet acide mis à nud, et que 0,24 restent encore intimement unis à la chaux, les 0,17 ne peuvent donner que 4,8 de phosphore; ainsi, l'on perd plus des deux tiers du phosphore contenu dans les eaux, et, après la distillation de leur acide obtenu par le procédé ordinaire avec le charbon, il reste encore dans le résidu 0,59 de phosphate de chaux neutre non décomposé.

Ces explications nous conduisent donc à préférer le procédé des C. *Fourcroy* et *Vauquelin*.

De l'évaporation des liqueurs acides et de leur mélange avec la poudre de charbon.

Quand la matière a été macérée, comme nous l'avons dit ci-dessus, on tire la liqueur à clair : on lave le marc à plusieurs reprises avec de l'eau de rivière; on réunit ces lavages avec la première eau, et on les fait évaporer dans des chaudières de cuivre, ou mieux de plomb. Pendant l'évaporation de cette liqueur, il se sépare une assez grande quantité de sulfate de chaux, retenu en dissolution à la faveur de l'acide phosphorique : on le sépare par le repos et la décantation ; mais l'acide phosphorique en retient toujours une certaine quantité, qu'on n'en peut séparer que par des moyens compliqués et coûteux.

L'acide phosphorique se présente communément sous la forme d'une masse blanche légérement jaunâtre, formée de petites écailles brillantes et comme nacrées ; c'est ce qu'on appelle acide phosphorique concret ; mais il est impur ; il contient encore beaucoup de chaux.

C'est avec cet acide, que l'on fabrique le phosphore.

Pour extraire le phosphore de l'acide phosphorique, il suffit de le mêler avec le quart de son poids de charbon en poudre, de faire dessécher le mélange dans une chaudière de fonte, jusqu'à ce que la plus grande partie de l'humidité soit dissipée.

Pelletier amène les liqueurs acides au point d'une matière épaisse. Alors il y ajoute de la poudre de charbon, ou de la braise de boulanger, calcinée auparavant, jusqu'à ce que la matière devienne friable : on continue de la dessécher en remuant continuellement, pour empêcher

que la matière ne se grumèle, et on porte cette dessication au point de faire rougir le fond de la bassine.

Il faut avoir l'attention de choisir une bassine dont le fond soit très-épais, et même de luter extérieurement pour le défendre du coup de feu qui le calcineroit.

De la distillation du phosphore.

On remplit une cornue de grès, bien lutée, du mélange; on la place dans un bon fourneau de reverbère. On se sert pour récipient d'une cornue renversée, dans laquelle on met de l'eau. *Pelletier* se sert aussi d'un récipient en cuivre, qui est fait d'après l'idée d'une cornue renversée. *Voyez* la planche.

On met de l'eau dans le récipient, de manière que le phosphore, à mesure qu'il passe, est arrêté, et n'a pas contact avec l'air. Par-là, il y a une grande quantité de phosphore qui échappe à la combustion, puisqu'il faut qu'il passe à travers une colonne d'eau d'environ un double décimètre, avant qu'il ait le contact de l'air; il y en a cependant une petite portion qui est volatilisée en nature, et qui est poussée quelquefois à un décimètre au-dessus de la tubulure, où ce phosphore brûle en scintillant, et la tubulure se trouve quelquefois engorgée par du phosphore pulvérulent; c'est ce à quoi il faut faire attention, pour éviter l'absorption: mais lorsqu'on a l'attention de bien conduire l'opération, cet inconvénient n'a pas lieu. Quant à la purification et au moulage du phosphore. *Voyez* l'article sur le phosphore.

L'appareil ainsi monté, on chauffe par degré la cornue; au bout de quatre heures environ on la pousse jusqu'à l'incandescence.

Le charbon s'empare de l'oxigène, et le phosphore mis à nud se volatilise et va se condenser dans le récipient; à la partie supérieure du récipient, on peut adapter un tube recourbé qui plonge dans l'eau; il se dégage du gaz hidrogène phosphoré et du gaz carboneux qui emporte et dissout une assez grande quantité de phosphore. Au bout de 30 à 36 heures, l'opération est finie, le phosphore ne passe plus pur, il est mélangé et peut être même combiné avec le carbone et un peu de soufre.

On trouve au fond de la cornue du phosphate de chaux et quelquefois du sulfate de chaux.

Cette expérience fait voir qu'à une haute température, le carbone a plus d'affinité avec l'oxigène que n'en a le phosphore. Il paroît que l'eau du récipient retient de l'hidrogène phosphoré; car, lorsqu'on l'expose à l'air dans l'obscurité, même après avoir été filtrée, elle répand des flammes phosphoriques très-brillantes, surtout lorsqu'on renouvelle ses surfaces en l'agitant. Peut-être pourroit-on aussi attribuer cette phosphorescence à du phosphore très-divisé, qui subit une combustion quand on l'agite.

Le phosphate acide de chaux se cristallise en petits filets soyeux ou en lames brillantes, micacées, nacrées, qui se collent ensemble et qui prennent par leur réunion une forme mielleuse ou presque glutineuse.

La nature le présente dans l'urine humaine, d'où on le précipite en phosphate de chaux par les alkalis purs, d'où il se dépose même spontanément, et aussi en phosphate de chaux, à mesure que l'ammoniaque, qui se forme si promptement dans cette liqueur excrémenticielle, sature l'acide phosphorique, qui le constituoit acide.

Ce sel se prépare toujours artificiellement, comme nous venons de l'indiquer. Il attire l'humidité de l'air; il se dissout dans l'eau. Les acides ne le décomposent pas.

Le phosphate acide de chaux n'est pas encore en usage; mais le phosphate de chaux neutre sert à polir les métaux, les pierres précieuses et factices, pour la fabrication des coupelles, pour enlever les taches de graisse de dessus les étoffes, les linges ou les papiers; pour en fabriquer différens objets de tabletterie, avant d'avoir été calciné; enfin, il sert dans les manufactures de sel ammoniac, ainsi que cela se pratique dans le pays de Liége.

Les proportions de ce sel sont: chaux, 46; acide phosphorique, 54.

§. LXII.

Phosphate de potasse.

Ce phosphate est peu connu; on sait seulement qu'il se prépare en combinant directement l'acide phosphorique pur avec la potasse.

Ce sel ne cristallise pas; il se prend en une espèce de gelée, lorsqu'on fait évaporer sa dissolution; il attire en cet état l'humidité de l'air; il est décomposé par la chaux, la barite et la strontiane, qui, l'une et l'autre, ont plus d'affinité pour l'acide phosphorique. *Vauquelin* annonce que quelques expériences semblent prouver que la soude enlève cet acide à la potasse.

Ce sel n'est pas décomposé par le charbon, comme le phosphate d'ammoniaque; et cela doit être ainsi, puisque le carbonate de potasse est décomposé par le phosphore,

qui enlève au carbone, par une double affinité, l'oxigène qu'il contient dans sa combinaison avec la potasse.

Ce phosphate n'est pas décomposé par le feu ; il se vitrifie.

Il décompose tous les nitrates et muriates terreux.

La plupart des dissolutions métalliques, telles que celles d'argent, de fer, de mercure, d'antimoine, sont décomposées.

Si le phosphate de potasse n'est pas bien saturé d'alkali, il rougit les couleurs bleues végétales.

§. LXIII.

Phosphate de soude.

C'est de l'urine humaine que *Margraff* l'a dégagé le premier. Maintenant il est le résultat de la combinaison de l'acide phosphorique pur avec la soude.

Pour préparer ce sel, on prend, suivant le C. *Thenard*, trois parties d'os bien calcinés ; on les réduit en poudre et on les passe au tamis; on met dans une terrine de grès la matière tamisée ; on en fait une bouillie avec de l'eau, et on ajoute ensuite une partie d'acide sulfurique concentré ; on peut aussi, afin de décomposer le plus possible de phosphate de chaux, employer autant d'acide sulfurique que d'os; on agite : il se fait une vive effervescence, et la matière se prend en masse. L'effervescence est due à l'acide carbonique du carbonate de chaux que les os contiennent, et toute la matière se prend en masse, parce qu'il se forme du sulfate de chaux qui absorbe l'eau qu'on a ajoutée ; on délaie toute la matière

ainsi prise en masse, dans une quantité d'eau, telle que cette masse devienne extrêmement liquide ; on abandonne alors, si on veut, l'opération à elle-même, pendant deux ou trois jours, en remuant de temps en temps, ou bien on fait chauffer pendant quatre à cinq heures ; on filtre, on lave ; il faut laver à chaud ; on réunit toutes les liqueurs, et on les précipite par du carbonate de soude en excès ; il se dégage de l'acide carbonique, et il se fait un précipité de phosphate de chaux ; on fait bouillir, on filtre, on lave, et on fait évaporer convenablement ; il ne faut pas faire évaporer jusqu'à pellicule, car la matière, par le refroidissement, se prendroit en masse : lorsqu'on a obtenu une première cristallisation, il faut examiner les eaux-mères et voir si elles contiennent un excès de soude ou d'acide. Si elles contiennent un excès de soude, et que cet excès ne soit pas trop grand, il faut continuer l'évaporation : si l'excès de carbonate de soude est trop grand, on ajoute du phosphate acide de chaux. Si elles contiennent au contraire un excès d'acide, il faut ajouter du carbonate de soude, et ainsi de suite jusqu'à la fin. On obtient par ce moyen de beaux cristaux, même des dernières eaux-mères. Si le sel n'est pas parfaitement pur, on le fait redissoudre et cristalliser une deuxième fois ; 21 hectogrammes d'os calcinés, traités par 7 hectogrammes d'acide sulfurique concentré, demandent 667 gram. de carbonate de soude pour être saturés ; on obtient 855 grammes de phosphate de soude.

Il est soluble dans 10 à 12 parties d'eau, et se cristallise facilement. Sa forme la plus ordinaire, est celle d'un rhomboïde alongé, dont les faces sont inclinées les unes sur les autres. Ce sel se présente aussi sous la forme de

cristaux rhomboïdaux et prismatiques, sous la forme de petits cristaux lamelleux; sa cristallisation la plus ordinaire est un parallélipipède rhomboïdal, dont les angles sont quelquefois tronqués. Il contient : eau, 66; acide, 15; soude, 19.

Pour que ce sel se cristallise aisément, il est nécessaire qu'il contienne un léger excès d'alkali; c'est pourquoi, celui qui est sous cette forme verdit le sirop de violette. S'il contient, au contraire, un excès d'acide, il ne cristallise qu'avec peine, et se prend alors en une masse, composée de petits feuillets brillans, et comme nacrés, qui ressemblent beaucoup au sel sédatif; c'est ce que *Bergman* appeloit sel perlé de *Haupt*.

Ce sel a une saveur agréable, douce et peu salée.

Il est d'une grande transparence; mais, exposé à l'air, il ne tarde pas à devenir blanc et opaque : les cristaux néanmoins conservent leur forme et assez de consistance, à la différence de plusieurs sels qui, en perdant l'eau de cristallisation, deviennent farineux.

Le phosphate de soude contient beaucoup d'eau de cristallisation, ce qui fait qu'il se liquéfie à une douce chaleur. Si on lui en applique une plus forte, il devient opaque, et il se vitrifie; il donne alors un verre qui est d'un blanc de lait.

Essayé au chalumeau, il commence à se liquéfier; il passe ensuite à un état blanc et concret, et il finit par donner un petit globule vitreux, qui paroît transparent, tant qu'il est fondu. Ce petit globule devient opaque en se refroidissant, et il prend une figure polyédrique. Le phosphate de soude se comporte en cela comme le phosphate de plomb, d'après *Pelletier*.

Comme ce sel se fond aisément, il favorise la fusion des terres, soit simples, soit composées, ainsi que les oxides métalliques; c'est pourquoi les minéralogistes et les chimistes l'emploient souvent avec succès, dans leurs essais au chalumeau, pour reconnoître la nature des matières qu'ils examinent.

Ce sel est décomposé par la barite, la strontiane, la chaux, la potasse, et par les sels calcaires, magnésiens, baritiques et alumineux; mais ce n'est que par une double attraction, qu'il opère la décomposition de ces derniers.

La plupart des sels métalliques éprouvent également, de la part de ce sel, des décompositions; ce sont des moyens de former, sur le champ et facilement, des phosphates métalliques, qui, à la vérité, sont sujets à varier par les proportions, parce que c'est toujours l'acide le plus fort qui, dans ces sortes de décompositions, fait la loi, et détermine les rapports entre l'acide le plus foible, et la base que l'autre lui cède.

On substitue ce sel, pour l'usage médicinal, au sulfate de soude, dont il a tous les avantages.

On l'emploie à la dose de trois ou quatre décagrammes, dans deux tasses de bouillon aux herbes, ou fondu dans deux verres d'eau.

§. LXIV.

Phosphate d'ammoniaque.

Pour préparer ce sel, on emploie du carbonate d'ammoniaque et de l'acide phosphorique, jusqu'au point de saturation; on fait ensuite évaporer la liqueur à une chaleur très-douce. Il faut des précautions pour faire cristal-

liser ce sel ; car, si on fait trop chauffer, l'ammoniaque se volatilise. On est même obligé, à mesure que la liqueur s'évapore, d'ajouter un peu d'ammoniaque, pour remplacer celle qui se volatilise ; sans cela, le sel seroit avec excès d'acide, et ne cristalliseroit pas.

Ce sel accompagne toujours le phosphate de soude, dans les matières animales ; il paroît même qu'ils forment entr'eux, un sel triple, subordonné à des proportions déterminées de l'un et de l'autre, ce qui prouve qu'ils exercent une attraction réciproque, en vertu de laquelle ils s'unissent.

Exposé au feu, l'ammoniaque se dégage, et l'acide phosphorique reste vitrifié. On pourroit retirer ainsi l'acide phosphorique du phosphate d'ammoniaque en le calcinant ; il reviendroit moins cher que par l'acide nitrique et le phosphore.

Ce sel n'est pas altéré par son exposition à l'air, il s'éfleurit légérement.

Il est dissoluble dans l'eau, dont il demande environ quatre parties, à la température moyenne de l'atmosphère, il se cristallise avec facilité ; sa forme est celle d'un prisme à quatre pans réguliers, terminé par des pyramides à quatre faces également régulières.

Le charbon décompose ce sel.

A cet effet, on met dans une cornue, un mélange de phosphate d'ammoniaque et de charbon en poudre ; il faut luter la cornue avec de la terre. On y adapte un ballon qui reçoit le phosphore ; on peut terminer l'appareil par un tube de sûreté recourbé qui part du ballon, et dont l'extrémité inférieure plonge sous une cloche à l'appareil à mercure, pour recueillir le gaz ammoniac qui se dégage.

L'acide phosphorique est attaqué par le charbon qui s'empare de l'oxigène, et met le phosphore à nud; l'action du charbon sur l'acide phosphorique, est aidée par la chaleur.

C'est à cette opération, que se réduit l'opération définitive, quand on décompose le résidu évaporé à consistance de miel, pour fabriquer le phosphore de *Kunkel*, car le phosphate de soude et celui de chaux, que contient le résidu, ne sont nullement décomposés par le charbon; il n'y a que le phosphate d'ammoniaque qui, se trouvant privé de l'ammoniaque, par l'effet de la chaleur qui la volatilise, laisse l'acide phosphorique à nud; et c'est alors que le charbon agissant sur l'oxigène, laisse la facilité au phosphore de se distiller. Voilà pourquoi les procédés par l'urine, donnent si peu de phosphore; et certes on a longtemps ignoré qu'on laissoit ainsi, sans l'obtenir, tout le phosphore de l'acide qui constituoit les phosphates de chaux et de soude, lesquels ne peuvent être décomposés que par un acide supérieur en affinité avec la soude et la chaux, à l'acide phosphorique, tels sont les acides nitrique et sulfurique.

Les acides forts décomposent ce phosphate. La barite, la strontiane, la chaux, la potasse et la soude décomposent ce sel. La magnésie le décompose, mais à chaud, car à froid, il reste toujours un peu d'ammoniaque.

Si l'on mêle une dissolution de phosphate d'ammoniaque concentré, avec une dissolution de phosphate de soude, aussi concentré, on a une combinaison triple; c'est ce qu'on appelle le phosphate de soude et d'ammoniaque.

Voici comme on peut reconnoître la présence de ce sel.

Si le mélange de ce sel triple n'a pas été bien fait, on

voit que celui qui s'est bien formé est sensible par l'efflorescence qui se manifeste, tandis que la portion de phosphate de soude, qui n'étoit pas combinée, se cristallise pure à part, transparente et en rhombe. Si c'est au contraire le phosphate d'ammoniaque qui se trouve en excès dans la combinaison triple, on s'en aperçoit facilement, parce que l'ammoniaque peut en être dégagé par la chaux caustique.

Ce sel est un des meilleurs fondans que l'on puisse employer pour les essais au chalumeau; il hâte la fusion des pierres, des terres et des oxides métalliques, dont on reconnoît souvent l'espèce, par la couleur qu'ils lui communiquent.

§. LXV.

Phosphate de magnésie.

Ce sel est peu connu : on sait seulement qu'il est peu dissoluble dans l'eau : que, cependant, il l'est assez pour fournir, par une évaporation ménagée, des cristaux de plusieurs millimètres de long, sous la forme d'aiguilles applaties, très-minces et coupées obliquement à leurs extrémités.

On doit à *Vauquelin* un moyen de l'obtenir promptement cristallisé en solides de plusieurs centimètres de long, et quelquefois de vingt-deux millimètres d'épaisseur. Ce moyen consiste à mêler parties égales de sulfate de magnésie et de phosphate de soude, l'un et l'autre dissous dans l'eau. Il paroît d'abord ne se passer aucune action entre ces matières; mais, au bout de vingt-quatre heures, il se forme dans la liqueur des cristaux prisma-

tiques, parfaitement transparens; dont les dimensions varient suivant les quantités de sels employés.

Cette substance, exposée à l'air, perd son eau de cristallisation, devient opaque, et même se réduit en poussière en peu de temps : cela prouve qu'il n'a pas une grande affinité avec l'eau.

Il n'a pas de saveur sensible.

Il se fond aisément au chalumeau, en un globule qui conserve sa transparence après le refroidissement.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique séparent les élémens du phosphate de magnésie, en s'unissant à sa base, et en rendant l'acide phosphorique libre.

Ce sel est décomposé par la barite, la strontiane et la chaux; il est facile de s'en convaincre, en versant une dissolution de ces terres dans une dissolution de ce sel, qui se trouble sur le champ, parce que ces phosphates sont beaucoup moins solubles que celui de magnésie.

Il est décomposé par les alkalis caustiques, mais il ne l'est pas par l'ammoniaque; au contraire, la magnésie décompose complétement le phosphate d'ammoniaque, surtout à l'aide d'une chaleur douce.

Le phosphate de magnésie s'unit aisément au phosphate d'ammoniaque, et ils forment ensemble une combinaison triple très-insoluble. Le C. *Fourcroy* en a fait connoître les propriétés dans un calcul pesant plusieurs hectogrammes, trouvé dans le colon d'un cheval mort de tranchées à l'école vétérinaire d'Alfort.

§. LXVI.

Phosphate de glucine.

L'acide phosphorique forme avec cette terre un sel insoluble; ce dont on a la preuve, en versant, dans une dissolution de sulfate de glucine, une dissolution de phosphate de soude, sans excès d'alkali; il se forme ainsi un précipité abondant, comme mucilagineux, qui n'a pas de saveur sensible, et qui est très-soluble dans un excès d'acide phosphorique, et même dans un acide étranger.

Ce sel est insoluble dans l'eau.

Ce sel est décomposé par l'acide sulfurique, et par les terres et les alkalis, excepté l'alumine, la zircone et la silice.

Il se fond au chalumeau en perle vitreuse, qui reste transparente après le refroidissement.

§. LXVII.

Phosphate d'alumine.

Ce sel, comme le précédent, est peu connu; on le prépare en combinant directement l'alumine avec l'acide phosphorique.

Il se fond au chalumeau en un verre transparent, et sans éprouver de décomposition.

Il est presque indissoluble dans l'eau; mais il le devient abondamment par un excès d'acide.

Il est décomposé par les acides minéraux, et par les terres et les alkalis, excepté la zircone.

LXVIII.

Phosphate de zircone.

On ne connoît encore rien sur la nature de ce sel : on sait seulement que l'acide phosphorique décompose le muriate de zircone, et forme avec sa base, un composé insoluble, qui se précipite en flocons blancs.

§. LXIX.

Phosphate de silice.

Ce sel n'est pas connu ; cependant *Fourcroy* a annoncé qu'en unissant de l'acide phosphorique à la silice par la fusion, on obtient un sel, dont il n'a pas encore décrit les caractères. On peut même, par ce moyen, préparer des pierres précieuses artificielles.

§. LXX.

Des Phosphites.

Les phosphites sont tous le produit de l'art. On les prépare, en unissant directement les bases, tantôt solides, tantôt dissoutes dans l'eau, avec l'acide phosphoreux; en faisant évaporer leur dissolution, lorsqu'ils sont susceptibles de cristalliser, ou en les lavant bien, lorsqu'ils sont indissolubles. Plusieurs sont susceptibles d'être formés par l'effet des attractions doubles, en mêlant quelques dissolutions de phosphites avec des dissolutions de sels nitriques ou muriatiques dont on veut faire porter les bases sur l'acide phosphoreux des premiers.

Les phosphites ont avec les phosphates beaucoup de propriétés communes.

Les phosphites de soude et de potasse sont très-solubles dans l'eau, et cristallisables; ceux de chaux, de magnésie et de barite, le sont peu : mais le phosphite d'alumine jouit de cette propriété d'une manière très-marquée.

Les phosphites insolubles par eux-mêmes, le deviennent absolument par un excès de leur acide; tous, excepté peut-être celui de barite, sont décomposés par la chaux.

Cependant, ces sels présentent des phénomènes, à l'aide desquels on peut facilement les distinguer des phosphates, et de toutes les autres substances de cette classe.

Ces phénomènes sont principalement de fournir à la distillation une petite quantité de phosphore, et de répandre une lumière vive, lorsqu'on les chauffe au chalumeau, même sur un support incombustible.

Ces sels jouissent encore en commun, avec quelques autres sels, de la propriété de précipiter l'or de sa dissolution à l'état métallique, et de détoner par la percussion avec le muriate sur-oxigéné de potasse.

On compte onze phosphites, lesquels sont parfaitement connus, d'après le travail des C. *Fourcroy* et *Vauquelin*; ce sont les phosphites de chaux, de barite, de strontiane, de magnésie, de potasse, de soude, d'ammoniaque, d'ammoniaco-magnésien, de glucine, d'alumine et de zircone.

§. LXXI.

Des Fluates.

Les fluates en général ont deux propriétés; les uns ont peu de saveur et sont peu dissolubles; les autres ont plus de saveur, et sont plus dissolubles.

Les uns se cristallisent, les autres ne se cristallisent pas.

Les acides forts les décomposent tous, ainsi que la chaux.

La plupart sont aussi décomposés par le calorique.

§. LXXII.

Fluate de chaux.

Le fluate de chaux existe en filons, en masse dans la nature, avec les mines de plomb, d'argent, de cobalt, de cuivre, etc.; il en est souvent la gangue.

On en trouve dix variétés de différentes couleurs, bleue, verte, blanche, rouge, etc. Ses couleurs sont dues à la présence et à l'état du fer qui prend différentes couleurs, à proportion des doses d'oxigène qu'il contient. Le plus beau spath fluor, et le plus rare, est le blanc; le vert est le plus commun, et ensuite celui de couleur améthiste. Il n'est ni dense, ni dur, ni susceptible d'un très-beau poli; on y voit presque toujours le tissu lamelleux: il est aussi mélangé de quartz; — le blanc est toujours un peu jaunâtre.

On l'a appelé spath fluor, spath vitreux, fluor spathique, spath phosphoreux.

Ces différens fluates ne sont, pour la plus grande

partie, qu'une seule et même substance saline; c'est-à-dire, la combinaison de l'acide fluorique avec la chaux.

Ce sel pèse trois fois plus que l'eau distillée: le C. *Haüy* a trouvé que le noyau de ce sel est un octaëdre parfait, qui passe au cube par décroissement.

Si l'on réduit ce sel en petits morceaux, et qu'on le chauffe sur une pelle rouge, il répand une lueur phosphorique violette; mais, il n'y a que celui qui est coloré qui la donne; il paroît que cette lueur n'est due qu'à la substance colorante.

Schèele a fait des recherches à cet égard; il a démontré que ce sel une fois rougi n'est plus rendu phosphorique par une nouvelle calcination. *Schèele* croyoit aussi que cette phosphorescence étoit due à une combustion; mais la matière est phosphorique, même dans le vide; on ignore la cause de ce phénomène.

Le calorique fond ce sel, mais ne le décompose pas; il devient une sorte d'émail.

Si on le chauffe brusquement, il décrépite aussi vivement que le muriate de soude.

On peut s'en servir au chalumeau, comme fondant pour les mines.

Ce sel n'éprouve aucune action de la part de l'air.

Il n'est pas soluble dans l'eau; cependant la nature le dissout, puisqu'elle le cristallise.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique, décomposent le fluate calcaire. On obtient pour résidu des sels à base de chaux, quoi qu'en ait dit *Monnet*; et l'acide que l'on obtient est d'une nature particulière et n'a rien de commun avec les acides employés, comme nous l'avons démontré dans l'examen de l'acide fluorique.

Quand on fait cette décomposition, il faut étendre d'eau les acides, afin que les sels qui se forment trouvent de l'eau pour les dissoudre; ils s'en emparent vivement. Sans cette précaution, le peu d'eau que l'acide concentré contient, est bientôt absorbé, ce qui empâte le mélange, empêche le point de contact, et peut aller jusqu'à arrêter l'opération.

Le fluate calcaire n'est décomposé par aucune matière alkaline ou terreuse; mais, si l'on emploie des alkalis à l'état de carbonate, il y aura jeu de doubles affinités; il se fait une double décomposition.

A cet effet, on fond une partie de spath fluor avec quatre parties de carbonate de potasse ou de soude; on verse de l'eau sur la masse résultante du mélange, l'eau se charge de tout ce qui est soluble, et il reste au fond un carbonate calcaire. Si l'on fait évaporer la liqueur surnageante jusqu'à siccité, on obtient un fluate de potasse ou de soude; on peut, avec cette dernière substance, obtenir un sel cristallisé.

§. LXXIII.

Fluate de barite.

Si on verse de l'acide fluorique dans une dissolution de nitrate ou de muriate de barite, on y occasionne un précipité.

Ce précipité fait effervescence avec l'acide sulfurique, qui en dégage l'acide fluorique; ce qui prouve que *Monnet* a eu tort de dire que l'acide sulfurique et l'acide fluorique sont semblables.

Ce fluate n'est décomposé que par la chaux et par les alkalis, à l'état de carbonate.

§. LXXIV.

Fluate de strontiane.

Ce sel n'est pas connu. Si l'on ajoute de l'acide fluorique à une dissolution de strontiane dans l'eau, ou dans les acide nitrique ou muriatique, on obtiendra un résultat semblable à celui du fluate de barite.

Ce sel est décomposé par la chaux et la barite.

§. LXXV.

Fluate de potasse.

Quand on prépare un fluate alkalin avec de l'acide fluorique siliceux, on ne parvient jamais à précipiter toute la silice, il en reste une partie en sel triple, qui, cependant, se décompose, si l'on chauffe un peu longtemps; alors, la silice se sépare en gelée.

Si, au contraire, on prépare le fluate de potasse avec de l'acide fluorique pur, on l'obtient en lames ductiles, tandis qu'avec l'acide préparé dans des vaisseaux de verre, il est en gelée; c'est ce qui avoit induit en erreur le célèbre *Schéele*, car il ne parvint jamais à l'obtenir cristallisé.

Pour préparer ce sel, on met dans un creuset 130 parties de carbonate de potasse avec 100 parties de fluate de chaux, le tout pulvérisé. On place le creuset au milieu des charbons, et on l'entretient au petit rouge pendant environ une demi-heure; il se forme du fluate de potasse et du carbonate de chaux: il faut avoir l'attention de ne pas trop chauffer, pour éviter de décomposer le carbonate

de chaux, car l'acide carbonique se dégage en partie et il se reforme du fluate de chaux; on fait dissoudre et on évapore jusqu'à forte pellicule, on obtient des cristaux sous la forme cubique.

Le feu en dégage l'acide fluorique, et il ne reste que de l'alkali dans le vaisseau; si on ne faisoit pas cette expérience dans un vase de métal, on obtiendroit un sel triple en gelée.

Le fluate de potasse est soluble dans l'eau.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique en chassent l'acide fluorique. On aperçoit promptement des vapeurs blanches et lourdes, et qui sont siliceuses dès le premier moment, si l'on opère dans des vaisseaux de verre.

Ce fluate est décomposé par la chaux, la barite et la strontiane.

Le muriate calcaire et le sulfate de magnésie, d'après *Schèele*, décomposent aussi ce sel.

Quelques dissolutions métalliques, telles que celles d'argent, de mercure, de plomb, sont aussi décomposées. Cette décomposition n'a lieu que par le jeu des doubles affinités.

§. LXXVI.

Fluate de soude.

Le fluate de soude se prépare de la même manière que le fluate de potasse.

Boullanger, qui a examiné tous les produits de l'acide fluorique, a dit que ce sel se cristallise en cubes; *Schèele* a annoncé qu'il ne se cristallise pas. Du reste, il se com-

porte à-peu-près comme le fluate de potasse, lorsqu'on le met en contact avec le calorique.

Il est décomposé par la chaux, la barite, la strontiane et la potasse. La barite même, dissoute dans l'eau, le décompose, et le fluate de barite qui se forme, annonce bien une affinité directe, car il n'y a pas le jeu des doubles affinités.

Les carbonates et le muriate de chaux le décomposent aussi.

Ce sel est encore décomposé par double affinité, par les dissolutions d'argent, de mercure, de plomb, etc. En effet, l'acide fluorique seul n'occasionneroit pas de précipité, si la présence de la soude n'appeloit à elle l'acide, tandis que l'acide fluorique appelle le métal.

§. LXXVII.

Fluate d'ammoniaque.

On peut préparer ce sel avec le carbonate d'ammoniaque cristallisé, ou bien en saturant l'ammoniaque liquide, d'acide fluorique.

Ce sel se cristallise en petits grains, pourvu que l'acide fluorique soit bien pur; car, s'il tenoit de la silice, il se formeroit un sel triple, qui n'est plus susceptible de se cristalliser, et si l'on évaporoit, même dans des vaisseaux de verre, ce sel triple se formeroit. On doit observer que, sur la fin de l'opération, il se dégage de l'ammoniaque, en sorte qu'il faut en ajouter pour obtenir le fluate d'ammoniaque, sous une forme régulière; sans cette précaution, la presque totalité de l'ammoniaque se dégageroit.

Ce sel existe toujours avec excès d'acide. Le fluate d'ammoniaque, le plus neutre qu'on puisse obtenir, corrode le verre, et peut-être les cristaux qui se forment, sont-ils un sel triple, fluate ammoniaco-siliceux.

Lorsqu'on distille ce sel dans des vaisseaux clos, avec l'acide sulfurique, il passe de l'acide fluorique pur, et il se forme une croûte épaisse sur l'eau dans le récipient.

Les substances terreuses précédemment examinées, ainsi que les alkalis, décomposent ce sel, l'ammoniaque se dégage.

Si l'on distille du fluate d'ammoniaque avec du carbonate de chaux, on obtient du carbonate d'ammoniaque et du fluate de chaux. Cette décomposition ne peut avoir lieu qu'à l'aide du calorique.

Le muriate et le nitrate calcaire décomposent aussi ce sel. Il y a échange de bases.

Schèele dit que ce sel trouble la dissolution de sulfate de magnésie.

Les dissolutions d'argent, de mercure et de plomb sont aussi décomposées.

§. LXXVIII.

Fluate de magnésie.

La magnésie est dissoute par l'acide fluorique, mais elle se précipite aussitôt avec l'acide, et forme avec la terre, non dissoute, une masse gélatineuse.

Ce sel est soluble par excès d'acide, on ne peut jamais l'obtenir neutre.

Il est décomposé par toutes les bases précédentes.

Lorsqu'on décompose ce fluate par l'ammoniaque, il

se forme un sel triple, fluate ammoniaco-magnésien; c'est ce qui arrive pour tous les sels magnésiens, quand on les décompose par l'ammoniaque, et la décomposition de ces sels s'arrête au moment où les doses nécessaires pour la formation du sel triple qui se forme, se sont réciproquement combinées.

§. LXXIX.

Fluate de glucine.

Combinaison inconnue.

§. LXXX.

Fluate d'alumine.

Le C. *Vauquelin* a reçu de Danemarck un minéral blanc, lamelleux, apporté de Groenland; ce chimiste a reconnu que c'étoit du fluate d'alumine, sel qu'on n'avoit point encore trouvé dans la nature.

L'alumine donne, avec l'acide fluorique, une foible dissolution qui ne peut être cristallisée, et qui se met en gelée.

Ce sel est décomposé par toutes les bases.

§. LXXXI.

Fluate de zircone.

On n'a point encore traité cette terre avec l'acide fluorique.

§. LXXXII.

Fluate de silice.

Voyez acide fluorique.

DES BORATES.

§. LXXXIII.

Borate de chaux.

Pour préparer ce borate, on verse de l'eau de chaux dans une dissolution d'acide boracique, jusqu'à parfaite saturation : on fait ensuite évaporer la liqueur saline jusqu'à siccité.

Ce sel a peu de saveur; il est fixe au feu et se vitrifie.

Il est insoluble, ou du moins plus insoluble que la chaux.

A l'aide de la chaleur, il est décomposé par les acides qui en précipitent l'acide boracique.

On doit préférer, pour faire cette expérience, l'acide muriatique, attendu que le muriate de chaux qui se forme, étant soluble, reste en dissolution dans la liqueur; avantage que l'on n'auroit pas, si l'on employoit l'acide sulfurique, parce que le sulfate de chaux se précipiteroit en même temps.

On a trouvé, il y a plusieurs années, aux environs de Lunebourg, dans des couches de sulfate de chaux, une substance qui, à cause de sa forme et de sa dureté, reçut le nom de quartz cubique. *Westrumb* a prouvé, par des expériences nombreuses, que cette matière est un sel

triple, composé de magnésie, de chaux et d'acide boracique, dans les rapports suivans : acide boracique, 0,660; chaux, 0,105; magnésie, 0,135; le reste en matières étrangères, qui consistoient en un peu de fer, de silice et d'alumine.

Les alkalis caustiques sont impuissans pour décomposer le borate magnésio-calcaire natif; ce n'est que par les acides, que *Westrumb* est parvenu à en séparer les élémens, et à en déterminer les proportions.

§. LXXXVI.

Borate de barite.

La barite se combine avec l'acide boracique.

On prépare ce sel, en versant une dissolution d'acide boracique dans une dissolution de barite.

Ce sel est insoluble; il est indécomposable par les autres terres et les alkalis : il est cependant encore incertain s'il ne seroit pas décomposé par la chaux.

Il est décomposé par tous les acides, mais à froid, car à chaud c'est autre chose : ce sel étant très-fixe au feu, c'est l'acide boracique qui décompose les sels alkalins et terreux.

Outre les alkalis et les acides, il y a plusieurs sels qui décomposent ce borate; alors il y a action de double affinité : c'est ce qui arrive, si l'on met en contact du muriate de chaux avec le borate de barite; il y a échange de base.

§. LXXXV.

Borate de strontiane.

Inconnu.

§. LXXXVI.

Borate de magnésie.

Pour préparer ce sel, on jette de la magnésie dans une dissolution d'acide boracique; elle s'y dissout lentement. La liqueur évaporée donne des cristaux grenus, sous forme régulière.

Ce sel a une saveur douce et comme sucrée.

Il est fixe au feu; il se fond et fait un verre transparent, qui devient opaque par refroidissement, mais qui reste clair, si l'acide boracique est en excès.

On ne connoît pas le degré de solubilité de ce sel.

La chaux et la barite décomposent le borate de magnésie; les alkalis produisent le même effet.

Les acides s'emparent de la magnésie, et en séparent l'acide boracique.

Quand on veut préparer du borate magnésien calcaire, on mêle du sulfate de magnésie avec du muriate de chaux, et l'on y ajoute du borate de soude.

§. LXXXVII.

Borate de potasse.

L'acide boracique s'unit facilement à la potasse.

Ce sel a une saveur légérement alkaline.

Il se cristallise irréguliérement en prismes à six faces

deux grandes, deux petites avec pyramides à quatre faces.

Le borate de potasse ne se cristallise, comme celui de soude, que lorsqu'il est avec excès de potasse. Quoique sa saveur alkaline, dans les borates de potasse et de soude, soit très-marquée; et quoiqu'ils colorent en vert les couleurs bleues végétales, et rétablissent les couleurs rougies par les acides, il est certain que l'excès d'alkali n'est point pour cela à nud.

Ce sel vitrifié au feu est plus soluble que celui de soude.

Il est décomposé par la barite et la chaux. Lorsqu'on ajoute une trop grande quantité de chaux, on redissout par excès de chaux; c'est alors une propriété bien remarquable, que la chaux en excès puisse dissoudre le borate de chaux qui s'est formé : car les sels insolubles sont ordinairement redissous par excès d'acide. C'est donc par excès de base, que cette dissolution a lieu.

Les acides décomposent ce sel; mais comme l'affinité de la potasse pour l'acide boracique, est plus forte que celle de la soude pour ce même acide, cette décomposition se fait plus difficilement.

§. LXXXVIII.

Borate sur-saturé de soude, ou borax.

Ce sel existe dans le commerce, sous trois états; 1°. borax brut, tinchal, ou chrysocolle, nom qui lui vient de l'emploi qu'en font les chaudronniers, les bijoutiers, et les orfévres, pour souder les métaux ensemble; 2°. borax de la Chine; 3°. le borax de Hollande, ou borax raffiné.

Le borax brut, tinchal, arrive de Perse en Hollande, en cristaux vert-porreau, éfleuris par une poudre blanche verdâtre. Le borax est combiné avec une matière grasse, qu'on reconnoît en le jetant sur des charbons; il répand une odeur empyreumatique.

Pour purifier ce sel, les Hollandais font dissoudre le borax dans l'eau bouillante; ils y mêlent de la chaux, ou de la soude, et on clarifie avec des blancs d'œufs, ou du sang de bœuf: ou bien encore on fait dissoudre le borax, et l'on ajoute un peu de chaux et d'argille qui se combinent avec les matières graisseuses; on chauffe; il résulte un savon calcaire insoluble qui se précipite, et le borate sur-saturé de soude reste dans la liqueur; on décante, et on lave le résidu; on fait évaporer, et l'on obtient par le refroidissement des cristaux, auxquels on fait subir une deuxième, et même une troisième cristallisation. *Margraff* a trouvé du cuivre dans le borax brut et de l'argille; peut-être cela vient-il des vaisseaux où on le prépare. Sa saveur est styptique, urineuse; il verdit le sirop de violette, parce qu'il contient excès de soude.

Sa forme cristalline est un prisme à six pans irréguliers, terminé par des biseaux.

Ce sel se fond aisément au feu; il commence par se gonfler, et prendre un volume considérable; dans cet état, il porte le nom de borax calciné. Le borax n'est nullement altéré dans sa composition; il n'a perdu que son eau de cristallisation.

Si on continue à le chauffer, il s'affaisse et se fond en un verre transparent, qui éfleurit à sa surface. Le borax, ainsi vitrifié, perd au moins les $\frac{1}{2}$ de son volume; on le préfère souvent à l'acide boracique, pour des essais au

chalumeau, parce qu'il se fond plus aisément, et qu'il se combine mieux avec les substances terreuses.

L'air n'altère pas ce sel ; il s'efleurit cependant à sa surface, en perdant une portion de son eau de cristallisation.

Ce borate est soluble dans l'eau ; il faut environ douze parties d'eau froide pour en dissoudre une de ce sel, et six parties d'eau bouillante.

Le borax est un fondant pour la silice, et le verre qui se forme, est alors inaltérable à l'air. Il faut avoir soin de bien diviser la terre, quand on veut la fondre avec le borax.

Quand on souffle au chalumeau une substance terreuse, en poudre très-fine avec du borax, il faut mettre la terre au fond, et le borax par-dessus, afin que le vent ne l'emporte pas; on doit aussi ménager le vent, jusqu'à ce qu'il y ait un commencement d'agglutination : il faut mettre assez de borax, pour que le verre soit transparent ; car s'il y avoit trop de silice, le verre seroit opaque.

Le borax donne une couleur jaunâtre à la flamme ; c'est un de ses caractères. Il dissout très-bien la silice, et l'on voit que la combinaison est parfaite, quand le globule est brillant.

Les fabricans de pierres précieuses fausses, aiment mieux employer le borax pour fondant, que l'acide boracique ; il se fond mieux, et fait un verre fixe très-brillant, plus beau même que certaines pierres, mais qui n'a ni leur densité, ni leur dureté, ni leur poids.

L'alumine, en se combinant avec le borax, fait une effervescence très-rapide ; cela est dû apparemment à un peu d'air, ou d'acide carbonique qui s'y trouve.

La barite et la chaux décomposent ce sel. Si l'on em-

ploie de la chaux vive, on opère une décomposition complète.

Le borax fait reconnoître la présence des matières métalliques, par la manière dont son verre se colore.

Le borax du commerce est avec excès de soude, et *Bergman* a vu que, pour l'amener à l'état de sel neutre, il absorbe moitié de son poids d'acide boracique; ce borate neutre n'est pas aussi soluble que le borax du commerce.

La potasse décompose le borate de soude, mais l'ammoniaque ne l'altère en aucune manière; car sa dissolution, par une évaporation spontanée, laisse échapper l'ammoniaque, et ne conserve à la fin que de l'acide boracique.

Tous les acides, excepté l'acide carbonique, décomposent le borax à froid, et en général tous les borates; ils en séparent l'acide sous la forme de paillettes. *Voyez* Acide boracique. Mais, à l'aide d'une forte chaleur, l'acide boracique décompose à son tour presque tous les sels dont les acides sont moins fixes que lui.

Kirwan a donné de ce sel les proportions suivantes: acide boracique, 34; soude, 17; eau, 47.

§. LXXXIX.

Borate d'ammoniaque.

Pour obtenir ce sel, on dissout de l'acide boracique bien pur dans de l'ammoniaque, jusqu'à ce que la saturation soit complète; on étend ensuite cette dissolution dans un peu d'eau, et l'on fait évaporer au bain de sable environ

moitié de la liqueur ; elle a fourni au C. *Fourcroy*, qui le premier a fait cette expérience, une couche de cristaux réunis, dont la surface offroit des pyramides : j'ai obtenu aussi ce sel en lames feuilletées.

Ce sel a une saveur piquante et urineuse; il verdit le sirop de violette; il perd peu-à-peu sa forme cristalline, et devient d'une couleur brune par le contact de l'air; il paroît assez dissoluble dans l'eau.

Il est décomposé par la barite, la chaux, la potasse et la soude.

Il diffère des autres borates, en ce que l'ammoniaque se volatilise, tandis que l'acide reste pur.

§. XC.

Borate de glucine.

Inconnu.

§. XCI.

Borate d'alumine.

Inconnu.

§. XCII.

Borate de zircone.

Inconnu.

§. XCIII.

Borate de silice par la fusion.

On n'a point encore examiné la nature de ce sel.

§. XCXIV.

Des Carbonates.

Quand on veut obtenir les différens carbonates, voici l'appareil et la manière d'opérer.

Dans une grande bouteille à deux tubulures, on met un acide foible, très-étendu d'eau; à l'une de ces tubulures on adapte un long tube, ou conduit conique, dont la partie retrécie est en-dedans, et la base en-dehors; ce tube est destiné à introduire de la craie délayée.

On peut se procurer ce conduit conique en prenant un matras que l'on coupe perpendiculairement à son col, que l'on effile à la lampe à son extrémité; on choisit et on prépare le matras, en sorte que sa partie évasée ait sept à huit centimètres de diamètre, et sa partie effilée qui est dans le flacon, environ deux millimètres; il faut que le col ait assez de hauteur pour qu'à l'aide du liquide, délayant le carbonate, on comprime le gaz avec une force supérieure aux pressions exercées sur lui dans les autres parties de l'appareil: on bouche ce conduit à volonté, à l'aide d'un piston que l'on fait en prenant un tube solide de verre sur l'une des extrémités duquel on applique du verre fondu à la lampe, afin d'avoir des inégalités, et l'on entoure cette extrémité de filasse ou de linge.

A la deuxième tubulure, on adapte un tube recourbé, dont l'ouverture a environ dix à douze centimètres; on fait plonger la deuxième branche de ce tube dans une bouteille semblable à la première, dans laquelle on met une dissolution de potasse; on peut ajouter successive-

ment une série de bouteilles, dans lesquelles on met des dissolutions, soit alkalines, soit terreuses; quant aux terres qui ne sont pas susceptibles de se dissoudre dans l'eau, on les délaie seulement.

L'appareil ainsi disposé, on lute toutes les jointures, ensuite on soulève la tige ou siphon, et l'on introduit peu à peu la craie délayée, qui tombant sur l'acide, se décompose, et perd son acide carbonique, qui est obligé de traverser les dissolutions, et en les traversant, le gaz acide les sature. Lorsque les liqueurs sont entièrement saturées, on les filtre, et on les fait évaporer pour obtenir des carbonates cristallisés.

On peut encore les obtenir par les carbonates alkalins, en prenant ces substances telles qu'elles se trouvent dans le commerce; et après les avoir dissoutes dans l'eau, on les sature avec l'acide carbonique, et on les fait cristalliser plusieurs fois de suite. Ces sels cristallisés se dissolvent dans l'eau en produisant du froid.

Le C. *Wéither* a imaginé un autre appareil, dont je vais donner la description.

Le but de cet appareil est d'entretenir un contact continuel de gaz acide carbonique avec l'alkali, et de proportionner le dégagement du gaz à sa fixation.

La figure première présente l'appareil complet : il est composé des quatre parties distinctes A, B, C, D, qui servent, savoir :

La première A au dégagement, ou à la production du gaz acide carbonique, et d'où il se répand dans l'appareil;

La seconde B, à réunir toutes les parties de l'appareil;

La troisième C, de réservoir pour le gaz acide carbo-

nique : la fonction principale de cette partie est de fournir le gaz à l'alkali à mesure que celui-ci l'absorbe ;

Et la quatrième D, à contenir l'alkali que l'on veut saturer en contact avec l'acide carbonique.

Chacune de ces parties demande un examen particulier ; on va les décrire dans l'ordre présenté.

Partie A, flacon à deux tubulures, *a*, *b*, (la troisième, *c*, n'est pas nécessaire).

Ce flacon contient de l'acide sulfurique, étendu de quatre parties d'eau, jusqu'à la hauteur *d*.

La tubulure *a* reçoit un tube *éée* dont la partie supérieure *é é* est évasée comme la base d'un entonnoir, et dont la partie inférieure *e* qui traverse le bouchon de la tubulure, et qui entre dans le flacon, est tellement tirée à la lampe, que la portion du tube qui est dans le bouchon, a pour diamètre intérieur celui de l'extrémité *g* de la tige *f* représentée figure 2A, et que l'orifice *e* qui se trouve dans le flacon, n'a au plus que deux millimètres de diamètre. (On peut faire ce tube *éée* avec un petit matras à long col : on enlève le fond en laissant à-peu-près la moitié de la panse du matras, ce qui forme la partie *é é* du tube ; le col en donne la partie *a a* et l'extrémité du col ramollie et tirée à la lampe d'après les dimensions indiquées, donne l'extrémité *e*.) Dans le tube *éée* entre une tige de verre *f* représentée fig. 2A. Cette tige est garnie de filasse à son extrémité *g* ; introduite dans le tube *éée*, elle sert de piston, bouchant hermétiquement la partie retrécie du tube qui se trouve dans le bouchon, et ne permettant à la liqueur qui remplit le tube, de s'introduire dans le flacon A que lorsque *g* élevé en *a* se trouve dans la partie non retrécie du tube.

La tubulure *b* contient un tube *hhh* doublement recourbé et faisant communiquer le flacon A avec celui B.

Partie B. Flacon à cinq tubulures *a*, *b*, *e*, *i*, *h*, dont le plan est représenté fig. 3 B.

Ce flacon contient de l'eau jusqu'à la hauteur *l*.

La tubulure *h* reçoit le tube *hhh* venant du flacon A.

La tubulure *b* contient un tube droit *gg*, dont l'extrémité *g''* plonge dans l'eau à la profondeur d'un ou de deux centimètres; il sert à indiquer la pression exercée dans l'appareil par le gaz acide carbonique.

La tubulure *a* contient un tube droit *aa* qui permet de faire communiquer à volonté l'intérieur du flacon B avec l'atmosphère, au moyen d'un ensemble de tubes dessiné dans la fig. B. 4. On y voit le tube *a'a* garni de deux bouchons *m* et *n* : le bouchon *m* entre dans un tube *mm* entourant le tube *a'a*; dans l'intervalle de ces deux tubes, et sur le bouchon *m*, on met une hauteur *r* de 12 à 15 millimètres de mercure; on recouvre ensuite le tube *aa* d'un troisième tube *d* fermé par le haut, et qui, plongeant dans le mercure en *p m*, interrompt le contact de l'atmosphère avec l'orifice *a'* du tube *a'a* et conséquemment bouche le flacon B, lorsque le bouchon *n* est placé dans la tubulure *a*.

La tubulure *i* contient un tube *ii* composé comme le précédent *a'a*, mais dont le tube intermédiaire *ooo*, doublement recourbé, établit une communication entre le flacon B et le réservoir C.

La dernière tubulure *f* contient un tube *fff* doublement recourbé, établissant la communication entre les flacons B et D.

Partie C. Cette partie est composée d'un tonneau *t*,

ayant latéralement un trou *b* pratiqué un peu au-dessus de son fond *a a*.

Dans le trou latéral *b*, entre un bouchon percé recevant dans l'orifice qui se trouve au-dedans du tonneau, un tube *b b b' b* courbé à angle droit, dont la portion *b'* doit être courbée de manière que la courbure *b''* touche le fond *a a* du tonneau, ce qui donne au tube *b b* plus de solidité. Dans l'orifice du bouchon qui se trouve en-dehors du tonneau, est vissé un robinet de cuivre *r*, dont la partie *c* reçoit un tube *cc'c''c* courbé en *c'* pour s'élever verticalement, et de *c'* en *c''* pour s'accoler en *dd'* contre le chassis *dd*. Ce tube, à la hauteur *d*, se trouve composé comme celui *a'a* décrit fig. 4 B; il reçoit alors le tube *ooo* qui le fait communiquer avec B.

Les pièces qui correspondent au trou B. du tonneau sont lutées, dans l'intérieur, avec du mastic de graveur, et à l'extérieur avec du lut gras.

Dans le tonneau *t*, contenant de l'eau jusqu'à la hauteur *e e e*, entre une cloche *c* a boîte en robinet de cuivre *l* et *m*: cette cloche est suspendue en *g* par une corde qui passe sur les poulies *hh*, et qui supporte en *i* un poids *k* un peu moins pesant que la cloche lorsqu'elle se trouve entièrement noyée dans l'eau du tonneau.

Quand la cloche C est enfoncée totalement dans le tonneau, elle doit reposer sur deux morceaux de bois d'environ deux ou trois centimètres d'épaisseur, garnissant les deux portions *lll* de la circonférence intérieure du fond *a a* du tonneau (*Voyez* la fig. 5 C, qui représente le plan du tonneau, et la fig. 6 C, qui en représente la coupe verticale jusqu'en A B); en sorte que la base *l'l'* de la cloche ne touche point le tube *b*.

Partie D. Flacon à trois tubulures, *a*, *b*, *c*.

La tubulure *a* reçoit un tube *aa'a* allant dans un petit flacon *d* contenant de l'eau jusqu'en *e*.

La tubulure *b* reçoit le tube *fff'* venant du flacon B; ce tube doit avoir à-peu-près deux centimètres de diamètre à son orifice *f'*.

La tubulure *c* contient un siphon *gg'*, communiquant avec le flacon *l*, et dont la branche *g'* doit être plus longue que celle *g*.

Le flacon *l* a trois tubulures *h*, *i*, *k*.

Il reçoit dans la tubulure *i* le siphon gg'; dans celle *k*, un tube *bb* à une seule courbure; la tubulure *n* reste libre : on la bouche.

Après la formation de l'appareil, par la réunion des quatre parties que l'on vient de décrire, chacune d'elles demande, avant que l'on puisse faire l'opération, une préparation particulière.

Il faut remplir le tube *e'e'e* de la partie A, de carbonate de chaux délayé.

Par la tubulure *h* du flacon *l* (partie D), on remplit d'alkali le flacon *l*; on bouche la tubulure *h* avec son bouchon, et, soufflant par le tube *k*, on force l'alkali à remplir le siphon *g'g'*, et à entrer dans le flacon D : l'air contenu dans ce flacon, s'échappe par le tube *aa'a*, et traverse l'eau du petit flacon *d*. La liqueur se met à-peu-près de niveau dans les flacons D et *l*, et l'extrémité du tube *fff'*, qui réunit les flacons B et D, plonge dans l'alkali.

Passant ensuite à la partie *c*, on ouvre le robinet *m* de la cloche, et l'on tient fermé celui *r* du tonneau. Par l'excédant du poids de la cloche sur *k*, elle s'enfonce dans

le tonneau, et se remplit d'eau, laissant échapper en g' l'air qu'elle contenoit.

Lorsque, totalement enfoncée dans le tonneau, la cloche repose sur les segmens de cercle l, l, l, l'orifice du tube supérieur b se trouve dans la boîte de cuivre l : il faut que le niveau d'eau, qui par l'enfoncement de la cloche, a pu s'élever de e en e' ait, au-dessus de lui, la hauteur $b\,e'$ du tube b égale au moins à deux centimètres, afin que ce tube ne puisse pas se boucher par l'eau, ce qui empêcheroit le gaz de parvenir dans la cloche C.

Lorsque la cloche est pleine d'eau, on ferme son robinet l, et l'on ouvre le robinet r du tonneau.

L'appareil ainsi disposé, on soulève la tige f (partie A), et l'on introduit peu à peu du carbonate de chaux, qui, tombant sur l'acide sulfurique, se décompose et perd son acide carbonique ; celui-ci, mis à l'état de gaz par le fait de la décomposition, arrive, par le tube h, h, h, dans le flacon B. On lève le tube d, qui bouche celui $a'a$ de ce flacon, afin de laisser sortir l'air atmosphérique contenu dans les flacons A et B ; lorsqu'il est sorti, on ferme la tubulure a du flacon B en remettant le tube d : alors le gaz acide carbonique qui passe dans B, éprouvant moins de résistance pour arriver dans la cloche, par les tubes ii et ooo, pour aller dans la partie D, par le tube fff' qui plonge dans l'alkali, soulève et remplit la cloche C.

La cloche pleine, on cesse d'introduire du carbonate de chaux dans le flacon A, et l'on remplit le flacon D d'alkali en soufflant par le tube K du flacon l. Les niveaux de la liqueur alkaline sont à la hauteur n dans le flacon D et $m < n$ dans le flacon l; et la liqueur tendant à se mettre

en équilibre, à cause du siphon $g'g'$, le niveau n s'abaisse et produit un vide dans le flacon D.

Le gaz acide carbonique est alors attiré et tend à entrer dans le flacon D par le tube fff'; en même temps, l'eau du petit flacon d (partie D) s'élève dans le tube $aa'a$; mais la hauteur de ce tube est telle que le gaz acide carbonique peut entrer dans le flacon D, avant que l'eau soit en a' dans le tube $aa'a$.

Les deux niveaux n et m se mettant en équilibre dans les flacons D et l, et le gaz acide carbonique qui occupe la partie supérieure du flacon D se combinant avec la potasse, il se forme un vide rempli continuellement par de nouveau gaz.

Lorsque la cloche ne contient plus, ou presque plus de gaz acide carbonique, on la remplit par un nouveau dégagement.

Comme le gaz acide carbonique se trouve mêlé d'un peu d'air atmosphérique, cet air, qui n'est pas absorbé par la potasse, s'accumule dans le flacon D, et pourroit arrêter l'opération : on l'en chasse en soufflant par le tube b du flacon l et en remplissant d'alkali le flacon D.

§. XCV.

Carbonate de barite.

On connoît depuis quelques années le carbonate de barite natif. C'est le docteur *Withering*, qui le premier l'a trouvé dans les mines de Moor-Alston en Angleterre. On trouve aussi ce sel dans le filon d'or et d'argent de Zmiof,

dans les monts Altaï, entre l'Ob et l'Irtiche en Sibérie. On en trouve aussi à Strontian-Argyleshire.

Cette substance, extrêmement compacte et demi-transparente, a la couleur de la corne; elle offre un tissu fibreux, et se divise en lames peu régulières; selon la direction de ses fibres; la cassure transversale a un coup-d'œil gras, et offre une forme concave et convexe; comme les substances siliceuses; à l'extérieur, les fibres qui composent son tissu, se trouvent quelquefois de longueur inégale, et présentent divers faisceaux, séparés par de petits intervalles, qui lui donnent une apparence cellulaire; mais cet accident ne lui est point essentiel.

Le carbonate de barite natif de Strontian, est sous la forme de prismes agglutinés, adossés horizontalement au spath calcaire. Ces prismes paroissent avoir une forme hexagone et des stries parallèles; les sommets de ces prismes sont tronqués.

La pesanteur spécifique de ces différens carbonates de barite est très-forte; elle est de 42,382.

Ce sel n'a pas de saveur, ni d'odeur; c'est un sel neutre, insoluble; mais qui, comme le carbonate de chaux, est soluble dans une eau chargée d'acide carbonique.

On forme artificiellement le carbonate de barite, car le natif est assez rare. On retire la barite du sulfate qui est très-commun, et on la sature d'acide carbonique. On peut voir (article des substances terreuses) la manière d'obtenir la barite.

Le carbonate de barite natif diffère beaucoup du carbonate de barite artificiel; le premier ne perd pas un atome de son acide par son exposition au grand feu, au lieu que le second en perd une petite partie.

Mêlé avec le charbon, et traité à un grand feu, pendant deux heures, dans un creuset brasqué, le carbonate de barite se décompose, il se dégage de l'acide carbonique, et la barite reste pure. On retire une plus grande quantité de barite du carbonate que du sulfate.

Si on met du carbonate natif avec l'artificiel, le tout en poudre et chauffé ensemble, le mélange prend une couleur verte interne, qui dure quelques mois et finit par disparoître.

Tous les acides minéraux décomposent ce sel.

Proportions de ce sel, 1°. par le C. *Fourcroy :* barite, 50; acide carbonique, 10; 2°. par *Pelletier :* barite, 62; acide carbonique, 22; eau, 16.

§. XCVI.

Carbonate de strontiane.

Le carbonate de strontiane se rencontre à Strontian, dans l'Argyleshire, accompagnant une mine de plomb.

Ce sel est d'un vert clair, il s'en trouve aussi de transparent et sans couleur; il est strié et quelquefois sous forme cristalline régulière. Sa pesanteur spécifique est de 36,583 à 36,750. Ce carbonate est conséquemment plus léger que le carbonate de barite.

Le carbonate de strontiane retient assez fortement le gaz acide carbonique; mais avec des précautions, et en continuant le feu, on peut en séparer jusqu'à cinq ou six parties de gaz acide carbonique, sur cent de carbonate de strontiane, sans que le creuset soit attaqué : il faut cependant avoir l'attention de ne pas donner un feu trop

fort, car alors cette terre attaqueroit le creuset, et fourniroit un verre couleur de chrysolite.

Si l'on ajoute à cent parties de carbonate de strontiane, dix parties de charbon en poudre, et que l'on fasse avec un peu de colle d'amidon, une pâte solide, on parvient à décomposer ce sel. A cet effet, on met cette pâte dans un creuset, dans lequel on a mis un peu de charbon en poudre, nouvellement calciné; on pose la pâte sur le charbon; on recouvre le tout de poudre de charbon, on adapte aussi au creuset un couvercle, et on lute avec un peu de terre. Le creuset ainsi disposé, on l'expose à un feu très-fort, pendant une bonne heure: ce temps suffit pour dégager le gaz acide carbonique. Le creuset étant refroidi, on l'ouvre, et on y trouve la petite boule parfaitement conservée, ne pesant que 72 parties.

Si l'on fait dissoudre ensuite la matière restante dans l'eau distillée, on obtient la strontiane cristallisée.

Pour obtenir le carbonate de strontiane factice, on expose à l'air une dissolution de cette terre dans l'eau, il se forme une pellicule blanche qui n'est que la combinaison de la strontiane avec le gaz acide carbonique qu'elle a puisé de l'atmosphère.

Les acides minéraux décomposent le carbonate de strontiane.

Ce carbonate n'est ni vomitif, ni mortel, tandis que les carbonates de barite natif ou artificiel le sont, ce qui indique une très-grande différence entre ces carbonates.

Proportions d'après l'analyse de *Pelletier*: strontiane, 52; acide carbonique, 30; eau, 8.

§. XCVII.

Carbonate de chaux.

Toutes les matières calcaires en général sont des sels neutres; résultant de la combinaison de l'acide carbonique avec la chaux.

Il y a une foule de substances de ce genre, tels sont la craie, les spaths, les marbres, les coquilles, les concrétions, etc. Tous ces sels sont modifiés dans le tissu, la transparence, le grain : ces variations viennent de la vîtesse ou de la lenteur de la combinaison, des événemens subséquens de la température, etc. Ces matières sont ordinairement colorées par des substances métalliques, telles que le fer, le manganèse, etc. *Voyez* la Chimie de *Fourcroy*, et les différens ouvrages d'Histoire naturelle.

Le spath d'Islande a la propriété de fournir une double image, phénomène que l'on n'a pas encore bien expliqué.

La craie carbonate calcaire, improprement appelée blanc d'Espagne, se prépare en France, à Marly, au bas de Meudon, au Cavereau, etc. *Voyez* mon Mémoire sur la manière de préparer le blanc de craie, etc. *Annales de chimie, tome XXVI.*

C'est sur le spath calcaire le plus transparent, ou sur le marbre blanc que l'on doit faire les expériences qui établissent les propriétés de ce sel terreux.

Exposé à l'action du feu, il perd son acide et son eau de cristallisation.

A cet effet, on prend du spath calcaire ou du marbre

réduit en poudre; on l'introduit dans une cornue de porcelaine, de terre, ou mieux dans un tube de verre bien luté; on peut encore se servir d'un canon de fusil que l'on fait passer à travers un fourneau. Quand on se sert d'un canon de fusil, il ne faut pas être surpris si l'on obtient un peu de gaz hidrogène. Ce gaz est produit par l'action de l'eau contenue dans le sel terreux par le fer. On adapte à son extrémité inférieure un tube de sûreté recourbé, qui va plonger sous une cloche. On chauffe ensuite le tube, et l'on obtient sous la cloche du gaz acide carbonique : il reste dans le tube ou dans la cornue de la chaux vive, substance qui ne fait plus effervescence avec les acides.

Si l'on chauffe brusquement du spath calcaire transparent, il décrépite et perd sa transparence.

Le procédé que l'on emploie pour la fabrication de la chaux, est établi sur le principe que nous venons d'indiquer dans les expériences précédentes; on cherche toujours à enlever aux matières calcaires leur acide.

On se sert plus communément, pour obtenir la chaux, d'une espèce de pierre calcaire dure, que l'on nomme pierre à chaux. On arrange ces pierres dans une espèce de four ou de tourelle, de manière qu'elles forment une voûte. On allume sous cette voûte un feu de fagots, que l'on continue jusqu'à ce qu'il s'élève une flamme vive, sans fumée, à environ trois mètres au-dessus du four, et jusqu'à ce que les pierres soient d'une grande blancheur.

Il faut prendre garde de donner trop de feu, car la surface des pierres se vitrifie, surtout lorsqu'elles contiennent de la silice et de l'alumine : dans ce cas, la chaux est insoluble; c'est ce qu'on appelle *chaux brûlée*.

Si l'acide n'a pas été tout dégagé, la chaux est encore

insoluble : ce qui se rencontre souvent dans la chaux du commerce. On y trouve aussi des morceaux trop cuits, ou pas assez cuits.

L'oxide de fer que contient la pierre, est aussi très-propre à exciter la fusion : aussi faut-il pour les pierres ochreuses, chauffer modérément et plus longtemps.

Les oxides de fer et de manganèse rendent la chaux meilleure, l'oxide de manganèse surtout. Souvent une pierre à chaux est blanche à la carrière ; exposée à l'air elle noircit ; elle devient même d'un beau noir velouté. C'est l'oxigène de l'atmosphère qui développe l'oxide de fer ou de manganèse, qui étoit d'abord en état d'oxide blanc : l'eau favorise singuliérement le développement de cette oxidation.

Pour que la chaux soit bonne, elle doit être sonore, dure, s'échauffer promptement et fortement avec l'eau, et donner une fumée épaisse.

Le carbonate calcaire n'est point altérable à l'air.

Ce sel n'est pas dissoluble dans l'eau pure, mais il est soluble dans l'eau chargée d'acide carbonique. C'est ainsi que la nature dissout des masses calcaires, que les eaux charient et déposent ensuite.

Lorsque, par leur exposition à l'air, les eaux perdent l'acide qui favorisoit la dissolution de la substance calcaire, il se forme des dépôts, de-là les stalactites, et les incrustations qui se forment dans les fontaines, etc. et même les couches de roches calcaires feuilletées, qui ont sans doute été tenues en dissolution.

Si ces eaux ont perdu très-vîte l'acide qui favorisoit la dissolution, il y a un précipité irrégulier ; de-là les pierres calcaires, tendres, cellulaires, peut-être même

les tufs en éponge : mais si l'évaporation de l'acide a été lente, de-là la cristallisation, les marbres, stalactites, *etc.*

Si l'on fait bouillir de l'eau acidule, tenant du carbonate de chaux en dissolution, l'excès d'acide s'évapore, et le carbonate calcaire se dépose. Ce procédé peut être employé avec avantage dans l'analyse des eaux minérales.

Si l'on verse dans une dissolution acide de carbonate de chaux, un alkali, de l'ammoniaque par exemple, on aura un précipité. Le précipité que l'on obtient ainsi, embarrasse souvent dans les analyses des eaux minérales ; car on ignore si le précipité est dû à de la chaux, ou à de la magnésie : il faut alors le vérifier. Si c'est un carbonate calcaire, que tient l'eau en dissolution, il fera effervescence avec les acides ; si c'est de la magnésie, il n'y en aura pas.

Si l'on sature de chaux l'excès d'acide carbonique, qui se trouve dans une dissolution de terre calcaire, il se formera sur le champ un précipité. Toutes ces expériences prouvent donc que la chaux n'est dissoute dans l'eau que par un excès d'acide.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique, décomposent le carbonate calcaire ; ils en dégagent l'acide carbonique avec effervescence ; les alkalis précipitent la chaux de ces dissolutions.

L'acide fluorique décompose aussi ce sel, ainsi que l'acide boracique ; mais ce dernier ne décompose pas le sel calcaire à froid.

Le carbonate calcaire aide la vitrification de quelques substances pierreuses et terreuses ; avec la terre silicée, il la fait entrer en fusion : il faut ordinairement un tiers ou un quart de silice.

Lorsque ce sel est mêlé par la nature avec une terre argilleuse, cette matière mixte porte le nom de *marne.*

La barite décompose le carbonate calcaire, mais à l'aide du calorique.

Le muriate d'ammoniaque est décomposé par ce sel; il en résulte d'une part, du muriate de chaux, et de l'autre, du carbonate d'ammoniaque, que l'on appeloit autrefois, *sel volatil d'Angleterre, alkali volatil concret.*

On fait cette opération, en distillant dans une cornue de grès un mélange d'une partie de muriate d'ammoniaque et d'une partie et demie de craie, le tout réduit en poudre et bien mêlé. On adapte à la cornue une alonge et un balon d'une grande capacité, et on lute bien toutes les jointures, ayant soin cependant de laisser une petite ouverture. On donne le feu par degrés, jusqu'à faire rougir le fond de la cornue; il faut avoir soin de refroidir les récipiens avec des linges mouillés.

Le carbonate de chaux est décomposé par la chaleur, l'acide muriatique se porte sur la chaux, et l'acide carbonique sur l'ammoniaque. Le carbonate d'ammoniaque se volatilise sous la forme de vapeurs blanches qui viennent se condenser dans le récipient, il s'y trouve cristallisé en pyramides très-applaties. L'ouverture ménagée au ballon, sert à évaluer l'excès des vapeurs qui ne se condensent point. On trouve un peu de liqueur dans le ballon; cette liqueur contient du carbonate d'ammoniaque, mais elle ne peut cristalliser parce que le carbonate d'ammoniaque se volatilise en même temps que l'eau s'évapore.

Il arrive quelquefois que l'alonge se bouche, alors on la chauffe pour faire passer les vapeurs dans le ballon.

Si le muriate d'ammoniaque contient de la suie, il en résulte une huile par la distillation, qui, dissoute dans la liqueur, permet de la faire cristalliser; on obtient alors des rhomboïdes.

Nous avons dans cette expérience une nouvelle preuve que la différence de température change les affinités; car le carbonate d'ammoniaque décompose à froid le muriate de chaux, ce qui démontre une anomalie; à chaud, le contraire arrive : le calorique tend à détacher l'acide carbonique de la chaux, et l'ammoniaque de l'acide muriatique; dès-lors il n'est pas étonnant que l'équilibre des affinités divellentes et quiescentes soit renversé de ce qu'il étoit à froid, et qu'il change ainsi totalement à chaud. *Voyez* carbonate d'ammoniaque.

Il reste dans la cornue, après l'opération, un muriate avec excès de chaux; c'est le phosphore de *Homberg*.

Suivant *Bergman*, 100 parties de ce sel sont formées de : chaux, 55; acide carbonique, 34; eau, 11.

§. XCVIII.

Carbonate de potasse.

Quand on veut combiner la potasse, et en général les alkalis, avec l'acide carbonique, on se sert de l'appareil décrit au commencement de ce chapitre; mais il faut toujours disposer l'appareil de manière que les surfaces puissent se renouveler.

Le C. *Berthollet* a indiqué un autre procédé pour préparer le carbonate de potasse. Il consiste à distiller, avec une dissolution de cet alkali non saturé, du carbonate d'ammoniaque solide, auquel la potasse enlève l'acide

carbonique ; de sorte qu'elle se cristallise dans la cornue, tandis que l'ammoniaque se dégage en gaz ou en liqueur caustique.

L'acide carbonique, quoique foible, neutralise les matières alkalines, et forme des sels; cependant les alkalis conservent avec lui la propriété de colorer encore les teintures végétales, les verdir, et gardent un peu de saveur alkaline. Ainsi l'acide carbonique n'a pas la propriété tant saturante à l'égard des alkalis et des terres, que les autres acides.

Il n'y a pas longtemps que l'on connoît le carbonate de potasse dans cet état de pureté : on le croyoit autrefois déliquescent ; on l'appeloit alkali du tartre, parce qu'on le retiroit de l'incinération du tartre du vin : quand il étoit humecté par l'air, on l'appeloit *huile de tartre par défaillance*. Cette propriété ne dépendoit que de ce que le sel fixe de tartre n'étoit pas saturé d'acide carbonique.

Bohnius a obtenu ce sel sous une forme cristalline régulière; il n'a pu expliquer le fait. *Black* et *Bergman* ont ensuite jeté un grand jour sur ce phénomène.

Comme on est maintenant parvenu à préparer ce sel de toute pièce, en combinant directement le gaz acide carbonique avec la potasse, on a reconnu la possibilité d'obtenir un sel dont les propriétés sont toutes différentes de celui dont nous venons de parler. On lui a donné le nom de carbonate de potasse neutre, pour le distinguer des autres alkalis non saturés qui existent dans le commerce.

Le carbonate de potasse neutre n'est plus caustique; il est seulement salé, laissant une légère saveur urineuse.

Ce sel est très-altérable au feu. Exposé au calorique,

il perd les $\frac{15}{100}$ de son poids, et ce qui reste est de la potasse caustique.

Si on le distille dans une cornue, on en retire l'eau de cristallisation, et son acide dans l'état aériforme. La potasse reste au fond de la cornue, retenant toujours un peu d'acide carbonique, qu'il est très-difficile de lui enlever.

Ce sel est inaltérable à l'air. Sil est en contact avec l'air sec, il se couvre bientôt d'une légère poussière blanche, qui annonce qu'il est éflorescent.

Quand on dissout de la potasse du commerce dans de l'eau, elle commence par en absorber une certaine quantité qu'elle solidifie, puis la potasse se dissout dans l'excès d'eau qu'on ajoute.

En général, lorsqu'un sel absorbe de l'eau et qu'il la solidifie, il doit naturellement se dégager du calorique, qui constituoit la liquidité de l'eau. C'est le contraire, lorsqu'il produit du froid.

L'absorption de l'eau par la potasse est véritablement une combinaison, en vertu de l'affinité, qui s'exerce; ce qui est très-différent d'une simple extension par dissolution dans un liquide; voilà pourquoi il se dégage une chaleur qui devient sensible.

Cet effet n'a lieu que sur la potasse du commerce.

Si l'on met, au contraire, un sel bien cristallisé dans l'eau, il y a constamment production de froid, car, dans ce cas, il n'y a pas d'eau à solidifier, c'est un solide qui passe à la liquidité.

Mais, si l'on emploie un sel desséché, il exerce d'abord la force d'affinité qu'il a avec l'eau, il la prend, s'en empare, et en dégage le calorique: ensuite, lorsqu'il est

saturé d'eau solidifiée, il rentre dans la classe des sels cristallisés.

Il ne faut que quatre parties d'eau froide pour en dissoudre une de ce sel : on obtient par l'évaporation et le refroidissement, des cristaux sous diverses formes ; la plus commune est le prisme carré, ou lames avec des sommets dièdres triangulaires, en sorte que la face répond à un des angles solides du prisme.

Le carbonate de potasse est décomposé par tous les acides. On peut même chasser l'acide des carbonates par des résidus acides impurs étendus d'eau, et par des résidus de distillation, tels que du sulfate acide de potasse, etc. dissous dans l'eau, l'acide carbonique se dégage toujours avec effervescence.

L'acide boracique ne décompose pas à froid le carbonate de potasse, mais en élevant la température, la décomposition a lieu.

Ce sel peut servir, comme la potasse, de fondant aux terres vitrifiables, attendu que le calorique le décompose en lui enlevant l'acide carbonique.

Si l'on prend une partie de silice et trois de carbonate de potasse, et que l'on fasse du tout une pâte, on obtiendra un verre, soit au chalumeau, soit fondu dans un creuset.

La barite, la strontiane et la chaux décomposent ce sel. Si l'on verse une dissolution de ces substances terreuses dans une dissolution de carbonate de potasse, il se forme sur le champ un précipité ; l'acide carbonique se porte sur la substance terreuse pour former un sel insoluble, tandis que la potasse reste en dissolution dans la liqueur. On pourroit préparer ainsi, par cette décomposition, la pierre à cautère, ou potasse caustique. Il faut

surtout avoir attention de faire évaporer promptement, et dans des vases d'argent, afin de l'avoir pure, et qu'elle n'absorbe pas d'acide carbonique; ensuite, on la dessèche, on la fond, et on la coule sur un marbre. *Voyez* pour les détails, potasse fondue.

Tous les sels calcaires, strontianiques, ammoniacaux, magnésiens, alumineux, donnent par l'addition du carbonate de potasse, des précipités plus abondans, qui sont des carbonates indissolubles. Il résulte des doubles combinaisons.

Il y a encore décomposition quand on verse une dissolution de carbonate de potasse dans une dissolution de nitrate ou de muriate de barite: on obtient un carbonate de barite, et la liqueur surnageante retient le nitrate ou le muriate de potasse. C'est ainsi qu'on prépare le carbonate de barite artificiel.

Les sels magnésiens ne donnent pas ordinairement le précipité à froid, lorsqu'on les mêle avec le carbonate de potasse; mais si l'on fait bouillir le mélange, on l'obtient: le même effet a lieu, si on expose le mélange à l'air, il se forme un carbonate de magnésie, que l'on peut même obtenir cristallisé. Cela donne d'excellens moyens de séparer la chaux, la barite, et l'alumine de la magnésie; car, en versant dans une dissolution de ces substances terreuses, du carbonate de potasse, on précipite d'abord la chaux en l'enlevant au sulfate, nitrate, etc., si elle se trouve combinée avec ces acides dans une liqueur qu'on a analysée; si l'on chauffe ensuite la liqueur, on obtient la magnésie.

Le carbonate de potasse contient, d'après *Bergman*, sur cent parties: potasse, 48; acide carbonique, 20;

eau, 32; suivant *Pelletier* : potasse, 30; acide carbonique, 43; eau, 17.

Le carbonate de potasse est employé en médecine, et dans les arts, dans les verreries, dans les teintures, etc.

§. XCIX.

Carbonate de soude.

On appeloit autrefois ce sel, *natrum*, *natron*, *alkali minéral*, *sel de soude*, *mephyte de soude*, *craie de soude*, etc.

Dans les arts, on retire la soude de l'incinération des plantes marines; c'est ce qui forme le carbonate de soude du commerce.

On le trouve en masse dans la terre et dans beaucoup d'eaux minérales, ce sont les eaux acidules alkalines; le Nil en laisse après ses débordemens; dans le Delta, où il est si abondant, on croit qu'il provient de la décomposition du muriate de soude à travers les couches de limon végétal et animal, et sans doute à l'aide de la potasse fournie par la décomposition spontanée des plantes.

Il paroît que le carbonate de soude natif vient du sel marin décomposé par les matières végétales et animales, et surtout par la chaux; aussi, voit-on des éflorescences de carbonate de soude aux parois des murs bâtis avec des terres coquillières, aux voûtes des ponts, et surtout aux caves près de la mer; c'est alors le muriate de soude qui se trouve décomposé par une substance terreuse.

Le plus ordinairement, la soude se tire des plantes marines par la combustion; c'est la *barille* d'Espagne qui fournit la plus belle soude.

A cet effet, on forme des amas de ces plantes salées, on creuse, à côté de ces tas, une fosse ronde qui s'élargit vers le fond, et qui a environ un mètre de profondeur; c'est dans ce foyer qu'on brûle ces végétaux : la combustion se continue sans interruption pendant plusieurs jours; et, lorsque toutes les plantes sont brûlées, on trouve une masse de sel alkali, qu'on divise en morceaux pour en faciliter la vente et le transport; c'est ce qui est connu sous le nom de pierre de soude ou soude.

On pile ensuite cette pierre, on l'expose dans une cave où elle prend de l'acide carbonique, on lessive comme pour le salpêtre, le sel marin s'en sépare, et l'on décante; enfin, on a du carbonate de soude.

La soude est à l'état caustique dans la plante; car, si l'on verse de l'acide sulfurique, ou muriatique, sur la plante pulvérisée, on obtient un sulfate, ou un muriate, sans effervescence; mais dans la combustion, le charbon même de la plante fournit l'acide carbonique, et le carbonate se compose.

Quand on veut obtenir ce sel parfaitement pur et bien cristallisé, on peut opérer comme pour le carbonate de potasse.

On le fait encore en imprégnant les parois d'un vase de dissolution de soude, et en y versant de l'acide carbonique; on le couvre d'une vessie mouillée, et, au bout de quelques heures, la combinaison est faite, la vessie est enfoncée à cause du vide qui s'est formé dans le vaisseau, et le sel neutre est déposé en cristaux réguliers sur les parois.

Ce sel a une légère saveur alkaline; il est plus neutre que le carbonate de potasse; cependant il verdit les cou-

leurs bleues végétales. Ces cristaux sont des octaèdres rhomboïdaux, dont les pyramides sont tronquées très-près de leur base.

Il perd au feu la soixante-quatrième partie de son poids sur cent. Si l'on continue le feu, il perd son acide carbonique, et devient caustique; car, à mesure que l'acide se dégage, celui qui reste est plus enveloppé, plus retenu par la soude; ce qui oblige à donner sur la fin un fort coup de feu.

Ce sel s'éfleurit à l'air, et les cristaux de carbonate de soude se réduisent en farine; c'est que ce carbonate a moins d'affinité avec l'eau que l'air. L'air chaud et sec de l'été agit vivement sur lui; cependant l'air ne lui enlève que la moitié environ du poids de l'eau qu'il contient, et c'est à remarquer; car pour lui ôter plus d'eau, il faut plus que l'action de l'air sec, il faut l'action du calorique.

Le carbonate de soude produit du froid dans sa dissolution dans l'eau. Il est aussi plus dissoluble que celui de potasse; deux parties d'eau froide suffisent pour en dissoudre une: il se cristallise par le refroidissement, mais l'évaporation lente fournit des cristaux beaucoup plus réguliers.

Le carbonate de soude bien saturé et desséché est décomposé par le phosphore. On peut voir les détails de cette expérience à l'article de l'acide carbonique.

On opère encore cette décomposition en se servant d'un autre appareil, dont voici la description: *Voyez la* planche.

A, B, C, tube de verre, de quatre à cinq millimètres de diamètre, portant une boule en A, comme celle d'un

thermomètre. On courbe le tube en B, pour éviter que le carbonate de soude, venant à fondre, ne puisse couler; on courbe aussi légérement la partie A, pour que le phosphore fondu ne coule pas. Il faut avoir soin d'enduire le tube d'un lut terreux, pour le garantir de la violence du feu. On adapte au tube un tube de sûreté D, qui va plonger sous une cloche, à l'appareil au mercure.

Les choses ainsi préparées, on introduit dans le tube A, B, C, du phosphore en A, et du carbonate de soude, desséché en B; on place le tube A, B, C, dans un fourneau, de manière que l'extrémité supérieure et celle inférieure dépassent le fourneau. Lorsque l'appareil est monté, on chauffe la partie B du tube jusqu'à ce qu'il soit légérement rouge; c'est à cette époque que l'on doit augmenter la température du phosphore. A cet effet, on passe une lumière sous la boule A, le phosphore se fond et brûle, et l'on obtient, sous la cloche, du gaz hidrogène phosphoré.

Ce sel facilite beaucoup plus la fusion des terres que le carbonate de potasse; il fait aussi un verre beaucoup moins altérable.

Si l'on verse dans une dissolution de carbonate de soude, une dissolution soit de barite, soit de strontiane, soit de chaux, on obtient sur le champ un précipité, l'acide carbonique s'empare de ces substances terreuses, et forme avec elles un sel insoluble; la soude reste en dissolution dans la liqueur. La potasse décompose aussi ce sel. Tous les acides en dégagent l'acide carbonique avec effervescence.

Rien n'est plus aisé à décomposer que les carbonates alkalins; cela vient sans doute de ce que l'acide carbo-

nique a une extrême affinité avec le calorique, et cette affinité agit dans presque toutes les expériences.

Le carbonate de soude décompose les sels calcaires, magnésiens et alumineux.

Quand on décompose un sel calcaire par le carbonate de soude, il faut faire chauffer la liqueur; sans cela, il resteroit dans la dissolution assez d'acide carbonique pour tenir en dissolution le carbonate de chaux; cet excès d'acide est chassé par le calorique.

Il en est de même pour les sels magnésiens.

D'après l'analyse de *Bergman*, que le C. *Fourcroy* a trouvé exacte, ce sel est composé : de soude, 30; acide carbonique, 16; eau, 61.

Le carbonate de soude peut être employé comme le carbonate de potasse; il est d'un usage beaucoup plus multiplié pour les manufactures de verrerie, de savon, dans les lessives, la teinture, en médecine, etc.

§. C.

Carbonate de magnésie.

On dit avoir trouvé du carbonate de magnésie natif dans des carrières en Savoie: beaucoup d'eaux minérales en contiennent aussi en dissolution; les eaux le chargent, le déposent, et il cristallise.

Il a une plus grande dissolubilité que la chaux dans les eaux acidulées, celles qui existent avec excès d'acide carbonique.

Ce sel portoit autrefois différens noms : on l'appeloit *magnésie douce ou blanche, poudre du comte de Palme, poudre de Sentinelli, poudre laxative polycreste, par Va-*

lentine, *magnésie blanche du nitre*, *magnésie de sel commun*, parce qu'on la retiroit de l'eau-mère de ce dernier sel. *Black* est le premier qui ait fait connoître ce sel.

Pour obtenir le carbonate de magnésie, on délaie une quantité quelconque de potasse dans le double de son poids d'eau froide : on la laisse exposée à l'air pendant quelques mois, si le temps le permet, pour qu'elle absorbe l'acide carbonique de l'atmosphère, et pour que la terre qu'elle contient se précipite : on la filtre, on dissout une quantité de sulfate de magnésie, égale à celle de la potasse, dans quatre ou cinq fois son poids d'eau : on filtre cette dissolution, et on y ajoute de nouvelle eau, à-peu-près quinze fois le poids du sel. On fait chauffer cette liqueur, et lorsqu'elle bout, on y verse la dissolution alkaline. Le précipité de magnésie se forme, on agite bien le mélange, et on le filtre au papier. On lave le précipité resté sur le filtre avec de l'eau bouillante, pour enlever le sulfate de potasse qui peut y être mêlé. Quand la magnésie est bien égouttée, on l'enlève de dessus le filtre, on l'étend en couches minces sur des papiers que l'on porte à l'étuve. Lorsqu'elle est desséchée, elle offre des morceaux blancs qui s'écrasent sous le doigt en une poudre extrêmement fine, et adhérente à la peau.

Si la potasse est trop saturée d'acide carbonique, une grande partie du carbonate de magnésie reste dissoute dans l'acide carbonique, il faut alors faire évaporer, l'acide carbonique se volatilise, et il se précipite du carbonate de magnésie, quelquefois même on obtient des cristaux.

On peut obtenir ce sel cristallisé ; quelquefois ce sont de petits cubes, d'autres fois de petites aiguilles très-

fines, qui présentent à la loupe des prismes à 6 ou 8 pans.

Quand on veut obtenir le carbonate de magnésie très-léger, on fait sécher les dépôts très-lentement par petits morceaux à l'ombre; c'est le dessèchement lent qui favorise la suspension des molécules, qui fait que les petits blocs conservent leur légèreté.

Sa saveur est douceâtre, fade; il paroît que ce sel a une saveur plus marquée dans les intestins, puisqu'il est purgatif.

Exposé au feu dans un creuset, ce sel perd l'eau et l'acide qui lui sont unis, et la magnésie reste pure: on l'appelle dans cet état *magnésie caustique*, quoiqu'elle ne le soit nullement; on peut en prendre un, deux, et même trois hectogrammes sans danger.

Lorsque le carbonate de magnésie est bien calciné, il ne fait plus d'effervescence avec les acides.

La médecine se sert avantageusement de la magnésie calcinée pour absorber les acides qui se développent dans l'estomac.

Si l'on calcine le carbonate de magnésie dans des vaisseaux fermés avec un appareil pneumato-chimique, on obtient l'eau et l'acide qu'il contient.

Le carbonate de magnésie n'éprouve point d'altération bien remarquable de la part de l'air; cependant il se pelotonne dans l'air humide, et il paroît être légèrement déliquescent.

L'eau ne dissout qu'une infiniment petite quantité de ce sel, mais il est beaucoup plus soluble par excès d'acide carbonique. Si l'on chauffe une dissolution de magnésie avec surabondance d'acide carbonique, elle se trouble.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique décom-

posent le carbonate de magnésie : ils s'unissent à la magnésie, avec laquelle ils ont plus d'affinité que n'en a l'acide carbonique, et ils dégagent ce dernier acide sous la forme gazeuse, ce qui constitue l'effervescence.

La barite, la strontiane et la chaux décomposent ce sel : en versant une dissolution de ces terres dans du carbonate de magnésie, on obtient un précipité assez notable, quelque petite que soit la quantité de ce sel neutre tenu en dissolution dans l'eau.

La potasse et la soude produisent le même phénomène.

L'ammoniaque se comporte différemment ; lorsqu'on l'ajoute à une dissolution de carbonate de magnésie, elle en sépare le sel effervescent. En effet, la magnésie décompose le carbonate d'ammoniaque, rend celle-ci caustique, et se dépose en carbonate de magnésie au fond de la liqueur, dans laquelle on laisse ce mélange.

Les sels neutres calcaires sont décomposés par la magnésie effervescente ; c'est en vertu des affinités doubles, que s'opère cette décomposition.

Suivant le C. *Fourcroy*, ce sel saturé contient : magnésie, 25 ; acide carbonique, 50 ; eau, 25. Celui non saturé offre les proportions suivantes : magnésie, 40 ; acide carbonique, 48 ; eau, 12. Ce sel est employé en médecine.

§. CI.

Carbonate d'ammoniaque.

On croyoit autrefois que le carbonate d'ammoniaque étoit l'ammoniaque pure.

On l'appeloit alkali volatil concret, sel volatil d'ammoniaque, et on donnoit à ce sel une grande affinité avec

la chaux dans les anciennes tables ; c'étoit une erreur ; on sait maintenant que cela n'étoit dû qu'à la présence de l'acide carbonique, que l'on n'y soupçonnoit pas, et les effets qu'il produisoit étoient attribués à l'ammoniaque.

Outre le moyen que nous avons indiqué à l'article du carbonate calcaire, on peut encore obtenir le carbonate d'ammoniaque par différens procédés ; 1°. en agitant cet alkali dans une cuve en fermentation ; 2°. en faisant passer de l'acide carbonique dans de l'ammoniaque ; 3°. en remplissant des flacons de gaz acide carbonique, et en versant quelques gouttes d'ammoniaque liquide, bien pure et bien concentrée, bientôt on aperçoit des cristaux aux parois du vase ; 4°. en combinant directement, au-dessus du mercure, le gaz acide carbonique et le gaz ammoniacal. Ces deux gaz se pénètrent tout à coup, il s'excite beaucoup de chaleur, et il se forme un sel concret sur les parois de la cloche où l'on a fait le mélange.

La saveur de ce sel est un peu urineuse et alkaline. Il verdit la teinture des violettes.

Il est très-volatil, et la moindre chaleur le sublime en entier. D'abord, il se fond par son eau de cristallisation ; ensuite, il se dessèche ; enfin, il disparoît en vapeurs.

Il s'humecte légèrement à l'air, surtout lorsqu'il n'est pas entièrement saturé d'acide carbonique.

Le carbonate d'ammoniaque n'est pas décomposé par le phosphore : cela vient de ce que la double affinité, qui favorise cette décomposition avec les alkalis, n'a pas lieu ici.

Ce sel est très-soluble dans l'eau ; il produit du froid dans cette dissolution. Deux parties d'eau froide en dis-

solvent plus d'une de carbonate ammoniacal : l'eau chaude en dissout plus que son poids.

Les cristaux de ce sel paroissent être des prismes à plusieurs faces.

Pour obtenir ce sel bien cristallisé, il y a des précautions à prendre; car, comme il est plus volatil que l'eau, si l'on évaporoit la liqueur, il se volatiliseroit. Il faut donc, pour réussir, dissoudre le carbonate d'ammoniaque dans l'eau chaude, à trente degrés : on filtre ensuite la liqueur dans un entonnoir couvert : alors, comme il est moins soluble à froid qu'à chaud, il se cristallise par refroidissement.

Les acides sulfurique, nitrique, muriatique et fluorique ont plus d'affinité avec l'ammoniaque que n'en a l'acide carbonique. Lorsqu'on verse un de ces acides sur le carbonate ammoniacal, il se produit une vive effervescence, due au dégagement de l'acide carbonique.

On peut faire cette décomposition dans un tube cylindrique ou dans une cloche, afin de reconnoître la présence de l'acide carbonique. La présence de cet acide peut être démontrée, soit en plongeant une bougie que ce gaz éteint, soit en versant, dans la cloche, de la teinture de tournesol qu'il fait passer au rouge, ou de l'eau de chaux qu'il précipite.

L'acide boracique ne décompose pas à froid ce carbonate; mais, lorsque la dissolution d'acide boracique est chaude, il se produit une effervescence très-sensible.

Cette expérience prouve que la chaleur modifie ou change les lois des attractions.

Ce carbonate est décomposé par la barite, la strontiane et la chaux.

Si l'on mêle à du carbonate d'ammoniaque de la chaux en poudre, sur le champ l'odeur ammoniacale se dégage; en ajoutant quelques gouttes d'eau, on favorise le dégagement.

On peut faire la même expérience avec l'eau de chaux. Dans ce cas, on verse de l'eau de chaux dans une dissolution de carbonate d'ammoniaque; il se fait sur le champ un précipité, et l'ammoniaque se volatilise.

Avec la magnésie, il n'y a qu'un léger précipité, parce que le mélange retient à froid assez d'excès d'acide carbonique pour tenir le carbonate de magnésie formé en dissolution; mais, si l'on chauffe la liqueur, cet excès d'acide se dégage, et le précipité se forme.

La potasse et la soude décomposent le carbonate ammoniacal, comme le font la chaux, la barite et la strontiane, en séparant l'ammoniaque pure, et en s'unissant à son acide.

Ce sel est composé, suivant *Bergman*, de : acide carbonique, 45; ammoniaque, 43; eau, 12.

Ce sel est employé en médecine; on le mêle quelquefois avec des matières aromatiques, ou des huiles volatiles; c'est ainsi qu'on prépare les flacons de sel volatil aromatique d'Angleterre.

§. CII.

Carbonate de glucine.

L'acide carbonique s'unit aussi à la glucine, même immédiatement; car lorsqu'on fait dessécher à l'air cette terre précipitée de ses dissolutions par un alkali caustique,

que, il se produit une effervescence en la dissolvant ensuite dans les autres acides.

Le carbonate de glucine est blanc, insipide, insoluble, très-léger; quelque sec qu'il soit, il n'est jamais très-pulvérulent; il est toujours mat, pelotonné, gras et doux sous les doigts. Il contient environ le quart de son poids d'acide carbonique, qu'il perd très-facilement par la chaleur; il ne paroît pas sensiblement dissoluble dans l'acide carbonique, comme le sont les carbonates de chaux et de magnésie. Il est décomposé par tous les acides et les alkalis.

§. CIII.

Carbonate d'alumine.

Le carbonate d'alumine est encore très-peu connu, et il ne paroît pas que l'acide carbonique ait une grande tendance à s'unir à l'alumine. On prépare ce sel en précipitant la dissolution d'alun par le carbonate de potasse; c'est du carbonate de magnésie et d'alumine qu'on se sert pour obtenir presque tous les sels magnésiens et alumineux qui ne se trouvent pas dans la nature.

En calcinant le carbonate d'alumine, on obtient l'alumine.

§. CIV.

Carbonate de zircone.

La connoissance de ce sel est due au C. *Vauquelin.* Ce chimiste a vu qu'en décomposant une dissolution de muriate de zircone par une dissolution d'un carbonate alkalin quelconque, la terre se précipitoit sans qu'il y eût

d'effervescence, ce qui lui a prouvé que l'acide carbonique s'unissoit à la zircone à mesure que l'alkali se combinoit avec l'acide muriatique.

On peut, en outre, s'assurer de la présence de l'acide carbonique, en chauffant le précipité dans des vaisseaux fermés; on obtient du gaz acide carbonique.

Le même effet a lieu lorsqu'on décompose le carbonate de zircone par les acides muriatique et nitrique.

D'après le C. *Vauquelin*, 100 parties de ce sel contiennent : 55,5 de zircone, et 44,5 d'eau et d'acide.

Le C. *Vauquelin* a aussi reconnu que le carbonate de zircone se combinoit très-facilement et devenoit très-soluble avec les carbonates alkalins. Il forme alors des sels triples; le C. *Fourcroy* en a énoncé trois espèces : 1°. un carbonate de potasse et de zircone; 2°. un carbonate de soude et de zircone; 3°. un carbonate d'ammoniaque et de zircone.

Tous ces sels ne sont pas encore assez connus pour les décrire.

FIN DU TOME PREMIER.

BOUILLON LAGRANGE, E. J. B.

Manuel d'un cours de chimie

Tome 2

Paris 1802

326

MANUEL

D'UN COURS

DE CHIMIE.



MANUEL D'UN COURS DE CHIMIE,

OU

PRINCIPES ÉLÉMENTAIRES,

THÉORIQUES ET PRATIQUES

DE CETTE SCIENCE.

TROISIÈME ÉDITION.

Par E.-J.-B. BOUILLON LAGRANGE, Professeur de Physique et de Chimie aux Écoles centrales de Paris, et Membre de plusieurs Sociétés savantes.

TOME SECOND.

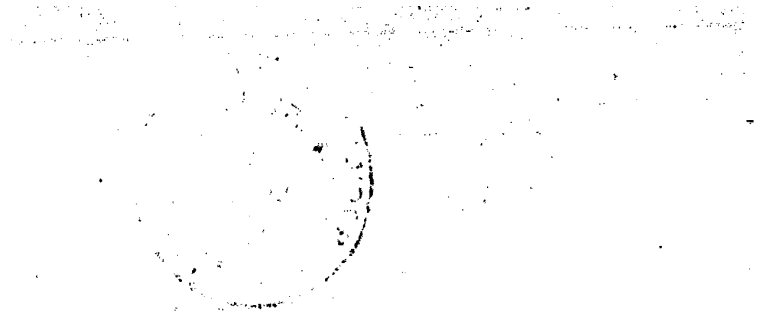
A PARIS,

Chez BERNARD, Libraire de l'Ecole polytechnique, quai des Augustins, n°. 31, au premier.

AN XI. — 1802

SOCIÉTÉ CHIMIQUE DE FRANCE
28, Rue St Dominique
PARIS
(7e)

209266



MANUEL

D'UN COURS

DE CHIMIE,

OU

PRINCIPES ELEMENTAIRES, THEORIQUES ET PRATIQUES DE CETTE SCIENCE.

TROISIÈME PARTIE.

Propriétés chimiques observées dans les métaux.

CHAPITRE PREMIER.

PARAGRAPHE PREMIER.

Division de la Chimie minérale.

La Chimie minérale se divise naturellement en trois branches :

1°. Histoire naturelle des minéraux ;

2°. Opérations chimiques et minéralogiques des minéraux ;

3°. Application aux arts, des procédés et des produits de ces opérations.

Cette division est adoptée par le C. *Guyton*, dans le cours de chimie minéralogique qu'il fait à l'école polytechnique. Le même chimiste présente aussi l'histoire naturelle des minéraux en sept articles principaux :

1°. Contemplation du globe, et de son organisation en masse ;

2°. Classification des corps qui les composent à la profondeur connue ;

3°. Leur manière d'être, position ou gissement ;

4°. Caractères sensibles et extérieurs auxquels on les reconnoît ; leurs qualités physiques et les lois d'après lesquelles ils forment des solides réguliers ;

5°. Causes connues ou probables de leur formation ;

6°. Leur altération plus ou moins ancienne, ou passage ;

7°. Leurs propriétés dans l'état actuel.

§. I I.

Contemplation du globe, et son organisation en masse.

Dans l'étude du globe on doit considérer en même temps la forme, la masse, et les différentes altérations arrivées à des périodes plus ou moins éloignées.

La terre est, comme on sait, un sphéroïde applati vers les poles. Son diamètre à l'équateur est de $\frac{1}{100}$ plus considérable qu'au pole.

On a tout lieu de croire que le centre de gravité de sa masse est le même que celui de sa figure, du moins qu'il en diffère assez peu, et que ses variations sont assez insensibles pour qu'on puisse les négliger dans les calculs soit physiques soit astronomiques. Un physicien a prétendu

que le mouvement d'un grain de sable produisoit un déplacement dans le centre de gravité. On sent tout ce qu'il y a de vrai et d'absurde en même temps dans cette assertion.

La pesanteur du globe avoit été estimée, jusqu'à ce dernier temps, 4 $\frac{1}{2}$, celle d'une masse d'eau d'un égal volume. Des expériences de *Cavendich* ont démontré l'inexactitude de cette estimation, et en ont fait substituer une sur la vérité de laquelle on peut se reposer. Il est parti de l'observation assez ancienne de la déviation du pendule auprès des hautes montagnes. Il a placé une très-longue aiguille, terminée par une boule, dans une cage de verre, afin d'intercepter tous les mouvemens étrangers à celui qu'il vouloit produire, et il a présenté, à différentes distances, et dans différentes situations, des masses de plomb à cette aiguille; il a calculé ses déviations, et en a déduit que la pesanteur spécifique de la terre étoit de 5 $\frac{1}{2}$. Ce calcul nouveau est plus important qu'on pourroit le penser, parce qu'il infirme considérablement les systèmes des géologues qui placent dans les entrailles de la terre, soit un feu austral, soit d'immenses excavations.

Que l'œil de l'homme soit supposé placé à une certaine distance, au-dessus de la surface du globe, il le verra composé d'une immense étendue de matière solide et opaque que nous appelons terre, et dont l'ensemble constitue les continens, et d'un autre espace plus immense encore, d'une matière fluide et transparente, que nous appelons mer. S'il porte plus particulièrement sa vue sur cette dernière, il la verra semée de points que nous avons appelés îles. Sur la première il verra des rivières plus ou

moins considérables, descendant des montagnes plus ou moins élevées. Sur ces montagnes il verra les deux états extrêmes de la matière, de la glace et des fluides élastiques, états dus en apparence à la même cause, qui est l'élévation au-dessus de la surface du globe; mais ce n'est, comme la physique le démontre, qu'une cause qui ne sert qu'à mettre les corps dans la dépendance des causes assez différentes pour produire ces effets extrêmes. Au pied de ces montagnes il verra des lacs, des fontaines.

La profondeur moyenne des mers est à-peu-près de 3go mètres. Les eaux, quels qu'aient été les bouleversemens du globe, n'ont donc pu couvrir sa surface qu'à la hauteur de 195 mètres; ce qui devient important pour combattre les systèmes qui leur attribuent la formation des montagnes.

Les montagnes ne nous paroissent pas formées toutes en même temps; elles portent écrits à leur surface, ou au moins dans leur intérieur, les rapports des périodes qui ont séparé leur formation : nous en distinguons de trois ou quatre ordres. Les primitives, secondaires, ternaires, etc. Ce n'est pas seulement dans ces anciennes archives de la terre, que nous lisons cette existence successive des montagnes; la nature nous en a donné, de nos jours, des preuves incontestables, dans la formation spontanée d'îles et de montagnes sorties du fond de la mer, et de cette montagne formée il y a quelque temps en Italie, par l'éruption d'un volcan.

Voilà à-peu-près l'ensemble que présente le globe à sa surface : quant à l'intérieur, les faits nous manquent absolument, et à peine avons-nous effleuré la première couche, encore l'avons-nous trouvée formée en grande

partie de substances qui frappent nos regards à l'extérieur. Nous n'avons pas même pénétré jusqu'au noyau d'une montagne granitique, pour y découvrir le secret de sa formation, la direction de leurs couches, etc. M. de *Saussure* avoit eu l'intention d'entreprendre cet important travail, mais il en a été détourné par plusieurs obstacles.

M. *Humbold* a observé que les couches des montagnes primitives, ne suivoient aucune direction que leur avoient supposé différens géologues, mais qu'elles conservoient, depuis les montagnes du nord de l'Asie, jusqu'aux extrémités de l'Apennin, un parallélisme surprenant.

Parmi les différens systêmes imaginés pour expliquer la formation du globe, il faut distinguer celui du professeur *Pallas*. Il commence par observer que la géologie, née dans ce siècle, présente une carrière qui ne sera probablement épuisée que dans quelques centaines d'années; il discute ensuite toutes les hypothèses destinées à mettre en ordre l'histoire des élémens du globe, lue jusqu'à présent d'une manière imparfaite dans les archives de sa surface; il montre l'inefficacité de chacun d'eux pour expliquer les différens phénomènes de la nature; presque tous ont été combinés par leurs auteurs, pour expliquer les phénomènes qui les avoient frappés davantage. *Pallas* n'auroit rien fait s'il se fût contenté de détruire sans édifier, ou si en élevant un systême à la place de ceux qu'il renversoit, il fût tombé dans les mêmes inconvéniens qu'il leur reprochoit. Il présente donc une hypothèse, mais qu'il ne donne pas comme démontrée. Il laisse une place pour les pierres d'attente qui seront préparées par les observations successives des géologues; il se fonde sur les observations suivantes:

1°. Toutes les grandes masses des montagnes sont formées de granits qui ne sont ni par couches, ni par filons, ni par congestion régulière; on y remarque bien des fissures, mais elles se rencontrent rarement, ce qui prouve qu'elles ne leur sont point essentielles.

2°. Le granit se trouve dans toutes les parties du globe, même sur les montagnes calcaires, dans les marais, etc. il n'est que peu altérable à l'air; il n'est point formé d'une substance homogène, mais composé de quartz, de mica, de feld-spath, dont les grains sont assez distincts, ce qui détruit à-peu-près le système de Buffon, qui veut que la terre soit le produit d'une vitrification produite par un feu dont l'activité eût dû le réduire à une masse homogène.

3°. Que la chaîne des montagnes granitiques est toujours côtoyée par une bande de montagnes schisteuses; que ce ne sont pas les schistes qui nous fournissent des ardoises, mais des substances beaucoup plus dures, composées cependant en partie d'alumine, tels par exemple que les *silex*, le *porphyre*. Ces substances contiennent à la vérité quelques corps organisés, mais en très-petit nombre, et situés de manière qu'il est à-peu-près démontré qu'ils y ont été apportés, non dès leur formation, mais par des accidens postérieurs. Ce sont ces montagnes qui sont généralement le réservoir des mines.

4°. Ces montagnes schisteuses sont elles-mêmes côtoyées par des montagnes calcaires qu'on distingue en deux classes; montagnes calcaires de première formation, et montagnes calcaires de seconde formation. Les premières sont beaucoup plus dures, contiennent peu de corps organisés; ce sont en général les marbres. Ces mon-

tagnes renferment dans leur sein les albâtres, des cavernes dans lesquelles on trouve les stalactites, stalagmites et autres concrétions pierreuses formées par le cours des eaux, et colorées par différens oxides métalliques.

5°. La quatrième classe des montagnes comprend les montagnes schisteuses de seconde formation, qu'il faut placer entre ces deux classes de montagnes calcaires, celle qui contient des ardoises, etc. *Pallas* les regarde comme le produit de la putréfaction des corps marins et des substances combustibles. Il a raisonné en cela comme géologue, mais le chimiste répugne à adopter son idée, à cause des pyrites qui y sont abondamment répandus.

6°. Les substances calcaires de la seconde formation contiennent abondamment les substances organisées qui s'y sont infailliblement introduites par des fissures.

D'après ces observations, *Pallas* montre que chaque hypothèse en particulier est insuffisante pour expliquer tous les phénomènes, mais qu'en les supposant modifiées et leurs résultats réunis, les différens accidens de la nature recevront une explication au moins satisfaisante; ainsi l'existence d'un feu central, et ses résultats, tels que les suppose *Buffon*, ne peuvent être admis : mais en supposant l'existence primitive des montagnes granitiques, la formation des montagnes calcaires au-dessus de 200 mètres, sera le produit des feux souterrains.

L'existence successive des continens est une hypothèse tout-à-fait hardie; elle demanderoit d'ailleurs des millions de siècles; mais on conçoit cependant que les eaux entraînant avec elles les débris des continens, auront pu en former de nouveaux au milieu des mers.

Ainsi un déluge universel est impossible, par des causes

physiques; mais on conçoit que certaines causes physiques ont pu déterminer la translation d'une partie des eaux, le transport et l'amoncellement des substances contenues dans leur sein.

Quant aux montagnes au-dessous de 200 mètres, elles seront produites par le *detritus* des montagnes plus élevées, entraînées et amoncelées par les eaux.

On entend par bassin d'une rivière une étendue de terrein borné par des montagnes, et dans laquelle la rivière prend sa source. On compte en France neuf grands bassins; celui de la Garonne, de la Loire, de la Seine, de l'Escaut, de la Meuse, de la Moselle, du Rhin, de la Saone et du Rhône. Il y en a beaucoup d'autres affluens.

§. III.

Distribution méthodique des minéraux.

La classification est un système suivant lequel on distribue une grande série d'objets afin d'en pouvoir mieux saisir l'ensemble, et d'en rendre par conséquent l'étude plus facile.

Depuis qu'on etudie l'histoire minérale, on en a imaginé plusieurs d'après lesquels on a classé les minéraux en s'attachant seulement à leur caractère extérieur, ce qui introduisoit une grande confusion, parce que leur nombre étant très-considérable, on manquoit d'expressions pour spécifier les nuances (plus considérables encore) de leur caractère extérieur; on admettoit encore comme caractères distinctifs et opposés des minéraux, leur effervescence avec l'acide nitrique, le feu qu'il fai-

soit avec le briquet, ce qui étoit capable d'induire en erreur, puisqu'il est plusieurs minéraux qui produisent l'un et l'autre effet.

La méthode de classification que le C. *Guyton* a adoptée, dépend du degré de composition d'un minéral, c'est-à-dire, qu'après avoir classé les corps simples suivant la méthode générale, il classe les composés suivant cette même méthode, en prenant l'ordre de la partie composante qui y domine. On objecte en vain que la chimie n'est pas assez avancée pour déterminer les élémens de tous les corps, ni celui qui y domine; mais cette difficulté, limitée tous les jours par les progrès de la science, ne doit pas faire abandonner une méthode qui a le précieux avantage de rappeler de suite les principaux composans de la matière cherchée.

Les corps sont partagés en six ordres qui sont les terres, les sels, les combustibles non métalliques, les combustibles métalliques, les matières volcaniques, les eaux. Chaque ordre se divise en classe; par exemple, dans l'ordre des terres, on distingue la classe siliceuse, la classe alumineuse, etc.

Les classes se sous-divisent en genres qui sont les différens produits des diverses combinaisons de la classe originaire.

Le C. *Hauy* a adopté, dans son Traité de Minéralogie, une nouvelle distribution méthodique des minéraux. *Voyez* le 5°. volume de son Traité.

§. IV.

De l'Usage des caractères extérieurs des minéraux.

Les caractères extérieurs peuvent servir à distinguer les classes; on reconnoît la nécessité de les employer pour établir les variétés qui peuvent se présenter dans les corps d'un même genre.

Décrire un corps, c'est exprimer les différens effets qu'il produit sur nos sens; la méthode de *Werner* est fondée sur ce principe: le citoyen *Guyton* voulant initier ses élèves dans la connoissance des substances infiniment variées qui appartiennent au système minéral, et les familiariser avec le langage approprié aux observations qui les font retrouver et reconnoître, a mis sous leurs yeux un tableau réduit des caractères extérieurs de *Werner*, qui indique l'ordre dans lequel on doit interroger les sens, et les expressions adoptées pour en consigner les jugemens; qui rappelle tous les principes de la méthode descriptive, sans surcharger de ces détails, que l'intelligence peut suppléer même avant l'habitude. (*Voyez* la table ci-contre).

Les mots *magnétisme* et *électricisme* indiqués dans le tableau, exigent quelques détails pour ceux qui n'ont point suivi de cours de physique.

Le *magnétisme* est une propriété qui appartient principalement au fer; pour la connoître, on approche d'une aiguille aimantée et mobile le corps qu'on soupçonne avoir cette propriété. La vîtesse avec laquelle l'aiguille est mue, détermine le degré de la propriété, on remarque aussi s'il possède la polarité, c'est-à-dire, s'il attire dans un sens et repousse dans l'autre.

Le C. *Hauy* distingue le magnétisme en *simple et polaire.*

1°. SIMPLE. { Attraction sur chaque pole du barreau aimanté : la *cornéenne.*

2°. POLAIRE. { Attraction sur un pole et répulsion sur l'autre : presque tous les cristaux de fer.

L'électricité est la propriété qu'ont les corps pesans, préparés convenablement, d'attirer ou repousser les corps légers qui les environnent. Ce mot dérive d'*electrum.* Le succin fut le premier corps sur lequel on fit l'observation, qu'en le frottant il attiroit les corps légers ; on divise les corps qui jouissent de la propriété énoncée, encore susceptibles de s'électriser ; 1°. par frottement ; 2°. par communication ; 3°. par le feu.

Le C. *Hauy* divise l'électricité en *passive* et *active :*

1°. PASSIVE
- par communication. { Les métaux à l'état métallique.
- par frottement..... { 1°. Vitrée : la plupart des substances terreuses ;
  2°. Résineuse : le soufre, le succin.
- par chaleur..... { Vitrée d'un côté et résineuse de l'autre ;
  La tourmaline, la mésotype.

2°. ACTIVE ou communiquée à la cire d'Espagne, à l'aide du frottement..... { 1°. Vitrée : le molybdène sulfuré ;
2°. Résineuse : la plupart des minéraux ;
3°. Nulle : le fer carburé.

Pour distinguer ces deux espèces d'électricité, on se sert d'un instrument nommé *électromètre*, composé de deux boules de moëlle de sureau, le tout enfermé dans un récipient. On approche d'abord du métal qui lie ces deux fils métalliques, un corps chargé convenablement d'électricité; ce qui produit un certain écartement dans les boules : on présente aussitôt le corps qu'on veut soumettre à l'expérience, et s'il est électrisé en plus, il produit un plus grand écartement, s'il est électrisé en moins, les boules se rapprochent.

Les cristaux ont généralement un axe d'électricité dont les extrémités sont nommées poles, l'un de ces poles est celui de l'électricité positive, l'autre est celui de l'électricité négative. Il est quelquefois intéressant de faire la distinction de ces deux poles. Pour cela, le C. *Hauy* se sert d'un fil de soie attaché à une verge métallique; on l'électrise, et on l'approche du cristal dont on veut déterminer les poles; s'il y a répulsion, c'est le pole de l'électricité positive ou vitreuse; si le phénomène contraire arrive, on en conclut que c'est le pole de l'électricité négative, de-là est venu cet axiome : les semblables se repoussent, les contraires s'attirent.

Le C. *Hauy* est parvenu par ce moyen à déterminer avec beaucoup de sagacité l'axe d'électricité de cristaux qui n'avoient guère plus de deux millimètres de grandeur.

Le borate magnesio-calcaire présente une propriété singulière que des expériences délicates ont développée. Il est cristallisé en cube ayant un décroissement angulaire et marginal. Il est électrique, et a par conséquent un axe et deux poles. Pour les déterminer, il a électrisé

un corps résineux d'une figure cylindrique entre ce corps et une aiguille métallique, très-mobile sur un pivot, et parallèle au corps; on place le cristal qui ne doit être pourtant pas assez petit pour que la direction de son axe électrique influe sur celle de l'électricité dans son passage du cylindre de résine dans l'aiguille. Il en a calculé les déviations, et a démontré que ce cristal avoit huit axes différens d'électricité, ce qui sans doute avoit influé sur sa figuration.

Les métaux que nous avons annoncés précédemment comme jouissant de la propriété conductrice, et comme la perdant par l'oxidation, acquièrent la propriété de s'électriser par frottement, lorsqu'ils se combinent avec l'oxigène.

§. V.

De l'Histoire générale des minéraux.

Après avoir considéré le globe en masse, et les différens systèmes imaginés pour expliquer sa formation, quand un minéral tombera sous la main d'un naturaliste, il ne s'occupera plus de la formation de la montagne d'où il a été tiré, mais bien de la situation du minéral dans la montagne, et de la situation de celle-ci par rapport à celles qui l'environnent. C'est ce qu'on appelle le gissement. Un minéral peu important par lui-même, le devient souvent entre les mains du naturaliste qui connoît son gissement. Il pourra expliquer différentes circonstances qui se manifestent dans sa formation, s'il connoît sa nature, l'arrangement, etc. des substances qui l'environnent.

Des causes connues ou probables de leur formation.

Ces causes peuvent être considérées comme indépendantes des grandes révolutions du globe, en admettant cependant l'existence préalable de certaines substances. Elles se réduisent :

1°. A l'action de l'eau ;

2°. Au dégagement des gaz ;

3°. Aux dépôts par couches ; ainsi les albâtres, les incrustations, les veines spathiques, ne sont que les produits de ces dépôts introduits au moyen de fissures dans les substances primitives où on les trouve : ce n'est point uniquement une théorie dénuée du secours de l'observation, qui fait établir ce principe ; cette incrustation se fait sous nos yeux, et dans un très-court espace de temps, dans les grottes naturelles et artificielles ;

4°. Aux feux souterrains produits ordinairement par la combustion des schistes pyriteux, combustion connue sous le nom d'éflorescence ; le tripoli est le produit d'une combustion de cette espèce. Il s'y trouve ainsi que dans beaucoup d'autres substances pyriteuses des débris de substances végétales, ce qui porteroit à croire que le soufre des sulfures, regardé jusqu'à présent comme une substance minérale, et même celui des sels sulfuriques natifs, étoient dus à la décomposition des substances végétales.

De leur altération plus ou moins ancienne ou passage.

Le plus frappant de ces passages est celui de la forme cristalline à la forme arrondie par le frottement, de-là ce

qu'on appelle *galet siliceux, pounding*. Le cristal de roche lui-même perd ses angles et ses arêtes.

Une autre espèce de passage remarquable est celui par lequel un cristal perd la forme cristalline qui lui est affectée par la nature, pour en prendre une autre qui n'a nul rapport. Ainsi on trouve des substances contenant autant de silice que le cristal de roche, c'est-à-dire, $\frac{99}{100}$, et qui cependant sont cristallisées, soit en crête de coq, et généralement, suivant les formes du sulfate de chaux; telles sont les substances qu'on a trouvées à Issy près Paris, soit suivant la forme du spath métastatique ou dent de cochon. Ces irrégularités de la nature doivent être attribuées aux dépôts faits par les eaux des débris du cristal qu'elle tenoit en suspension au moyen des acides ou autres substances, et qu'elles avoient reduit au degré de ténuité suffisant par un frottement plus ou moins long.

Les transsudations également produites par les substances tenues en suspension par les eaux, sont encore une espèce de passage qui expliquent un grand nombre de phénomènes de la nature. Les transsudations peuvent être intérieures ou extérieures. Il est une espèce de jaspe grossier parsemé de Calcédoine, qui a longtemps divisé les minéralogistes sur les circonstances de sa formation. Elle s'explique naturellement par le retrait de la matière homogène dont le jaspe est composé, et la transsudation intérieure de la Calcédoine.

§. VI.

Propriétés des minéraux; Essais préliminaires.

On découvre ces propriétés :

1°. Par l'analyse chimique qui confirme ou réforme le jugement porté d'après le caractère extérieur ;

2°. Par les réactifs ;

3°. Par les essais au chalumeau.

Les réactifs sont des agens chimiques tels, qu'ils soient capables de produire un effet sensible dans un instant très-court. Les acides minéraux et les alkalis sont les plus puissans ; ainsi, s'il tombe sous la main une substance dont on ignore les principes constituans, on verse dessus une goutte d'acide nitrique. S'il y a effervescence, on en conclut, non que c'étoit un carbonate de chaux, mais un carbonate quelconque. Si on soupçonne que ce soit du sulfate de chaux, on en met une pareille dans de l'eau. Si elle se dissout, on en conclut que la présomption étoit fondée. Si la substance inconnue, mouillée avec un peu d'acide sulfurique concentré, laisse dégager une vapeur acide ayant une odeur particulière, on en conclut que c'est un fluate.

Quelques substances se montrent extrêmement rebelles aux réactifs, ce sont celles qui contiennent des métaux. Si on le soupçonne, on les met en contact avec un peu d'hidrogène sulfuré, qui donne sur le champ, quel que soit ce métal combiné, une couleur noire. On distingue ensuite plus particuliérement chaque métal, soit en le faisant passer au bleu avec l'acide prussique, si

c'est du fer, soit en le faisant passer au vert par l'ammoniaque, si c'est du cuivre, etc.

Quant au chalumeau, *voyez* le 1^er^. volume, page 45.

§. VII.

Considérations générales sur les métaux.

Les anciens croyoient que les métaux étoient composés de quelques substances terreuses, combinées avec le phlogistique; de-là cette dénomination de métaux parfaits et imparfaits.

Les alchimistes avoient donné le nom de métaux solaires à tous ceux qui sont colorés, et ils appeloient métaux lunaires ceux qui sont blancs.

A l'exception de quelques-uns, les métaux se présentent rarement sous leur forme métallique; ils sont communément ou plus ou moins saturés d'oxigène, ou combinés avec du soufre, de l'arsenic, de l'acide sulfurique, de l'acide muriatique, de l'acide carbonique, de l'acide phosphorique.

La docimasie et la métallurgie enseignent à les séparer de toutes ces substances étrangères.

Presque tous les métaux peuvent se combiner les uns avec les autres, et il en résulte un ordre de composés qu'on nomme *alliage*, susceptibles d'un ou plusieurs degrés de saturation.

Quand le mercure est allié avec les métaux, on désigne le composé sous le nom d'*amalgame*.

Le soufre, le phosphore, le charbon, sont également susceptibles de se combiner avec les métaux; la première

de ces combinaisons est appelée *sulfure*, la seconde *phosphure*, et la troisième *carbure*.

Les métaux en général sont des substances simples.

On compte vingt deux espèces différentes de substances métalliques : le C. *Fourcroy* les a présentées sous cinq divisions, et les distingue en métaux ductiles, cassans, et acidifiables ; il les divise en cinq sections.

PREMIÈRE SECTION.

Métaux cassans et acidifiables, cinq espèces ; *arsenic, tungstène, molybdène, chrôme et columbium.*

DEUXIÈME SECTION.

Métaux cassans et simplement oxidables ; il y en a sept espèces ; *titane, urane, cobalt, nickel, manganèse, bismuth, antimoine* et *tellure.*

TROISIÈME SECTION.

Métaux demi-ductiles et oxidables, deux espèces ; *mercure* et *zinc.*

QUATRIÈME SECTION.

Métaux bien ductiles et facilement oxidables, quatre espèces ; *étain, plomb, fer et cuivre.*

CINQUIÈME SECTION.

Métaux très-ductiles et difficilement oxidables, trois espèces, *l'argent, l'or* et le *platine.*

SOCIÉTÉ CHIMIQUE DE FRANCE
Rue St-Dominique
PARIS

CHAPITRE I.

De l'Arsenic, de l'Acide arsenieux et de l'Acide arsenic.

PARAGRAPHE PREMIER.

Arsenic.

On trouve souvent l'arsenic natif; il est en masses noires peu brillantes, très-pesantes : il a quelquefois l'éclat métallique, et réfléchit les couleurs de l'iris. L'arsenic pur a été nommé aussi *régule d'arsenic.*

Dans sa cassure il paraît plus brillant, et semble composé d'un grand nombre de petites écailles; lorsque ces écailles sont sensibles à l'extérieur des échantillons, on les nomme alors *arsenic testacé*, ou improprement *cobalt testacé*, *arsenic écailleux.*

On prétend que le nom *arsenic* est tiré d'un mot grec, qui signifie *mâle*, et qu'il a été donné à l'arsenic à cause de la grande énergie avec laquelle agit ce métal.

Voici les espèces décrites par le C. *Haüy.*

Première; *Arsenic natif, deux variétés.*

L'arsenic natif se trouve à Sainte-Marie-aux-Mines, en France; à Freyberg, en Saxe; à Jonchimstal, en Bohême; dans le Baussa de Temeswar, en Hongrie, etc.

Deuxième; *Arsenic oxidé, deux variétés.*

L'arsenic oxidé se trouve à la surface ou dans le voisinage de certaines mines arsenicales et en particulier de celles de Cobalt.

Troisième : *Arsenic sulfuré ; première variété, Arsenic sulfuré rouge ; deuxième, Arsenic sulfuré jaune.*

L'arsenic sulfuré rouge se trouve à la bouche de plusieurs volcans, où il a été produit par sublimation, en particulier à la Solfatare, près de Naples, et à la Guadeloupe où il porte le nom de soufre rouge : il n'est pas rare de le rencontrer aussi dans la dolomie, au Saint-Gothard et dans d'autres montagnes primitives. Quelquefois il a pour gangue le quartz, la barite sulfatée, etc. Il existe dans plusieurs mines, telles que celles de Nagyag, en Transilvanie ; de Felsobanya, en haute Hongrie ; de Joachimsthal, en Bohême ; de Marienberg, en Saxe, etc.

On trouve de l'arsenic sulfuré jaune à Moldava, en Hongrie, où il accompagne un filon de cuivre pyriteux ; à Ohlalapos, en Transilvanie ; il est en globules testacées, à Thajoba, en Hongrie.

Lorsqu'il est rouge, on l'appelle *réalgal, réalgar, rizigal factice*, ou arsenic rouge.

Lorsqu'il est jaune, on le nomme *orpin*, ou *orpiment factice*.

L'orpin et le réalgar se trouvent tout formés dans certains endroits.

Le réalgar est commun dans la Chine ; on en fait des vases, des pagodes et autres ouvrages d'ornement. Les Indiens se servent de ces vases pour se purger, en y laissant séjourner pendant quelques heures, du vinaigre, ou du suc de limon.

L'orpiment est moins rare que le réalgar ; il accom-

pagne presque toujours cette substance : mais celui du commerce nous est envoyé de diverses contrées du levant en masses irrégulières, solides ou lamelleuses, d'un beau jaune citrin.

C'est en calcinant ces métaux qu'on dégage l'arsenic. Dans plusieurs endroits, on a établi de longues cheminées tortueuses, qu'enfilent les vapeurs arsenicales, et où elles s'attachent; on enlève la croûte qui se forme sur les murs ou parois de ces cheminées : et c'est-là ce qui est introduit dans le commerce sous le nom d'arsenic. C'est de l'oxide d'arsenic blanc ou acide arsenieux comme nous le verrons plus bas.

L'arsenic s'altère promptement à l'air ; il s'oxide à sa surface, et passe au noir ; chauffé avec le concours de l'air, il s'oxide très-promptement : il se réduit en vapeurs blanches, qui ont une forte odeur d'ail ; il entre en fusion, et se sublime dans les vaisseaux clos. Il est susceptible de cristalliser en tétraèdres réguliers, lorsqu'on le sublime lentement. Lorsqu'il est rouge, il brûle avec une flamme bleuâtre.

Lorsqu'on veut faire sublimer l'arsenic, on pulvérise grossièrement la quantité que l'on veut; on en remplit la moitié de la capacité d'un matras à long col : on le place sur un bain de sable, et on couvre la boule du matras jusques vers la naissance du col; on procède à la sublimation par un feu gradué, que l'on continue jusqu'à ce que tout l'arsenic soit sublimé : on laisse refroidir, et l'on casse le matras. Si le degré de feu a été suffisamment fort, l'arsenic sublimé subit une sorte de fusion; il devient transparent, et il est en masse blanche opaque, lorsque le feu a été moins fort. C'est ce que l'on connoît

sous le nom *d'oxide blanc*, appelé autrefois, *chaux d'arsenic*, *arsenic blanc.*

Si l'on expose cet oxide d'arsenic dans des vaisseaux fermés, il se volatilise à une douce chaleur, en une poudre blanche cristalline, nommée *fleurs d'arsenic.*

A cet effet, on réduit la quantité que l'on veut d'oxide d'arsenic en poudre; on en remplit la moitié, ou les trois quarts d'une cornue de verre à col très-court, et de très-large ouverture; on la place dans le bain de sable d'un fourneau; on lute un ballon au bec de la cornue, et on procède comme pour une distillation ordinaire.

L'arsenic s'élève en vapeurs, qui se condensent dans le ballon sous la forme d'une poudre blanche.

Il reste dans le fond de la cornue une matière jaunâtre, semblable à celle de l'opération précédente.

L'arsenic, dans l'état métallique, n'agit pas d'une manière sensible sur les corps combustibles; cependant, il se dissout assez facilement dans le gaz hidrogène.

Si l'on distille parties égales de phosphore et d'arsenic, en employant une douce chaleur, on obtient un sublimé brillant, noirâtre, qui brûle sur les charbons avec l'odeur mixte de l'un et de l'autre de ces corps. Il reste un résidu noir, rempli de phosphore, que l'on doit conserver sous l'eau; c'est du phosphore d'arsenic.

Cette combinaison peut encore avoir lieu sous l'eau, à la chaleur de l'ébullition. Le phosphore s'unit à l'arsenic, à mesure qu'il se fond.

L'arsenic et son oxide s'unissent très-bien au soufre. Il résulte une masse demi-transparente, très-pesante, d'une couleur jaune ou rouge, suivant les proportions de soufre, que l'on nomme oxide d'arsenic sulfuré.

Il se fait par la voie sèche et par la voie humide.

Par la voie sèche, on emploie deux parties d'arsenite de potasse et une de soufre.

On dessèche l'arsenite de potasse jusqu'à siccité, et on le mélange bien avec le soufre; on met le tout dans un petit matras qu'on place dans un creuset plein de sable au milieu des charbons : le soufre réduit en partie l'acide arsenieux, et le fait passer à l'état d'oxide d'arsenic, qui se volatilise avec le reste du soufre; il forme l'oxide d'arsenic sulfuré, qui se sublime contre les parois du matras, en rouge ou en jaune; on obtient ainsi du *réalgar ou de l'orpiment :* on pense que ces deux substances diffèrent par la quantité d'oxigène qu'on croit plus grande dans l'orpiment. On trouve au fond du matras, après avoir poussé le feu jusqu'au rouge, environ une heure et demie, et après avoir cassé le matras, du sulfate de potasse et un peu d'arsenite depotasse.

Par la voie humide, on fait bouillir de l'arsenite de potasse avec du sulfure hidrogéné de potasse, pendant environ une demi-heure : cette opération a pour objet de désoxider un peu l'acide arsenieux, pour avoir du *réalgar.* Après avoir fait chauffer, on verse un acide qui décompose en même temps l'arsenite de potasse et le sulfure hidrogéné de potasse; il y a du soufre de précipité en même temps que l'oxide d'arsenic, et ces deux corps s'unissent et donnent le réalgar : si on n'avait pas fait bouillir la liqueur on auroit eu de l'orpiment; en faisant chauffer ce dernier, il devient *réalgar.*

Lorsqu'il est rouge, on l'appelle *réalgal, réalgar, rizigal factice,* ou *arsenic rouge;* et d'après la nomenclature moderne, *oxide d'arsenic sulfuré rouge.*

Lorsqu'il est jaune, *orpin* et *orpiment factice*, ou *oxide d'arsenic sulfuré jaune.*

Comme nous l'avons dit ci-dessus, on trouve beaucoup de ces substances dans le commerce ; aussi ne s'occupe-t-on point communément dans les laboratoires, à former ces sortes de combinaisons.

On décompose ces oxides d'arsenic sulfurés par la chaux et les alcalis, qui ont plus d'affinité avec le soufre, que n'en a l'oxide d'arsenic. L'oxide d'arsenic blanc est susceptible de se réduire par le gaz hidrogène, parce que ce gaz a plus d'affinité pour l'oxigène que l'arsenic.

L'arsenic ne décompose pas l'eau.

On ne connoît pas l'action des matières salino-terreuses sur l'arsenic.

L'acide sulfurique foible a peu d'action sur l'arsenic : il faut qu'il soit concentré et bouillant ; alors la dissolution est complète : elle est transparente, mais d'une légère couleur brune. Cette dissolution fournit de l'acide sulfureux gazeux, et par le refroidissement une assez grande quantité de petits cristaux irréguliers ; c'est l'arsenic réduit à l'état d'oxide.

L'acide nitrique dissout très-bien l'arsenic, même avec vivacité ; mais il faut que cet acide soit chaud : lorsqu'il est froid, il n'a pas d'action sensible. Évaporé fortement, il forme un sel qui n'a point de forme regulière, d'après *Bucquet*. *Baumé* dit au contraire que la dissolution fournit des cristaux, dont les uns sont presque cubiques, et les autres taillés en pointes de diamans. *Walerius* dans sa Minéralogie, tome premier, page 404, dit que ces cristaux sont semblables à ceux du nitre lunaire. J'ai répété cette expérience afin de constater la nature de la substance saline.

Si l'on met une partie d'arsenic en poudre sur douze d'acide nitrique, et que l'on distille à une douce chaleur, on obtient beaucoup de gaz nitreux, et de l'acide nitrique non décomposé : on reprend alors cet acide, et on le distille de nouveau sur les matières restées dans la cornue; on obtient une poudre blanche que l'on sépare de la liqueur; on verse dessus six parties d'acide nitrique, et on distille de nouveau : on a pour résultat de l'acide arsenique.

Bayen et *Charlard* ont constaté que l'acide muriatique n'a aucune action à froid sur l'arsenic; il faut donc l'action du feu pour dissoudre l'arsenic dans cet acide, et il dégage du gaz hidrogène arsenié. *Baumé* dit qu'il se précipite une poudre jaune comme du soufre, insoluble dans l'eau.

Si l'on projette ce métal, réduit en poudre dans l'acide muriatique oxigéné, il y brûle avec une flamme blanche.

Les nitrates ont la propriété de convertir l'arsenic en acide arsenique; cet acide se combine avec la base, et forme des arseniates. *Voyez* décomposition du *nitrate de potasse par l'acide arsenieux.*

Mêlé avec trois parties de muriate sur-oxigéné de potasse, le mélange détonne très-fortement par la trituration et le choc du marteau. Il s'enflamme avec une rapidité et un éclat extraordinaires, par le contact de l'acide sulfurique concentré.

Quand on veut obtenir l'arsenic à l'état de métal, ou réduire l'oxide d'arsenic, on fait une pâte avec cet oxide en poudre, et du savon noir, ou de l'huile de lin, ou de toute autre huile tirée par expression; on introduit cette pâte dans un matras, on le place sur un bain de sable, et

on procède à la sublimation par un feu doux d'abord, afin d'échauffer les vaisseaux et de faire dissiper les vapeurs humides. On augmente ensuite le feu par degrés, jusqu'à faire rougir le fond du vaisseau. Il se sublime dans la capacité supérieure du matras, une substance presque noire. On casse le matras, on sépare la matière qui s'est sublimée; c'est l'arsenic métallique: on peut encore obtenir cette réduction par la fusion. A cet effet, on mêle une partie d'oxide d'arsenic avec deux parties de savon noir et une partie et demie de potasse. On fait fondre promptement ce mélange dans un creuset: aussitôt qu'il est fondu, on le coule dans un mortier de fer un peu échauffé et graissé; on le couvre, lorsque la matière est parfaitement refroidie: on sépare l'arsenic qui occupe sa partie inférieure, d'avec les scories; l'arsenic métal est peu usité.

Dans les arts, on s'en sert pour blanchir le cuivre et le durcir.

§. II.

De l'Acide arsenieux.

Ce que l'on appeloit autrefois *arsenic blanc*, ensuite oxide d'arsenic, est appelé maintenant *acide arsenieux*. Nous avons indiqué ci-dessus la manière de l'obtenir dans les arts.

L'acide arsenieux a une saveur très-forte et même caustique.

Si on le met sur des charbons ardens, il se réduit en vapeurs blanches qui ont une forte odeur d'ail.

Dans les vaisseaux clos, il se volatilise; et si la chaleur est forte, il se vitrifie. Il en résulte un verre transparent,

susceptible de se cristalliser en tétraèdre, dont les angles sont tronqués.

Ce verre se ternit facilement à l'air, et devient laiteux, en éprouvant une sorte d'efflorescence.

L'acide arsenieux se dissout dans l'eau avec assez de facilité. Il ne faut que quinze parties d'eau bouillante et quatre-vingt parties d'eau froide, pour en dissoudre une : par l'évaporation et le refroidissement, on l'obtient cristallisé en octaèdres, souvent aussi avec des décroissemens et diverses formes.

Cette substance participe donc des propriétés des substances salines, et diffère des autres oxides métalliques, 1°. en ce qu'elle est soluble; 2°. en ce que les oxides métalliques sont inodores et fixes; 3°. en ce que les autres oxides ne contractent pas d'union avec les métaux; 4°. en ce qu'elle s'unit aux alcalis, d'où résultent des sels que nous allons examiner.

Toutes ces propriétés doivent donc classer cet oxide au rang des acides en *eux*; c'est ce que le C. *Fourcroy* a déjà fait, puisqu'il appelle cet oxide, *acide arsenieux*.

L'acide arsenieux est un excellent fondant des matières terreuses en général; il se fixe avec la plupart de ces terres, et entraîne leur vitrification : mais tous les verres dans lesquels il entre, ont l'inconvénient de se ternir à l'air en peu de temps.

L'acide arsenieux se combine avec la potasse, jusqu'au point de saturation.

Arsenite de potasse.

Pour préparer ce sel, on met l'acide arsenieux avec la potasse dans une terrine ; il y a un peu d'effervescence si la potasse n'est pas bien privée d'acide carbonique : on chauffe pendant quelques temps, environ une demi-heure. Il faut avoir soin de mettre un petit excès d'acide arsenieux pour l'avoir bien neutre, parce qu'il y en a toujours une portion qui se volatilise pendant l'opération ; on filtre, on fait évaporer, il cristallise très-difficilement en petit filet et est déliquescent.

L'arsenic de soude se prépare de la même manière.

Arsenite de strontiane.

On le fait en versant une dissolution de strontiane dans une dissolution d'arsenite de potasse ; il y a double décomposition ; l'arsenite de strontiane est précipité, et le nitrate de potasse reste dans la liqueur ; on reconnoît l'arsenite de strontiane en le traitant par le feu ; il exhale, comme tous les autres, une odeur d'ail.

On pourroit obtenir par le même moyen l'arsenite de chaux.

L'ammoniaque dissout aussi cet acide, et on l'obtient cristallisé. Si l'on chauffe un peu, l'ammoniaque se décompose, le gaz azote se dégage, l'hidrogène s'unit à une portion de l'oxigène de l'acide, et forme de l'eau.

Toutes ces combinaisons n'ont pas encore été faites avec assez de soin pour établir les propriétés de ces sels, qui doivent être appelés *arsenites*.

L'acide sulfurique concentré et bouillant dissout l'acide

arsenieux, mais lorsque la dissolution est refroidie, l'acide arsenieux se précipite, et l'acide sulfurique ne paroît plus en retenir.

L'acide nitrique attaque plus efficacement l'acide arsenieux.

On met une partie d'acide arsenieux avec six d'acide nitrique à trente degrés dans une cornue, dont le col s'engage dans celui d'un matras; on met la cornue sur un bain de sable, et on chauffe graduellement; l'acide nitrique est décomposé en partie, l'oxigène se porte sur l'acide arsenique, il se forme de l'acide arsenique, et il se dégage des vapeurs nitreuses; il passe dans le récipient de l'acide nitrique non décomposé: on le reverse plusieurs fois pour changer tout l'acide arsenieux en acide arsenique; quand il ne se dégage plus de gaz acide nitreux, l'opération est finie, et après avoir donné un coup de feu un peu fort, pour séparer les dernières portions d'acide nitrique, il reste dans la cornue de l'acide arsenique qui est en masse blanche; mais il n'est pas pur, il contient de l'acide arsenieux; pour l'en priver, on le fait chauffer dans un creuset, l'acide arsenieux se volatilise, et l'acide arsenique reste pur; on obtient alors un verre déliquescent qui ne se volatilise qu'à une très-haute température; en le mettant avec du charbon ou un corps gras, on le réduit à l'état d'acide arsenieux, et même à l'état de métal.

Lorsque l'acide muriatique est très-concentré, il dissout, à l'aide de l'ébullition, le tiers de son poids d'acide arsenieux, et pendant le refroidissement, il s'en sépare spontanément une grande partie, mais saturée de cet acide.

Avec l'acide muriatique oxigéné, on peut obtenir l'aci-

dification complète de l'acide arsenieux, comme avec l'acide nitrique.

On ne connoît pas l'action des autres acides. *Becher*, *Stalh*, *Kunkel* et *Macquer*, se sont particuliérement occupés de l'action de l'acide arsenieux sur le nitrate de potasse. Ce dernier surtout a répété les expériences des chimistes précédens; il a examiné le résidu dont ces chimistes n'avoient pas parlé, et a découvert que c'étoit un sel neutre particulier, auquel il a donné le nom de sel neutre arsenical.

Quand on veut décomposer le nitrate de potasse, par l'acide arsenieux, on fait un melange de parties égales de ces deux substances, qu'on met dans une cornue beaucoup plus considérable que les proportions du mélange; pour éviter le gonflement qui survient, on pose la cornue sur un bain de sable, on y adapte un ballon à deux ouvertures; l'une beaucoup plus large pour recevoir le bec de la cornue, et l'autre, moins évasée, s'alonge et diminue tellement, qu'elle peut être reçue dans un tube qui, en se recourbant, diminue beaucoup de diamètre, et plonge dans une bouteille où on a mis la quantité d'eau nécessaire, suivant qu'on veut avoir l'acide nitrique plus ou moins concentré. L'appareil ainsi disposé, on lute toutes les jointures; et l'on distille à une douce chaleur.

A mesure que la vapeur nitreuse se dégage, elle passe par le tube, et se dissout dans l'eau qu'elle rencontre, il s'échappe aussi du gaz nitreux que l'on peut recueillir sous une cloche; l'eau acquiert une couleur bleue.

Le résidu de l'opération est le sel neutre arsenical de *Macquer*, ou *l'arseniate de potasse.*

On fait dissoudre cette masse saline dans une suffisante quantité d'eau bouillante; on filtre la liqueur, et l'on obtient par refroidissement des cristaux très-réguliers, en prismes tétraèdres, terminés par des pyramides triangulaires; on observe aussi beaucoup de variétés dans la figure des cristaux.

On peut aussi obtenir ce sel en suivant un autre procédé. On mêle 100 parties d'acide arsenieux avec 150 de nitrate de potasse; on met le mélange petit à petit dans un creuset rouge, parce que la matière se boursoufle, à cause de la décomposition de l'acide nitrique; quand elle n'est plus boursouflée, on bouche le creuset, et on donne un fort coup de feu. L'oxigène de l'acide nitrique se porte sur l'acide arsenieux, forme de l'acide arsenique qui s'empare de la potasse; il se dégage des vapeurs nitreuses et du gaz azote. On cesse le feu, quand il ne se dégage plus rien du creuset, et on jette de l'eau dedans : lorsqu'il est refroidi, l'arseniate de potasse se dissout; on filtre, et on fait évaporer jusqu'à pellicule, on obtient des prismes très-courts, terminés par des pyramides triangulaires, quelquefois sans prismes; mais il faut pour l'obtenir cristallisé, y ajouter de l'acide arsenique. Il est possible cependant qu'avec les proportions ci-dessus, on puisse l'obtenir cristallisé; il est employé en métallurgie comme fondant.

On décompose aussi le nitrate de soude par l'acide arsenieux.

Quand on fait cette opération, il faut y apporter les mêmes précautions que dans l'opération précédente. Les mêmes phénomènes ont lieu, et on peut se servir du même appareil. Le résidu lessivé ne fournit pas le même

sel; il cristallise en prismes hexagones, terminés par des plans perpendiculaires à leur axe; c'est *l'arseniate de soude.*

Le nitrate d'ammoniaque peut être décomposé de même par l'acide arsenieux, mais les phénomènes sont différens. Cette opération demandoit autrefois beaucoup de précaution, mais *Pelletier* a prouvé qu'on pouvoit la faire sans danger; voici son procédé.

Quand on a fait le mélange, dans les proportions décrites ci-dessus, on l'introduit dans une cornue de verre lutée, assez vaste, qu'on place dans un fourneau de réverbère, avec un ballon pour récipient. Il faut commencer par un léger degré de feu, car la décomposition est si rapide, et les vapeurs nitreuses sortent avec une telle force, qu'elles entraînent une portion d'arsenic non décomposé; mais, si on va doucement, la décomposition est plus lente : d'abord il passe de l'acide nitreux, et pour peu qu'on augmente le feu, ou qu'on le continue, il s'en dégage de l'ammoniaque; enfin, si on donne un feu trop-vif, il se sublime une portion d'oxide d'arsenic, sous la forme d'une poudre blanche, et il reste dans la cornue une masse vitreuse, qui attaque très-fort la cornue et la ronge; c'est l'*acide arsenique.*

Quand l'opération a été conduite avec les précautions indiquées, il reste dans la cornue une masse saline, que l'on dissout dans l'eau bouillante; on filtre la liqueur, et on la laisse évaporer à l'air; elle fournit des cristaux. C'est l'*arseniate d'ammoniaque.*

Nous verrons bientôt que tous ces sels peuvent être préparés en combinant directement l'acide arsenique avec ces mêmes bases, en projetant, peu à peu, dans un

creuset chauffé, le mélange. Par ce procédé, surtout si on est attentif, on prévient le gonflement ; mais il y a un inconvénient très-grand, qui est que lorsque l'acide arsenique est sans base, alors il porte son action sur l'argille du creuset ; mais, pour la décomposition du nitrate de potasse et de soude, on peut très-bien faire ces sortes de décompositions dans des creusets, surtout lorsqu'on ne cherche pas à conserver l'acide nitrique : alors, par les dissolutions et filtrations, on parvient à les priver de sel arsenical à base d'argille.

L'acide arsenieux est un poison très-violent. Les sulfures et hydro-sulfures peuvent être employés avec succès dans les empoisonnemens par l'arsenic.

§. III.

Acide arsenique.

Schèele a donné deux procédés pour obtenir cet acide ; l'un par l'acide muriatique oxigéné, l'autre par l'acide nitrique. *Voyez* acide arsenieux et la décomposition du nitrate d'ammoniaque par l'acide arsenieux.

On peut encore obtenir cet acide en décomposant l'arseniate de potasse par l'acide sulfurique.

On prend une partie d'arseniate de potasse bien desséché, on la mêle avec demi-partie d'acide sulfurique. On met ce mélange dans une cornue lutée, et on la pousse par degrés jusqu'à la faire rougir : il reste dans la cornue une masse blanche, laquelle attire fortement l'humidité de l'air. Lorsque cette matière est totalement liquide, il reste une poudre blanche qui, bien lavée, n'est plus de l'arseniate de potasse, mais du sulfate de potasse.

On peut suivre le même procédé pour décomposer l'arseniate de soude.

Toutes ces expériences nous prouvent la possibilité d'oxigéner l'arsenic, et de faire passer l'acide arsenieux à l'état d'acide arsenique. On doit concevoir aussi pourquoi l'acide arsenieux non saturé d'oxigène, ne forme point d'arseniates, et pourquoi il ne peut constituer ces sels, qu'après avoir été préalablement traité par les acides qu'il décompose, et auxquels il enlève l'oxigène à l'aide de la chaleur.

Cet acide est sous forme concrète, attirant l'humidité de l'air, d'une saveur plus forte que l'acide arsenieux, dont la pesanteur spécifique est de 3,391.

Il rougit les couleurs bleues végétales.

Si on met de l'acide arsenique dans une cornue de verre, et qu'on l'expose à un feu capable de la faire rougir, il coule transparent, et devient laiteux en refroidissant. Si l'on augmente la chaleur, au point que la cornue commence à fondre, l'acide entre en ébullition, et il se sublime au col de la cornue.

Si, au lieu d'une cornue, on se sert d'un creuset couvert, et qu'on lui fasse subir une chaleur violente, l'acide bout fortement, et commence à fumer au bout d'un quart d'heure.

Si on place le creuset sous une cloche de verre, pendant que l'acide fume, on la trouve couverte intérieurement d'une poudre blanche, qui est de l'acide arsenieux, et non de l'acide arsenique. Il reste dans le creuset un peu de verre transparent, difficile à fondre, et qui s'étend sur les parois du creuset; c'est de l'arseniate d'alumine.

Le charbon décompose cet acide. A cet effet, on fait un mélange d'acide arsenique et de charbon, il faut environ une demi-partie de charbon; on introduit le mélange dans une cornue de verre, lutée avec de la terre, et on y adapte un matras : on place la cornue dans un fourneau de réverbère, ensuite on l'échauffe par degrés jusqu'à faire rougir son fond; alors toute la masse s'enflamme avec violence, l'acide est réduit et s'élève au col de la cornue à l'état de métal, mêlé d'un peu d'oxide et de poussière de charbon. On trouve dans le récipient quelques gouttes d'eau non acide.

Avec le soufre, on a des phénomènes différens, si l'on fait digérer un mélange de six parties d'acide arsenique, et d'une partie de soufre pulvérisé, il n'éprouve aucun changement; mais, en le faisant évaporer à siccité, et le distillant dans une cornue de verre, garnie de son récipient, il se fait une combinaison violente, aussitôt que le mélange est assez échauffé, pour faire couler le soufre. Toute la masse s'élève presqu'en une fois, et forme un sublimé rouge. Il passe dans le récipient de l'acide sulfureux.

D'après *Pelletier*, on peut encore opérer d'une autre manière.

On prend parties égales d'acide arsenique, sous forme vitreuse et de soufre; on met le mélange dans un matras que l'on tient au feu pendant une heure; il s'en dégage de l'acide sulfureux très-vif : lorsqu'on ne sent plus l'acide sulfureux, on retire le matras du feu et on le casse; on trouve de très-beau réalgar sublimé.

L'acide arsenique perd sa propriété acide, lorsqu'on le met en contact avec le gaz hidrogène.

On prend de l'acide arsenique pur, on l'étend d'un peu d'eau distillée; la dissolution est transparente. On y fait passer une certaine quantité de gaz hidrogène, dégagé par l'action de l'acide sulfurique sur le fer: alors la liqueur se trouble, il se fait un précipité noirâtre, qui, bien lavé avec de l'eau distillée, représente tous les phénomènes de l'arsenic.

L'oxigène de l'acide s'est uni à l'hidrogène, et a formé de l'eau, tandis que l'acide arsenique s'est réduit: aussi trouve-t-on de l'arsenic, et quelquefois un oxide grisnoir d'arsenic.

Si, au lieu du gaz hidrogène, on emploie du gaz hidrogène sulfuré, on obtient de l'eau, et un sulfure d'arsenic.

Avec le phosphore, on obtient de l'acide phosphorique et un phosphure d'arsenic qui se sublime.

L'acide arsenique se dissout dans deux parties d'eau.

On ignore comment cet acide se comporte avec les autres acides.

Suivant *Schèele*, la barite, la chaux, la magnésie, l'alumine, forment des sels avec cet acide; mais ils sont peu connus, et peu employés. Si l'on verse de cet acide dans de l'eau de chaux, il se forme un arseniate de chaux, dissoluble dans un excès de sa base, ou dans un excès de son acide. On connoît beaucoup mieux les combinaisons de cet acide avec les alcalis.

Si l'on combine l'acide arsenique avec la potasse, on obtient un sel qui attire l'humidité de l'air, verdit le sirop violat sans altérer la teinture de tournesol. Si l'on ajoute à ce sel de l'acide arsenique jusqu'à ce qu'il ne change plus la couleur des violettes, il rougit la teinture de tournesol, et donne des cristaux très-réguliers; on

régénère le vrai sel neutre arsenical de *Macquer*, l'arseniate de potasse. Le C. *Fourcroy* le nomme arseniate acidule de potasse. *Voyez* acide arsenieux et nitrates.

Avec la soude, on produit un sel semblable à celui obtenu, en décomposant le nitrate de soude par l'acide arsenieux.

Pour obtenir l'arseniate d'ammoniaque, on combine l'acide avec l'ammoniaque, jusqu'au point de saturation. Il se fait une effervescence très-vive; on évapore ensuite la liqueur à une douce chaleur, et on la fait cristalliser.

On obtient des cristaux très-prononcés, qui ont une figure rhomboïdale, et qui, au premier coup-d'œil, ressemblent au nitrate de soude: mais ils en diffèrent, en ce que, soumis à l'action du feu dans une cornue, ils perdent d'abord l'eau de cristallisation, puis l'ammoniaque; et il reste dans la cornue une masse vitreuse, qui attire fortement l'humidité de l'air, et qui n'est que de l'acide arsenique très-pur.

Tous les arseniates alcalins sont décomposés par la chaux; il paroît que la chaux et la barite ont beaucoup plus d'affinités avec cet acide, que n'en ont les alcalis.

Parmi les sels neutres, il n'y a que le sulfate de potasse, de soude, le nitrate de potasse, le muriate de soude, et le muriate d'ammoniaque, qui soient decomposés par l'acide arsenique; mais cette décomposition n'a lieu qu'à l'aide du calorique.

L'arsenic est employé dans beaucoup d'arts, dans les teintures, pour blanchir les métaux; dans les verreries, on s'en sert de fondant, et dans les travaux docimastiques. On le fait entrer aussi dans quelques vernis.

L'orpin et le réalgar sont très-usités dans la peinture;

mais en général, l'arsenic est une de ses productions, dont les avantages ne rachètent pas les mauvais effets. Ce métal, surtout à l'état d'oxide, ou d'acide arsenieux, est un poison violent.

On donne avec avantage, aux personnes empoisonnées par l'arsenic à l'état d'acide arsenieux, du sulfure de potasse dissous dans l'eau. On peut ensuite faire usage des eaux minérales sulfureuses, mais jamais d'huile.

En outre, on peut consulter l'ouvrage de *Navier*, médecin de Châlons, 2 volumes *in*-8°. et la dissertation présentée et soutenue à l'école de médecine de Paris, par le cit. Casimir Renault

CHAPITRE III.

Du Tungstène et de l'Acide tungstique.

PARAGRAPHE PREMIER.

Du Tungstène, ou Schéelin de Werner, *de* Karsten *et du C.* Haüy, *comme un hommage rendu au savant qui a frayé la route vers la découverte de ce métal.*

On connoît trois espèces de minerai qui méritent le titre générique de tungstène; la première blanche, connue sous le nom de tungstène, pierre pesante des Suédois, tungstate calcaire des chimistes.

La deuxième, désignée sous le nom de *wolfram* par les minéralogistes. Les uns disent que ce mot veut dire écume de loup, parce que les Allemands, lorsqu'ils en jetoient dans des fourneaux, oxidoient et scorifioient les métaux, au lieu de servir à leur réduction : c'est du

tungstate de fer. D'autres font dériver ce mot de *wolf*, qui signifie *loup*, et de *ram*, ou plutôt *rham*, qui veut dire *suie*.

La troisième, mine de plomb jaune, ou *plomb jaune*.

Le C. *Haüy* désigne deux espèces de minerai.

Première; *Schéelin ferrugineux, six variétés.*

On trouve le schéelin ferrugineux à Altenberg, en Misnie; à Zinnwalde, en Bohême; à Westanfors, en Westmanie; dans la Saxe, où il accompagne les mines d'étain; et en France, dans le département de la Haute-Vienne, montagne du Puy-les-Mines.

Deuxième; *Schéelin calcaire, deux variétés.*

Le schéelin calcaire se trouve à Marienberg et à Altenberg, en Saxe; à Schonfeldt et à Zinnwalde, en Bohême; à Riddarhyttan, en Suède, etc.

Sur les charbons, cette substance décrépite et ne se fond pas. Elle a une apparence spathique.

Quand on veut la distinguer des autres substances salines natives, on en réduit en poudre, et on verse dessus de l'acide nitrique foible, ou de l'acide muriatique, et on fait digérer à une douce chaleur. On ne tarde pas à voir, surtout avec le dernier, que la poudre prend à la fin une belle couleur jaune clair.

Pour décomposer le tungstate calcaire, on connoît plusieurs procédés.

1°. On mêle une partie de tungstate calcaire avec quatre parties de carbonate de potasse, et on fait fondre le mélange dans un creuset. Lorsque la matière est refroidie,

on la met en poudre, et on verse dessus douze parties d'eau bouillante; puis on ajoute de l'acide nitrique, qui s'unit à la potasse avec laquelle il a plus d'affinité, et en dégage l'acide tungstique. On peut y repasser de l'acide nitrique qu'on évapore à siccité, et continuer ainsi jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs rouges : on est assuré pour lors qu'il est complétement oxigéné.

2°. On prend douze parties d'acide nitrique foible sur une partie de tungstate calcaire; mais on fait cette opération à plusieurs reprises. Après l'action de trois parties d'acide nitrique sur une de ce sel, *Schèele* verse deux parties d'ammoniaque caustique; la poudre que l'acide nitrique change en jaune, devient blanche par l'alcali : il répète l'action successive de l'acide et de l'alcali, jusqu'à ce que le tungstate calcaire soit tout-à-fait dissous. En précipitant l'acide nitrique employé pour cette opération, par du prussiate de potasse, et ensuite par la potasse, on obtient une très-petite quantité de prussiate de fer et de la craie : l'ammoniaque unie à l'acide nitrique, donne un précipité acide.

Dans cette expérience l'acide nitrique décompose le tungstate calcaire, en s'emparant de la chaux; et l'acide tungstique, mis à nud par cette décomposition, est enlevé par l'ammoniaque. Ce nouveau sel est ensuite décomposé par l'acide nitrique, qui a plus d'affinité avec l'ammoniaque, que celle-ci n'en a avec l'acide tungstique; comme ce dernier acide est beaucoup moins soluble que le tungstate d'ammoniaque, il se précipite à mesure qu'il devient libre, sous la forme d'une poudre blanche : on lessive cette poudre avec de l'eau distillée froide, pour avoir l'acide tungstique bien pur.

L'acide sulfurique n'a que très-peu d'action sur le tungstate calcaire; il n'en décompose qu'une très-petite partie.

L'acide muriatique agit sur le tungstate calcaire, de la même manière que l'acide nitrique; il le décompose avec la même énergie.

Le *wolfram* ou le *tungstate de fer*, est un de ces minéraux qu'un aspect équivoque a fait associer successivement à différentes espèces, avec lesquelles on leur trouvoit de la ressemblance, et qui ont été comme balancées pendant longtemps, avant de parvenir à une position fixe et durable.

Henckel dit qu'à Altenberg, en Misnie, on donnoit improprement à cette substance le nom d'antimoine.

Plusieurs naturalistes ont regardé le wolfram comme un schorl abondant en fer; d'autres faisoient du wolfram une mine de fer arsenicale: *Wallerius* l'a aussi regardé comme une espèce de manganèse; mais les expériences des C. *Delhuyar*, *Vauquelin* et *Hecht*, ont mis fin à ces variations, en prouvant que le wolfram de France renfermoit un métal d'une nature particulière, qui est le tungstène.

On tiré le wolfram des mines de Saxe, de Bohême ou de Suède. Dans plusieurs de ces mines le wolfram accompagne des cristaux d'étain, qui ont comme lui une couleur noirâtre, mais qui en diffère sensiblement.

On a aussi découvert du wolfram en France, dans le département de la Haute-Vienne, canton et commune de Saint-Léonard, montagne de Puy-les-Mines.

La couleur du wolfram est d'un noir brunâtre; il cède facilement à l'action de la lime, et prend, à l'endroit où

il a été attaqué, une teinte d'un brun légérement violet.

Sa poussière, étendue avec frottement sur le papier, y forme des taches de cette même teinte.

Il est composé de lames brillantes qui se détachent aisément par la percussion.

Sa pesanteur spécifique est considérable; elle est, d'après le C. *Haüy*, de 7,333.

Enfin, le wolfram n'est que médiocrement électrique par communication, et n'attire point l'aiguille aimantée.

Exposé au chalumeau, le wolfram est parfaitement infusible.

Mêlé avec le borax, il se dissout et forme un globule d'une couleur verdâtre.

Le phosphate de soude et d'ammoniaque forme également un globule transparent d'une couleur rouge foncé.

Pour décomposer le wolfram, nous devons aux cit. *Delhuyar* et *Vauquelin* divers procédés; 1°. par le nitrate de potasse; 2°. par le carbonate de potasse; 3°. par l'acide muriatique.

Quand on veut opérer la décomposition du wolfram par le nitrate de potasse, on projette peu à peu dans un creuset de porcelaine, rougi au feu, un mélange de trois parties de nitrate de potasse, et d'une partie de wolfram en poudre; il est nécessaire d'employer un grand creuset pour que la matière ne puisse pas en sortir par le bouillonnement considérable qu'elle éprouve de la part de l'acide nitreux qui se dégage en vapeurs rouges. Après avoir tenu la matière en fusion pendant une demi-heure, on la coule sur une plaque de fer où elle se prend en une masse d'une couleur verte, cristallisée en aiguilles à la surface: cette matière délayée dans l'eau laisse une poudre brune

insoluble; la liqueur filtrée conserve une couleur verte : pour lui enlever cette couleur, on la fait bouillir pendant quelque temps, alors elle dépose de nouveau une substance brune.

Les acides précipitent de cette liqueur transparente une poudre blanche qui est l'acide tungstique, combiné avec la potasse, et qui a retenu une certaine quantité de l'acide employé à la précipitation de cette substance.

La poudre brune que la liqueur dépose par l'ébullition, ainsi que celle qui est indissoluble dans l'eau, sont un mélange d'oxide de fer et d'oxide de maganèse.

On décompose ainsi le wolfram, en exposant au feu un mélange d'une partie de cette substance, avec deux parties de carbonate de potasse.

La liqueur que l'on obtient, est de même une combinaison d'acide tungstique et de potasse.

L'analyse du wolfram, par l'acide muriatique, est préférable, parce que l'on peut obtenir très-facilement, et sur le champ, l'acide pur; au lieu que dans les expériences précédentes, il faut, pour obtenir de l'acide pur, décomposer le sel triple que l'on obtient.

On fait bouillir pendant un quart-d'heure deux cents parties de wolfram en poudre, avec trois fois son poids d'acide muriatique; dès que la liqueur commence à s'échauffer, il se forme une poussière jaune, et la liqueur prend une couleur brune. Après le refroidissement on décante la liqueur, et on lessive le dépôt; on fait digérer celui-ci pendant quelques heures avec de l'ammoniaque qui en dissout une partie. On répète successivement sur ce résidu les mêmes opérations, jusqu'à ce qu'enfin la matière, n'éprouvant plus d'altération ultérieure, il ne reste

qu'environ six parties indissolubles. En répétant ainsi ce procédé, on parvient à décomposer entièrement le wolfram; la liqueur ammoniacale étant évaporée à siccité, et le sel qu'elle fournit calciné, on obtient une poudre jaune qui répond à cent trente-quatre parties. L'on met dans la liqueur acide, contenant le fer et le manganèse, de l'acide sulfurique, et on la fait évaporer jusqu'à siccité. On dissout dans l'eau les sulfates de fer et de manganèse; il reste sur le filtre trois parties de silice. L'on sature l'excès d'acide de la liqueur avec du carbonate de potasse; la liqueur prend une couleur brune, mais ne se trouble point: par l'ébullition, elle perd sa couleur brune, et dépose une poudre rouge. La liqueur claire et blanche, mêlée avec du carbonate de potasse, laisse encore précipiter une matière jaunâtre, composée d'oxide de manganèse et d'oxide de fer. En traitant le précipité par les moyens indiqués dans l'expérience précédente, on sépare l'oxide de manganèse.

D'après cette expérience, le C. *Vauquelin* a retiré de cent parties de wolfram: Acide tungstique calciné, 67; oxide de fer noir, 18; oxide de manganèse noir, 6,25; silice, 1,50.

Du Tungstène métal.

Lorsque ce métal est pur, il est d'un blanc gris, extrêmement dur, très-cassant et cristallisable. La lime ne l'attaque que difficilement; il n'obéit point à la force magnétique.

Le C. *Guyton* est parvenu à obtenir un culot du poids de 35 grammes bien arrondi, à une forge à trois vents,

où l'intensité du feu peut être portée à 185 degrés pyrométriques.

Il résulte des expériences de ce chimiste, que la pesanteur spécifique de ce métal est de 8,3406; que l'infusibilité et la fragilité du tungstène ne laissent guère d'espérance d'en faire des applications aux arts, quoique les mines en soient abondantes dans plusieurs de nos départemens, qu'au moyen des alliages où on le fera entrer, ou par la propriété qu'il a reconnue à ses oxides, de donner des couleurs fines, et de fixer les couleurs végétales.

On croit que ce métal s'oxide facilement à l'air. Sa combinaison avec les corps combustibles n'est pas connue; les acides n'agissent point, ou très-peu, sur le tungstène.

Si l'on fait bouillir une petite quantité de tungstène avec de l'acide muriatique, il ne se dégage pas de gaz hidrogène, et le métal ne paroît subir aucun changement.

Si l'on fait bouillir de l'acide nitro-muriatique sur le même métal, il s'oxide un peu; il se dégage des vapeurs rouges, et la couleur grise du métal est changée en un gris-blanc.

§. II.

De l'Acide tungstique.

Cet acide, comme nous l'avons dit, se trouve toujours à l'état de combinaison.

Voyez, pour la manière de l'extraire, les articles *tungstate calcaire* et *tungstate de fer*.

Traité au chalumeau dans une cuiller de platine, cet acide prend une couleur vert foncé; il devient presqu'entiérement noir sur le charbon.

Il se dissout dans le borax, sans altérer la couleur et la transparence du globule, même lorsqu'on en ajoute en assez grande quantité; cependant une très-grande dose colore enfin le borax en noir ou bleu foncé.

Le phosphate ammoniacal de soude dissout parfaitement cette matière, et forme un globule d'un bleu foncé.

Lorsque l'on calcine pendant longtemps cet acide avec le contact de l'air, sa couleur jaune devient plus foncée, et passe quelquefois au vert; en l'exposant au feu pendant plusieurs heures, dans un creuset couvert, il prend une couleur gris noirâtre.

Cet acide, ainsi calciné, n'a aucune saveur; il n'est point dissoluble dans l'eau, et infiniment peu dans les acides.

En triturant avec de l'eau l'acide tungstique, il y reste suspendu pendant longtemps, et forme une espèce de lait jaunâtre, qui ne colore point en rouge les couleurs végétales bleues.

Il ne change pas non plus de couleur, en l'exposant soit au soleil ou à l'humidité.

Les acides n'ont aucune action sur cet acide, ou du moins les altérations qu'il éprouve ne sont pas encore assez bien connues.

D'après ces expériences, le C. *Vauquelin* conclut que la substance formée par la combinaison du tungstène avec l'oxigène, ne jouit véritablement point des propriétés qu'on a jusqu'ici attribuées aux acides, puisqu'elle est indissoluble dans l'eau, qu'elle n'altère point les couleurs bleues végétales, et qu'elle n'a point de saveur sensible. Si *Schèele*, ajoute le même chimiste, l'a regardée comme un acide, c'est qu'il ne l'a jamais ob-

tenue qu'en combinaison triple, laquelle présente en effet des propriétés acides, parce qu'elle retient constamment une portion de l'acide qui a servi à précipiter l'acide tungstique de ses dissolutions alcalines.

Le C. *Vauquelin* conseille donc d'exclure cette substance des acides métalliques, et de la regarder comme un oxide de tungstène; tels que les oxides de zinc, d'étain, d'antimoine et d'arsenic, qui, comme cette substance, s'unissent aux terres, aux alcalis et à quelques autres oxides métalliques, avec lesquels ils forment des espèces de sels neutres.

Quand on veut réduire l'oxide de tungstène à l'état métallique, on introduit dans un creuset brasqué cent parties d'oxide de tungstène, mêlées avec un peu d'huile, et l'on expose le mélange, pendant deux heures, au feu violent d'un fourneau de forge. Après le refroidissement, on trouve dans le creuset une matière d'un gris noirâtre, formée d'une grande quantité de petits globules.

§. III.

Des Tungstates.

Nous avons parlé au commencement de cet article du tungstate de chaux : ce sel est natif et très-insoluble.

Tungstate de magnésie.

On mêle de l'oxide de tungstène avec du carbonate de magnésie et de l'eau; on fait bouillir le mélange pendant quelque temps, et la liqueur filtrée laisse précipiter une poudre blanche par le mélange d'un acide. On ob-

tient par l'évaporation un sel dissoluble, qui a la même saveur que les autres sels de cette nature; il est inaltérable à l'air, et il cristallise en petites paillettes brillantes.

On ignore si cet oxide se combine avec la barite et l'alumine.

Tungstate de potasse.

La potasse caustique dissout l'oxide du tungstène, même à froid; mais malgré qu'on fasse bouillir la liqueur, et qu'il reste une certaine quantité d'oxide de tungstène qui n'a point été dissout, la liqueur contient toujours un excès de potasse: on obtient par l'évaporation un sel sous la forme d'une poudre blanche, qui ne présente point de cristallisation régulière.

Ce sel a une saveur métallique et caustique; il est dissoluble dans l'eau, attire fortement l'humidité de l'air; sa dissolution dans l'eau est décomposée par tous les acides qui y occasionnent un précipité blanc, lequel est un sel triple, différent suivant la nature de l'acide que l'on a employé.

Tungstate de soude.

On traite de la même manière cet oxide, avec une dissolution de soude caustique et même du carbonate de soude. En faisant évaporer la liqueur, on obtient un sel cristallisé en lames hexaèdres alongées.

Ce sel a une saveur âcre et métallique; il est dissoluble dans quatre fois son poids d'eau froide; l'eau bouillante en dissout la moitié de son poids. Il rétablit la couleur du tournesol rougie par un acide; les acides sulfurique, nitrique, muriatique, acéteux et oxalique le décomposent

et forment un sel blanc, qui est un trisule; il est de même précipité par l'eau de chaux. L'acide phosphorique n'y occasionne aucun précipité.

Le muriate de chaux, de barite et le sulfate acide d'alumine y occasionnent un précipité blanc.

Tungstate d'ammoniaque.

L'ammoniaque dissout facilement, même à froid, l'oxide de tungstène; il résulte de cette combinaison un sel qui cristallise, tantôt en petites paillettes pareilles à celles de l'acide boracique, tantôt en petites aiguilles qui affectent la forme d'un prisme tétraèdre.

Ce sel a, comme les autres de ce genre, une saveur métallique; il est dissoluble dans l'eau, n'attire point l'humidité de l'air, et est parfaitement décomposé par la chaleur.

L'ammoniaque en se dégageant laisse l'oxide de tungstène à nud avec une couleur jaune : cent parties de ce sel contiennent soixante-dix-huit parties d'oxide de tungstène.

CHAPITRE IX.

Du Molybdène et de son acide.

PARAGRAPHE PREMIER.

Du Molybdène.

On a confondu pendant longtemps sous les noms de mine de plomb noir, plomb minéral, plombagine ou molybdène, des substances que l'analyse la plus exacte de *Schèele* a prouvé être de nature différente.

Le molybdène ne peut plus être confondu avec la mine

dont on fait des crayons pour le dessin, et qu'on appelle plombagine. Les différences qui les caractérisent sont assez saillantes pour qu'il ne reste plus aucun doute.

Le molybdène est composé de particules écailleuses, plus ou moins grandes, peu serrées les unes contre les autres : il est doux et gras au toucher, tache les doigts et laisse des traces d'un gris de cendre; il a un aspect bleuâtre qui approche beaucoup de celui du plomb; les traits qu'il laisse sur le papier ont un brillant argentin, tandis que ceux de la plombagine sont d'une couleur plus sombre, plus matte, la poussière en est bleuâtre; il donne à la calcination une odeur de soufre : le résidu est une terre blanchâtre. L'acide nitrique et l'acide arsenique sont les seuls qui l'attaquent; il se dissout avec effervescence dans la soude, au feu du chalumeau; il fait détonner le nitrate de potasse, et le résidu est rougeâtre.

Exposé à la flamme du chalumeau, dans une cuiller, il laisse échapper une fumée blanche.

On a trouvé le molybdène en Islande, en Suède, en Saxe, en Espagne et en France; celui d'Islande se trouve par lames dans du feld-spath rouge, mêlé de quartz.

Guillaume Bowles dit avoir trouvé du molybdène près du hameau le Réal de Monasterio; il est dans les bancs de grès, mêlé quelquefois de granit.

Cette substance se présente sous deux états, sous celui de sulfure et d'acide.

Le C. *Haüy* en fait une espèce unique.

Molybdène sulfuré, sulfure de molybdène. Il en décrit trois variétés, prismatique, trihexaèdre, lamellaire.

Le sulfure de molybdène est indestructible dans des vaisseaux clos, et très-réfractaire.

Quand on veut pulvériser le sulfure de molybdène, il faut jeter dans le mortier un peu de sulfate de potasse; on lave ensuite la poudre avec de l'eau chaude qui emporte le sel.

L'acide muriatique n'a point d'action sur le sulfure de molybdène; mais il n'en est pas de même de l'acide nitrique. Celui-ci l'attaque avec force, et, lors de l'action, il se dégage une très-grande quantité de vapeurs rouges, et le sulfure de molybdène est changé sur le champ en une poudre blanche. Il faut environ trente parties d'acide nitrique, sur une de sulfure de molybdène; on distille à plusieurs reprises : on peut chaque fois employer six parties d'acide. Lorsque tout l'acide est employé, et que l'on n'aperçoit plus de vapeurs, on retire la poudre blanche restée dans la cornue; on la lave avec un peu d'eau distillée, pour la débarrasser des dernières portions d'acide sulfurique qui pourroient y adhérer : il est même nécessaire, avant de la laver, de la chauffer légérement dans un creuset. L'oxigène de l'acide nitrique se porte sur le molybdène et sur le soufre; il transforme l'un en oxide métallique, et l'autre en acide sulfurique. C'est ce moyen qu'il faut employer quand on veut obtenir l'acide molybdique.

L'acide molybdique, obtenu par la calcination, ou par l'action de l'acide nitrique, est irréductible quand on le traite avec le flux noir, l'alcali, le charbon, ou les autres fondans salins; cependant, si on ajoute de l'oxide de plomb ou de cuivre, les métaux qui en résultent sont alliés d'une portion de molybdène, qu'on peut en séparer.

L'oxide de molybdène, empâté d'huile et desséché au feu, mis dans le creux d'une brasque, et poussé à un feu

violent pendant deux heures, on trouve la substance agglutinée, noire, se brisant facilement sous les doigts, ayant le brillant métallique; vu à la loupe, on y aperçoit des petits grains arrondis, et d'une couleur métallique grisâtre. C'est là le vrai métal de molybdène.

Le molybdène se calcine et passe à l'état d'oxide plus ou moins blanc.

Il détonne avec le nitre, et le résidu est un oxide de molybdène mêlé à l'alcali.

L'acide sulfurique bouillant oxide le métal, et il se dégage de l'acide sulfureux.

L'acide nitrique le convertit en un oxide blanc acide.

Traité avec les alcalis, par la voie sèche, ceux-ci en dégagent du gaz hidrogène, et le résidu n'est plus que le molybdène à l'état d'oxide combiné à l'alcali.

Il s'allie avec les métaux de diverses manières. Son alliage avec le fer, le cuivre et l'argent, est très-friable.

Enfin, traité avec le soufre, il régénère le minéral de molybdène, sulfure de molybdène.

§. II.

De l'Acide molybdique.

M. *Klaproth* a retiré cet acide d'une mine de plomb jaune.

Pour l'obtenir artificiellement, il y a quatre procédés:

Le premier consiste à oxider le sulfure de molybdène par le feu et l'air; à cet effet, on met dans un creuset du sulfure de molybdène, on le recouvre d'un autre creuset, et l'on chauffe. Il se sublime une matière blanche, quelquefois cristallisée; c'est de l'acide molybdique.

Le second procédé est de traiter le sulfure par l'acide nitrique. *Voyez* le paragraphe précédent.

Le troisième consiste à distiller du sulfure de molybdène avec de l'acide arsenique. Il se sublime de l'arsenic et du sulfure d'arsenic; il passe de l'acide sulfureux, et il reste dans la cornue de l'acide molybdique concret.

Le quatrième est de projeter dans un creuset trois parties de nitrate de potasse et une partie de sulfure de molybdène bien pulvérisés et mêlés ensemble auparavant. Il résulte une masse rougeâtre composée d'oxide de fer, de sulfate de potasse et de molybdate de potasse. On lessive cette masse dans l'eau, l'oxide de fer seul reste; on évapore la dissolution, et l'on obtient le sulfate de potasse cristallisé. On verse ensuite dans la liqueur qui refuse de cristalliser, de l'acide sulfurique; il se forme un molybdate avec excès d'acide molybdique qui se précipite. On voit donc que ce procédé ne peut être employé pour avoir l'acide molybdique pur, et que l'on doit préférer le second procédé.

Cet acide est blanc; il laisse sur la langue une saveur sensiblement acide et métallique. Sa pesanteur spécifique est, suivant *Bergman*, à celle de l'eau pure :: 3,460 : 1,000.

Il n'éprouve aucune altération à l'air. Il ne se sublime que par le concours de l'air. Il colore d'un beau vert le phosphate natif. Au chalumeau, il se volatilise en une fumée blanche, qui se condense en cristaux aiguillés, et il se fond en partie sur les parois du creuset.

Si on le traite à la distillation avec trois parties de soufre, on régénère le sulfure de molybdène.

Il se dissout dans cinq cent soixante-dix parties d'eau à une température moyenne.

Il décompose les dissolutions de savon, précipite les sulfures d'alcali.

La dissolution de cet acide devient bleue, et prend de la consistance par le froid.

L'acide molybdique se dissout en grande quantité dans l'acide sulfurique concentré à l'aide de la chaleur; cette dissolution prend une belle couleur bleue et s'épaissit par le refroidissement. On fait disparoître ces deux phénomènes en la chauffant, et ils reparaissent à mesure que la liqueur refroidit : si l'on chauffe fortement cette combinaison dans une cornue, l'acide sulfurique se volatilise, et l'acide molybdique reste sec au fond de ce vaisseau.

L'acide nitrique n'a nulle action sur l'acide molybdique.

L'acide muriatique en dissout une quantité considérable à l'aide de l'ébullition : si on distille la dissolution, on a un résidu d'un bleu obscur; en augmentant la chaleur, il s'élève un sublimé blanc, mêlé d'un peu de bleu : ce qui passe dans le récipient, est de l'acide muriatique oxigéné. Il est facile de concevoir que dans cette opération l'acide muriatique enlève une portion d'oxigène à l'acide molybdique, et qu'une portion de cet acide passe à l'état d'oxide de molybdène.

L'acide molybdique décompose, à l'aide de la chaleur, les nitrates et les muriates alcalins, en dégageant leurs acides, et il forme avec leurs bases des sels neutres, dont *Schèele* n'a point examiné toutes les propriétés.

Cet acide dégage aussi l'acide carbonique des trois alcalis, et forme des sels neutres avec leurs bases.

Les expériences de *Schèele* nous prouvent que l'alcali fixe rend l'acide molybdique plus soluble dans l'eau; que

ce sel empêche cet acide de se volatiliser par la chaleur; que le molybdate de potasse se précipite par refroidissement en petits cristaux grenus; qu'on peut le séparer de son dissolvant par les acides sulfurique et muriatique.

L'acide molybdique décompose le nitrate et le muriate de barite. Le molybdate de barite est dissoluble dans l'eau.

Il décompose en partie le sulfate de potasse par une forte chaleur.

Cet acide dissout plusieurs métaux, et prend une couleur bleue à mesure qu'il leur abandonne une portion de son oxigène.

CHAPITRE V.

Du Chrôme et de l'Acide chrômique.

PARAGRAPHE PREMIER.

Du Chrôme.

Ce métal, découvert par le C. *Vauquelin*, se trouve à l'état d'acide dans le plomb rouge de Sibérie, à l'état d'oxide dans l'émeraude et dans le plomb vert qui accompagne le plomb rouge.

On a cru devoir tirer le nom de ce nouveau métal de ses principales propriétés distinctives.

Le C. *Pontier* a trouvé dans le département du Var, à la Bastide de la Carrade, près Gassin, une substance en masse irrégulière, d'un brun foncé, ayant un éclat métallique et une dureté moyenne. Ce minéral avoit été analysé par le C. *Tassaert*; mais le C. *Vauquelin* en a fait une nouvelle analyse; il y a trouvé quatre substances:

1°. de l'acide chrômique, 43; 2°. de l'oxide de fer, 34,7; 3°. de l'alumine, 20,3; 4°. de la silice, 2.

Il pense que l'on doit regarder ce minéral comme un chrômate à double base, (le fer et l'alumine) lequel est mêlé accidentellement à la silice.

Ce chimiste indique les usages auxquels le fer chrômaté pourroit être employé dans les arts; il pense qu'il pourra être employé avec succès dans les manufactures de porcelaine, pour les verts, depuis la nuance de l'émeraude, en l'employant par jusqu'au vert serin, en le mêlant au plomb ou à l'antimoine. Le vert qu'il donne, lorsqu'il est seul dans un vernis, est beaucop plus beau et plus solide que ceux que fournissent le cuivre ou les mélanges de cobalt, de plomb et d'antimoine.

Il sera également employé dans les verreries pour le même usage; il donnera au verre toutes les nuances de vert possibles.

Il ne sera pas moins utile à ceux qui s'occupent de la fabrication des cristaux colorés, pour imiter les émeraudes; à cet égard on n'aura rien à desirer pour les nuances et la beauté des couleurs, puisque c'est cette substance qui colore les véritables émeraudes.

On pourra de même le faire servir à la peinture en séparant son acide du fer, et en le combinant ensuite à divers oxides métalliques, par la voie des doubles affinités: on peut en tirer des couleurs belles et solides; son oxide vert pourra être aussi employé au même objet.

Les combinaisons du chrôme avec l'oxigène donnent un oxide vert, ou un acide rouge, suivant les proportions de ce principe, et ces substances communiquent leur couleur à toutes les combinaisons où elles entrent;

le nom de chrôme, qui signifie couleur, convient donc parfaitement à cette substance.

Pour obtenir cet acide, on fait bouillir le plomb rouge, réduit en poudre, avec deux parties de carbonate de potasse; le plomb se combine avec l'acide carbonique de la potasse; l'alcali se trouve ensuite uni à un acide particulier qui lui donne une couleur jaune-orangée, et la propriété de fournir des cristaux de la même couleur. Cette nouvelle combinaison est ensuite décomposée par les acides minéraux; et en faisant évaporer la liqueur dans laquelle on a opéré la décomposition, on obtient: 1°. le sel formé par l'acide minéral ajouté; 2°. l'acide du plomb rouge, sous la forme de prismes alongés, d'une couleur de rubis.

Une autre méthode, dont l'exécution n'est pas moins facile que la précédente, consiste à mettre sur une partie de plomb rouge, réduit en poudre, autant d'acide muriatique concentré, étendu d'une même quantité d'eau; il se forme du muriate de plomb qui se dépose sous la forme de cristaux blancs, et la liqueur prend une très-belle couleur orangée. Lorsqu'on a employé des proportions convenables d'acide, d'eau et de plomb, l'on peut, en faisant évaporer la liqueur à une chaleur douce, et sans le contact de la lumière, obtenir des cristaux d'acide de couleur de rubis: si l'on a employé une trop grande quantité d'acide, d'un acide concentré, et surtout si l'on a opéré à chaud, au lieu d'un acide rouge, on obtient une liqueur verte foncée, qui est alors une combinaison de l'oxide du métal nouveau avec l'acide muriatique.

L'acide sulfurique décompose aussi le plomb rouge en s'emparant de l'oxide; mais ce moyen n'est pas aussi

bon pour en extraire l'acide, parce que, pour peu qu'on en ajoute plus qu'il ne faut, il est fort difficile de l'en séparer.

L'acide nitrique ne fait subir aucun changement à la nature du plomb rouge.

Pour réduire cet acide à l'état métallique, on prend soixante-douze parties d'acide chrômique, on le met dans un creuset de charbon, que l'on place dans un autre creuset de porcelaine rempli de poussière de charbon; on place l'appareil dans un fourneau de forge, et on le chauffe pendant une heure à l'action d'un feu très-vif. On trouve ensuite, dans le creuset de charbon, une masse métallique d'un gris-blanc, formée d'aiguilles entrelacées les unes dans les autres. De soixante-douze parties, le C. *Vauquelin* a obtenu quarante-trois parties de métal.

Ce métal est très-fragile, infusible, fixe, et cristallise en aiguilles.

Exposé à la chaleur du chalumeau, il se recouvre d'une croûte lilas, qui devient verte en refroidissant.

Chauffé au même appareil avec du borax, il ne se fond pas; mais une partie, après s'être oxidée, se dissout dans ce sel, et lui communique une très-belle couleur verte.

Les acides n'ont sur lui qu'une très-foible action. L'acide nitrique est le seul qui lui fasse subir un changement remarquable; en distillant cinq à six fois de suite, jusqu'à siccité, vingt parties de cet acide concentré, sur une du métal, on le convertit en une poudre jaune-orangée, qui commence par être verte.

Cette poudre a toutes les propriétés de l'acide chrômique.

§. II

De l'Acide chrômique.

L'acide chrômique a une couleur rouge-orangée, une saveur piquante et métallique; il est très-dissoluble dans l'eau, et sa dissolution évaporée à une chaleur douce, ou spontanément à l'air, cristallise en petits prismes alongés, qui ont une couleur rouge de rubis.

Si l'on mouille un papier de cet acide, et qu'on l'expose pendant quelques jours aux rayons du soleil, il prend une couleur verte, qui ne change point dans l'obscurité.

Une lame de fer, d'étain, mise dans la dissolution de cet acide, lui fait prendre la même couleur.

L'éther, l'alcool, bouillis quelques instans avec cette substance, produisent le même effet.

L'acide muriatique, chauffé dans une cornue avec cet acide, soit solide, soit dissous, produit une vive effervescence; il se forme beaucoup d'acide muriatique oxigéné, et la liqueur prend une belle couleur verte foncée.

Cet acide, mêlé avec une dissolution d'hidro-sulfure de potasse, est précipité sous la forme de flocons d'un brun verdâtre.

La dissolution aqueuse du tannin le précipite en flocons d'une couleur brune-fauve.

Chauffé au chalumeau, sur un charbon, il bouillonne, et laisse une matière verte infusible.

Fondu avec le verre phosphorique et avec le borax, il communique aux perles vitreuses qui en résultent, une très-belle couleur verte d'émeraude.

DES CHRÔMATES TERREUX.

§. III

Chrômate de barite.

L'acide chrômique s'unit facilement à la barite; il forme avec cette terre un sel très-peu soluble dans l'eau; car, en versant dans une dissolution de cette terre de l'acide chrômique liquide, il se forme un précipité d'une couleur jaune-citrine pâle; cependant, ce sel n'est pas entiérement insoluble, car la liqueur conserve encore une légère couleur jaune, quoique les deux principes du sel soient réciproquement saturés.

Ce sel pulvérulent n'a pas de saveur sensible.

Il est décomposé par les acides minéraux; il donne de l'air vital au feu, et il reste à l'état d'une masse terreuse d'une couleur verte.

§. IV.

Chrômate de chaux.

Le sel formé par la combinaison de la chaux et de l'acide chrômique, ne diffère de celui de barite que par moins de dissolubilité, par des affinités et proportions différentes dans ses principes.

Au feu, et avec les acides, il se comporte de la même manière que le sel formé par la barite et cet acide.

On n'a point encore examiné les autres combinaisons terreuses.

§. V.

Chrômates alcalins.

Le procédé le plus simple pour préparer ces sels, consiste à faire bouillir, sur une partie de plomb rouge réduit en poudre fine, deux parties de ces alcalis unis à l'acide carbonique, avec quarante parties d'eau; par ce moyen, il s'établit une double affinité, en vertu de laquelle il se forme du carbonate de plomb qui tombe au fond, et une combinaison de l'acide du plomb avec l'alcali dont on s'est servi, combinaison qui, étant soluble, reste dans l'eau.

La couleur des combinaisons de l'acide avec les alcalis, est d'un jaune-citron; celle avec l'ammoniaque, est sous la forme de lames jaunes, qui ont le brillant et le reflet métallique de l'or.

Leurs dissolutions donnent des cristaux qui ont à peu près la même nuance, seulement un peu plus foncée.

Ces sels sont décomposés par la barite, la chaux et la strontiane.

Les acides minéraux les décomposent aussi, mais d'une manière inverse.

Ces sels donnent, par l'action du feu, du gaz oxigène, et leur résidu est sous la forme d'une masse verte : il faut cependant en excepter celui d'ammoniaque, dont la base est en partie décomposée par l'oxigène de l'acide; et il laisse dans la cornue un oxide vert pur, parce que la portion d'ammoniaque non décomposée se volatilise.

Ces sels décomposent, par une double affinite, les sels calcaires, baritiques, magnésiens, alumineux.

CHAPITRE VI.

Du Columbium.

Le minéral dans lequel ce métal a été découvert, fut envoyé à Kaussloane, par M. *Winthrop*, de Massachusett, parmi des mines de fer.

Ce minéral est lourd et de couleur gris foncé, ayant l'apparence du chrômate de fer.

Les acides, nitrique, muriatique et sulfurique, n'agissent que très-foiblement sur ce minéral; c'est cependant l'acide sulfurique qui produit le plus d'effet, et il dissout un peu de fer.

On le décompose avec le carbonate de potasse et l'acide muriatique, que l'on fait agir alternativement. L'acide carbonique est chassé, l'acide muriatique s'empare du fer, et la potasse se combine avec l'acide du métal; on l'en sépare par l'acide nitrique que l'on peut mettre en excès; et il se forme un précipité blanc, floconneux et abondant, qui est l'acide du métal. Le minéral contient plus des trois quarts de son poids de cette matière combinée avec le fer. Le précipité est insoluble dans l'acide nitrique bouillant, et conserve sa blancheur parfaite. L'acide muriatique bouillant le dissout lorsqu'il a été récemment séparé de la potasse, il est aussi dissoluble dans l'acide sulfurique fortement chauffé.

Ces solutions acides, lorsqu'on les sature par les alcalis, donnent des précipités blancs floconneux : le prussiate de potasse donne un précipité vert-olive, et la teinture de noix de galles, un précipité foncé, couleur orangée;

l'eau même ajoutée en abondance aux solutions dans l'acide sulfurique, précipite la substance à l'état de sulfate, qui, en se desséchant, passe du blanc au bleu, et devient finalement gris. Le zinc forme un précipité blanc.

Le précipité blanc se combine avec la potasse et la soude, tant par la voie sèche que par la voie humide. Il chasse l'acide carbonique, et forme avec la potasse un sel en écailles brillantes, qui ressemble beaucoup à l'acide boracique.

Les acides le séparent des alcalis fixes; et lorsqu'on les met en excès, ils ne le dissolvent qu'à l'aide de la chaleur; et même dans ce dernier cas, l'acide nitrique demeure sans effet. On observe des résultats analogues quand on ajoute aux solutions acides des alcalis en excès.

Si l'on verse sur les solutions alcalines de cette substance, l'hidro-sulfure d'ammoniaque, on a un précipité couleur de chocolat. L'ammoniaque ne se combine pas avec le précipité blanc.

Quand on ajoute aux solutions alcalines le prussiate de potasse, ou la teinture de noix de galles, il n'y a point d'effet jusqu'à ce qu'on verse un acide sur le tout; alors on obtient les précipités vert, olive et orange, dont il a été question ci-dessus. Les solutions acides et alcalines sont sans couleur.

Le précipité blanc ne se combine pas avec le soufre par la voie sèche.

Uni par la fusion au phosphate d'ammoniaque, il forme un verre de couleur bleue tirant sur le pourpre.

Il rougit le papier teint en bleu, par le tournesol.

Il paroît très-difficile à réduire, ou à obtenir en régule.

D'après ces propriétés, cette substance paroît être un

métal acidifiable, différent des métaux connus. On l'a désigné sous le nom de *Columbium*, relatif à la contrée du globe, d'où provenoit l'échantillon qui a été examiné. M. Hatchett est l'auteur de cette découverte.

CHAPITRE VII.

Du Titane.

La substance dont on extrait le titane est un schorl rouge qui se trouve principalement en Hongrie. On l'a trouvé depuis en plusieurs endroits, en Bretagne et dans le canton de Saint-Yriez, département de la Haute-Vienne.

La couleur de schorl rouge de France, est dans quelques échantillons d'un rouge clair, à-peu-près comme celui de l'argent rouge, et d'un rouge foncé dans quelques autres. Il se rencontre à la surface du sol, sous la forme de petites masses, grosses au plus comme le pouce, dont la plupart ont été roulées et usées à la surface. Quelques-unes conservent quelquefois une forme cristalline régulière. Sa dureté est très-considérable; il raie le verre, et se réduit très-difficilement en poudre. Les éclats qui s'en détachent par le choc, sont très-brillans, et présentent des surfaces très-polies.

Cet oxide, fondu avec l'émail, donne à la porcelaine un jaune de paille pur et uniforme. On s'est servi pendant longtemps à la manufacture de Sèvres, de ce schorl, ou oxide de titane, pour colorer la porcelaine en brun.

Lorsque l'on mêle du schorl rouge avec du carbonate de potasse, le schorl enlève à la potasse une certaine quantité d'acide carbonique.

Pour faire cette expérience on prend cent parties de schorl rouge réduites en poudre fine; on les fait fondre dans un creuset avec six cents parties de carbonate de potasse. La masse acquiert une couleur verdâtre. Si l'on délaie cette masse fondue dans l'eau bouillante, elle dépose une poudre blanche légérement rosée.

Cette substance ne diffère du schorl rouge que par la présence de l'acide carbonique, et par une plus grande quantité d'oxigène; c'est donc un carbonate de titane.

Pour réduire cet oxide, on prend du carbonate de titane, préparé ci-dessus; on en forme une pâte avec l'huile de poisson; on place le mélange au milieu d'une brasque de charbon en poudre fine, et d'un peu d'alumine; on soumet le tout pendant une heure et demie à l'action d'un feu violent: on obtient une substance noirâtre, boursouflée, dont quelques points ont une couleur métallique rougeâtre.

Les acides ont une action marquée sur ce métal.

Si l'on fait bouillir pendant longtemps une petite quantité de titane métallique avec de l'acide nitrique pur, il n'y a pas d'action très-marquée entre ces deux corps. Cependant, les points brillans et métalliques qu'offre cette matière, disparoissent, et sont remplacés par une matière blanche.

Avec l'acide nitro-muriatique, il se forme une poussière blanche qui s'étend dans toute la liqueur. La surface du titane se couvre également d'une pellicule blanche.

Avec l'acide sulfurique, dès que l'ébullition commence, il se dégage des vapeurs d'acide sulfureux, et la matière se change en poussière blanche, dont une partie reste en dissolution dans l'acide sulfurique.

Quoiqu'on ne soit pas encore parvenu à fondre et à réduire complétement la matière du schorl rouge, cependant, ceux qui examineront avec attention les expériences de *Klaproth* et des C. *Vauquelin* et *Hecht*, seront forcés de conclure que le schorl rouge est un métal particulier uni à l'état d'oxide par la nature, dont les propriétés générales doivent le faire placer parmi les métaux cassans et oxidables.

CHAPITRE VIII.

De l'Urane.

Ce métal a été découvert par *Klaproth*. Il l'a nommé *uranium*, dérivé d'un mot grec qui signifie *ciel*.

On ne l'a point encore trouvé natif.

Klaproth a retiré ce métal d'une espèce de minerai qui se trouve dans la mine de *Georges Wagsfort*, à Johan-Georgenstadt.

Le C. *Haüy* en distingue deux espèces.

Première; *Urane oxidulé, une variété : Urane oxidulé amorphe.*

Deuxième; *Urane oxidé, six variétés.*

On trouve de l'urane oxidé à Eibenstock et à Johann-Georgenstadt, en Saxe; Saska, en Hongrie, etc. Sa gangue est tantôt l'urane oxidulé, tantôt le quartz, tantôt une argille ferrugineuse.

Le C. *Champeaux*, ingénieur des mines, a donné un précis historique sur la découverte de l'urane oxidé en France. Il résulte que l'urane oxidé est à Saint-Sympho-

rien, en morceaux assez volumineux, situé dans une colline jointe à la chaîne de montagnes qui borde au sud-ouest une partie de la vallée où coule la rivière de *Mesvrain*.

L'urane oxidé remplit plusieurs veinules ou fissures extrêmement minces, situées dans la roche feld-spathique dont la montagne est formée.

L'oxide d'urane se trouve le plus souvent dans les fissures, sans aucun mélange de substances étrangères; quelquefois il est mélangé avec un peu de roche.

L'oxide d'urane de Saint-Symphorien ne présente aucune cristallisation régulière; quelquefois il est formé de faisceaux groupés, lesquels sont composés de lames carrées, divergentes entr'elles à-peu-près comme les feuillets d'un éventail; mais le plus souvent on le trouve en petites lames réunies irrégulièrement, et composant des espèces de réseaux. Sa couleur est d'un beau jaune verdâtre, rarement d'un vert bien prononcé : elle n'a jamais l'intensité de l'urane oxidé de Saxe. L'immersion dans l'eau, ou simplement la vapeur de l'haleine avive beaucoup cette couleur; ce qui, suivant le C. *Champeaux*, doit être attribué à un commencement d'altération.

Klaproth, à qui l'on doit l'analyse de cette substance, en retira d'abord du soufre, puis il la fit dissoudre dans les acides nitrique et nitro-muriatique, et précipita par les alcalis; il obtint des précipités d'un jaune-citron ou orangé.

Avec l'ammoniaque le précipité est d'un jaune plus ou moins sale.

Pour opérer la réduction de ce métal, on prend les précipités jaunâtres de la dissolution par les acides; on en

fait une pâte avec de l'huile de lin, et on met le tout dans un têt à rôtir : on obtient une poudre noire que l'on place dans un creuset bien brasqué avec la poudre de charbon, et l'on donne un grand feu.

Ce métal est d'un gris foncé à l'extérieur; à l'intérieur cette couleur est d'un brun pâle : sa pesanteur spécifique est 6,440.

Sa dureté est assez considérable. Sa fusion est plus difficile encore que celle du manganèse.

Dissous dans les acides forts, il donne un précipité par les alcalis.

Par les prussiates le précipité est d'un rouge brunâtre.

Par le sulfure ammoniacal on l'obtient d'un jaune brunâtre.

Ces expériences sont très-incertaines, parce qu'on n'a pas encore pu obtenir ce métal en grandes masses; ainsi il est difficile d'en assigner toutes les propriétés.

CHAPITRE IX.

Du Cobalt.

Le cobalt a été employé dans les ateliers à donner une couleur bleue au verre, longtemps avant qu'on soupçonnât que c'étoit un métal particulier. C'est à *Brandt*, minéralogiste suédois, que nous devons la connoissance de cette substance.

Cobalt ou *cobolt* est tiré d'un mot allemand qui signifie *un être malfaisant*. Les mineurs lui avoient donné ce nom à cause des incommodités auxquelles les exposoit la vapeur de l'arsenic qui l'accompagne.

Les espèces décrites par le C. *Haüy* sont :

Première ; *Cobalt arsenical, six variétés.*

On le trouve à Annaberg et à Schnéeberg, en Saxe ; à Wittichen, dans le Wirtemberg ; à Joachimsthal, en Bohême ; à Sainte-Marie-aux-Mines, et à Allemont, en France.

Deuxième ; *Cobalt gris, six variétés.*

La mine de Tunaberg, en Suède, fournit le plus beau cobalt gris. C'est une des mines les plus recherchées pour la préparation du bleu d'azur employé dans la coloration de la porcelaine.

Troisième ; *Cobalt oxidé noir, trois variétés.*

Cette mine se trouve à Kitzbichel, dans le Tyrol ; à Saulfeld, en Thuringe ; à Freydenstadt, dans le duché de Wirtemberg ; à Schnéeberg, en Saxe.

Quatrième ; *Cobalt arseniaté, deux variétés.*

Cette espèce existe souvent à la surface ou auprès des mines de la même substance à l'état métallique.

On attribue la formation du cobalt arseniaté à la décomposition du cobalt arsenical.

Il y a encore un cobalt arseniaté, tenant argent, et mêlé avec le cobalt oxidé noir, le nickel oxidé, et quelquefois des terres argilleuses et ocreuses. Il compose des masses qui présentent des teintes variées de rouge, de verdâtre, de brun, etc.

Quand on veut faire l'essai d'une mine de cobalt, plusieurs chimistes recommandent de piler, de laver et de

griller la mine, pour en séparer l'arsenic : le cobalt reste dans l'état d'un oxide noir, plus ou moins foncé. Alors on mêle cet oxide avec trois parties de flux noir, une partie de muriate de soude décrépité; quelques-uns y ajoutent une demi-partie de poix résine : on met le tout dans un creuset dont le tiers au moins reste vide; on le place dans un fourneau, on chauffe doucement jusqu'à ce que la poix résine cesse de brûler : on fait agir ensuite le soufflet, pour augmenter le feu par degrés, et on chauffe le creuset jusqu'au rouge blanc; on l'entretient ainsi jusqu'à ce que les matières soient parfaitement fondues; on laisse refroidir le creuset, on le casse, et on sépare le culot d'avec les scories qui ont toujours une couleur bleue.

Il n'a jamais été possible, jusqu'à ce moment, d'obtenir le cobalt dans son état de pureté; cependant, en traitant le cobalt de Tunaberg, comme le C. *Tassaert* l'a décrit dans l'analyse qu'il a faite de cette substance, on peut parvenir à établir, d'une manière exacte, les caractères de ce métal.

Après avoir obtenu un oxide de cobalt parfaitement pur, voici le moyen que l'auteur a employé pour le réduire.

On prend un creuset de porcelaine, que l'on brasque avec du carbone retiré de l'acide carbonique. Après une heure et un quart de feu de forge, on retire le creuset du feu, on le laisse refroidir, on le casse, et l'on trouve un culot de couleur de fer, cassant, dont la cassure présente un assemblage de feuillets en feuilles de fougère, d'un gris d'acier, n'ayant pas un grand éclat métallique.

La pesanteur spécifique de ce cobalt très-pur, d'après le C. *Haüy*, est de 8,5384.

Ce métal, quoiqu'entiérement privé de fer, est très-attirable à l'aimant.

Le C. *Tassaert* n'a point décrit d'autres caractères de ce métal dans cet état de pureté.

J'ajouterai ici les résultats d'un travail entrepris dans le laboratoire de l'école des mines sur les mines de cobalt, et sur sa purification.

La meilleur méthode pour obtenir le cobalt pur de ses mines, consiste dans les procédés suivant: 1°. les calciner pendant longtemps, en ajoutant tous les quarts-d'heure de la poussière du charbon, ou de l'huile pour favoriser l'évaporation de l'arsenic; 2°. les dissoudre dans l'acide nitrique, évaporer à siccité et redissoudre dans l'eau; 3°. précipiter par la potasse pure, et faire bouillir le dépôt avec une lessive de même alcali; 4°. bien laver le dépôt, le dissoudre dans l'acide acéteux, évaporer plusieurs fois à siccité; 5°. redissoudre dans l'eau, précipiter par l'ammoniaque, filtrer et reprendre le dépôt par le même alcali volatil; 6°. enfin, évaporer cette dissolution ammoniacale à siccité, et calciner légérement, pour en séparer tout l'ammoniaque. On obtient ainsi un oxide d'un brun rougâtre, qui, fondu au feu de forge avec un mélange de flux noir, de borax et d'un peu d'huile, réduite en pâte, donne du cobalt bien pur, et dans lequel aucun réactif ne peut montrer aucun vestige de fer.

Suivant le C. *Thenard*, pour faire l'analyse d'une mine de cobalt, il faut, après l'avoir traité par l'acide nitrique, décomposer la dissolution par la potasse qui ne

forme pas de sel triple. On traite ensuite le précipité par l'ammoniaque. On pourroit cependant encore traiter la dissolution par l'ammoniaque; mais alors, il faudroit mettre dans la liqueur filtrée de l'hidrogène sulfuré, ou un hidro-sulfure.

Le cobalt ainsi purifié a une couleur un peu rosée, il est quelquefois lamelleux, souvent grenu, quelquefois aussi fibreux; sa pesanteur = 7,700. Il est altérable à l'aimant, quoiqu'il ne présente aucune trace sensible de fer. Sa fusibilité se rapproche de celle de la fonte de fer. Il ne s'oxide point à l'air froid; à une haute température, il brûle avec une flamme rouge, et laisse un oxide noir. Cet oxide donne une couleur bleue très-intense à cinquante parties de fer. Tous les sels de cobalt sont précipités en rose par les alcalis, dont un excès donne une couleur bleue au dépôt. L'ammoniaque, en dissolvant l'oxide de cobalt, prend une couleur rouge de vin. Le cobalt précipite le cuivre et le nickel de leur dissolution à l'état métallique.

De nouvelles expériences du C. *Thenard* prouvent, que ces changemens de couleur tiennent à des quantités plus ou moins grandes d'oxigène absorbé; il a précipité une dissolution de cobalt par la potasse pure, l'oxide étoit bleuâtre; à l'air il devint olive; lavé avec l'acide muriatique oxigéné, il passe du verdâtre au puce, et de cette nuance au noir le plus foncé. Il ne se dissout qu'une très-petite quantité d'oxide de cobalt; sa dissolution est rose et précipite par les alcalis en noir.

Les propriétés que ce chimiste a reconnues à ces oxides, puce et noir, sont.

L'oxide noir; d'être soluble avec effervescence dans

l'acide muriatique, de former alors beaucoup de gaz acide muriatique oxigéné; et si l'acide muriatique est concentré, on obtient une dissolution verte, qui, abandonnée a elle même, devient purpurine dans l'espace de vingt-quatre heures, et rose sur le champ, si on l'étend d'eau.

Les acides sulfurique et nitrique, dissolvent l'oxide noir bien moins facilement que l'acide muriatique; cependant, avec le temps la dissolution a lieu: elle est toujours rose et accompagnée de bulles, que l'auteur présume être de gaz oxigène.

Les oxides puce et olive produisent, avec les acides sulfurique, nitrique et muriatique, les mêmes phénomènes que l'oxide noir, seulement d'une manière moins marquée, et l'oxide olive moins sensiblement encore que l'oxide puce; avec l'acide muriatique ils donnent tous deux de l'acide muriatique oxigéné, et il en résulte une dissolution verte, qui, avec le temps, passe au purpurin et au rose sur le champ, si l'on y ajoute de l'eau. L'oxide olive se sépare, en versant de la potasse dans une dissolution de cobalt; il se forme un précipité bleu qui, exposé à l'air, devient verdâtre. Si on traite cet oxide même en gelée, par l'acide muriatique foible, en chauffant tant soit peu, on obtient de l'acide muriatique oxigéné, et une liqueur qui devient de plus en plus rose, à mesure que celui-ci se dégage; il est donc évident, que l'oxide bleu s'est emparé de l'oxigène de l'air. Si on dessèche l'oxide vert à l'aide de la chaleur, il devient presque sur le champ puce et ensuite noir: ces oxides ressemblent parfaitement à ceux préparés par l'oxide vert ou bleu, et l'acide muriatique oxigéné.

On peut aussi obtenir de l'oxide bleu, par la calcination de l'oxide noir, en tenant au rouge cérise cet oxide pendant une demi-heure; cet oxide bleu se dissout dans les acides sans dégagement d'aucun gaz; si l'acide muriatique est concentré, la dissolution est verte; et rose, s'il est étendu d'eau; avec les acides sulfurique, nitrique concentrés ou foibles, la dissolution est toujours rose. Ainsi il paroit que la propriété qu'a le muriate de cobalt d'être vert, n'est due qu'à sa concentration; aussi a t'on beau chauffer une dissolution étendue de nitrate de cobalt, elle ne change nullement de couleur. Ce n'est que quand la majeure partie de l'eau est volatilisée, qu'elle commence à devenir purpurine; et, en continuant toujours l'évaporation, elle passe au vert, qui quelquefois tire sur le bleuâtre: il est facile d'expliquer, d'après cela, pourquoi des caractères tracés sur le papier avec du muriate de cobalt, deviennent, en les chauffant, d'un beau vert-céladon, et disparoissent par le refroidissement; la chaleur concentre la dissolution, les caractères paroissent; le muriate de cobalt attire l'humidité de l'air, ils s'effacent.

Quant à l'oxide rose ou lilas, le C. *Thenard* doute de son existence, puis qu'en versant une base salifiable dans du nitrate ou du muriate de cobalt pur, il n'a obtenu qu'un précipité bleuâtre et jamais rose ou lilas. Il existe donc au moins quatre espèces d'oxide de cobalt: oxide bleu, oxide olive, oxide puce, oxide noir. Peut-être seroit-il possible que l'oxide puce, ne fût qu'un mélange d'oxide olive et d'oxide noir.

Dans les arts, on ne retire point le cobalt sous la forme métallique; on se contente d'en séparer l'arsenic par le

grillage. Ce sont ses sortes de mines qui fournissent presque tout l'oxide d'arsenic qui est dans le commerce; le cobalt, après l'opération, reste dans l'état d'un oxide gris obscur, nommé *safre*.

Le safre du commerce n'est jamais pur; on le mêle avec trois fois son poids de sable ou cailloux pulvérisés.

Si on ajoute au safre, ainsi mêlé et exposé à un grand feu, un peu de potasse, on le fond en un verre d'un bleu obscur, nommé smalt. On réduit ce smalt en poudre dans des moulins, et on le délaie dans l'eau. La première portion de verre qui se précipite, est la plus grossière; on la nomme *azur grossier*; on décante l'eau encore trouble, elle donne un second précipité; on la décante ainsi jusqu'à quatre fois, et le dépôt qu'elle forme alors est plus fin que tous les autres; on le nomme improprement *azur des quatre feux*.

Cet azur est employé dans plusieurs arts, pour colorer en bleu les métaux et les verres.

Ce que l'on appelle régule de cobalt, est le safre fondu avec trois fois son poids de flux noir, un peu de suif et de muriate de soude. Ce régule est ce que les chimistes modernes nomment le *cobalt métallique*; mais, comme nous l'avons déjà dit, ce métal n'est pas pur, il est encore allié avec d'autres matières métalliques, surtout le fer.

Les propriétés de ce métal impur, sont d'être de très-difficile fusion, et de ne fondre que lorsqu'il est bien rouge. Si on le laisse refroidir lentement, on peut l'obtenir cristallisé en prismes aiguillés.

Si on expose à l'air le cobalt fondu, il se couvre d'une pellicule sombre et terne, qui n'est qu'un oxide de ce métal.

Le cobalt se ternit un peu à l'air.

Aucune action de la part du gaz hidrogène et de l'eau.

Le cobalt s'unit très-peu au soufre; mais, si on y ajoute de l'alcali, l'union est très-intime, de manière qu'on ne peut l'en séparer que par la dissolution dans les acides.

A cet effet, on fait fondre dans un creuset, parties égales de mine de cobalt calcinée, de potasse, de sulfate de chaux et de poix résine; lorsque le mélange est fondu, on le laisse refroidir, et l'on trouve une grande partie de cobalt combinée avec le sulfure formé pendant l'opération; cette combinaison surnage ordinairement les scories. L'autre partie, rassemblée au fond du creuset, paroît composée de plusieurs matières métalliques séparées du cobalt.

Ce cobalt sulfuré se dissout très-facilement dans l'acide nitrique, et laisse déposer une poudre blanche, qui contient du soufre, et quelques autres substances métalliques.

Pour obtenir le cobalt phosphoré, on fait fondre un mélange d'une partie de verre phosphorique, d'une partie de cobalt métallique en poudre, et un huitième de charbon. Le produit de cette fusion est un culot de cobalt phosphoré, recouvert d'un verre d'un très-beau bleu.

On peut encore obtenir cette phosphoration, en faisant rougir du cobalt dans un creuset, et y projetant des petits morceaux de phosphore jusqu'à saturation.

Le cobalt phosphoré diffère du cobalt ordinaire par sa couleur, qui est blanche et plus bleuâtre; il est fragile, et dans sa cassure on aperçoit une forme cristalline.

Exposé à l'air, il y perd son éclat.

Au chalumeau, le phosphore brûle à la surface, il reste un petit globule vitreux d'un bleu foncé.

On ne connoît pas encore l'action de la barite, de la magnésie et de la chaux sur le cobalt; on dit que les alcalis l'altèrent: nous n'avons encore aucune expérience exacte sur cet objet.

L'acide sulfurique agit difficilement sur le cobalt, il faut qu'il soit concentré et bouillant.

On met dans une cornue de verre une partie de cobalt réduit en poudre; on verse par-dessus trois parties d'acide sulfurique concentré: on place la cornue sur un bain de sable, on y adapte un récipient, et on procède à la distillation, d'abord par un feu doux, qu'on augmente peu à peu, jusqu'à faire bouillir l'acide; il passe beaucoup de gaz sulfureux. Lorsque l'acide est presque tout évaporé, on lave le résidu; une portion se dissout dans l'eau, et lui communique une couleur rosée ou verdâtre; c'est le sulfate de cobalt: l'autre est du cobalt oxidé par l'acide, dont l'oxigène s'est combiné avec le métal.

Lorsqu'on veut obtenir le sulfate de cobalt, on fait évaporer la liqueur dans une capsule de verre, au bain de sable; elle fournit, par le refroidissement, suivant *Baumé*, deux sortes de cristaux, les uns sont blancs, petits et cubiques; les autres sont de gros cristaux verdâtres, carrés, longs d'environ onze à douze millimètres, et de cinq à six de large. Ce sont ces dernières que ce chimiste appelle le sulfate de cobalt. Ce sel attire l'humidité de l'air. Le calorique le décompose. La barite, la magnésie, la chaux et les alcalis en précipitent le cobalt en un oxide rosé.

L'acide nitrique dissout le cobalt, à l'aide du calorique.

On met dans un matras du cobalt réduit en poudre; on verse dessus cinq à six fois son poids d'acide nitri-

que, à quarante degrés : on place le matras sur un bain de sable, et on le chauffe jusqu'à ce que le cobalt soit dissout: on laisse reposer la dissolution, et on la décante. Lorsque la dissolution est au point de saturation, elle est d'un brun rosé, ou d'un vert clair. On fait évaporer cette dissolution dans une capsule, au bain de sable, jusqu'à réduction de moitié; elle fournit par le refroidissement des cristaux en petites aiguilles réunies.

Le C. *Thenard* a reconnu l'existence d'un nitrate ammoniaco de cobalt.

Voulant purifier du cobalt qui contenoit du fer, le C. *Thenard* le traita par l'acide nitrique et versa dans la dissolution un excès d'ammoniaque. La liqueur filtrée fut évaporée jusqu'à siccité, et après avoir fait digérer le résidu avec de l'eau, si l'on sépare l'oxide par le filtre, non seulement l'eau contient du nitrate d'ammoniaque, mais encore de l'oxide de cobalt; si on la fait évaporer lentement, on obtient, par le refroidissement, des cristaux cubiques réguliers, dont les uns sont isolés et les autres forment des espèces de trémies. Ces cristaux sont roses, ont une saveur piquante et urineuse; l'air atmosphérique ne les altère en aucune manière : calcinés dans un creuset, ils s'enflamment comme le nitrate d'ammoniaque. La flamme est assez vive et d'un blanc jaunâtre. Le résidu tire sur le noir et présente toutes les propriétés du cobalt. Leur dissolution dans l'eau ne précipite par aucune base salifiable: elle précipite, et même sur le champ, par l'hidrogène sulfuré, et à plus forte raison par les hidro-sulfures. En les faisant bouillir avec de la potasse, il s'en dégage de l'ammoniaque; il se forme du nitrate de potasse, et il se fait un dépôt d'oxide de cobalt.

Le nitrate de cobalt est très-déliquescent.

Il ne fuse pas sur les charbons, il bouillonne ; l'acide se dégage, et il reste un oxide rouge foncé. Il est décomposé par les mêmes intermèdes que le sulfate.

L'acide muriatique ne dissout qu'une très-petite portion de cobalt, même à l'aide du calorique. Cet acide agit beaucoup mieux sur l'oxide de ce métal ; il forme une dissolution d'un brun-rouge, qui devient verte dès qu'on la chauffe ; cette dissolution évaporée et bien concentrée, fournit un muriate de cobalt, qui cristallise en petites aiguilles, et qui est fort déliquescent ; la chaleur lui donne d'abord une couleur verte et le décompose.

Lorsque la dissolution n'est point évaporée, elle constitue l'*encre de sympathie.*

On prépare aussi cette encre par l'acide nitro-muriatique, ou bien encore en mettant dans un matras une partie de cobalt, et mieux du *safre*, sur quatre d'acide nitrique. On fait digérer le mélange sur un bain de sable chaud, pendant trois ou quatre heures, ou jusqu'à ce que la dissolution soit presque faite : alors on ajoute autant de muriate de soude que l'on a employé de cobalt, et quatre fois autant d'eau que d'acide nitrique. On filtre la liqueur au travers du papier ; c'est l'*encre de sympathie.*

Si l'on trace sur du papier blanc des caractères avec de cette dissolution, on n'aperçoit aucune écriture ; mais en faisant chauffer légérement le papier, les caractères paroissent d'une belle couleur vert-céladon : cette couleur disparoît à mesure que le papier se refroidit : on la fait reparoître et disparoître de nouveau. On fait ainsi des écrans sur lesquels on dessine avec de l'encre ordinaire, des arbres dont les branches sont nues ; puis on se

sert de l'encre de cobalt pour ajouter le feuillage, qui disparoît par le desséchement. Mais si l'on expose l'écran au feu, le feuillage paroît sous une belle couleur verdâtre. Le refroidissement suffit pour le faire disparoître, et l'on peut répéter cette expérience un grand nombre de fois, en évitant de trop chauffer le papier, car alors la couleur des caractères reste fixe. *Voyez* l'explication de ce phénomène, page 78.

Le gaz acide muriatique oxigéné présente un phénomène particulier. Si l'on jette du cobalt en poudre dans ce gaz, le cobalt s'enflamme, et brûle avec des étincelles blanches; on obtient un oxide rose pâle, que l'on n'a pas encore examiné.

On ne connoît pas encore bien l'action des autres acides sur le cobalt. L'acide boracique est le seul qui présente la possibilité de former une combinaison, mais il faut opérer par voie de doubles affinités.

A cet effet, on mêle une dissolution de borate de soude avec une dissolution du cobalt dans un des acides précédens, il s'opère une double décomposition. La soude s'unit avec l'acide qui tenoit l'oxide métallique en dissolution, et l'acide boracique, combiné avec cet oxide, forme un sel peu soluble qui se précipite. On recueille ce borate de cobalt, en séparant par le filtre la liqueur qui le surnage.

On peut aussi former un carbonate de cobalt, en précipitant les sels cobaltiques avec des carbonates alcalins.

Des combinaisons des acides métalliques avec le cobalt, il n'y a encore de connu que celle de l'acide arsenique avec le cobalt; on prépare ce sel en unissant le nitrate de cobalt avec l'arseniate de potasse ou l'arseniate de soude.

Ce sel est d'une belle couleur rose.

Le nitrate de potasse oxide le cobalt : pour opérer cette oxidation, on mêle une partie de cobalt et trois parties de nitrate de potasse ; on fait détonner ce mélange par cuillerées dans un creuset qu'on a bien fait rougir auparavant. Lorsque tout le mélange est entré dans le creuset, on le pousse au grand feu ; on ôte le creuset du feu, on enlève la matière qu'il contient, on la lave dans beaucoup d'eau bouillante, on filtre la liqueur : la poudre qui reste sur le filtre est l'oxide de cobalt de couleur de chair, et qui, par un lavage réitéré, passe au gris de lin.

Le cobalt détonne par le choc du marteau lorsqu'il est mêlé avec le tiers de son poids de muriate sur-oxigéné de potasse. Si l'on met ce mélange en contact avec l'acide sulfurique, il s'enflamme avec une grande rapidité. Dans cette dernière expérience, il s'élève une fumée qui prend dans l'air la forme d'une couronne, comme le fait le gaz hidrogène phosphoré, enflammé spontanément dans l'atmosphère tranquille.

L'oxide de cobalt se dissout dans l'ammoniaque caustique ; mais il faut l'action du calorique pour obtenir cette dissolution ; la liqueur prend une belle couleur rosée.

On n'emploie guère dans les arts que les oxides de cobalt. On s'en sert pour peindre la faïence, les porcelaines. Les anciens peintres s'en sont servis broyés avec l'huile : voilà pourquoi certains fonds de tableaux et draperies sont d'un bleu si dur ; cela vient de ce que cette couleur se fonce en vieillissant ; par le contact de l'air. On en colore aussi les verres et les émaux. L'azur s'emploie en teinture, pour les toiles, pour faire l'empois, etc.

CHAPITRE IX.

Du Nickel.

Il paroît que le nickel a été employé par les Chinois bien avant qu'on eût découvert ce métal, puisqu'il existe un alliage à la Chine, connu sous le nom de *Pakfoud*, qui tient du nickel. *Engestrœm* a trouvé que c'étoit un alliage de cuivre, de zinc et de nickel, dont les proportions de ce dernier varient suivant l'objet auquel les Chinois en destinoient l'usage; ils en font communément des bijoux.

Hyerne paroît être le premier qui ait parlé du nickel, sous le nom de *kupfernickel*, en 1694. *Henckel* l'a regardé comme une espèce de cobalt, ou d'arsenic mêlé de cuivre. *Cramer* l'a aussi placé parmi les mines de cuivre; et ce n'est qu'en 1751 que *Cronstedt* a retiré un nouveau métal de ce prétendu mélange. On trouve le kupfernickel en Allemagne, dans le Dauphiné et les Pyrénées; on en trouve aussi à Saint-Sauveur, près Barège, dans la pierre calcaire. Il existe deux mines de nickel.

Nickel arsenical, une variété.

Cette mine se trouve en divers endroits de l'Allemagne, et en particulier à Schnéeberg, à Saalfeld et à Andreasberg; en France, à Sainte-Marie-aux-Mines et à Allemont; en Angleterre, au comté de Cornouailles. Il accompagne assez souvent le cobalt arsenical.

Nickel oxidé, deux variétés.

Cette substance recouvre souvent les mines de nickel arsenical, sous la forme d'une espèce de croûte, ou d'une efflorescence plus ou moins verte.

C'est à *Cronstedt* que l'on doit la découverte de ce métal. Plusieurs minéralogistes ont nié son existence; ils ont regardé comme un mélange, un alliage de plusieurs substances métalliques : mais *Bergman* et plusieurs autres chimistes ont prouvé que cette substance si difficile à obtenir pure, jouit de toutes les propriétés métalliques.

Pour obtenir le nickel, on grille d'abord la mine, pour lui enlever le soufre et l'arsenic; elle se change en un oxide verdâtre : plus elle est verte, plus elle contient de nickel, d'après *Bergman* et *Arwidson*. On mêle ensuite cet oxide avec deux ou trois parties de flux noir; on place ce mélange dans un creuset, on le couvre de muriate de soude, et on pousse à la fusion, à un feu de forge très-violent.

En brisant le creuset on trouve au fond, sous des scories brunes noirâtres, et quelquefois bleues, un bouton, dont le poids est du dixième, du cinquième, et même de moitié de celui de la mine crue.

Ce métal est encore bien éloigné d'être le métal pur.

Bergman et *Arwidson* se sont occupés particulièrement de la purification de ce métal; ces chimistes ont démontré qu'il étoit impossible de lui enlever tout le fer qu'il pouvoit contenir. Le soufre, le sulfuré de potasse, la détonnation du nitre, les dissolutions dans l'acide nitrique et dans l'ammoniaque, employés par *Arwidson*, ne lui ont pas donné plus de succès; le bouton que l'on retire est

toujours attirable à l'aimant. Peut-être aussi cette propriété appartient-elle à cette substance métallique, puisque le cobalt le plus pur a une propriété magnétique aussi forte que le fer.

Voici les propriétés que *Bergman*, *Cronstedt* et *Arwidson* ont reconnues au nickel. Il est d'un blanc jaunâtre. Sa cassure est grenue. Il pèse neuf fois plus que l'eau. Il n'est pas fragile : il jouit au contraire d'une ductilité assez marquée. Il est presque aussi difficile à fondre que le fer forgé. Il est très-fixe. Il se calcine lorsqu'on le chauffe à l'air, et il donne un oxide d'autant plus vert, qu'il est plus pur. Le C. *Guyton* a annoncé que cet oxide pouvoit se fondre en verre. L'oxide de nickel pur teint en bleu les verres faits avec la soude et le borate de soude. On le réduit à l'aide des fondans et des matières combustibles ; avec le borax il donne une couleur d'hyacinthe. Son oxide, fondu avec des matières propres à faire du verre, leur donne une couleur d'hyacinthe plus ou moins rouge. L'action de l'air, de l'eau, de la chaux, de la magnésie, des alcalis, n'a point encore été examinée. Le nickel se dissout dans tous les acides, et leur communique une couleur verte. On peut obtenir de toutes ces dissolutions, des sels plus ou moins colorés, dont quelques-uns cristallisent.

On n'a point encore examiné les propriétés de ces sels.

L'oxide de nickel décompose en partie le muriate d'ammoniaque.

Ce métal se combine très-bien au soufre par la fusion. *Cronstedt* à qui est due cette expérience, annonce aussi que ce métal se dissout dans les sulfures alcalins, et forme un composé semblable aux mines de cuivre jaune.

Le nickel s'unit aussi à l'arsenic; mais en général, toutes les propriétés que nous venons d'énoncer méritent d'être constatées par de nouvelles expériences.

Depuis les travaux des chimistes cités ci-dessus, de nouvelles recherches ont été faites au laboratoire de l'école des mines; elles ont appris que le kupfernickel est un composé d'arsenic et de nickel. Le fer, le cobalt et le cuivre n'y sont qu'accidentels; le peu de soufre qui y est contenu est uni au fer en état de pyrite: l'efflorescence verte de cette mine est de l'arseniate de nickel.

Pour en extraire le métal, on la grille en y ajoutant du charbon; on dissout la mine grillée dans l'acide nitrique; on précipite le cuivre par le fer, si la mine en contenoit; on évapore à siccité; on dissout dans l'eau; on précipite par la potasse pure que l'on fait bouillir sur le dépôt; on filtre, on lave bien le précipité; on le redissout par l'acide acéteux; on évapore à siccité et par une douce chaleur; on dissout de nouveau cet acétite; on précipite par l'ammoniaque en excès, qui dissout les oxides de nickel et de cobalt; on fait évaporer la solution qui dépose l'oxide du cobalt en poudre rosée: la liqueur, ne tenant plus que du nickel, devient bleue; elle étoit pourprée par la présence du cobalt: en l'évaporant à siccité, on obtient un oxide de nickel d'un vert de poireau, donnant au borax une couleur rouge d'hyacinthe sans mélange de bleu. On fait avec de l'huile et cet oxide une pâte à laquelle on ajoute deux ou trois parties de flux noir; on la place dans un creuset en la recouvrant de borax et de sel marin; on chauffe à une bonne forge pendant une heure et demie: on obtient le nickel débarrassé de cobalt et de fer.

Ce métal ainsi préparé est blanc presque comme de l'argent, et laisse sur la pierre de touche une trace semblable à celle de ce métal : sa pesanteur est 9,000. Il a une densité voisine de celle du fer doux, néanmoins il se laisse plus facilement couper au couteau ; il s'applatit sous le marteau, et il se lamine à froid plus aisément que le fer ; on ne peut pas le recuire sans le brûler et le briser, il se couvre pendant le recuit, d'une poussière jaune verdâtre ; si le recuit a été trop fort, sa suie est d'un pourpre violet. Il est fortement attirable à l'aimant, et susceptible de s'aimanter comme le fer. Une aiguille de ce métal, aimantée par les procédés ordinaires, se dirige du nord au sud quand on la suspend à un fil de soie : il a été proposé d'après cela pour la fabrication des boussoles.

Le fer, le zinc, l'étain, le manganèse et le cobalt lui-même, précipitent le nickel de ses dissolutions à un état métallique. Les alcalis en séparent un oxide verdâtre : la noix de galle le précipite en blanc grisâtre ; les prussiates en gris verdâtre, et les hidro-sulfures en noir foncé.

Le nickel a également la propriété de former des sels triples avec l'ammoniaque et quelques acides, si ce n'est avec tous. Le C. *Thenard* a fait sur le nitrate de nickel les mêmes expériences que sur le cobalt, et il a obtenu les mêmes résultats. Seulement il n'a point eu de cristaux bien prononcés ; ce sel triple est vert, éprouvé par les mêmes réactifs que le nitrate ammoniaco de cobalt ; il se comporte de la même manière.

Le nickel est peu employé dans les arts ; on croit qu'on l'emploie dans les émaux, les verreries, les porcelaines et les faïences.

CHAPITRE X.

Du Manganèse et de son oxide.

PARAGRAPHE PREMIER.

Du Manganèse.

Le manganèse est un métal qui a été longtemps méconnu, quoiqu'on en fît beaucoup d'usage dans les arts. Il est reconnu que depuis plus de deux mille ans il étoit employé à l'état d'oxide dans les verreries.

Ce minéral à la propriété de blanchir le verre ; aussi l'appelle-t-on le savon des verreries.

Les chimistes ne se sont rendu compte de cette substance que depuis *Schèele*, qui a fait voir que c'étoit un métal particulier de son genre.

On dit avoir trouvé du manganèse natif ; jusqu'ici il n'y a que le C. *Picot-Lapeyrouse*, qui ait cité du manganèse natif : il l'a trouvé dans les mines de fer de la vallée de Vicdesos, au ci-devant comté de Sainte-Foix. Cette substance étoit sous forme de boutons, un peu applatis, malléables, ayant le tissu lamelleux.

Le manganèse se trouve plutôt à l'état d'oxide, présentant plusieurs variétés.

Le C. *Haüy* en fait une espèce unique. Le manganèse oxidé.

Enfin, on trouve cet oxide noir, rouge, blanc, compact, friable, en cristaux tétraèdres très-alongés comme des aiguilles implantées, particuliérement dans le spath pesant ; il y en a de globuleux, stalacticeux et pulvéru-

lent, semblable à une poussière noire, tachant les doigts. Le blanc est le plus foiblement oxidé; on le trouve dans les mines de fer, non mélangé avec le fer.

L'oxide noir de manganèse se trouve souvent dans les hématites.

Il y a encore le carbonate de manganèse qui contient beaucoup de fer, de l'acide carbonique et de la chaux, etc.

Schèele a prouvé que la cendre des végétaux contenoit du manganèse. On l'y trouve, en traitant les cendres avec le nitrate de potasse; et poussant le mélange à la fusion, on obtient un verre coloré, soit en bleu, soit en vert.

D'après un travail des C. *Cordier* et *Baunier*, ingénieurs des mines, sur les diverses espèces de mine de manganèse; les espèces analysées peuvent, par rapport à la quantité d'oxide de manganèse d'un jaune brun clair qu'elles contiennent, être classées ainsi qu'il suit, en commençant par celle qui en contient le plus.

1°. Manganèse de l'Aveline; 2°. Manganèse de Romanèche; 3°. de Périgueux; 4°. de Tholey; 5°. de Piémont; 6°. d'Allemagne; et 7°. de Saint-Micaud.

On voit que dans les manganèses de Saint-Micaud et de Romanèche, d'Allemagne, de Piémont et de Tholey, la quantité d'oxigène, séparable par l'acide muriatique, égale $\frac{1}{3}$ environ, tandis qu'elle n'est que $\frac{1}{16}$ environ dans ceux de Périgueux et de l'Aveline.

Les manganèses de Romanèche, de l'Aveline et d'Allemagne ne contiennent point d'oxide de fer; ceux de Tholey et de Piémont en contiennent une quantité si peu considérable, qu'elle n'est point nuisible dans les procédés des arts; enfin, dans ceux de Périgueux et de Saint-

Micaud; cet oxide forme jusqu'au septième de la masse pour le premier, et jusqu'au sixième pour le second.

D'où les auteurs concluent :

1°. Que les manganèses de Tholey et de Romanèche peuvent être employés avec autant d'avantage que ceux d'Allemagne et de Piémont, dans tous les procédés, puisqu'ils sont comme eux exempts d'oxide de fer, et qu'ils renferment les mêmes proportions d'oxigène;

2° Que celui de Saint-Micaud peut rivaliser avec ceux de la Romanèche, de Tolcy, de Piémont et d'Allemagne, seulement pour la confection de l'acide muriatique oxigéné;

3°. Que le manganèse de l'Aveline peut être substitué à ceux de Tholey, d'Allemagne et de Piémont, seulement dans la fabrication du verre commun et des émaux colorés;

4°. Que celui de Périgueux est le seul qui ne puisse entrer en comparaison, non seulement avec ceux d'Allemagne et de Piémont; mais même avec ceux de France.

Ordre de préférence pour la confection de l'acide muriatique oxigéné.	*Ordre de préférence pour l'emploi dans les verreries.*
1°. Mang. de Piémont.	1°. Mang. de Romanèche, Aveline, Allemagne.
2°. —— de Tholey.	2°. —— de Tholey.
3°. —— d'Allemagne.	3°. —— de Piémont.
4°. —— de Romanèche.	4°. —— de St.-Micaud.
5°. —— de St.-Micaud.	5°. —— de Périgueux.
6°. —— de l'Aveline, de Périgueux.	

Pour réduire le manganèse à l'état de métal, on brasque un creuset; on met dans le trou de la brasque une boule d'oxide de manganèse, pétri avec de l'huile ou de l'eau gommée, et on recouvre le tout d'une couche de charbon; on adapte un autre creuset par-dessus, et on donne un coup de feu violent pendant une heure ou une heure et demie.

Le culot qui en résulte offre presque toujours des aspérités à sa surface.

Sa réduction est très-difficile; ce métal est très-réfractaire, et demande un très-grand degré de feu: il est en outre très-disposé à la vitrification, ce qui est un obstacle de plus.

Ce métal est si vitrifiable, que j'ai vu le C. *Guyton* enfermer un bouton de cette matière dans un petit creuset parfaitement luté, et poussée à un grand feu au fourneau *Macquer*, n'obtenir que la moitié du métal: le reste étoit sous formes de scories et sous formes vitreuses.

On a publié dans le Journal de Crell, que si on mêloit du carbonate de manganèse avec du charbon, et qu'on versât dessus de l'acide nitrique, et évaporant jusqu'à siccité, on obtenoit une matière sèche, qui, bien lavée et séparée, donnoit un métal complet, très-beau, qui étoit le manganèse métal: si le fait est vrai, c'est une réduction par voie humide.

Gahn est un des premiers qui soient venus à bout de réduire l'oxide de manganèse.

Le manganèse métal est blanchâtre; sa cassure est grenue, irrégulière, d'un blanc métallique, brillant, qui disparoît bientôt à l'air. Si on le réduit en poussière, il s'oxide facilement à l'air.

Au feu, avec le contact de l'air, ce métal se calcine comme les autres substances métalliques, et se réduit en un oxide d'abord blanchâtre, qui devient noir de plus en plus à mesure que la calcination augmente, et qui passe ensuite au vert; il ne fond qu'au degré de feu le plus fort.

L'acide sulfurique attaque ce métal. *Schèele* et *Bergman* disent que pendant la dissolution, il se produit une effervescence due au dégagement d'une certaine quantité de gaz hidrogène.

L'acide nitrique le dissout; il se dégage du gaz nitreux.

L'acide muriatique dissout aussi ce métal; il y a effervescence et dégagement de gaz hidrogène; cette dissolution cristallise très-difficilement.

Les alcalis, et même l'eau, précipitent le métal de cette dissolution.

On dit qu'il s'allie avec quelques métaux. Tout ce que l'on sait sur ce métal, est, comme on le voit, très-incertain; on ne le connoît même point encore dans son état de pureté; car *Bergman* prétend qu'il ne peut être exactement séparé du fer qu'il contient toujours.

§. II.

De l'Oxide de manganèse.

Les propriétés de l'oxide de manganèse natif nous sont mieux connues. Le beau travail de *Schèele* sur cet oxide, ainsi que les expériences de *Bergman*, *Gahn*, *Rinman*, d'*Engestroem*, *Ilseman*, *Lapeyrouse* et *Fourcroy*, ont jeté un grand jour sur les phénomènes que présente cette substance métallique.

L'oxide de manganèse bien pur est pulvérulent, doux au toucher, et salit les doigts.

Fondu au chalumeau avec le sel microscomique, on obtient un verre transparent d'un rouge bleuâtre. Si on le laisse refroidir, et qu'on le refonde, mais lentement, la couleur disparoîtra; si on le refond de nouveau avec la flamme extérieure du chalumeau, la couleur reparoîtra et disparoîtra de nouveau, etc. *Voyez* Opuscules chimiques de *Bergman*, tome II, §. VII.

En chauffant seul cet oxide natif dans un appareil pneumato chimique, on obtient du gaz oxigène très-pur.

Après l'opération, on trouve dans la cornue une matière grise; si on l'expose à l'air, elle absorbe de l'oxigène, et passe au noir naturel de l'oxide.

Si l'on distille de l'oxide de manganèse avec du charbon, on a pour produit du gaz acide carbonique, et l'oxide se réduit à une haute température.

Le soufre peut s'unir à l'oxide de manganèse. On obtient cette combinaison en mettant dans une cornue de verre un mélange de huit parties d'oxide et quatre de soufre; on chauffe par degrés; on obtient une masse jaune verdâtre, donnant du gaz hidrogène sulfuré par les acides.

Gmelin a obtenu aussi une combinaison avec le soufre et le manganèse.

Pelletier a fait voir qu'on pouvoit unir le manganèse au phosphore. Si l'on chauffe parties égales de verre phosphorique et de manganèse avec un huitième du premier de charbon, le produit est un phosphure d'une couleur blanche, brillante et métallique, d'une texture grenue, très-disposé à la cristallisation, fragile, et qui peut se conserver à l'air sans s'éfleurir.

On peut obtenir la même combinaison, en jetant du phosphore sur du manganèse rougi dans un creuset.

On ne connoît pas l'action des autres corps combustibles.

Si l'on verse de l'acide sulfurique sur de l'oxide de manganèse, et qu'on aide son action par un feu très-doux, il se dégage du gaz oxigène. *Voyez* l'article gaz oxigène, pour la manière d'opérer.

Si l'on met une plus grande quantité d'acide, l'oxide se dissout, mais difficilement. La dissolution est colorée, et perd sa couleur par l'addition d'une matière combustible, comme le sucre, le miel; l'addition d'une de ces substances rend en même temps l'oxide plus dissoluble.

On met 100 parties d'oxide noir de manganèse avec 60 parties d'acide sulfurique dans une fiole à médecine, ou dans un matras; on y adapte un tube recourbé qui va s'engager sous une cloche pleine d'eau; on chauffe, l'excès d'oxigène se dégage et l'oxide de manganèse moins oxidé se porte sur l'acide sulfurique, et forme un sulfate de manganèse qui varie de couleur depuis le blanc jusqu'au violet en passant par le jaune et le rouge. Si lorsque la température est élevée, on ajoute de la mélasse, il se fait sur le champ une vive effervescence, à cause de l'acide carbonique qui se dégage, et le sulfate est plus promptement fait; on filtre, on fait évaporer et on obtient des cristaux.

Ce sulfate est décomposé par le feu, et donne du gaz oxigène. Il a une saveur stiptique, astringente; il est soluble.

Les alcalis en séparent un oxide de manganèse, sous forme d'une matière gélatineuse rougeâtre, qui devient brun par son exposition à l'air; avec la potasse on obtient

une sorte de caméléon minéral. Il faut attribuer ce changement de couleur à l'absorption de l'oxigène. Il n'est pas précipité par l'hidrogène sulfuré, mais il est précipité par les hidro-sulfures en blanc, ainsi que par les prussiates.

Le C. *Fourcroy* prétend qu'il y a deux sulfates de manganèse, l'un pas oxidé, c'est le blanc; l'autre au maximum d'oxidation où l'acide peut tenir cet oxide.

L'oxide de manganèse est peu attaqué par l'acide nitrique, parce que cet acide trouve le manganèse déjà oxidé; mais en y ajoutant un corps combustible tel que le miel, le sucre, etc. on obtient une dissolution complète. L'oxide privé d'une portion de son oxigène par ces corps, se dissout dans cet acide.

Pour obtenir le nitrate de manganèse, on fait chauffer dans une capsule un mélange de 40 parties d'acide nitrique étendu d'eau, de 30 d'oxide de manganèse et de 10 parties de mélasse pour désoxider assez l'oxide noir de manganèse, afin de faciliter la combinaison avec l'acide nitrique; il se forme de l'eau et de l'acide carbonique qui se dégage; l'oxide de manganèse moins oxidé se porte sur l'acide nitrique qui le dissout; on filtre, on fait évaporer jusqu'à très-forte pellicule, et l'on obtient par refroidissement des cristaux déliquescens; sa couleur n'est pas constante, elle dépend du degré d'oxidation du manganèse; elle est tantôt blanche, tantôt jaune rougeâtre ou violette. Ce sel est décomposé par les bases salifiables solubles, et le précipité varie dans sa couleur comme le sel lui-même; mais il est à remarquer que le précipité, de quelque couleur qu'il soit, exposé à l'air, passe assez promptement au noir, et donne avec l'acide muriatique ordinaire l'acide muriatique oxigéné.

Aucune des bases ne dissout ce précipité. Si, au lieu de bases, on ajoute un carbonate saturé, le précipité est blanc et constant dans sa couleur; le précipité noir obtenu avec ses bases, n'est pas décomposé par l'hidrogène sulfuré; on obtient un précipité blanc par les hidro-sulfures.

L'acide muriatique dissout l'oxide de manganèse; et lorsqu'on le fait digérer, il se saisit de l'oxigène, passe en vapeurs à travers l'eau : c'est ce qu'on appelle *acide muriatique oxigéné. Voyez* cet article.

Le muriate de manganèse est aussi décomposé par les alcalis.

L'acide fluorique forme avec l'oxide de manganèse un sel peu soluble; mais en décomposant le sulfate, le nitrate ou le muriate de manganèse, par le fluate d'ammoniaque, il se précipite un fluate de manganèse.

L'acide carbonique a très-peu d'action sur l'oxide de manganèse, ainsi que l'acide acéteux.

L'oxide de manganèse se combine et se vitrifie avec les substances terreuses. L'oxide de manganèse se combine très-bien avec les alcalis, et est revivifié par l'ammoniaque.

Berthollet a fait voir que dans cette combinaison il se dégageoit du gaz azote, et que l'hidrogène de l'ammoniaque se portoit sur l'oxigène qu'il enlevoit au manganèse; celui-ci est alors réduit et devient blanc.

La combinaison de l'oxide de manganèse avec la potasse, par la voie sèche, a été appelée *caméléon minéral.* Pour obtenir cette combinaison, on réduit 10 parties d'oxide de manganèse en poudre, on le mêle avec 40 parties de potasse caustique; on introduit le mélange dans un creuset; on chauffe fortement pendant trois à quatre heures environ. Le produit est une espèce de

fritte vitreuse, soluble dans l'eau qui a une saveur un peu caustique. En dissolvant cette matière dans l'eau froide, l'eau devient verte; en la laissant à l'air, elle devient blanche; l'oxide de manganèse en absorbant ce nouvel oxigène, passe au noir et se précipite.

Si on la dissout dans l'eau chaude, elle devient rouge et passe au vert en refroidissant; si on jette un acide dans une de ces dissolutions, elle passe au rouge sur le champ.

La même matière avec la même eau, à différentes températures, prend diverses couleurs. Cela tient à une oxidation différente; car, au bout de vingt-quatre ou trente-six heures, toutes les liqueurs deviennent transparentes comme l'eau, et on trouve le manganèse également précipité dans les vases.

L'oxide de manganèse mêlé avec le nitrate de potasse, offre le même phénomène. Le nitrate est décomposé par le calorique, et l'oxide forme avec la potasse une masse soluble d'un vert foncé, qui présente les mêmes propriétés que l'opération ci-dessus.

Le borax fondu avec l'oxide de manganèse, prend une couleur brune ou violette.

Si l'on distille du muriate d'ammoniaque avec l'oxide de manganèse, on obtient un peu d'ammoniaque; mais il y en a une partie de décomposée, d'où résulte de l'eau provenant de l'union de l'hidrogène, l'un des principes de cet alcali, avec l'oxigène de l'oxide, tandis que l'azote se dégage à l'état du gaz. On obtient aussi dans cette opération un peu d'acide nitrique.

Voyez, à l'article de l'ammoniaque, la manière de faire cette expérience avec l'ammoniaque liquide, au lieu de muriate d'ammoniaque.

Si l'on ajoute aux substances qui composent le verre, de l'oxide de manganèse, on parvient à le blanchir.

Le nitrate de potasse ajouté, rend ce verre violet, et d'autant plus foncé, que l'oxidation de ce métal par l'acide nitrique est plus complète.

L'oxide de manganèse n'a été pendant longtemps employé que dans la fabrication du verre et des émaux.

Dans la fabrication de verre blanc, ce métal sert non seulement à le décolorer, en fournissant une partie de son oxigène pour l'oxidation des matières charbonneuses et métalliques qu'il contient; mais il sert encore à lui donner de la solidité, en se combinant avec lui par la fusion. Il le colore au contraire, s'il est souillé de beaucoup d'oxide de fer, et s'il est employé en trop grande proportion; cet effet arrive surtout, lorsqu'il est peu oxidé.

Dans les émaux, le manganèse est employé, ou pour détruire les matières charbonneuses, et maintenir dans un état de saturation convenable les oxides métalliques, employés comme corps colorans, qui pourroient perdre de leur oxigène au degré de feu qu'ils éprouvent; alors les oxides de manganèse les plus oxidés sont les meilleurs; ou ce minéral est employé lui même comme principe colorant, alors il n'est pas nécessaire qu'il contienne une surabondance d'oxigène. Dans tous les cas, l'oxide de fer est nuisible à la pureté et à la vivacité des couleurs.

On emploie souvent l'oxide de manganèse, pour la fabrication du verre commun, afin de rendre sa couleur moins désagréable; dans ce cas il n'est pas aussi nécessaire qu'il soit exempt d'oxide de fer.

Pour la fabrication de l'acide muriatique oxigéné, la présence de l'oxide de fer, n'est pas plus nuisible dans l'oxide de manganèse, qui est d'autant plus propre qu'il est plus oxigéné que les autres bases salifiables qui s'y trouvent unies.

CHAPITRE XI.

Du Bismuth.

Le bismuth se trouve sous divers états dans le sein de la terre : il y est ou natif, ou combiné avec le soufre, l'arsenic ou l'oxigène.

Le C. *Haüy* décrit plusieurs espèces de mine :

Première ; *Bismuth natif, deux variétés.*

On trouve du bismuth natif à Jouchimsthael, en Bohême ; à Schnéeberg, en Saxe ; à Saint-Sauveur, en France, et dans les mines de la ci-devant Bretagne.

Deuxième ; *Bismuth sulfuré, deux variétés.*

Cette mine se trouve à Schnéeberg et à Johann-Georgenstad, en Saxe ; et à Bastnaès, en Suède. Sa gangue est le quartz.

Troisième ; *Bismuth oxidé, deux variétés.*

Ce bismuth se rencontre quelquefois à la surface des mines de bismuth natif, sous la forme d'une poussière d'un jaune verdâtre.

La forme primitive du métal est l'octaèdre régulier.

Pour réduire une mine de bismuth on fait une fosse en terre, on la couvre de bûches qu'on place près les unes des autres ; on allume le bois, et on jette par-dessus la mine concassée ; le bismuth se fond et coule dans la fosse, où il se moule en pain orbiculaire.

On suit encore d'autres procédés, suivant les endroits ; quelquefois on incline un tronc de pin creusé en canal, sur lequel on met un lit de bois ; on jette le bismuth sur cette matière combustible, après l'avoir allumée. Ce métal se fond, coule dans un canal qui le conduit dans un trou fait en terre, sur lequel pose l'extrémité du pin. On puise le bismuth, et on le verse dans des moules de fer, ou dans des lingotières.

Le bismuth est alors d'une couleur de blanc jaunâtre, naturellement lamelleux ; il est fragile. Son brillant métallique s'altère à l'air ; il prend une teinte violette ; on voit même à la longue une poussière blanche à sa surface ; c'est du bismuth à l'état d'oxide.

Le bismuth est très-fusible ; il entre en fusion long-temps avant que d'être rouge.

On emploie ce moyen pour l'obtenir cristallisé. A cet effet, on l'enferme dans un creuset, on le fait fondre. Sitôt qu'il est fondu on retire le creuset du feu, on laisse refroidir la fonte un moment ; on verse ensuite comme si on décantoit : la partie fluide fondue s'écoule, et les parties figées au pourtour du creuset, présentent le métal cristallisé à la partie inférieure et au fond.

On peut aussi, d'après le C. *Monge*, employer pour cette opération un creuset percé et bouché par le fond. Lorsque le métal est fondu on laisse figer la surface supérieure du métal, et lorsqu'elle commence à se prendre,

on débouche le fond du creuset ; la partie fluide s'écoule et tous les parois, et le dessous de la surface supérieure figée, laissent voir les cristaux qui se sont formés.

Sa cristallisation est le cube qui passe quelquefois à l'octaèdre.

Si on le fond avec le contact de l'air, à un feu modéré, il se change insensiblement en un oxide d'un gris verdâtre ou brun, nommé cendre ou oxide de bismuth.

Lorsqu'il éprouve l'action d'un feu très-violent, il est volatil et se sublime dans des vaisseaux clos ; il produit une petite flamme bleue, et laisse exhaler son oxide sous la forme de fumée jaunâtre qui se condense sur les corps froids.

Pour faire cette expérience on met du bismuth dans un creuset ; on l'expose à un grand feu, pour bien découvrir la surface ; sitôt que le bismuth répand la flamme bleue, on retire le creuset du feu, et on applique dessus un entonnoir de verre, ou tout autre vase, il s'y sublime du bismuth à l'état d'oxide. Lorsque le bismuth ne fume plus on le fait chauffer de nouveau au même degré de feu, et l'on recommence ainsi jusqu'à ce que le bismuth ne se volatilise plus : c'est ce qu'on appeloit autrefois *fleurs de bismuth.*

L'oxide de bismuth est très-fusible ; il se fond seul par l'action du feu, et se convertit en un verre jaune et transparent. Ce verre perce les creusets et les vitrifie.

L'oxide de bismuth est susceptible d'être réduit. On prend la quantité qu'on veut d'oxide de bismuth ; on en forme une pâte avec du savon noir : on fait fondre ce mélange dans un creuset ; l'oxide se métallise et reforme du bismuth.

Le gaz hidrogène altère la couleur du bismuth, et lui donne une teinte violette.

Le bismuth s'unit très-bien avec le soufre, si on chauffe parties égales de ces deux substances dans un creuset, il en résulte une mine de bismuth sulfureuse, artificielle, noirâtre et poreuse, qui, refondue, devient, par le refroidissement, grise, brillante, striée, et même susceptible de cristalliser.

Le bismuth, d'après *Pelletier*, a très-peu d'affinité avec le phosphore. Parmi les expériences qu'il a faites pour phosphorer du bismuth, voici celle qui a le mieux réussi.

On fait fondre dans un creuset un peu de bismuth; lorsqu'il est fondu, on y projette, par parties, des petits morceaux de phosphore : on retire ensuite le creuset du feu, et l'on trouve le bismuth très-adhérent au creuset.

Sa cassure est celle du bismuth. Au chalumeau, il donne une très-petite flamme verte, au moment où il entre en fusion. Exposé quelque temps à l'air, il prend une couleur irisée. Si on le lime, et si on jette la limaille sur un charbon bien allumé, l'on voit qu'il se dégage de petites flammes verdâtres, qui ont l'odeur de phosphore.

On ne connoît pas l'action du bismuth sur l'arsenic, le cobalt, et les autres métaux déjà examinés. L'eau paroît n'avoir aucune action sur le bismuth. L'acide sulfurique concentré agit sur le bismuth; à l'aide du calorique, il en dissout une portion avec laquelle il forme un sulfate de bismuth très-déliquescent, et il oxide l'autre : il se dégage alors du gaz acide sulfureux.

On ne connoît pas bien ce sel; le C. *Fourcroy* annonce qu'il peut être décomposé par le feu, par les

substances salines terreuses, par les alcalis, et même par l'eau en grande quantité.

L'acide nitrique dissout le bismuth avec une rapidité singulière. Le mélange s'échauffe beaucoup, et l'acide se décompose en partie.

On met dans un matras, ou dans une fiole à médecine, une partie et demie d'acide nitrique foible; on ajoute, à diverses reprises, une partie de bismuth cassé par petits morceaux, il se forme de l'oxide de Bismuth qui se porte sur l'acide nitrique.

Lorsque la dissolution est faite, il se précipite ordinairement une poudre noire en flocons légers. On n'a point encore examiné cette substance avec assez de soin, pour en déterminer la nature.

Quand on veut filtrer la dissolution de bismuth, il faut y ajouter de l'eau acidulée, à cause de la propriété du bismuth d'être précipité en blanc par l'eau : on fait ensuite évaporer et cristalliser; elle fournit un sel blanc très-brillant. Le C. *Fourcroy* a obtenu par une évaporation lente, des rhombes applatis, fort gros.

Ce sel détonne foiblement, et par scintillations rougeâtres; il se fond et il se boursoufle, et il laisse un oxide d'un jaune verdâtre, qui ne se réduit pas sans addition. Il a une saveur très-caustique, il est déliquescent.

Exposé à l'air, ce sel perd sa transparence.

Ce sel est décomposé par les alcalis et par la chaux; il est précipité en gris par les prussiates, en noir par l'hidrogène sulfuré, et en blanc par l'acide gallique.

Quand on précipite par l'hidrogène sulfuré, il y a une portion de bismuth revivifié, qui forme une pellicule grise, brillante à la surface.

Si on fait dissoudre de ce sel dans de l'eau, il la rend blanche, laiteuse, et y forme un précipité d'oxide de bismuth.

Si on verse de l'eau dans une dissolution nitrique de bismuth, on a un effet semblable: c'est ce qu'on a appelé *magistère de bismuth.*

Pour l'obtenir très-blanc et très-léger, on fait, comme nous l'avons dit ci-dessus, une dissolution de bismuth par l'acide nitrique; on l'étend dans deux fois son poids d'eau acidulée, on laisse bien déposer, on décante pour séparer le dépôt noir qui s'est formé; on verse cette dissolution dans une très-grande quantité d'eau très-pure: il se fait aussitôt un précipité blanc. Lorsqu'il est bien formé, on filtre la liqueur; on passe de l'eau, à plusieurs reprises, sur le dépôt resté sur le filtre, afin d'enlever tout l'acide, et on le fait sécher: c'est ce que l'on nomme *magistère de bismuth, blanc de fard, et blanc de perle.*

Le bismuth se précipite à l'état d'oxide blanc; mais il retient toujours une petite quantité d'acide nitrique, dont on peut le priver par la potasse. C'est cette portion d'acide nitrique qui est la cause de son action sur la peau.

Les femmes s'en servent pour blanchir la peau; mais il a l'inconvénient de noircir lorsqu'il est en contact avec des matières fétides, odorantes, etc. Si l'on verse dans une dissolution de nitrate de bismuth, précipitée par l'eau du sulfure de potasse, ou de l'hidro-sulfure; du blanc, l'oxide passe au noir foncé.

Le magistère de bismuth, pour être beau, doit être parfaitement blanc, et très-peu volumineux.

L'acide muriatique dissout difficilement le bismuth; il

faut qu'il soit concentré et en digestion longtemps sur ce métal : mais il dissout plus facilement son oxide.

Suivant le C. *Fourcroy*, cette dissolution réussit encore mieux, en distillant une grande quantité d'acide muriatique sur le métal ; il s'exhale une odeur fétide de ce mélange : on lave le résidu avec de l'eau, qui se charge de la portion d'oxide métallique unie à l'acide.

Le sel que l'on obtient de ces dissolutions, cristallise difficilement.

Il se sublime, et forme une sorte de sel mou, fusible, nommé improprement *beurre de bismuth*, qui attire fortement l'humidité de l'air.

L'eau le décompose, et en précipite un oxide blanc.

L'acide nitro-muriatique dissout aussi le bismuth ; la dissolution est d'abord un peu verdâtre, elle blanchit ensuite.

L'acide muriatique oxigéné oxide très-promptement le bismuth.

Si l'on jette du bismuth en poudre dans du gaz acide muriatique oxigéné, il s'enflamme et donne des étincelles blanches, et le bismuth passe à l'état d'oxide blanc.

On ne connoît pas encore les propriétés des phosphate, fluate, borate et carbonate de bismuth.

On ignore l'action des substances terreuses et des alcalis sur le bismuth ; on sait seulement qu'il s'unit par la fusion vitreuse avec la silice, qu'il colore en jaune verdâtre.

Le bismuth ne détonne pas avec le nitre ; cependant ce sel le convertit en oxide.

Le bismuth, en poudre, mêlé avec le muriate suroxigéné de potasse, détonne par le choc.

Le muriate d'ammoniaque est décomposé par l'oxide

de bismuth, mais non par le métal; on obtient ce qu'on appeloit autrefois *fleurs de sel ammoniac bismutiques*, et il se dégage une grande quantité de gaz ammoniac.

On mêle ensemble une partie d'oxide de bismuth, et deux parties de muriate d'ammoniaque; on met ce mélange dans une cornue de verre, et on procède à la distillation à l'appareil pneumato-chimique: il passe de l'ammoniaque, il s'élève et s'attache dans le col de la cornue, un peu d'oxide de bismuth mêlé avec du muriate d'ammoniaque non décomposé. Le résidu contient la combinaison de l'oxide métallique avec l'acide muriatique.

On peut séparer l'oxide de bismuth du muriate d'ammoniaque, par la seule dissolution dans l'eau.

On peut se servir du bismuth pour faire une encre de sympathie.

Toutes les dissolutions de bismuth peuvent servir, mais on prend de préférence un acide qui n'attaque pas le papier, tel que l'acide acéteux. On écrit des caractères sur le papier avec l'acétite de bismuth formé, qui ne paroissent pas: pour le rendre visible, on prend du sulfure alcalin, on prend même de préférence le sulfure d'ammoniaque. En le mettant en contact avec le papier, la vapeur désoxigène le bismuth et le noircit, en forme un sulfure de bismuth: cette expérience se fait en mettant un peu de sulfure d'ammoniaque dans un verre, qu'on recouvre d'un papier, sur lequel on a écrit; le sulfure se volatilise, et se porte sur la dissolution de bismuth.

Le bismuth à l'état de métal, est employé dans les arts. On l'allie à l'étain, et il donne en général aux métaux moux, de la dureté, de la roideur, ou de la consistance.

Son oxide est utile dans la préparation de quelques émaux, des verres colorés, etc.

CHAPITRE XII.

Antimoine, et Sulfure d'antimoine.

PARAGRAPHE PREMIER.

De l'Antimoine.

Les latins ont appelé ce métal, *stibium*. Le mot antimoine est venu de ce que la première épreuve qu'on fit avec ce métal, fut faite sur des moines, auxquels, dit-on, on le donna comme purgatif. Le prieur d'un couvent anglais à Cantorbery, en ayant donné à ses cochons, et ayant remarqué que cela leur donnoit de l'appétit et les purgeoit, voulut en faire autant en faveur de ses moines, mais la plupart en périrent. Il n'y a pas de métal qui ait plus fourni matière à l'alchimie; l'on a écrit une quantité de volumes sur cette substance. Les alchimistes lui ont donné différens noms, *racine des métaux*, *plomb sucré*, etc.

On distingue quatre espèces de mine d'antimoine et quelques variétés.

1°. Antimoine natif; 2°. antimoine sulfuré; 3°. antimoine oxidé; 4°. antimoine hidro-sulfuré. (Haüy, Traité de minér.)

L'antimoine natif a été découvert par *Swab*, à Selberg, en Suède; et depuis, le C. *Schreiber*, inspecteur des

mines, en a trouvé près d'Allemont, en Dauphiné. Celui-ci fut pris pendant quelques temps pour de la pyrite arsenicale.

Les variétés sont : 1°. l'antimoine natif arsenifère *ondulé*; 2°. antimoine natif arsenifère, *Lamellaire*. On trouve ces deux variétés à Allemont.

L'antimoine sulfuré est commun dans différens endroits de la Hongrie, comme à Cremnitz et à Schemnitz.

On connoît l'antimoine sulfuré argentifère, dite mine d'argent grise antimoniale. (De Lisle, t. 3.)

On a trouvé cette mine à Himmelsfurst, près de Freyberg, où ses cristaux sont accompagnés de fer carbonaté en petits rhomboïdes primitifs.

L'antimoine oxidé a été trouvé par *Mongez* le jeune, aux Chalanches, montagne de la mine d'Allemont dans le Dauphiné.

On a trouvé la variété laminaire, à Przibram en Bohème, et à Braunsdorf, en Saxe, sur du plomb sulfuré, et la variété aciculaire, à Malazka en Hongrie.

On trouve l'antimoine hidro-sulfuré, à Braunsdorf, en Saxe; à Felsobanya, en Hongrie; à Kapnick, en Transilvanie, etc.

Pour extraire l'antimoine de sa gangue, on bocarde la mine, et on la met en morceaux dans des pots percés à leur partie inférieure. Ces pots sont placés sur d'autres qui sont enfoncés dans la terre; on chauffe les premiers, le sulfure se fond et coule dans le creuset inférieur. Les scories restent dans le pot supérieur.

Cette substance est d'un gris noirâtre, en lames ou en aiguilles plus ou moins grosses, friables.

Pour obtenir l'oxide d'antimoine du sulfure natif, on

réduit le sulfure en morceaux, on l'expose au feu qui volatilise une partie du soufre, il faut employer une très-douce chaleur pour réduire l'oxide gris d'antimoine.

On prend huit parties d'oxide gris sulfuré d'antimoine, six de tartre, trois de nitrate de potasse. On projette ce mélange dans un creuset.

On a pour résultat, suivant les différentes affinités des substances que l'on emploie, de l'acide carbonique, et de l'azote qui se dégagent, un peu de carbonate de potasse, du sulfure de potasse, tenant un peu d'antimoine; enfin, du sulfate de potasse. Ces trois produits restent dans le creuset, de même que l'antimoine qui en occupe la partie inférieure.

Pour obtenir l'antimoine du sulfure, on fait un mélange de 200 parties de sulfure d'antimoine, 100 de tartre brut, et de 170 de nitrate de potasse. On projette le tout par cuillerées dans un creuset rouge, il se dégage une grande quantité de gaz; on bouche de suite le creuset et on donne un coup de feu assez fort : voici ce qui se passe.

L'acide nitrique du nitrate de potasse se décompose; une partie de son oxigène se porte sur une partie du soufre du sulfure d'antimoine, et forme de l'acide sulfureux qui, se dégageant de l'acide sulfurique, se porte sur la potasse du tartre et du nitrate. Le tartre met alors à nud du charbon qui empêche l'excès d'oxigène de se porter sur l'antimoine et de l'oxider; il se dégage une grande quantité de gaz nitreux, une partie du soufre se porte aussi sur la potasse mise à nud, et forme un sulfure de potasse; il se forme encore du sulfure d'antimoine oxidé, à cause d'une partie d'oxigène qui se porte sur un peu de sulfure qui n'a pas été décomposé. Après

avoir chauffé pendant une heure et demie, on trouve au fond du creuset un culot gris-blanc pesant, très-cassant, à facettes, et cristallisé en feuille de fougère, pour reconnoître cette substance, après en avoir pulvérisé une partie, on jette dessus de l'acide nitrique concentré, qui se décompose : l'oxigène se porte sur le métal et l'oxide; il se dégage beaucoup de gaz nitreux. Si on jette ensuite sur cet oxide, de l'acide muriatique, il le dissout, et il se forme un muriate qui précipite en blanc par l'eau; pour s'assurer si c'est de l'antimoine, on y jette de l'hidro-sulfure, et on voit qu'il se précipite du soufre doré ou du sulfure d'antimoine, ce qui le différencie du bismuth qui précipiteroit en noir.

Sur ce culot surnage une matière légère, spongieuse, rougeâtre, appelée scories, qu'on peut analyser de cette manière.

D'abord, la saveur est caustique, ce qui indique la présence de la potasse, et un goût d'œufs pourris, qui indique celle d'un sulfure. On peut encore s'assurer qu'il y a de la potasse, avec le papier réactif, en dissolvant les scories dans l'eau chaude; elle se décompose, il se dégage de l'hidrogène sulfuré, ce qui prouve encore la présence d'un sulfure; l'oxigène de l'eau se porte sur l'antimoine du sulfure, l'oxide, et forme un hidro-sulfure d'antimoine oxidé, qui est soluble à chaud dans l'hidro-sulfure de potasse. En refroidissant, il se précipite et on obtient en filtrant, du kermès, qui est d'un rouge brun; il reste dans la liqueur de la potasse, de l'hidro-sulfure de potasse et du sulfate de potasse. On verse un acide, il décompose l'hidro-sulfure de potasse, qui laisse dégager une grande quantité d'hidrogène sulfuré; il se forme un

nitrate de potasse qui reste dissout dans la liqueur avec le sulfate de potasse ; il reste encore un peu de sulfure d'antimoine qui se trouve plus oxidé que dans le premier cas, et il se précipite du soufre doré ou sulfure d'antimoine oxidé, où l'antimoine est plus oxidé que dans le kermès. Pour reconnoître le sulfate de potasse, on jette du nitrate de barite qui décompose le sulfate de potasse et forme du sulfate de barite qui se précipite en poussière blanche, et il reste dans la liqueur, du nitrate de potasse qu'on reconnoît en faisant évaporer et cristalliser.

Ces scories contiennent donc de la potasse libre, du sulfure de potasse, du sulfate de potasse, et du sulfure d'antimoine, peut-être un peu oxidé.

Lorsque le métal est pur, il est fragile, d'une belle couleur argentine, composé de lames ou feuillets. On le coule ordinairement en pains orbiculaires et applatis; ces pains présentent, à leur surface, une cristallisation en forme de feuilles de fougère.

Il est peu altéré par l'air, quelquefois la surface du métal se ternit.

L'antimoine a une saveur qui lui est propre, puisqu'il agit sur l'estomac, comme émétique et purgatif.

Il se dissout dans le *suc gastrique*. On a conclu de cette propriété, qu'on pouvoit purger avec une balle d'antimoine. C'est la *boule perpétuelle des anciens.*

Si l'on fond l'antimoine dans un creuset couvert, et qu'on le laisse refroidir avec les précautions convenables, il est susceptible d'une vraie cristallisation en pyramides isolées.

Si l'on échauffe fortement l'antimoine dans des vaisseaux

clos, il se sublime en entier, sans souffrir aucune altération.

Mais, lorsqu'on fait subir l'action du feu à l'antimoine, dans des vaisseaux où l'air a de l'accès, il s'oxide à la surface, et se réduit en fumée blanche.

On met dans un fourneau un creuset; mais au lieu de le placer verticalement, on l'incline à 45 ou 50° parce que l'oxide d'antimoine étant volatil, ne se sublime pas, s'il est exposé à un feu un peu fort; son ouverture doit déborder un peu la porte par laquelle on le fait entrer, on le lute à l'aide de la terre à four. On met dans ce creuset de l'antimoine; on pose à son ouverture un autre creuset percé à son fond, et qui est recouvert par un ou plusieurs autres, percés à leur fond; on met au dernier un cornet de papier pour recueillir ce qui peut encore passer d'oxide.

Il faut avoir soin de laisser entre le premier creuset inférieur, un intervalle, pour donner un courant d'air, sans lequel l'antimoine ne s'oxideroit pas bien; l'oxide seroit jaune au lieu d'être blanc; on chauffe jusqu'à ce que le creuset soit rouge à blanc.

Quand on veut augmenter le courant d'air, on peut souffler sur le métal rouge; si l'on voit se former une croûte épaisse à la surface, on la brise avec une baguette de fer. L'antimoine ne se combine bien aux acides que dans cet état d'oxide: c'est ce que l'on nomme improprement *fleurs argentines de régule d'antimoine, ou neige d'antimoine.* C'est un oxide métallique sublimé en aiguilles très-déliées, blanches et brillantes.

Il y a deux autres oxides blancs d'antimoine, qui sont plus oxidés que celui-là, et qui sont fixes au feu; celui-ci

contient environ 20 d'oxigène, le jaune 18, l'orangé 16, etc. et en poussant le feu, on le feroit passer par ces différens états.

Cette substance a un caractère salin; elle est très-peu soluble dans l'eau; on peut la réduire à l'état de métal par les corps combustibles.

Cet oxide peut aussi se fondre en un verre de couleur orangée; ce verre est plus pâle et plus transparent que celui que l'on fait avec l'oxide gris et sulfuré d'antimoine.

Suivant les expériences du C. *Thenard*, cet oxide retient 0,20 d'oxigène.

Ce chimiste a aussi reconnu que cet oxide se réduisoit facilement, même sans addition; si on opère dans un tube de porcelaine, on peut en obtenir le métal par le feu.

Si on le chauffe doucement dans un creuset, il passe, en se désoxidant, d'abord à l'état d'oxide jaune très-fusible en verre, tenant 0,19 d'oxigène; de-là à l'oxide de couleur orangée, tenant 0,18 d'oxigène; puis à l'oxide brun-marron, chargé de 0,16 d'oxigène; enfin il arrive à l'état d'oxide noir, tenant 0,02 d'oxigène avant de revenir métallique.

L'antimoine éprouve très-peu d'altération de la part des corps combustibles.

Le gaz hidrogène altère sa surface et la colore. Il agit d'une manière plus énergique sur ses dissolutions.

L'antimoine s'unit au phosphore: pour obtenir cette combinaison, on mêle ensemble parties égales de verre phosphorique et d'antimoine, on y ajoute un huitième de charbon en poudre; on fait fondre le tout dans un creuset. Le résultat est une substance métallique blanche, fragile, ayant une cassure lamelleuse, mais à petites fa-

cettes, qui paroissent cubiques ; c'est de l'antimoine phosphoré.

L'on parvient encore à faire un phophure d'antimoine, en projetant du phosphore sur de l'antimoine. Il faut avoir attention de retirer du feu le creuset aussitôt les dernières projections du phosphore ; sans cette précaution, presque tout le phosphore se volatiliseroit.

L'antimoine a aussi beaucoup d'affinité avec le soufre. Ces deux substances s'unissent ensemble, et forment une mine d'antimoine artificiel.

Pour produire cette combinaison, on pulvérise parties égales d'antimoine et de soufre ; on met ce mélange dans un creuset, on le couvre ; on fait fondre promptement le mélange à un feu capable de rougir foiblement le creuset. Lorsque les matières sont fondues, on tire le creuset du feu, on le laisse refroidir ; on le casse ; on trouve une masse brillante de couleur gris d'ardoise ; cette masse est disposée en belles aiguilles dans l'intérieur.

Les sulfures alcalins dissolvent complétement l'antimoine, et forment une matière jaunâtre, d'où l'on peut précipiter le soufre antimonié par un acide qui lui donne sur le champ une couleur orangée.

Le gaz hidrogène sulfuré agit sur les dissolutions de ce métal, de la même manière que le gaz hidrogène.

On peut encore faire cette expérience en versant de l'eau chargée d'hidrogène sulfuré, sur de l'oxide blanc d'antimoine. Par l'un ou l'autre moyen, on obtient un précipité jaune.

L'arsenic s'unit à l'antimoine ; mais on ne connoît pas les propriétés de cet alliage. Il en est de même du nickel,

du cobalt et du bismuth. Les acides attaquent l'antimoine avec plus ou moins de facilité.

L'acide sulfurique, concentré et bouillant, en oxide une partie; il se dégage une grande quantité de gaz sulfureux, et sur la fin il se sublime un peu de soufre. La dissolution est brunâtre, et tient de l'oxide d'antimoine, cristallisé en aiguilles, et du sulfate d'antimoine. Le simple refroidissement ou de l'eau distillée, séparent l'un de l'autre.

Ce sel est très déliquescent; il se décompose facilement au feu.

Les substances terreuses et les alcalis en séparent aussi les principes.

L'antimoine décompose rapidement l'acide nitrique, même à froid. Il se dégage une grande quantité de gaz nitreux, et l'antimoine passe à l'état d'oxide blanc. Le C. *Thenard* a trouvé que l'oxide d'antimoine, obtenu par l'acide nitrique, contenoit 0,30 d'oxigène; il est très difficile à réduire, mais ce chimiste y est parvenu en le chauffant avec un peu d'antimoine, pour lui enlever son oxigène. On peut, par ce moyen, le faire repasser successivement par les couleurs jaune, orangée et brune, qui indiquent sa désoxidation.

On met ordinairement 20 parties d'antimoine en poudre, sur 50 d'acide nitrique; on fait chauffer un peu, et l'antimoine s'oxide en blanc et se précipite.

Dans cette expérience, l'acide nitrique seul n'est pas seulement décomposé, mais encore une petite quantité d'eau. L'azote de l'acide nitrique s'unit à l'hidrogène de l'eau et forme de l'ammoniaque, qui se combine avec de l'acide nitrique; ce que l'on reconnoît en traitant la masse

blanche avec la chaux vive ou les alcalis ; il y a dégagement d'ammoniaque.

L'acide muriatique, tant qu'il est chaud, paroît dissoudre un peu d'antimoine ; mais en se refroidissant, il laisse précipiter la partie calcinée, et retient du muriate d'antimoine, qu'on obtient par l'évaporation de la liqueur, mais qui est très-déliquescent ; si, au lieu d'antimoine, on prend l'oxide blanc, ou une dissolution sans couleur, l'on obtient un sel fixe au feu, et qui cristallise en lames brillantes.

L'acide nitro-muriatique dissout l'antimoine mieux que les autres acides ; cependant, en refroidissant, il laisse encore précipiter une portion d'oxide.

L'acide muriatique oxigéné brûle l'antimoine avec une grande facilité. A cet effet, on le réduit en poudre, et on le jette dans une cloche remplie de ce gaz. Il faut que la cloche soit bien sèche ; le métal brûle rapidement et avec une flamme blanche très-brillante.

On peut obtenir un muriate sur-oxigéné d'antimoine, en se servant du muriate sur-oxigéné de mercure et d'antimoine ; cette préparation sera décrite à l'article *mercure*.

L'acide phosphorique attaque aussi l'antimoine ; mais on ne connoît pas encore bien le sel qui résulte de cette action.

L'antimoine paroît ne contracter aucune union avec les matières terreuses ; mais lorsqu'il est à l'état d'oxide, il facilite leur fusion, et forme des verres dont les propriétés ne sont pas connues. Ces verres sont ordinairement de couleurs orangées.

L'action des alcalis n'est pas mieux connue.

La plupart des sels reçoivent des altérations de la part de l'antimoine.

Si l'on fait fondre dans un creuset une partie de sulfate de potasse et une demi-partie d'antimoine, le métal disparoît; on obtient une masse jaune, comme vitrifiée, caustique, qui est un sulfure de potasse antimonié, et qui, délayé dans l'eau chaude, donne de l'oxide d'antimoine hidro-sulfuré par le refroidissement.

Dans cette expérience, l'antimoine enlève l'oxigène de l'acide sulfurique, et s'unit à l'état d'oxide au sulfure de potasse formé. Ensuite l'eau, par sa décomposition, hidro-sulfure ce sulfure alcalin, de sorte que sa dissolution chaude devient susceptible de se séparer en deux portions; l'une très-antimoniée, qui se précipite en brun, et l'autre plus sulfurée, qui reste dissoute.

Le nitrate de potasse est aussi décomposé par l'antimoine; il résulte une combinaison connue sous le nom *d'antimoine diaphorétique*, et appelée par les chimistes modernes, *oxide d'antimoine* par *le nitre*.

On mêle une partie égale d'antimoine réduit en poudre fine avec trois de nitrate de potasse; quelquefois on met deux parties de sel sur une de métal; on projette ce mélange par cuillerées, dans un creuset qu'on a fait rougir auparavant; ce sel détonne vivement, et brûle le métal à l'aide de l'oxigène qu'il fournit; après cette opération, on trouve dans le creuset une masse blanche scorifiée, qui, lavée avec de l'eau, laisse une portion de l'oxide d'antimoine unie à une petite partie de potasse, et en donne une autre combinée avec beaucoup plus d'alcali, dans le quel l'oxide semble faire fonction d'acide.

Quand on fait cette opération dans les pharmacies, on

emploie plus ordinairement le sulfure d'antimoine. Je reporte donc les détails de cette expérience à la combinaison de ce sulfure avec le nitrate de potasse.

Deux parties de muriate sur-oxigéné de potasse et une d'antimoine en poudre, fulminent par le choc, et ne produisent que des étincelles rougeâtres, par l'acide sulfurique.

L'antimoine paroît susceptible de décomposer le muriate de soude, puisque, si l'on chauffe dans une cornue un mélange de ces deux substances, il passe, suivant *Monnet*, du muriate d'antimoine sublimé dans le récipient.

Suivant *Bucquet*, l'antimoine ne décompose pas bien le muriate d'ammoniaque.

§. II.

Du Sulfure d'Antimoine.

Après avoir examiné les principales propriétés de l'antimoine métal, il est nécessaire maintenant de considérer en particulier sa mine, connue sous le nom impropre d'*antimoine*, ou d'*antimoine crud*, et que les chimistes modernes ont appelé *sulfure d'antimoine natif*.

Nous avons déjà vu au commencement de cet article la manière de séparer de ce sulfure une portion de soufre; ce qui le met à l'état d'oxide gris.

Si, au lieu de faire fondre l'oxide gris d'antimoine avec des matières combustibles, on le fait entrer tout seul en fusion, il se convertit en une matière vitreuse, transparente, qui a, plus ou moins de couleur, depuis le

jaune foible jusqu'à la couleur rouge d'hyacinthe très-foncée. C'est ce que l'on nomme *verre d'antimoine.*

Pour faire cette opération, on met dans un creuset de l'oxide gris d'antimoine sulfuré; on le place dans un fourneau, et on le fait chauffer au rouge-blanc jusqu'à ce que la matière soit dans une parfaite fusion. On s'assure qu'elle est suffisamment bien fondue, en plongeant une verge de fer dans le creuset, et on l'en retire pour examiner l'état de la fusion : si la matière est transparente, et qu'elle file comme du verre ordinaire, elle est bien. On ôte le creuset du feu; on coule ce qu'il contient sur une plaque de cuivre: c'est le *verre d'antimoine.* Ce verre est aigre, et se casse de lui-même en refroidissant.

Tous les verres d'antimoine, d'après les expériences du C. *Vauquelin*, contiennent de la silice en plus ou moins grande quantité; il y en a qui en tiennent jusqu'à 12 pour 100, mais le plus souvent elle s'y trouve entre 9 et 10. Cette matière paroît provenir des creusets dans lesquels on fait fondre l'oxide d'antimoine sur la silice desquels cet oxide a, comme l'oxide de plomb, une grande action; peut-être aussi en ajoute-t-on pour empêcher la réduction de l'oxide d'antimoine, et donner au verre plus de transparence et un aspect plus vitreux?

On connoîtra tous les avantages du travail du C. *Vauquelin*, par l'application qu'en a fait ce chimiste à une des plus importantes préparations pharmaceutiques, le *tartrite de potasse antimonié. Voyez* ce mot.

Il y a encore une autre préparation connue sous le nom d'*oxide d'antimoine sulfuré vitreux*, ou de *foie d'antimoine*, à cause de sa couleur rouge sombre, semblable à celle du foie des animaux, et qui ne diffère de la préce-

dente, qu'en ce que cet oxide contient beaucoup plus de soufre ; aussi le verre qu'on en obtient est-il plus fusible et plus opaque.

A cet effet, on calcine le sulfure d'antimoine, mais beaucoup moins que lorsqu'on veut convertir l'oxide en verre : alors on fait fondre cet oxide dans un creuset ; il entre facilement en fusion : on le coule dans un mortier de fer ; on obtient une matière vitriforme de la couleur du foie d'un animal.

Si l'on avoit trop fait calciner l'antimoine, on obtiendroit une matière qui se rapprocheroit de la nature du verre d'antimoine et de sa transparence ; mais on y remédie en ajoutant un peu de sulfure d'antimoine en poudre.

Le sulfure d'antimoine se dissout mieux, et s'oxide moins par les acides que le métal lui-même.

L'acide sulfurique bouillant fait effervescence avec le sulfure d'antimoine ; il y a dégagement de gaz acide sulfureux et point de gaz hidrogène sulfuré. Il reste dans le fond du vase un peu d'oxide d'antimoine mêlé au soufre.

L'acide sulfureux paroît être décomposé à la chaux, le métal s'oxide, et il se forme un sulfite d'antimoine sulfuré.

L'acide nitrique attaque avec violence le sulfure d'antimoine, surtout à l'aide du calorique ; tout le métal est oxidé, et l'acide n'en retient pas. Il se dégage beaucoup de gaz nitreux, et point de gaz hidrogène sulfuré.

Le soufre se trouve mêlé à l'oxide au fond de la liqueur.

L'acide muriatique dissout mieux le sulfure que l'antimoine métal, même sans le secours de la chaleur. Il y

a dégagement de gaz hidrogène sulfuré. A l'aide du calorique, tout le métal se dissout.

L'acide muriatique oxigéné se brûle et s'enflamme; le métal s'oxide.

L'acide nitro-muriatique agit doucement sur cette substance; il se sépare du soufre qui se précipite.

Pour faire cette opération, on réduit du sulfure d'antimoine en poudre grossière; on le met dans un matras; on verse par-dessus quatre fois son poids d'acide nitro-muriatique, formé de trois parties d'acide muriatique et d'une partie d'acide nitrique; on chauffe le matras, et on fait légérement bouillir sur la fin; l'antimoine se dissout, et le soufre se précipite sous la forme de précipité blanc, qui devient jaune après avoir été lavé et séché; il se dégage pendant l'opération du gaz hidrogène sulfuré.

Les bases salifiables terreuses ont peu d'action sur le sulfure d'antimoine.

Si l'on verse de l'eau de chaux sur du sulfure d'antimoine en poudre, elle forme, au bout de quelques heures, un précipité jaunâtre. Si on laisse longtemps l'eau de chaux sur ce sulfure, on obtient, en versant dans la liqueur filtrée, un acide, un précipité d'antimoine hidro-sulfuré pâle ou de soufre doré.

On obtient un effet semblable avec la barite et la strontiane.

Les alcalis ont une action très-marquée sur ce sulfure; avec la potasse, on forme une préparation connue sous le nom de *kermès minéral*, maintenant oxide d'antimoine hidro-sulfuré.

Ce n'est que depuis le commencement de ce siècle, que l'usage du kermès s'est établi dans la médecine: on lui

avoit aussi donné le nom de poudre des Chartreux, attendu que le frère *Simon*, apothicaire des Chartreux, après avoir administré ce remède, qui eut un plein succès, publia partout la vertu de ce médicament. Il tenoit cette préparation d'un chirurgien nommé la *Ligerie*, lequel la tenoit lui-même de *Chastenay-Dodart*, médecin, fit acheter au gouvernement ce secret en 1720, et la *Ligerie* le rendit public.

Le nom de *kermès* lui a été donné par le frère *Simon*, chartreux, sans doute à cause de sa couleur semblable à celle de la coque animale appelée *kermès*.

Les divers procédés connus sont ceux de la *Ligerie* et de *Lémery*.

Le procédé de la *Ligerie* consiste à faire bouillir, pendant deux heures, dans deux litres d'eau, quatre parties de liqueur de nitre fixé par les charbons et seize parties de sulfure d'antimoine concassé, à filtrer la liqueur bouillante, et à laisser déposer le kermès. On refait bouillir plusieurs fois le dépôt resté sur le filtre avec une nouvelle quantité de liqueur de nitre fixé; on filtre de nouveau, et on lave tous les précipités jusqu'à ce qu'ils soient insipides; on le fait sécher; on fait ensuite brûler de l'eau-de-vie dessus, et on le pulvérise.

Le C. *Baumé*, d'après *Lémery*, donne deux procédés, l'un par la voie sèche et l'autre par la voie humide.

Suivant le premier procédé, on pulvérise et on mêle ensemble une partie de sulfure d'antimoine, deux de potasse, et suivant la quantité de sulfure, on ajoute un 16e. de soufre. On fait fondre ce mélange dans un creuset, on le coule dans un mortier de fer; il est d'une couleur rouge foncé. Lorsque la matière est refroidie, on la pul-

vérise grossièrement ; on la fait bouillir dans une suffisante quantité d'eau : on filtre la liqueur, et il se dépose, par le refroidissement, une poudre d'un rouge brun. On lave le précipité avec de l'eau froide d'abord, et ensuite avec de l'eau bouillante, jusqu'à ce qu'elle sorte insipide; on le fait sécher, on le pulvérise, et on le passe à travers un tamis de soie.

Pour préparer le *kermès* par la voie humide, suivant le même chimiste, on fait bouillir une lessive de cinq ou six parties d'alcali fixe pur en liqueur, avec quinze ou vingt parties d'eau; on jette dans cette liqueur bouillante le seizième du poids employé d'alcali, de sulfure d'antimoine porphyrisé : on agite bien le mélange, et lorsqu'il a bouilli un instant, on le filtre. Cette liqueur dépose beaucoup de kermès par le refroidissement; on le lave de la même manière que celui obtenu par la fusion.

Chaptal décrit aussi un procédé dans ses Elémens de Chimie; et c'est celui, dit-il, qui lui a le mieux réussi.

On fait bouillir dix à douze parties d'alcali pur en liqueur, avec deux parties de sulfure d'antimoine; on soutient l'ébullition pendant une demi-heure, on filtre et on obtient par le simple refroidissement, beaucoup de kermès. On fait encore digérer de nouvel alcali sur l'antimoine, jusqu'à ce qu'il soit épuisé : on le lave et on le fait sécher.

J'ajoute à tous ces procédés celui du C. *Déyeux*. Les pharmaciens et ceux qui préparent en grand ces sortes de médicamens, verront sans doute avec plaisir les détails que ce chimiste m'a communiqués.

Nitre fixé par les charbons, et ensuite purifié, ou carbonate de potasse. . . . . une partie.

Sulfure d'antimoine, cassé en petits morceaux. . . . . quatre parties.

Eau de rivière filtrée. . . . . huit parties.

On fait bouillir le tout dans une bassine de fer bien propre, pendant un bon quart-d'heure ; on retire ensuite avec une cuiller de fer, une petite quantité de la liqueur ; et, si à mesure qu'elle se refroidit, on la voit se troubler et former un dépôt briqueté, on peut être assuré qu'elle contient du *kermès* en dissolution. Dans le cas contraire on continue l'ébullition plus longtemps, et jusqu'à ce que le fait annoncé se manifeste ; on verse alors la liqueur toute bouillante sur un filtre de papier, posé sur une toile médiocrement serrée. La liqueur passe très-claire, mais à mesure qu'elle gagne le fond de la terrine, elle se trouble et laisse déposer un précipité assez abondant.

Quelques personnes recommandent de mettre de l'eau froide dans la terrine, afin de hâter la séparation du précipité ; mais indépendamment que cette précaution est inutile pour produire l'effet dont il s'agit, elle a l'inconvénient d'affoiblir la couleur du kermès.

Pendant que la filtration de la liqueur se fait, on met sur le sulfure d'antimoine resté dans la bassine, du nitre fixé, ou de la potasse et de l'eau, une quantité de chacun, égale à celle employée d'abord : on procède ensuite comme la première fois. On répète jusqu'à quatre fois cette opération. Il faut avoir soin de verser chaque liqueur sur un filtre particulier.

Pendant cette quatrième opération, les liqueurs filtrées des deux premières ont le temps de déposer le kermès qu'elles contenoient.

On les décante avec précaution, et on les fait bouillir de

nouveau avec le sulfure d'antimoine resté dans la bassine.

On suit la même marche avec les liqueurs des troisième et quatrième opérations, et ainsi de suite, jusqu'à ce qu'on ait toutes les quantités de kermès qu'on vouloit obtenir : mais, comme à mesure qu'on multiplie ces opérations, l'eau et l'alcali diminuent, on a soin de verser de temps en temps dans la bassine, une solution de potasse dans l'eau, en observant seulement que la potasse ne soit pas en trop grande quantité; car alors le kermès resteroit en dissolution dans la liqueur, et ne se précipiteroit pas par le refroidissement.

Il faut aussi avoir grand soin de renouveler fréquemment les filtres de papier; car ils s'obstruent assez promptement. Chaque fois qu'on les change, on jette dans la bassine le dépôt dont ils sont recouverts.

Le kermès, qui se dépose au fond des terrines à chaque opération, doit être mis dans un vase à part, et d'y laisser jusqu'à ce qu'on se soit procuré la quantité dont on a besoin; il ne s'agit plus après cela que de la débarrasser de l'alcali qui l'humecte encore, et de procéder ensuite à son entière dessication.

A cet effet, après avoir décanté avec le plus de soin possible, le peu de fluide qui surnage, on délaie le précipité dans une grande quantité d'eau de rivière bien claire, et surtout froide; on laisse reposer la liqueur, on la décante, et on verse sur le dépôt une nouvelle quantité d'eau semblable à la précédente : on répète de même les lotions, jusqu'à ce qu'on s'aperçoive que le fluide décanté n'ait plus de saveur alcaline. Enfin, on achève les lotions avec de l'eau chaude.

Le précipité, qui se rassemble au fond de ce dernier

fluide, doit être jeté sur plusieurs filtres de papier, placés, soit dans les entonnoirs, soit sur des toiles; de manière que, sur chaque filtre, il y en ait au moins l'épaisseur de deux doigts. Peu à peu il s'égoutte; il prend de la retraite, se gerce, et acquiert une sorte de consistance. On en enlève de temps en temps une petite quantité, pour juger de son état; et lorsqu'en le rapprochant avec une spatule, on aperçoit qu'il commence à se diviser sans former de bouillie, on se hâte de le mettre entre deux feuilles de papier gris, et de le porter sous une presse, après toutefois l'avoir renfermé dans un linge.

Il convient de presser d'abord très-doucement, et à des distances éloignées d'un quart-d'heure et même d'une demi-heure; par ce moyen on évite de crever le filtre et sa toile.

On juge que la pression est arrivée à son dernier terme, lorsqu'en comprimant fortement avec le doigt les bords de la matière exprimée, on aperçoit qu'elle oppose la résistance d'un corps solide; alors on desserre la presse, et on enlève la toile et le papier, qui ordinairement se séparent aisément. On divise le plus qu'on peut le kermès avec une spatule de bois, et on le met sur des tamis de crin, garnis de feuilles de papier gris. Ces tamis doivent être ensuite exposés au soleil, ou dans une étuve légèrement chaude. Le kermès se dessèche par ce moyen très-complétement, surtout si on a soin de temps en temps de diviser avec un pilon de verre ou une spatule, les grumeaux les plus gros.

Une fois desséché, on achève de le diviser à l'aide du porphyre, et enfin on le renferme dans un flacon de verre bien bouché. On doit avoir attention de ne pas mettre

ce flacon dans un endroit trop exposé à la lumière, sans quoi on verroit la couleur du kermès s'affoiblir peu à peu.

Ce procédé, dit le C. *Déyeux*, est à la vérité plus long et plus dispendieux que ceux que l'on fait ordinairement; mais il donne toujours un bon kermès, sur l'effet duquel on peut compter, surtout si les matières premières, dont on s'est servi pour le préparer, sont de bonne qualité.

Une chose bien singulière, et que *Rouelle* a remarquée le premier, c'est que le kermès, qui se précipite à chaque filtration, est rarement de même couleur, quel que soit le procédé auquel on ait recours. Tantôt il est très-foncé en couleur; tantôt il l'est moins, et malgré qu'on ait employé les mêmes matières et les mêmes ustensiles, et qu'on ait fait durer l'ébullition le même temps, on ne parvient jamais à obtenir un précipité rigoureusement semblable. Cette différence est encore plus sensible dans un temps humide, ou lorsque l'air est bien sec; enfin, ce chimiste a remarqué qu'il n'étoit pas égal d'opérer à l'air libre, ou sous la cheminée d'un laboratoire. Au reste, toutes ces différences deviennent presque nulles, pour l'effet du médicament, lorsqu'on a soin de réunir tous les précipités; car alors, celui qui est plus coloré, en se mêlant à celui qui l'est moins, établit une nuance égale dans toute la quantité, et on est à-peu-près sûr, par ce moyen, d'avoir un kermès dont les propriétés sont uniformes.

A la pharmacie centrale des hôpitaux militaires, le C. *Dizé*, l'un des pharmaciens en chef de cet établissement, suit un autre procédé pour préparer le kermès.

Il commence d'abord par rendre caustiques vingt-cinq parties de soude ; il mêle ensuite cette soude caustique avec cent cinquante parties de soude pure du commerce, appelée cristaux de soude, et il y ajoute vingt-cinq parties de sulfure d'antimoine pulvérisé. On fait bouillir ce mélange dans une suffisante quantité d'eau, on filtre et on obtient, par refroidissement, une très-grande quantité de kermès ; on le lave et on le fait sécher.

Dans nos laboratoires, voici le procédé que nous suivons le plus ordinairement. On prend une partie de potasse caustique contre quatre de sulfure d'antimoine ; on met ces deux substances dans une bassine de cuivre, et on ajoute de l'eau ; on fait bouillir pendant une demi-heure environ ; la potasse s'empare d'une partie du soufre, forme un sulfure qui décompose l'eau, en s'emparant de l'hidrogène ; une partie de l'oxigène se porte sur l'antimoine, et une partie de l'hidrogène se porte sur le sulfure d'antimoine oxidé à cause de l'attraction du sulfure hidrogéné d'antimoine oxidé, pour le sulfure hidrogéné de potasse, dans lequel il se dissout et qui est susceptible d'en dissoudre beaucoup plus à chaud qu'à froid, la liqueur en refroidissant, précipite donc du sulfure hidrogéné d'antimoine oxidé, qui est d'un rouge brun ; on filtre et on fait sécher promptement, parce qu'à l'air il éprouve une altération ; il perd ses propriétés médicales, en absorbant de l'oxigène.

Si l'on verse un acide dans la liqueur dans laquelle s'est formé le kermès, et dont il s'est entiérement séparé par le refroidissement, cette liqueur se trouble de nouveau, l'acide s'empare de la potasse et l'eau est décomposée par deux affinités, celle du soufre pour l'hidrogène,

et celle de l'antimoine pour une nouvelle quantité d'oxigène, il se forme un second dépôt de couleur jaune rougeâtre, qui n'est autre chose que ce qu'on appelle du *soufre doré d'antimoine*, oxide d'antimoine hidro-sulfuré orangé.

Si l'on filtre la liqueur, et qu'on ajoute encore de l'acide, on obtient encore un précipité bien moins coloré.

On prouve que le kermès et le soufre doré contiennent de l'hidrogène, en versant dessus de l'acide muriatique qui dégage de l'hidrogène sulfuré.

Il est très-aisé maintenant de concevoir la théorie de cette préparation, surtout depuis les travaux des C. *Berthollet* et *Thenard*.

Dans cette opération, l'alcali en contact avec le sulfure d'antimoine, s'empare de la plus grande partie du soufre; l'eau est décomposée; l'oxigène de l'eau se porte sur l'antimoine, et il l'oxide et forme de l'oxide d'antimoine. Son hidrogène s'unit au sulfure de soufre, et donne naissance à l'hidrogène sulfuré qui se partage en deux parties; l'une qui se joint à l'oxide d'antimoine sulfuré, d'où résulte le kermès, et l'autre se réunit à la base alcaline, et dissout le kermès, qui se précipite.

La masse totale de ce composé se partage donc en deux portions différentes; l'une plus antimoniée et moins sulfurée, qui ne peut être tenue en dissolution à froid; l'autre moins antimoniée et plus sulfurée, qui reste en dissolution, qui ne se sépare que par l'addition des acides, ce que l'on connoît sous le nom de *soufre doré*.

On peut même partager en divers hidro-sulfures de moins en moins antimoniés, et de plus en plus sulfurés, suivant qu'on fractionne sa précipitation, en n'employant

que peu à peu la quantité d'acide nécessaire pour la séparer de l'alcali. De-là les soufres dorés de la première, de la seconde et de la troisième précipitations, de moins en moins orangés, de plus en plus pâles, et dont la dernière n'est presque que du soufre.

En faisant l'analyse d'un kermès fait depuis quelques années, le C. *Thenard* a obtenu une différence dans les résultats, ce qui l'a conduit à une observation importante. Au lieu d'obtenir un résidu de deux parties de soufre, comme de la même substance récemment préparée, il en a eu un de douze, ainsi que plus d'oxide d'antimoine; et moins de gaz hidrogène sulfuré. Cette différence lui fit soupçonner que le kermès décomposoit l'air en vertu de l'hidrogène qui entre dans sa composition, et que de-là provenoient les changemens de couleur qu'il éprouvoit, et les variations d'action qu'il exerçoit dans l'économie animale, donné à la même dose et dans les mêmes maladies.

Ce chimiste a vérifié ce soupçon, en renfermant dans un flacon plein d'air, du kermès récemment préparé; quelques jours ont été suffisans pour l'absorption totale du gaz oxigène, et pour mettre à nud le gaz azote. Cette observation fait connoître aux pharmaciens la cause de l'altération du kermès, et leur prouve la nécessité de le conserver à l'abri de l'air et de la lumière qui favorise cette décomposition.

Le soufre doré décompose l'air comme le kermès, et il subit à-peu-près les mêmes changemens.

Le C. *Thenard* a trouvé que 100 parties de kermès récemment préparées étoient composées, 1°. d'hidrogène sulfuré, 20,298; 2°. soufre, 4,156; 3°. oxide d'antimoine

marron, 72,760; 4°. eau et perte, 2,786: et que 100 parties de soufre doré étoient formées, 1°. d'hidrogène sulfuré, 17,877; 2°. soufre, 11,730; 3°. oxide d'antimoine orangé, 68,300; 4°. perte, 2,090.

Il suit de-là que le kermès et le soufre doré sont des oxides d'antimoine hidro-sulfurés contenant peu de soufre, et qui ne diffèrent entr'eux qu'en ce que le premier est coloré par l'oxide marron, et le second par l'oxide orangé.

Le sulfure d'antimoine décompose aussi le nitrate de potasse, comme nous l'avons déjà indiqué en examinant le métal. Il en résulte différentes préparations employées en médecine.

Si l'on fait un mélange d'une partie de sulfure d'antimoine réduit en poudre et de trois parties de nitre très-pur, et qu'on projette ce mélange dans un creuset, que l'on aura fait rougir auparavant, il se fera une grande détonnation: lorsqu'elle est passée, on remet une cuillerée de mélange; on attend que la déflagration soit cessée: on continue de projeter par cuillerées, jusqu'à ce que tout soit entré dans le creuset. Alors, on augmente le feu, pour faire entrer la matière en fusion pâteuse: il se dégage du gaz nitreux et du gaz azote; l'oxigène se porte sur l'antimoine; on coule la matière dans un mortier de fer très-propre, ou sur un marbre; ou enfin, on la laisse refroidir dans le creuset: on la détache, on la pulvérise, et on l'enferme dans une bouteille qui bouche bien, parce qu'elle attire puissamment l'humidité de l'air. C'est le *fondant de Rotrou*, qu'on nomme aussi, *antimoine diaphorétique non lavé*.

Si l'on jette cette matière dans l'eau bien chaude, elle

s'y délaie ; on sépare ainsi l'oxide d'antimoine, mais la potasse enlève toujours une portion d'oxide d'antimoine et l'oxide d'antimoine qui reste sur le filtre, retient aussi une portion de potasse et dont on s'assure en jetant de l'eau dessus, qui en dissout une grande partie. Cet oxide d'antimoine a été appelé *antimoine diaphorétique lavé* ; cet oxide a été examiné avec soin par le C. *Thenard* ; il y a trouvé 0,32 d'oxigène.

Ce chimiste y a reconnu des caractères particuliers ; il est moins dissoluble dans l'eau que les autres oxides d'antimoine, il s'unit plus difficilement aux acides, il exige pour sa désoxigénation la plus haute température, et ne se réduit bien que quand on le chauffe avec une portion d'antimoine.

L'eau qui surnage le dépôt, tient en dissolution les matières salines qui étoient dans le mélange, et une portion d'oxide métallique presqu'acidifié, unie à la potasse du nitre. Cette espèce d'antimoniate de potasse est susceptible de cristalliser, suivant le C. *Berthollet*. Les acides le décomposent et en précipitent un oxide d'antimoine, nommé *céruse d'antimoine, magistère d'antimoine diaphorétique, matière perlée de Kerkringius*.

La liqueur qui reste après ce précipité, contient un peu de nitrate de potasse échappé à la détonnation, un peu de sulfate de potasse, produit pendant la détonnation, et le sel neutre formé par l'union de l'acide avec l'alcali qui tenoit l'oxide métallique en dissolution. Quoique ce dernier sel varie suivant l'acide qu'on a employé, il porte le nom très-impropre de *nitre antimonié de Stahl ; le plus* souvent ce sel n'est point du nitre, puisqu'on peut se servir des acides sulfurique ou muriatique pour préci-

piter l'oxide d'antimoine ; lorsque la précipitation est bien faite, il ne contient point du tout de cet oxide.

Si l'on fait calciner sept fois de suite de l'antimoine diaphorétique, avec de nouveau nitre chaque fois, le lessivant à chaque opération, pour en séparer les sels, on obtient un oxide d'antimoine, connu sous le nom de *poudre de la Chevalleray.*

Quand on n'emploie que parties égales de nitre et de sulfure d'antimoine, on obtient une vitrification opaque que l'on connoissoit sous le nom de *foie d'antimoine.*

On fait un mélange de parties égales de nitrate de potasse et d'antimoine ; on le projette par cuillerées dans un creuset qu'on a fait rougir : il se fait une détonnation ; lorsqu'elle est passée, on ajoute une nouvelle cuillerée de la matière ; on procède de même jusqu'à ce que tout le mélange soit mis dans un creuset ; alors on le chauffe assez pour faire entrer la matière en fusion : on ôte le creuset du feu ; on le laisse refroidir ; on sépare les scories qui occupent la partie supérieure d'avec l'antimoine, qui est alors à l'état d'un verre brun et opaque.

L'orqu'on ne pousse pas ce mélange à la fonte, on n'obtient qu'une scorie vitreuse, à laquelle on a donné le nom de *faux foie d'antimoine de Rulland.*

Cette matière réduite en poudre, et bien lavée dans de l'eau, forme le *safran des métaux*, *crocus métallorum*, qui n'est que de l'oxide d'antimoine vitreux, pulvérisé et séparé des matières salines, provenant de la détonnation du nitre.

On fait encore deux préparations analogues à la précédente, et qui sont de véritables verres d'antimoine sulfurés.

L'une est appelée *magnesia opalina*, ou *rubine d'antimoine.*

Pour obtenir cette préparation, on fait un mélange de parties égales de muriate de soude, de nitrate de potasse et de sulfure d'antimoine; on mêle ce mélange dans un creuset, et on le fait fondre, il ne se fait aucune détonnation. Lorsque ces matières sont bien fondues, on tire le creuset du feu; on le laisse refroidir; on le casse; on sépare les scories d'avec la substance nommée rubine, c'est une masse vitreuse, d'un brun peu foncé, très brillante.

L'autre, improprement appelée *régule médicinal*, se prépare en fondant un mélange de quinze parties de sulfure d'antimoine, de douze de muriate de soude, et de trois de tartre: il en résulte un verre noir, luisant, très-opaque, très-dense, qui n'a nullement l'aspect métallique. Ces deux composés sont des espèces de *foie d'antimoine*, qui sont dues à une décomposition de muriate de soude ou de nitrate de potasse.

Le sulfure d'antimoine, mêlé avec le muriate sur-oxigéné de potasse, à la dose de deux parties de muriate sur une de sulfure, présente les mêmes phénomènes que le mélange d'antimoine et de muriate sur-oxigéné.

L'antimoine avec le plomb fait l'alliage le plus précieux; c'est celui des caractères d'imprimerie.

On le fait entrer avec le plomb et l'étain, dans des alliages roides et durs.

L'oxide sert dans la fabrication des verres de couleur, des émaux, des couvertes et des peintures sur les porcelaines.

En médecine, on ne se sert que du sulfure d'antimoine, du fondant de *Rotrou*, de l'oxide d'antimoine,

appelé *antimoine diaphorétique*, du *kermès minéral* et du *soufre doré.*

CHAPITRE XIII.

Du Tellure.

Tellure, dérive du mot *Tellus*, qui signifie *terre.*

Tellure natif. *Espèce unique.*

1°. Tellure natif..... *Ferrifère* et *aurifère.*
2°. Tellure natif..... *Aurifère* et *argentifère.* } *Haüy, Minér.*
3°. Tellure natif..... *Aurifère* et *plombifère.*

Le tellure natif ferrifère et aurifère, connu sous le nom de *mine d'or blanche*, se trouve à Falzbay, en Transilvanie; ses gangues, selon de Born, sont la lithomarge et le quartz : la seconde variété, qui contient de l'or et de l'argent, se trouve à Offenbanya, dans le même pays; la troisième est connue sous le nom *d'or de Nagyac*, endroit de la Transilvanie d'où on la retire, et où elle a pour gangue le mangenèse silicifère, d'un rouge de rose pâle, et quelquefois d'une couleur blanche; elle est assez souvent accompagnée, ou même entremêlée de diverses substances métalliques que l'on distingue à l'œil, telles que le zinc sulfuré, le plomb sulfuré, l'arsenic natif, etc.

C'est à *Klaproth* que nous devons la découverte du tellure.

Pour obtenir le tellure, on fait chauffer légérement de la mine avec six parties d'acide muriatique; puis, en ajoutant trois parties d'acide nitrique, on fait bouillir le

mélange ; il se fait une effervescence très-considérable, et l'on obtient une dissolution complète.

On étend la dissolution filtrée avec autant d'eau qu'elle peut supporter sans se troubler, ce qui n'en exige que très-peu ; on ajoute alors à la liqueur une dissolution de potasse caustique, jusqu'à ce que le précipité blanc, qui se forme d'abord, disparoisse, et qu'il ne reste plus qu'un dépôt brun et floconneux ; ce dernier précipité est de l'oxide d'or, mêlé avec de l'oxide de fer.

On ajoute à la dissolution alcaline, de l'acide muriatique en quantité nécessaire pour saturer entiérement l'alcali. Il se produit un précipité blanc ; on le lave et on le fait sécher. On en forme ensuite une pâte avec de l'huile grasse ; on introduit cette masse dans une petite cornue de verre, à laquelle on adapte un récipient ; on chauffe par degrés jusqu'à la chaleur rouge : à mesure que l'huile est décomposée, on observe des gouttes brillantes et métalliques, qui tapissent la partie supérieure de la cornue, et qui retombent par intervalle au fond du vase ; elles sont remplacées à l'instant par d'autres. Après le refroidissement, on trouve des gouttes métalliques figées et fixées sur les parois de la cornue et au fond du vase, et le reste du métal réduit et fondu avec une surface brillante, et presque toujours cristallisée.

La couleur de ce métal est le blanc d'étain, approchant du gris de plomb.

Son éclat métallique est considérable ; la cassure en est lamelleuse. Il est très-aigre et très-friable. En le laissant refroidir tranquillement, et peu à peu, il prend volontiers une surface cristallisée.

Sa pesanteur spécifique est de 6,115.

Il est très-fusible.

Chauffé au chalumeau sur un charbon, il brûle avec une flamme assez vive, d'une couleur bleue, qui sur les bords passe au verdâtre : il se volatilise entiérement en une fumée grise blanchâtre, et répand une odeur désagréable qui approche de celle des raves. En cessant de chauffer, sans avoir entiérement volatilisé la partie soumise à l'évaporation, le bouton restant conserve assez longtemps sa liquidité, et se couvre par le refroidissement, d'une végétation radiée.

Ce métal forme, avec le soufre, un sulfure gris de plomb, d'une structure radiée.

Sa dissolution dans l'acide nitrique est claire et sans couleur; lorsqu'elle est concentrée, il se produit par le temps de petits cristaux blancs et légers, en forme d'aiguilles, qui présentent une agrégation dendritique.

Ce métal se dissout également dans l'acide nitro-muriatique. L'eau précipite ce métal à l'état d'oxide, sous la forme d'une poussière blanche, soluble dans l'acide muriatique.

Si l'on mêle à froid un partie de tellure, sur cent d'acide sulfurique concentré, il se produit une belle couleur rouge-cramoisi. Si l'on ajoute de l'eau goutte par goutte, la couleur disparoît, et la petite quantité de métal dissous se dépose sous la forme de flocons noirs. La chaleur de même détruit la dissolution; elle fait disparoître la couleur rouge, et dispose le métal à se séparer à l'état d'un oxide blanc.

Lorsqu'au contraire on étend l'acide sulfurique concentré avec deux ou trois parties d'eau, et que l'on y ajoute une petite quantité d'acide nitrique, alors il dissout une

quantité assez considérable de ce métal; la dissolution est claire et sans couleur, et elle n'est point décomposée par le mélange d'une plus grande quantité d'eau.

Tous les alcalis purs précipitent des dissolutions acides de ce métal, un oxide de couleur blanche dissoluble dans tous les acides; par un excès d'alcali, le précipité formé se redissout en entier. Si, au lieu d'alcali pur, on emploie un carbonate, le même phénomène a lieu, avec la différence cependant que, par un excès de ce dernier, le précipité qui est formé, n'est redissout qu'en partie.

Les sulfures alcalins, mélangés avec les dissolutions acides, occasionnent un précipité brun ou noirâtre, suivant que le métal y est combiné avec plus ou moins d'oxigène. Quelquefois il arrive que la couleur du précipité ressemble parfaitement au kermès minéral.

Lorsque l'on expose le sulfure de tellure sur un charbon ardent, le métal brûle avec la couleur bleue, conjointement avec le soufre.

L'oxide de tellure, obtenu des dissolutions acides par les alcalis, ou celui obtenu des dissolutions alcalines par les acides, se réduisent l'un et l'autre avec une rapidité ressemblant à la détonnation; lorsqu'on les expose à la chaleur sur un charbon, il se brûle et se volatilise.

En chauffant pendant quelque temps, dans une cornue cet oxide de tellure, il se fond, et reparoît après le refroidissement avec une couleur jaune de paille, ayant acquis une sorte de tissu radié.

Mêlé avec des corps gras, l'oxide de tellure se réduit parfaitement.

L'antimoine précipite le tellure de ses dissolutions acides à l'état métallique. Le précipité formé par l'antimoine,

prouve évidemment que le tellure n'est point de l'antimoine, comme on l'avoit supposé.

Voilà tout ce que l'on sait sur ce métal. Quand on pourra s'en procurer une assez grande quantité, on en établira les caractères et les propriétés d'une manière plus étendue. Le travail de *Klaproth* suffit cependant pour constater le genre de ce nouveau métal.

CHAPITRE XIV.

Du Mercure.

Mercure natif, mercure argental, mercure sulfuré et mercure muriaté. (Haüy, Minér.)

Le mercure natif se trouve ordinairement en globules brillans, disséminés dans l'intérieur de différentes substances, telles que les chistes argilleux, la marne, le quartz, etc. Il accompagne souvent le mercure sulfuré ou cinabre, et quelquefois la pyrite, le plomb sulfuré, l'argent antimonié sulfuré, etc. il y a des endroits où il coule à travers les fentes des rochers, et s'arrête dans des cavités où l'on va le puiser. Les mines d'Europe les plus abondantes en mercure natif, sont celles d'Idria, en Carniole; du duché des Deux-Ponts, dans le cercle du bas-Rhin; et d'Almaden en Espagne. Il y en a une très-riche en Amérique, près de Guanea Vélica, petite ville du Pérou.

L'amalgame natif de mercure et d'argent, se trouve communément dans les mines de mercure dont les filons sont croisés par des veines de mines argentifères ou mêlées avec elles. Telles sont la vieille mine de Morsfedt, dans le Palatinat, et celle de Rosenar en haute-Hongrie.

On trouve des mines abondantes de mercure sulfuré dans le bas-Palatinat et le duché des Deux-Ponts ; à Schemnitz, en Hongrie ; à Idria, en Carinthie ; à Almaden, en Espagne. On a aussi rapporté du Japon un cristal de forme primitive, ainsi que du mercure sulfuré en petites masses, d'un tissu très-lamelleux. Les diverses gangues de cette substance métallique sont l'argille, le fer oxidé limonneux, le quartz ferruginé, le fer sulfuré, la chaux carbonatée, etc. A Almaden et dans le duché des Deux-Ponts, le mercure sulfuré est disséminé en cristaux granuliformes, sur la surface et dans l'intérieur des cristaux de barite sulfatée, auxquels il communique sa belle couleur rouge.

On trouve le mercure muriaté dans les mines de mercure sulfuré du duché des Deux-Ponts, où il a été découvert par *Woulf*. Il y occupe les cavités d'une argille ferrugineuse endurcie. Ses cristaux sont extrêmement petits, il y en a de verdâtres, qui paroissent devoir cette couleur à un oxide de cuivre.

Sage dit avoir rencontré le mercure à l'état d'oxide.

A Ydria, il y a du mercure uni au bitume. On dit en avoir retiré quarante parties au quintal.

Les mines du Palatinat et des Deux-Ponts sont d'une même chaîne, et fournissent une très-grande quantité de cinabre, d'où on extrait le mercure.

On le nomme vermillon natif, ou cinabre en fleurs, lorsqu'il est sous la forme d'une poudre rouge très-brillante.

On reconnoît la présence du mercure en sublimant un peu d'une mine, et présentant à la fumée qui se dégage un verre mouillé ; il s'y forme une poudre blanche, dont on frotte une pièce d'or ; si elle blanchit, il n'y a pas de doute qu'elle ne contienne du mercure.

Pour extraire le mercure de ces mines, on suit divers procédés.

Ordinairement on retire le minérai par la fouille : on emploie les pompes pour les priver d'eau. On se sert aussi avec avantage de galeries d'écoulement : quelquefois on mêle la mine avec de la chaux, et l'on distille dans des cornues de fer. Ces cornues sont montées de manière qu'on ne les démonte jamais : on les charge par la gueule, et l'on reçoit le mercure dans des vases pleins d'eau.

Le mercure obtenu par distillation, est toujours pur, parce qu'il ne se trouve jamais mêlé avec des matières volatiles : ses alliages ordinaires sont toujours fixes.

Le mercure diffère des autres substances métalliques par sa fluidité ; ce qui l'a fait regarder comme une eau métallique, et on l'a appelé *aqua non madefaciens manus*, eau qui ne mouille pas les mains.

Cette substance n'est fluide qu'en raison de la température qui le tient en fusion, puisqu'on le congèle par un froid estimé de 29 à 32 degrés au-dessous de 0, échelle de *Réaumur*.

A cet effet on fait un mélange de huit parties de muriate calcaire et six de neige mêlées dans un vase de verre, le thermomètre centigrade descend à — 39 gr.

On parvient aussi à faire descendre le thermomètre à 43 gr., en faisant un nouveau mélange dans un vase de verre que l'on plonge dans le premier.

Les nouvelles expériences des C. *Guyton*, *Fourcroy*, et *Vauquelin* ont prouvé que le mercure se solidifioit à 42 gr. (échelle centigrade.)

Lorsqu'on agit sur une quantité un peu considérable de mercure, le milieu de la masse ne se solidifie point.

En le décantant, on trouve le mercure cristallisé en octaèdres.

Le mercure solidifié adhère au verre, et se laisse étendre sous le marteau.

Dans le commerce, on falsifie le mercure avec du plomb, du bismuth et de l'étain; il est ordinairement terne, et, au lieu de se diviser en globules lorsqu'il coule, il s'applatit, et semble se hérisser de pointes; on dit alors qu'il fait la queue.

Lorsqu'il est pur, celui surtout qu'on retire du cinabre, et qu'on nomme *mercure revivifié du cinabre*, il se laisse diviser avec une extrême facilité; ses globules affectent toujours une figure convexe.

Il a une saveur que l'on ne peut apercevoir avec les nerfs du goût, mais qui, cependant, produit un effet très-marqué dans l'estomac et les intestins, aussi bien qu'à la surface de la peau.

Frotté quelque temps entre les doigts, il répand une légère odeur particulière. Lorsqu'on l'agite, on observe quelquefois, et surtout dans les temps chauds, qu'il brille d'une petite lueur phosphorique.

Si l'on plonge la main dans ce fluide métallique, on éprouve une sensation de froid, qui sembleroit indiquer qu'il est d'une température plus froide que l'air atmosphérique; cependant, en y plongeant un thermomètre, on s'assure que le mercure est à la température de l'atmosphère.

Sa pesanteur spécifique est de 13,568, l'eau étant 1,000.

Le mercure est très-bon conducteur du calorique et de l'électricité.

Lorsqu'on l'agite dans le vide, il est phosphorescent.

Si l'on divise le mercure à l'aide d'un mouvement rapide et continuel, comme celui d'une roue de moulin, ou bien en en mettant dans un flacon environ moitié, et portant ce flacon pendant longtemps dans sa poche, le mercure se change peu à peu en une poudre noire très-fine, qu'on a appelée *éthiops per se*. Les chimistes modernes ont reconnu que le mercure dans cet état avoit un commencement d'oxidation due à l'air atmosphérique contenu dans le flacon, aussi l'ont-ils appelé *oxide de mercure noir*. Si l'on éteint du mercure dans de la salive, on obtient un oxide noir semblable au précédent.

L'oxide noir est composé de 96 parties de mercure et de quatre d'oxigène. Ses caractères sont d'être insipide, insoluble dans l'eau; d'être soluble tranquillement et sans effervescence dans les acides, de former des sels peu oxidés.

En chauffant cet oxide, on fait reparoître le mercure à son état métallique; et si l'expérience est faite dans des vaisseaux clos, on obtient, à l'appareil pneumatique, du gaz oxigène. Si, après l'avoir arrosé d'ammoniaque, on l'expose aux rayons solaires, il se change en globules métalliques.

Il n'y a plus que deux états d'oxidation du mercure, d'après de nouvelles expériences des C. *Fourcroy* et *Thenard*: oxide noir et oxide rouge de mercure. Ces chimistes ont démontré qu'il n'y avoit ni oxide gris, ni oxide blanc, ni oxide jaune de mercure; que les composés auxquels on a donné l'un de ces noms, sont de vrais sels peu solubles; que l'oxide rouge vient seul après le noir et sans intermédiaire.

Comme nous l'avons déjà dit, le mercure se réduit facilement en vapeurs par l'action du feu. On se sert avec

avantage de ce moyen pour le purifier, en le séparant des matières plus fixes que lui.

A cet effet, on met du mercure dans une cornue de verre; on adapte au bec de la cornue un nouet de linge que l'on fait tremper dans de l'eau contenue dans un matras ou ballon que l'on ajuste à la cornue, et l'on distille. Lorsque le mercure est pur, il passe en entier dans la distillation; s'il contient des matières étrangères, elles restent au fond de la cornue. Souvent il laisse un peu de poudre grise, qui est un peu de mercure oxidé, à la faveur de l'air contenu dans les vaisseaux.

Boerhaave a distillé cinq cents fois de suite la même quantité de mercure; il n'étoit altéré en aucune manière. Il restoit simplement à chaque distillation une poudre grise dont nous avons déjà parlé; c'étoit de l'oxide noir de mercure, dû à l'air contenu dans l'appareil.

Lorsque le mercure éprouve une violente chaleur, et qu'il n'a pas la liberté de s'échapper, il est très-expansible, et produit des explosions très-vives.

Le mercure s'oxide facilement à l'air; il se forme sans cesse à sa surface une pellicule noirâtre, qui est un véritable oxide mercuriel.

Si l'on chauffe le mercure avec le contact de l'air, au bout de quelque temps, ce métal se change en une poudre rouge brillante.

On met dans un matras, à fond plat, à long col et étroit, assez de mercure pour couvrir le fond de quelques millimètres de hauteur; on fait fondre le col du vaisseau à la lampe d'émailleur, pour le tirer en pointe et pour former un tuyau capillaire; on casse la pointe, pour donner communication à l'air extérieur; je préfère per-

cer le matras au centre de la boule, et y ajuster un tube recourbé plongeant dans l'air atmosphérique, de manière que l'air se renouvelle beaucoup plus facilement, et qu'il en entre une plus grande quantité, ce qui accélère l'opération; on place l'appareil sur un bain de sable, et on le chauffe jusqu'à faire bouillir le mercure; on entretient le feu à ce degré pendant plusieurs jours; on sépare l'oxide qui s'est formé à la surface du mercure, par le moyen d'une toile que l'on presse : le mercure passe, tandis que l'oxide reste dessus, et l'on continue l'opération jusqu'à l'entière oxidation du mercure.

Cette substance a été appelée *mercure précipité per se*, ou mercure précipité rouge sans addition; c'est un vrai oxide de mercure, ou une combinaison de cette matière métallique avec l'oxigène, qu'elle enlève peu à peu à l'atmosphère.

Ce qui le prouve d'une manière convaincante, c'est que, 1°. on ne peut jamais obtenir cet oxide sans le concours de l'air; 2°. l'air vital est le seul fluide élastique qui puisse servir à sa formation; 3°. son augmentation de poids; 4°. on le réduit tout entier par l'action du calorique, et il se dégage en même temps une très-grande quantité de gaz oxigène. Avant de se réduire entièrement, il repasse à l'orangé et au jaune; et si l'on arrête l'opération au moment où il est prêt à se réduire, on le trouve en une poudre sensiblement noire.

On peut encore colorer en noir l'oxide rouge de mercure, en le mettant en contact avec de l'ammoniaque pure, et il se dégage du gaz azote, provenant de la décomposition de l'ammoniaque.

On ne connoit ni azoture, ni hidrure, ni carbure de mercure.

On peut, à l'aide du calorique, réduire l'oxide de mercure par le carbone; le mélange est changé en mercure coulant et en gaz acide carbonique.

Cet oxide peut aussi être réduit par la lumière.

Si l'on triture cet oxide rouge avec du mercure coulant, on fait un oxide noir de mercure; l'extinction est très-prompte, et peut être employée avec avantage toutes les fois que l'on veut amener le mercure à cet état pour le combiner, soit avec des graisses, soit avec d'autres substances.

L'oxide de mercure rouge ainsi obtenu, contient environ un dixième de son poids d'oxigène, suivant *Lavoisier*. Suivant les C. *Fourcroy* et *Thenard*, cet oxide contient huit centièmes d'oxigène.

Cet oxide est très-purgatif, très-émétique. On peut le regarder comme un poison. Il cède son oxigène au zinc et à l'étain avec lesquels on le fait chauffer dans des vaisseaux fermés; il enflamme ces substances; il ne produit pas le même effet avec le fer et l'arsenic; il a une saveur âpre et désagréable; il est dissoluble dans l'eau; il peut parvenir à l'état d'une plus grande oxidation par l'action de l'acide muriatique oxigéné; mais dans ce dernier état, on ne peut pas l'obtenir isolé, parce qu'il est alors mêlé avec un sel qu'aucun moyen connu ne peut en séparer.

Le mercure se combine très-bien avec le soufre, il résulte de ce mélange diverses préparations, dont nous allons rendre compte.

La première est connue sous le nom d'*éthiops minéral*; on connoit deux procédés, l'un par trituration, l'autre par fusion.

On met dans un mortier de marbre une partie de mercure sur deux ou trois de soufre sublimé : on triture ces deux substances, jusqu'à ce que le mercure soit parfaitement éteint.

Il résulte une poudre noire, que l'on a appelée *éthiops*, et qui n'est qu'un sulfure noir de mercure.

On prend sept parties de mercure, sur une de soufre sublimé ; on fait chauffer le mercure jusqu'a ce qu'il soit prêt de se volatiliser ; on jette alors le soufre peu à peu en continuant de chauffer tout doucement et en agitant continuellement. On tire le creuset du feu, et l'on continue d'agiter la matière, jusqu'à ce qu'elle soit figée et réduite en grumeaux.

On peut encore préparer cet *éthiops*, en jetant du mercure très-divisé, le pressant et le faisant tomber en pluie par la peau de chamois dans du soufre fondu à parties égales, et en agitant le mélange, l'oxidation du mercure en noir, son union avec le soufre, qui prend la même nuance, ont lieu très-promptement. Il faut remuer sans interruption, retirer le mélange du feu quand le mercure a presque entièrement disparu, continuer à l'agiter hors du feu, jusqu'à ce que, par le refroidissement et le mouvement, le tout se convertisse en petits grumeaux qu'on réduit en poudre et qu'on passe à travers un tamis fin.

La seconde est connue sous le nom de *cinabre artificiel*, sulfure rouge de mercure.

On introduit le sulfure noir de mercure dans un matras luté qu'on expose à un feu gradué ; l'excès du soufre se volatilise, et une autre portion se sublime avec le mercure en sulfure violet, qui cristallise, si l'on a bien

gradué le feu; il faut deux à trois heures pour faire cette opération.

Ce sulfure rouge de mercure présente une masse aiguillée rouge, d'une couleur d'autant plus brillante et plus belle que le feu a été plus fort, et que le mercure y retient moins de soufre.

Les chimistes ont toujours attribué la couleur rouge du cinabre, à une oxidation du mercure; mais le Cit. *Thenard* a fait des expériences qui prouvent le contraire; si l'on met dans une fiole où il y a du mercure, de l'azote, et qu'on y ajoute du soufre, en agitant, on forme du sulfure noir; en mettant ensuite le sulfure dans une très-petite cornue de verre, dans le corps de laquelle l'air extérieur ne communique pas, on obtient par la sublimation du vermillon; ce n'est donc pas par oxidation que le sulfure de mercure est rouge.

Nous devons au C. *Martin*, pharmacien de Paris, un procédé dont les résultats sont supérieurs à ceux obtenus jusqu'à ce jour.

On prend un demi-kilogramme ou une livre de soufre en canon, que l'on pulvérise et qu'on liquéfie dans un pot de terre vernissé. On verse sur ce soufre fondu et en manière de pluie, un kilogramme ou deux livres de mercure bien pur; on agite rapidement avec un tuyau de pipe, en observant que le mélange ne prenne pas feu. Dès qu'il commence à s'enflammer, il faut couvrir le pot, pour étouffer la flamme; au moyen de cette précaution et de l'agitation, le mercure se distribue et se divise avec le soufre. La matière refroidie, on la retire du pot et on la triture dans un mortier de marbre. On imprégne cette poudre avec suffisante quantité d'acide nitrique;

on l'expose au bain de sable, à une douce chaleur, dans une capsule de terre, il se dégage du gaz nitreux et un peu de soufre. Losque le mélange est desséché, on l'introduit dans un matras de terre, et on procède à la sublimation par un feu nud, gradué jusqu'au rouge. On obtient un cinabre d'un beau rouge, cristallisé en belles aiguilles appliquées les unes sur les autres.

Les Hollandois préparent presque tout le cinabre qui est dans le commerce : il est en pains de différentes épaisseurs ; il est divisé par couches qui marquent les différentes sublimations qu'on a faites dans le même vaisseau, sans séparer le cinabre des sublimations précédentes.

M. *Bucholtz* a préparé du cinabre par la voie humide. Son procédé consiste à préparer une lessive de potasse caustique, avec parties égales d'eau et d'alcali ; on ajoute deux troisièmes parties de mercure, une sixième partie de soufre pulvérisé ; on place ce mélange sur le feu, on l'agite sans cesse, et on l'entretient à un degré voisin de l'ébullition, jusqu'a ce que le métal soit converti en une poudre noire, ou en éthiops minéral. Ensuite on transporte la préparation dans une place modérément échauffée, et on continue de l'agiter de temps à autre, jusqu'a ce que l'élaboration du cinabre soit complétement achevée.

Suivant l'auteur, le cinabre ainsi préparé, est beaucoup plus vif en couleur que celui par la voie sèche.

Le sulfure rouge de mercure broyé sur un porphyre avec de l'eau, perd beaucoup de son intensité de couleur, et devient d'un beau rouge vif, à raison de son extrême division ; lorsqu'il est ainsi broyé, on le délaye dans beaucoup d'eau ; on laisse déposer la poudre, on décante l'eau,

et on fait sécher la poudre. C'est ce qu'on nomme dans le commerce, *vermillon.* On s'en sert dans la peinture, et très-peu en médecine.

Si on fait bouillir du sulfure noir de mercure avec la potasse, il se change en cinabre. *Berthollet*, qui a répété cette expérience, dit qu'il s'est servi de potasse pure; mais qu'il a fallu une ébullition longue pour produire cet effet.

L'air n'altère point le cinabre; il n'est point décomposé par l'action du feu dans les vaisseaux clos, et lorsqu'on le chauffe dans des vaisseaux ouverts; le soufre se brûle et le mercure se dissipe en vapeurs.

Les acides n'attaquent pas le cinabre; mais beaucoup de substances sont capables de le décomposer, telles que la chaux, les terres alcalines et les alcalis. Lorsqu'on les chauffe dans une cornue avec cette substance, à la dose de deux parties contre une de ces sels, on obtient du mercure coulant, et le résidu est du sulfure alcalin ou terreux.

Plusieurs métaux ont aussi cette propriété, le cobalt, le bismuth, l'antimoine, l'étain, le fer et le cuivre; mais l'on se sert plus ordinairement du fer, comme nous le verrons à l'article de ce métal; le mercure que l'on obtient par ce procédé est distingué sous le nom de *mercure revivifié du cinabre.*

On peut aussi obtenir la décomposition du cinabre par la chaux. A cet effet, on introduit dans une cornue de grès un mélange de deux parties de cinabre et d'une partie de chaux. On adapte à son extrémité une alonge qui va plonger dans une terrine pleine d'eau; on chauffe ensuite doucement; le mercure, à cause de son affinité pour le calorique, se sublime, passe dans l'alonge et va se con-

denser au fond de l'eau dans la terrine. Si l'on ne mettoit pas de chaux, le soufre se volatiliseroit en même temps que le mercure; mais la chaux par son affinité pour le soufre, s'en empare et forme un sulfure de chaux qui reste au fond de la cornue en espèces de scories blanches; si on jette de l'eau sur la masse, elle est décomposée, il se dégage de l'hidrogène sulfuré qui fait voir que c'est un sulfure, et par conséquent un sulfure de chaux; on peut encore s'en assurer en jetant un acide quelconque : il se dégage alors une grande quantité d'hidrogène sulfuré.

Le phosphore s'unit assez difficilement au mercure. Pour phosphorer du mercure, on met dans un matras parties égales d'oxide rouge de mercure et de phosphore. On y ajoute un peu d'eau, et on tient ensuite le matras sur un bain de sable chaud : on a soin d'agiter de temps en temps le matras, et on le tient pendant très-longtemps sur le bain de sable : l'oxide de mercure ne tarde pas à devenir noirâtre, et dans cet état, il demeure uni au phosphore. L'eau devient insensiblement acide, et elle contient de l'acide phosphorique à nud.

Dans cette expérience, l'oxigène contenu dans l'oxide de mercure, abandonne ce métal pour se porter sur une portion de phosphore, qu'il change en acide phosphorique; alors le mercure, dépouillé d'oxigène, se trouve extrêmement divisé, et dans cet état il s'unit au phosphore et forme une combinaison particulière, dans laquelle le phosphore domine; le produit se ramollit dans l'eau bouillante, et il prend consistance lorsque l'eau cesse d'être chaude.

On met ce mercure phosphoré dans un petit nouet de

peau de chamois ; on le tient dans de l'eau bouillante, et on l'exprime foiblement ; il en sort un peu de phosphore transparent ; il reste dans ce nouet du mercure phosphoré, qui est d'une consistance assez forte, d'une couleur noire, se coupant au couteau ; en l'examinant, on voit qu'il contient des petites molécules de mercure qui ne paroissent pas bien combinées.

Si l'on expose ce phosphore de mercure à un air sec, il y répand des vapeurs blanches qui ont l'odeur du phosphore.

Si l'on soumet à la distillation le phosphure de mercure, la combinaison est rompue. Le phosphore passe le premier, ensuite le mercure, et on les trouve tous les deux dans le récipient, bien séparés l'un de l'autre.

L'eau paroît n'avoir aucune action sur le mercure ; on observe cependant que l'eau qu'on a fait bouillir avec du mercure, est vermifuge. *Lémery* a prouvé que le mercure ne perdoit rien de son poids dans cette décoction.

L'arsenic et le cobalt s'unissent peu au mercure ; mais le bismuth s'y combine en toute proportion. Il résulte de cette combinaison une matière brillante, friable, et plus ou moins solide, suivant la quantité de bismuth. Cette amalgame cristallise en pyramides à quatre pans, qui, quelquefois, se réunissent en octaèdres.

Le mercure décompose sur le champ les sulfures alcalins.

Si l'on mêle du mercure avec une dissolution de sulfure hidrogéné de potasse, il se réduit en sulfure noir ; au bout de quelques jours, il devient rouge.

Si l'on mêle du mercure avec l'hidro-sulfure d'ammoniaque, il prend la forme d'une poudre noire.

Le sulfure hidrogéné d'ammoniaque change même le

mercure en poudre noire ; peu de jours après, la poudre noire prend une belle couleur rouge. La liqueur surnageante perd toute sa couleur. On peut la décomposer par l'acide muriatique, et il s'en dégage beaucoup de gaz hidrogène sulfuré, sans précipitation de soufre.

Il arrive donc, dans cette expérience, que le mercure se combine d'abord avec le soufre de l'hidrogène sulfuré ; mais l'ammoniaque reprend peu à peu l'hidrogène sulfuré, en cédant du soufre, de manière que, l'opération finie, le soufre se trouve en entier avec le mercure, et l'hidrogène sulfuré, avec l'ammoniaque. Le nouveau composé est noir, parce qu'il contient de l'hidrogène sulfuré ; il devient rouge, parce que l'hidrogène sulfuré lui a été enlevé par l'ammoniaque, qui, en échange, a cédé du soufre ; mais avec l'hidro-sulfure d'ammoniaque, cet échange ne peut se faire.

Le C. *Fourcroy* a le premier découvert qu'en agitant du mercure dans de l'eau chargée de gaz hidrogène sulfuré, soit par la nature, soit par l'art, qu'il la décompose très-promptement, et qu'il se change en sulfure noir.

Si l'on chauffe cette combinaison dans une cornue, elle ne donne que très-difficilement le mercure qui lui sert de dissolvant.

Point d'union avec le nickel et l'antimoine.

L'acide sulfurique attaque le mercure, mais il faut qu'il soit concentré et chaud. On connoît trois sortes de sulfates ; 1°. sulfate neutre, 2°. avec excès d'acide, 3°. un sulfate dans lequel il y a un excès d'oxide de mercure.

On met dans une cornue de verre une partie de mercure, et une partie et demie d'acide sulfurique concentré.

On y adapte un tube recourbé, qui va plonger sous une cloche à l'appareil à mercure : on chauffe le mélange; peu à peu il s'excite une effervescence vive; la surface du mercure devient blanche; il s'en sépare une poudre de la même couleur, qui trouble l'acide en s'y dispersant.

Il se dégage une grande quantité de gaz sulfureux.

Si l'on a adapté un ballon à la cornue, on obtient aussi un peu d'eau chargée de gaz acide sulfureux.

Si l'on continue le feu jusqu'à ce qu'il ne sorte plus rien de la cornue, on obtient une masse blanche, opaque, très-caustique, et qui attire l'humidité de l'air, appelée par le C. *Fourcroy* sulfate acide de mercure. Lorsqu'il reste encore une portion de liquide à la surface de cette masse, elle contient de l'acide sulfurique à nud.

Le C. *Fourcroy* pense que le sulfate acide peut contenir des doses très-variées d'acide sulfurique, suivant qu'on en aura versé la quantité primitive; car on obtiendroit une masse également acide, en employant plus de ce corps, que la proportion indiquée ci-dessus, et suivant qu'on en aura dégagé une plus ou moins grande quantité par l'action du feu. Il est en général d'autant plus dissoluble dans l'eau, qu'il contient plus d'acide.

Si on lave, ajoute le même chimiste, ce sulfate acide de mercure avec beaucoup moins d'eau qu'il n'en faudroit pour le dissoudre complétement; si l'on emploie cette eau froide et à petites doses fractionnées, jusqu'à ce qu'elle ne change plus le papier bleu, il reste un sel blanc sans acidité, beaucoup moins âcre et moins corrosif que l'étoit toute la masse saline d'où il provient, laquelle doit être considérée comme un sel métallique véritablement neutre. Le C. *Fourcroy* le nomme *sulfate de mercure*, pour

le distinguer des précédens. L'eau des lessives en emporte une partie avec l'acide sulfurique.

Ce sulfate présente les caractères suivans : il est blanc; il cristallise en lames et en prismes aiguillés très-fins; sa saveur n'est pas très-âcre; il demande 500 parties d'eau à 10 degrés pour le dissoudre, et environ moitié de cette dose lorsqu'elle est bouillante. Sous sa forme sèche et cristalline, il contient sur 100 parties, 75 de mercure, 8 d'oxigène, 12 d'acide sulfurique, et 5 d'eau. L'eau froide ou chaude le dissout tout entier sans l'altérer ni le décomposer; les alcalis purs ou caustiques, l'eau de chaux, le précipitent en gris noir. Lorsqu'on décompose le sulfate par un alcali, l'oxide précipité conserve toujours, suivant le C. *Berthollet*, un peu d'acide. Lorsqu'on y ajoute de l'acide sulfurique, on le met dans l'état du sulfate acide; alors sa solubilité croît dans des proportions relatives à la quantité d'acide ajouté : un 12^e^. de celui-ci le rend soluble dans 157 parties d'eau à 10 degrés, et dans 33 d'eau bouillante.

Le *turbith minéral* que le C. *Fourcroy* nomme *sulfate avec excès d'oxide de mercure*, ou *sulfate jaune de mercure*, se prépare en faisant chauffer longtemps la masse sulfurique mercurielle. Dans cette opération on décompose une plus grande quantité d'acide sulfurique, et on oxide davantage le mercure; si l'on jette ensuite de l'eau chaude sur la masse, on obtient tout à coup une poudre jaune. Souvent aussi on obtient ce sel en différens états, jouissant de couleurs très-variées, depuis le jaune pâle et citronné jusqu'au jaune presque orangé; l'eau froide donne une masse d'un jaune verdâtre.

Ce sulfate est jaune, dissoluble dans plus de 200 par-

ties d'eau, précipitable en gris par les alcalis, décomposable par l'acide nitrique, donnant du muriate suroxigéné de mercure par l'acide muriatique.

Il est dissoluble dans l'acide sulfurique un peu étendu à l'aide de la chaleur.

Cette dissolution n'étant pas surchargée d'oxide mercuriel, elle ne précipite pas par l'eau. Si, au contraire, on charge cet acide de tout ce qu'il en peut dissoudre à l'aide de la chaleur, alors on obtient un précipité blanc avec l'eau froide, et un précipité jaune avec l'eau bouillante; et en ajoutant un peu d'acide sulfurique, on fera cesser les précipitations.

Broyé avec du mercure coulant, il l'éteint promptement, devient d'abord d'un vert foncé, et passe bientôt avec celui-ci à l'état d'oxide noir; lorsqu'on le fait bouillir avec de l'eau et peu de mercure, le même changement en oxide noir a lieu, seulement avec plus de lenteur que par le broiement.

Fondu au chalumeau avec le verre phosphorique, il acquiert une couleur verte.

Poussé au feu dans une cornue, il donne d'abord un peu d'acide sulfureux, et se réduit en mercure coulant, en fournissant une grande quantité de gaz oxigène.

L'ammoniaque ne précipite pas le sulfate de mercure, quand il est avec excès d'acide; elle forme un sel triple ammoniaco-mercuriel. Quand le sulfate de mercure est bien neutre, elle ne sépare qu'une petite portion d'oxide noir, qu'elle rend réductible par le seul contact de la lumière, et elle forme un sel triple avec la plus grande partie du sulfate de mercure.

Suivant le C. *Fourcroy*, ce sulfate a une saveur pi-

quante et austère, il décrépite et donne, par la chaleur de l'ammoniaque, du gaz azote, un peu de mercure coulant, et un peu de sulfite d'ammoniaque : il reste dans la cornue du sulfate de mercure jaune; il est peu dissoluble dans l'eau ; les alcalis et la chaux le précipitent en une poudre blanche, qui est encore un sel triple avec excès de base, ou privé de beaucoup de son acide. Ce précipité, exposé au soleil, noircit et se réduit en mercure coulant, par la décomposition réciproque de l'oxide mercuriel de l'ammoniaque. Ce sulfate ammoniaco-mercuriel est dissoluble par l'ammoniaque, dont il retient une partie lorsqu'il se cristallise par l'évaporation de cet alcali volatil. Cent parties contiennent 18 d'acide sulfurique, 33 d'ammoniaque, 39 de mercure et 10 d'eau. Cette analyse prouve que ce sel triple contient une très-grande proportion des deux bases sur celle de l'acide sulfurique, et que, dans cette combinaison, l'attraction diffère beaucoup entre trois substances qui la forment, d'avec ce qu'elle est entre deux d'entr'elles en particulier.

Il n'y a aucune action entre le mercure et l'acide sulfureux ; mais si l'on met de l'oxide rouge en contact avec l'acide sulfureux, l'oxide devient tout-à-coup blanc; il se dégage du calorique, et l'odeur de l'acide sulfureux est tout-à-coup détruite. En n'employant qu'une petite quantité de cet acide, il se forme du sulfite de mercure; mais si on en met beaucoup, l'oxide de mercure est ramené à l'état métallique, et l'on trouve de l'acide sulfurique dans la liqueur.

Le mercure est attaqué par l'acide nitrique à chaud et à froid ; mais la différence de température en apporte aussi une très-grande dans la dissolution.

L'acide nitrique se comporte avec les oxides de mercure d'une manière analogue à l'acide sulfurique. Le C. *Gay*, élève à l'école polytechnique, a remarqué que quand on dissout à chaud du mercure dans l'acide nitrique, il y a d'abord dégagement de gaz nitreux, ensuite la dissolution se fait tranquillement, le nitrate oxigéné qui s'est formé d'abord, est décomposé par la portion restante de mercure. La dissolution nitrique de mercure faite à chaud, ne peut tenir en dissolution tout l'oxide de mercure qu'à l'aide d'un excès d'acide.

Quand on veut se procurer une dissolution de mercure dans de l'acide nitrique, on met dans un matras, suffisamment grand, une partie de mercure sur une et demie d'acide nitrique; lorsque la première effervescence est passée, on place le vaisseau sur un bain de sable, afin d'aider l'action de l'acide nitrique par le calorique; mais pour peu que l'acide soit bon, la dissolution se fait sans feu.

Il se dégage une très-grande quantité de gaz nitreux, et le mercure réduit en oxide, reste en dissolution.

D'après les observations de M. *Hildebrandt*, 100 parties d'acide nitrique concentré dissolvent 123 parties de mercure. Le même acide étendu de moitié d'eau, dissout 197 parties de métal; mais affoibli avec parties égales du même liquide, il ne dissout plus que 170 parties; noyé dans le double d'eau, son action dissolvante se borne à 150 parties.

Cette dissolution nitrique mercurielle est très-caustique; elle ronge et détruit nos organes. On se sert en chirurgie de cette dissolution, et on la nomme *eau mercurielle*, en l'étendant d'un peu d'eau.

Cette dissolution fournit, par le seul refroidissement, des cristaux en aiguilles plates, très-longues, très-aiguës, striées sur leur longueur.

La forme cristalline du nitrate de mercure varie suivant les circonstances dans lesquelles la dissolution du mercure est faite à froid, à chaud, dans de l'acide concentré, de l'acide affoibli, etc.

La dissolution qui a été faite à froid, et qui n'a point donné lieu au dégagement des vapeurs rouges, n'est point décomposable par l'eau distillée; mais si l'on a aidé la dissolution par la chaleur; s'il s'en est dégagé une grande quantité de gaz nitreux, elle précipite par l'eau; ce qui prouve combien il faut mettre de soin dans la préparation de ce réactif.

Le précipité que l'on obtient est du nitrate avec un grand excès de mercure, très-oxidé et très-jaune si l'on verse la dissolution dans l'eau chaude, ou blanc si on la verse dans de l'eau froide.

La dissolution faite à froid ne contient au contraire, que du nitrate sans excès d'oxide de mercure; puisqu'elle ne peut se charger d'oxide surabondant, qu'à l'aide de la chaleur, l'eau distillée ne peut y produire aucun précipité. Ce qui prouve cette assertion, c'est qu'on peut rendre à volonté la même dissolution mercurielle décomposable ou non par l'eau, en y ajoutant de l'oxide de mercure, ou de l'acide, et la faire passer plusieurs fois de suite à l'un ou à l'autre de ces états. Voilà pourquoi le C. *Fourcroy* distingue quatre espèces de nitrates.

Si l'on met sur du mercure, de l'acide nitrique de 22 à 25 degrés, et qu'on laisse agir à froid, il y a une petite

portion d'acide décomposé, il se dégage du gaz nitreux, et l'acide nitrique non décomposé dissout l'oxide de mercure; si on fait évaporer doucement et peu, on obtient des cristaux très-variés, tantôt octaèdres, tantôt prismatiques; si on jette de l'eau dessus, elle s'empare de l'excès d'acide qui emporte avec lui une petite portion de nitrate neutre, il en reste une autre portion précipitée qui est d'un gris blanchâtre.

Voilà deux nitrates de mercure, l'un avec excès d'acide, l'autre neutre, dans lesquels le mercure est peu oxidé.

Pour avoir les deux autres nitrates, on fait bouillir l'acide nitrique sur le mercure pendant trois quarts d'heure environ, on fait évaporer ensuite, et l'on obtient quelques longues aiguilles déliquescentes; si l'on pousse jusqu'à consistance sirupeuse, on aura le nitrate acide de mercure, dans lequel le mercure est très-oxidé; en jetant de l'eau dessus, elle s'empare de l'excès d'acide, à l'aide duquel elle dissout une petite portion du nitrate neutre, l'autre partie est précipitée en couleur jaune; c'est ce qu'on appelle le *turbith nitreux*.

Le nitrate de mercure neutre est très-caustique; il fuse et détonne sur le charbon, et lorsqu'il est bien sec, on aperçoit une flamme blanchâtre très-vive, et qui cesse très-promptement.

Exposé à l'air, il devient jaune, et s'y décompose très-lentement.

Mis dans un creuset, au milieu des charbons, il se fond, il s'en exhale des vapeurs rouges très-épaisses; il prend d'abord une couleur jaune foncée, qui passe à l'orangé, et enfin au rouge brillant: on l'a nommé dans

cet état, *précipité rouge*, et les modernes, *oxide de mercure rouge par l'acide nitrique.*

Au lieu de se servir de nitrate de mercure, on peut faire évaporer la dissolution mercurielle, jusqu'à siccité : alors on pulvérise la masse dans un mortier de verre ; on la met dans un ou plusieurs matras ; on les place sur un bain de sable ; on chauffe les vaisseaux par degrés, et on fait calciner la matière jusqu'à ce qu'elle devienne d'une couleur jaune-orangée en dessus : on laisse refroidir les vaisseaux, on les enlève du bain de sable ; on les casse. La matière qu'ils contiennent est formée par couches de différentes couleurs : le dessous est d'un rouge vif, et le dessus d'un jaune-orangé. On pulvérise ensuite la masse rouge ; c'est l'oxide de mercure rouge.

Si on fait fondre au chalumeau cet oxide avec le verre phosphorique, il lui donne différentes couleurs.

Si on distille le nitrate de mercure dans une cornue, à l'appareil pneumato-chimique, on obtient un phlegme acidule et du gaz nitreux dans le premier temps ; il est alors dans l'état d'oxide rouge : si on le chauffe fortement, il s'en dégage une grande quantité de gaz oxigène, mêlé d'un peu de gaz azote, et le mercure se sublime sous forme métallique.

Ce sel est assez soluble dans l'eau distillée, et beaucoup plus dans l'eau bouillante.

Lorsqu'on dissout ce sel dans l'eau, il y a une portion qui se précipite sans s'y dissoudre, et qui est jaunâtre ; l'eau bouillante surtout présente ce phénomène d'une manière plus marquée. Si on expose au feu cet oxide jaune, il devient rouge sur le champ.

Quand on veut obtenir une dissolution claire, trans-

parente, il faut employer de l'eau distillée, dans laquelle on verse un peu d'acide nitrique foible, jusqu'à ce que le précipité disparoisse.

La barite, la strontiane, la magnésie, la chaux et les alcalis, décomposent le nitrate de mercure; le métal est précipité à l'état d'oxide.

Les alcalis fixes caustiques forment un précipité jaune plus ou moins brun, ou briqueté.

Tous les précipités qu'on obtient par les bases, sont des sels triples, dans lesquels il y a grand excès d'oxide de mercure, par exemple, en traitant par la potasse, on obtient un nitrate de mercure et de potasse; mais si l'on étend de beaucoup d'eau, le sel triple reste dissout dans la liqueur, et il n'y a pas de précipité.

L'ammoniaque précipite en gris ardoisé, lorsque la dissolution mercurielle nitrique est en bon état, celle que l'eau ne peut décomposer; tandis que le même sel produit un dépôt blanc dans une dissolution saturée de mercure, que l'eau est susceptible de précipiter.

Le C. *Fourcroy* regarde ce précipité blanc comme un sel triple, espèce de nitrate ammoniaco-mercuriel très-peu soluble, avec excès d'oxide de mercure et d'ammoniaque relativement à la dose de l'acide nitrique, dans lequel l'oxide de mercure paroît saturer de l'ammoniaque et former une sorte de *mercuriate ammoniacal.* Ce sel est composé suivant le même chimiste, de 68,20 d'oxide de mercure, de 16 d'ammoniaque, et de 15,80 d'acide nitrique et d'eau.

La plupart des précipités qu'on obtient des oxides de mercure, sont plus ou moins oxigénés.

Ils sont tous réductibles sans addition, par la chaleur, dans des vaisseaux fermés.

Pendant leur réduction il se dégage une grande quantité de gaz oxigène.

Les oxides obtenus par les carbonates alcalins, fournissent un peu d'acide carbonique à l'aide du calorique.

Si on laisse les oxides obtenus par les alcalis caustiques, au contact de l'air atmosphérique, on en retire aussi du gaz acide carbonique.

Les oxides de mercure précipités de leurs dissolutions acides par les alcalis, détonnent comme la poudre à canon lorsqu'on les expose dans une cuiller de fer à un feu gradué.

A cet effet, on triture ces oxides de mercure avec du soufre (on prend trente-six parties d'oxide sur six de soufre), on met le mélange dans une cuiller, et l'on fait détonner; il reste après la détonnation une poussière violette, susceptible de se sublimer. Cette substance peut alors se trouver à l'état de sulfure de mercure rouge.

Bayen à qui l'on doit cette expérience, n'a pas dit à quoi tenoit le phénomène de la détonnation, et les circonstances dans lesquelles il se présentoit. Le C. *Berthollet* a fait voir que le soufre mis en contact avec les oxides de mercure, leur enlève subitement l'oxigène peu adhérent, lorsque ces précipités contiennent peu d'acide muriatique; mais cet effet ne peut avoir lieu lorsque l'oxide de mercure est garanti de l'action du soufre par une trop grande quantité d'acide muriatique.

L'acide sulfurique, et les sels dans lesquels il entre, décomposent le nitrate de mercure. *Bayen*, qui a examiné ces précipités, a reconnu qu'ils retenoient toujours un peu d'acide nitrique

Le muriate de soude précipite des dissolutions nitri-

ques de mercure, des muriates différens selon les degrès d'oxigénation du mercure dans ses dissolutions.

M. *Howard* a fait connoître une préparation de mercure, qui a la propriété de fulminer. C'est par l'ébullition du nitrate de mercure dans l'alcool, qu'on produit le *mercure fulminant* qui se dépose en une poudre qui varie du blanc au gris plus ou moins foncé. Le C. *Berthollet* a fait l'analyse de cette poudre; en voici les résultats.

Le liquide qui surnage la préparation et qui contient du mercure, donne avec la chaux un précipité noir, comme il arrive aux dissolutions mercurielles qui contiennent de l'ammoniaque, et il s'est exhalé des vapeurs sensibles d'ammoniaque. La poudre elle-même a laissé dégager de l'ammoniaque, en la traitant avec la potasse; le mercure fulminant se dissout dans l'acide muriatique: après avoir précipité le métal de cette dissolution par l'hidro-sulfure de potasse, le muriate de chaux n'y a produit aucun précipité, comme avec l'oxalate de mercure.

Une pareille dissolution a donné par la distillation des aiguilles déliées qui étoient un muriate de mercure et d'ammoniaque.

Le C. *Berthollet* conclut de ces expériences, que le mercure fulminant ne contient point d'acide oxalique avec l'oxide de mercure, comme M. *Howard* l'avoit annoncé, mais de l'ammoniaque. Cependant ce ne sont pas les seules parties qui le constituent comme l'or et l'argent fulminans, ainsi que le prouve sa décomposition par l'acide sulfurique affoibli.

Le mercure fulminant est changé par cet acide en une poudre blanche qui n'est plus détonnante, et que le

C. *Berthollet* a reconnu pour être un sulfate doux de mercure.

En même temps, l'action de l'acide sulfurique dégage un gaz qui est pour la plus grande partie de l'acide carbonique : un douzième à-peu-près est de gaz hidrogène oxi-carboné. Le mercure fulminant contient donc une substance qui est d'une facile décomposition. Le C. *Berthollet* n'a pu la séparer sans la décomposer, il la regarde comme voisine, par sa nature, de l'alcool.

Le métal paroit être dans le même état d'oxidation dans le mercure fulminant que dans le muriate mercuriel corrosif; mais il se désoxide par la décomposition qu'éprouve la substance alcoolique par l'acide sulfurique, de sorte qu'il forme un sulfate doux avec cet acide.

Depuis le travail du C. *Berthollet*, le C. *Fourcroy* a fait connoître, que suivant le temps de l'ébullition de l'alcool avec le nitrate de mercure, on obtenoit trois poudres différentes.

La première, qui est la moins chauffée, n'est qu'un composé d'oxide de mercure, d'acide nitrique et d'une matière végétale particulière, formée par l'alcool; elle détonne très-fortement.

La seconde, que l'on obtient en continuant l'ébullition pendant quelque temps, cristallise en aiguilles, détonne assez fortement; brûle en bleu avec explosion lorsqu'on la met sur des charbons ardens; ne contient pas d'acide nitrique; renferme de l'ammoniaque et plus de matière végétale que la précédente; et paroit être celle que le C. *Berthollet* a décrite.

La troisième que produit le mélange de M. *Howard*, lorsqu'on soutient l'ébullition de la liqueur pendant une

demi-heure ou plus, est jaune et mêlée de mercure réduit. Elle ne fulmine ni par le choc, ni par la chaleur; mais elle décrépite vivement sur les charbons rouges: elle ne contient ni acide nitrique, ni ammoniaque; mais de l'acide oxalique, et très-peu de la matière végétale produite par l'alcool; c'est presque de l'oxalate de mercure; et c'est par toutes ces distinctions, que l'auteur a montré comment les expériences du C. *Berthollet* et celles de M. *Howard* s'accordent les unes avec les autres.

La préparation mercurielle fulminante que le C. *Fourcroy* a découverte, et qui forme la troisième espèce des composés mercuriels et fulminans, est un oxide de mercure ammoniacal produit pendant une digestion continuée pendant huit ou dix jours, d'ammoniaque concentrée sur de l'oxide rouge. L'oxide devient peu à peu d'un beau blanc: il se couvre de cristaux lamelleux, brillans et très-petits. Mis sur des charbons bien allumés, il détonne presque comme l'or fulminant, surtout lorsqu'il est en pelotons ou petites masses. Il se décompose spontanément, et cesse d'être fulminant trois ou quatre jours après sa préparation. Une chaleur douce en dégage l'ammoniaque, et laisse l'oxide rouge isolé. Les acides décomposent sur le champ cet oxide fulminant, qu'il faut ajouter à l'oxide d'or et à l'oxide d'argent, lesquels ont la même nature ammoniacale.

L'acide muriatique n'attaque pas sensiblement le mercure, quoique *Homberg* rapporte avoir obtenu cette dissolution; mais si on présente le mercure à l'état d'oxide à l'acide muriatique, son action est alors très-marquée.

Ainsi, si les oxides de mercure trop oxigénés ne peuvent point rester combinés avec les acides sulfurique et

nitrique, il n'en est point ainsi à l'égard de l'acide muriatique, qui, n'étant pas saturé d'oxigène comme les deux premiers, dissout le mercure et les autres métaux à tous les degrés d'oxidation; aussi le mercure combiné avec lui dans le muriate oxigéné, est-il bien plus oxidé que dans la combinaison nitrique la plus oxidée.

Bayen a prouvé, comme je l'ai indiqué ci-dessus, que la plupart des précipités de mercure retenoient un peu d'acide. Le C. *Berthollet* a ajouté de nouvelles expériences à celles déjà faites par ce chimiste.

Lorsqu'on précipite par le carbonate de soude une dissolution muriatique de mercure, l'analyse du précipité et de la liqueur surnageante prouve que celle-ci contient la soude avec une grande partie de l'acide carbonique, de l'acide muriatique et une petite quantité d'oxide de mercure. Le précipité est formé d'oxide de mercure, de muriate de mercure et de carbonate de mercure. Par le carbonate de potasse le précipité prend tout l'acide carbonique, et une portion plus grande d'acide muriatique; en sorte qu'il se sublime presqu'en entier en muriate mercuriel. Le précipité contient moins d'acide muriatique si le carbonate de potasse employé contenoit de la potasse pure.

On obtient encore un précipité en versant de l'acide muriatique, ou même une dissolution de muriate de soude, dans une dissolution nitrique de mercure; il se fait sur-le-champ un précipité blanc, connu sous le nom impropre de *précipité blanc*.

Le citoyen *Dupont*, pharmacien, a proposé un autre moyen; il consiste à faire une dissolution à froid dans l'acide nitrique, et à faire cristalliser. On fait dissoudre

ensuite ces cristaux dans une suffisante quantité d'eau distillée ; on filtre, et on ajoute une dissolution de muriate de soude. On obtient, suivant l'auteur, un précipité beaucoup plus abondant que par le procédé ordinaire, très-blanc, et que l'on lave ensuite avec de l'eau pure.

Ce sel est très-peu dissoluble.

Le même phénomène n'a pas lieu avec l'acide muriatique oxigéné, parce que le sel qu'il forme est très-soluble.

Suivant la nature simple de l'acide muriatique, ou de celui qui est oxigéné, on peut obtenir des sels dans deux états différens.

L'acide muriatique oxigéné constitue le muriate oxigéné de mercure ;

L'acide muriatique, le muriate mercuriel doux.

Pour préparer le premier de ces muriates, on fait dissoudre dans un matras huit parties de mercure, sur dix ou douze d'acide nitrique. On fait évaporer cette dissolution jusqu'à siccité ; on pulvérise la masse dans un mortier de marbre, et on la mêle avec huit parties de muriate de soude décrépité, et autant de sulfate de fer calciné à blanc. Lorsque le mélange est bien exact, on le met dans un matras à col court, dont les deux tiers demeurent vides : on place le vaisseau dans un bain de sable, de manière que la boule en soit couverte ; alors on procède à la sublimation par un feu gradué, qu'on augmente jusqu'à faire rougir obscurément le cul du matras ; on l'entretient en cet état pendant environ trois heures ; on laisse refroidir le vaisseau ; on le casse promptement, afin de ne pas salir la partie

sublimée; on détache ce sel qui est sous la forme de cristaux applatis et pointus à la partie supérieure du matras : c'est le *sublimé corrosif.* Dans cette opération le nitrate de mercure est décomposé par la chaleur, et donne l'oxide rouge de mercure; le sulfate de fer est décomposé par le muriate de soude, l'acide muriatique se porte sur l'oxide rouge de mercure, il se sublime, et l'acide sulfurique se porte sur la soude.

Le résidu est rougeâtre ou brun : il contient de l'oxide de fer et du sulfate de soude, formé par l'union de l'acide sulfurique avec la base du muriate de soude.

On peut préparer ce sel de plusieurs manières : celle que nous venons de décrire est la plus usitée dans les arts.

En Hollande, où il y a des fabriques de sublimé corrosif, on triture parties égales de mercure, de muriate de soude et du sulfate de fer, et on fait sublimer le mélange.

Tous les précipités mercuriels par les alcalis fixes, ou tout autre oxide de mercure, peuvent servir avec avantage à cette opération : on mêle l'un ou l'autre de ces précipités en proportions égales avec du muriate de soude, et du sulfate de fer calciné au blanc, et on fait sublimer le mélange dans un matras.

Boulduc a aussi donné un très-bon procédé pour obtenir ce sel : on mêle parties égales de sulfate de mercure et de muriate de soude bien sec : on obtient un très-beau sublimé corrosif. Le muriate de mercure se volatilise, et le résidu n'est que du sulfate de soude.

Monnet à également obtenu ce sel en traitant à la cornue du muriate de soude bien sec, et de l'oxide mercuriel précipité de sa dissolution nitrique, par l'alcali fixe.

L'acide muriatique oxigéné est encore employé avec succès.

On verse dans une dissolution de nitrate de mercure de l'acide muriatique oxigéné, et on évapore lentement le mélange. Lorsque l'acide nitreux est dégagé, la liqueur donne, par le refroidissement, des cristaux de muriate mercuriel corrosif.

Chaptal a proposé de l'oxide rouge de mercure avec l'acide muriatique.

On peut de même employer un muriate sur-oxigéné, avec un sel à base de mercure, ou bien du turbith minéral (sulfate de mercure neutre, très-oxidé, qu'on met dans un petit matras avec partie égale de muriate de soude bien desséché; on fait chauffer, le sulfate de mercure se décompose, l'acide sulfurique se porte sur la soude, et l'acide muriatique sur l'oxide de mercure, forme le muriate de mercure très-oxidé qui le sublime.

Ce sel, lorsqu'il est pur, a une saveur âcre et très-caustique.

Il laisse sur la langue une impression stiptique et métallique très-désagréable.

Il corrode les intestins, et les fait tomber en escarres.

Il verdit le sirop de violette.

Le muriate mercuriel corrosif n'est pas sensiblement altéré par la lumière.

Le calorique le volatilise, et lui fait éprouver une demi-vitrification, mais ne le décompose pas.

Chauffé à l'air libre, il se dissipe en une fumée blanche, très-dangereuse sur l'économie animale.

Chauffé lentement et par degrés, il se sublime sous forme cristalline : ce sont des cristaux dont les prismes

sont si comprimés, qu'il est impossible de déterminer le nombre de leurs pans.

Il n'est point altéré par l'air.

Dix-neuf parties d'eau en dissolvent une de ce sel; l'évaporation spontanée produit des prismes applatis, très-aigus.

Le C. *Chaussier* a indiqué la solution de muriate sur-oxigéné de mercure dans l'eau distillée, comme le moyen le plus propre de préserver les cadavres des animaux de la putréfaction, en conservant leur forme essentielle, et même en leur donnant la fraîcheur, l'apparence de la vie.

S'il s'agit uniquement d'une pièce séparée, comme la plupart des préparations anatomiques, il suffit de la plonger dans une solution de muriate sur-oxigéné de mercure, et d'ajouter dans le vase un ou plusieurs nouets de linge fin qui contiennent quelques grammes de ce sel mercuriel, précaution essentielle pour qu'elle reste toujours également saturée. Après dix, vingt ou trente jours d'immersion, c'est-à-dire lorsque la partie a été pénétrée dans toute son étendue par la solution saline, lorsqu'il s'est opéré dans tous ses points une combinaison nouvelle, on peut la retirer de la liqueur, la placer dans un bocal que l'on remplit d'eau distillée, légérement chargée de muriate sur-oxigéné de mercure; ou bien on l'expose dans un endroit aéré, à l'abri du soleil, de la poussière; peu à peu elle se dessèche, prend une consistance, une dureté presque ligneuse; et dans cet état elle ne peut plus être altérée par l'air, ni attaquée par les insectes.

La conservation du corps entier exige des soins, des attentions particulières dont on trouvera les détails dans

le mémoire de ce célèbre anatomiste ; c'est, en quelque sorte, un art nouveau, dont les procédés ne peuvent être bien exécutés que par un anatomiste exercé.

Cette solution de muriate sur-oxigéné de mercure peut être employée avec succès pour conserver les bois, les cartons, les pelleteries, de la voracité des insectes, ainsi que dans les cabinets d'histoire naturelle pour la conservation des oiseaux, des petits quadrupèdes, etc.

La barite, la strontiane, la magnésie et la chaux décomposent ce sel, et en précipitent l'oxide de mercure.

Avec l'eau de chaux on prépare pour la médecine un médicament connu sous le nom d'*eau phagédénique.*

Dans un litre d'eau de chaux environ, on fait fondre 4 à 5 grammes de sublimé corrosif ; il se forme un précipité jaune qui trouble la liqueur, et on l'emploie sans en séparer le dépôt.

Les alcalis fixes séparent de ce sel un oxide orangé, dont la couleur se fonce par le repos.

L'ammoniaque précipite ce sel en blanc ; mais il prend peu à peu une couleur ardoisée.

Le C. *Fourcroy* nous a fait connoître la nature de ce précipité ; il a trouvé par une analyse exacte que ce précipité contenoit 0,81 d'oxide de mercure, 0,16 d'acide muriatique, et 0,03 d'ammoniaque. Les expériences de ce chimiste indiquent que l'ammoniaque, sans décomposer le muriate sur-oxigéné de mercure, et sans en séparer d'oxide, forme un sel triple où cet oxide plus abondant que dans le sublimé corrosif, est saturé par l'ammoniaque qu'il sature en même-temps à la manière d'un acide.

Les acides et les sels neutres alcalins ne l'altèrent pas.

Cependant le C. *Van-Mons* a annoncé avoir obtenu

un véritable oxide blanc de mercure, en précipitant du muriate oxigéné de mercure formé par le mélange à chaud d'une dissolution d'oxide rouge de mercure dans l'acide nitrique, avec une solution de muriate de soude. Les précipités qui se formèrent par les premières additions d'alcali, disparurent presqu'aussitôt qu'ils furent séparés, malgré que chaque fois ils se montrèrent tous abondans. Lorsque tout l'acide fut saturé d'ammoniaque, le précipité ne disparut plus. Il étoit, suivant ce chimiste, du plus beau blanc et extrêmement léger.

Ce précipité résiste tant à l'action colorante des alcalis caustiques, que de la chaux; il ne se volatilise qu'à une chaleur rouge, et en se réduisant : il se dissout dans les acides nitrique et muriatique. En un mot, il se montre comme un véritable oxide de mercure, à la manière près dont il se comporte avec les alcalis et la chaux.

Le muriate d'ammoniaque s'unit très-bien avec le muriate oxigéné de mercure : lorsqu'ils sont unis, il est impossible de les séparer l'un de l'autre sans les décomposer. Il forme, soit par la cristallisation, soit par la sublimation, un composé salin, que les alchimistes ont nommé sel *alembroth*, sel de *l'art*, sel de *sagesse*.

On le prépare en mêlant parties égales de ces deux substances.

Baumé prétend que le muriate ammoniacal rend le sublimé corrosif plus dissoluble.

Le muriate ammoniacal donne encore, avec ce sel, un autre composé, connu sous le nom de *mercure précipité blanc*.

On fait dissoudre la quantité que l'on veut de muriate d'ammoniaque dans suffisante quantité d'eau ; on ajoute

une égale quantité de sublimé corrosif réduit en poudre. Lorsque la dissolution est faite, on y verse une dissolution de carbonate de potasse, qui y forme un précipité blanc; on continue d'en verser jusqu'à ce qu'il ne se précipite plus rien : alors on filtre la liqueur; on la met à part; on passe beaucoup d'eau froide très-pure sur le précipité : on le met ensuite en petits trochisques, par le moyen d'un entonnoir de verre, et on les fait sécher à l'air.

Dans cette opération, la potasse dégage l'ammoniaque, qui précipite à son tour le mercure en oxide blanc.

Cette espèce de précipité blanc est appelée, par le C. *Fourcroy*, *muriate mercurio-ammoniacal insoluble*, et il le distingue du *sel alembroth*, qu'il désigne par le nom de *muriate ammoniaco-mercuriel soluble.*

Ce précipité jaunit lorsqu'il est exposé à la chaleur et même à la lumière.

Si l'on fait évaporer l'eau des lavages, on obtient par la cristallisation, du muriate d'ammoniaque et du muriate de potasse : on peut, par la sublimation, séparer ces deux sels.

Le muriate sur-oxigéné de mercure est décomposé par l'eau chargée de gaz hidrogène sulfuré, ainsi que par les sulfures hidrogénés. On obtient un précipité d'oxide de mercure sulfuré noir.

Le soufre ne le change pas, ni le carbone : le phosphore ne décompose pas entièrement le muriate oxigéné de mercure, mais le gaz hidrogène phosphoré le précipite en poudre noire.

La plupart des métaux décomposent ce sel. Avec l'arsenic, on obtient un composé connu sous le nom de

beurre d'arsenic, *huile corrosive*. C'est du muriate d'arsenic sublimé.

On mêle ensemble deux parties de muriate sur-oxigéné de mercure avec une partie d'arsenic : on met ce mélange dans une cornue de verre ; on place le vaisseau sur un bain de sable ; on adapte un récipient à la cornue, on lute les jointures des vaisseaux, et l'on procède à la distillation par un feu doux d'abord. Il passe dans le ballon une matière de la consistance de l'huile, transparente, dont une partie se condense bientôt en une espèce de gelée blanche, que l'on a appelée improprement *beurre d'arsenic*. On délute l'appareil, et on adapte à la cornue un autre récipient ; on procède ensuite à une autre distillation par un feu plus fort ; on obtient du mercure coulant.

Parties égales d'oxide d'arsenic sulfuré et de muriate sur-oxigéné de mercure, donnent, par la distillation, du muriate d'arsenic et de l'oxide de mercure sulfuré rouge, qu'on nommoit autrefois *cinabre d'arsenic*.

On n'a pas encore pu faire cristalliser le muriate d'arsenic.

Les seules propriétés qu'on lui connoisse, sont d'avoir une saveur très-caustique, de se fondre à une douce chaleur, de se dissoudre dans l'eau qui le décompose en partie, et qui en précipite de l'acide arsenieux.

On ne connoît pas encore les effets du cobalt, du nickel et du manganèse, sur le muriate sur-oxigéné de mercure.

Avec le bismuth, on peut obtenir la décomposition du muriate sur-oxigéné de mercure.

Poli, Histoire de l'Académie, ann. 1713, p. 40, dit

avoir distillé un mélange d'une partie de bismuth, et de deux de ce sel : il a obtenu une substance fluide épaisse, qui se congèle en une masse graisseuse, qui se fond au feu, qui se précipite par le grand lavage : c'est du muriate de bismuth. Il distilla ensuite ce beurre plusieurs fois de suite ; il resta chaque fois dans la cornue une poudre très-fine, de couleur de perle orientale, douce au toucher et gluante. L'auteur croit que cette poudre peut être employée dans la peinture, et par les émailleurs, pour imiter les perles fines.

L'action du muriate sur-oxigéné de mercure sur l'antimoine, est encore très-marquée ; on forme ce que l'on nomme improprement *beurre d'antimoine*, maintenant *muriate d'antimoine sublimé*.

On mêle exactement douze parties d'antimoine et trente-deux de muriate sur-oxigéné de mercure ; on introduit le mélange dans une cornue de verre, de large ouverture, dont le tiers ou environ demeure vide. On place la cornue dans le bain de sable d'un fourneau de réverbère ; on ajuste à la cornue un ballon des deux tiers moins de capacité que la cornue : on procède ensuite à la distillation à un feu doux. Dans l'espace de la première demi-heure, il distille une petite quantité d'une liqueur claire, laquelle est suivie d'une semblable liqueur, mais qui se fige dans le récipient, souvent même dans le bec de la cornue, en une masse blanche : c'est ce qu'on a appelé *beurre d'antimoine*. Cette substance engorge souvent le col de la cornue ; alors on approche un charbon ardent pour la liquéfier et la faire passer dans le ballon. On entretient le feu jusqu'à ce qu'il ne passe plus rien ; on laisse refroidir les vaisseaux, on délute le ballon, on

le fait chauffer doucement au-dessus d'un réchaud pour liquéfier le muriate d'antimoine.

Le résidu est composé de mercure et d'une poudre grise d'antimoine qui surnage ce fluide métallique.

Si l'on continue la distillation après que le muriate d'antimoine a passé, en adaptant un nouveau ballon, on obtient du mercure coulant; mais il est sali par un peu de muriate d'antimoine.

Dans cette expérience, l'antimoine se charge de l'oxigène qui se sépare de l'oxide de mercure, et il s'unit à l'acide muriatique avec lequel il forme le muriate d'antimoine.

Cette décomposition a également lieu avec le sulfure d'antimoine; mais on obtient pour résidu une combinaison appelée improprement *cinabre d'antimoine.*

Pour faire cette opération, on réduit en poudre deux parties de sulfure d'antimoine et six de muriate sur-oxigéné de mercure, d'après *Baumé*, et d'après *Fourcroy*, une partie sur deux: on mêle ces deux substances, et on procède pour le reste, comme dans l'opération précédente. Lorsque la distillation est terminée, on adapte un nouveau ballon à la cornue, et on fait sublimer le résidu par un feu très-violent. On obtient une substance, sous forme d'aiguilles rouges, appelée *cinabre d'antimoine.*

Les propriétés du muriate d'antimoine sublimé, sont d'être très-caustiques, de détruire sur le champ nos organes, de brûler les matières végétales, de se fondre à la moindre chaleur, et de se figer par refroidissement, de perdre facilement sa blancheur, d'être altérable à la lumière, d'attirer fortement l'humidité de l'air, et de se

résoudre en un fluide épais, comme oléagineux, de cristalliser en parallélipipèdes très-gros.

Ce sel a aussi la propriété de ne se dissoudre qu'en partie dans l'eau, et d'être décomposé en grande partie par ce fluide.

Lorsqu'on jette du muriate d'antimoine sublimé dans de l'eau distillée, il se fait un précipité très-abondant; on lave cette poudre à plusieurs reprises, dans beaucoup d'eau bouillante, et on la fait sécher. C'est ce qu'on a appelé *poudre d'Algaroth*, nom d'un médecin italien. On lui a aussi donné le nom de *mercure de vie*, quoiqu'elle n'en contînt pas. C'est un oxide d'antimoine, qui est un violeut purgatif et émétique.

L'eau du lavage contient une portion de cet oxide, à l'aide de l'acide que ce fluide entraîne; on peut s'en assurer en versant un peu d'alcali dans la liqueur : il y occasionne un précipité blanc. Ce n'est que cet excès d'oxide dont est chargé le muriate d'antimoine, qui lui donne la propriété d'être décomposée par l'eau, ainsi que celle de se prendre en une masse solide.

L'acide nitrique dissout le muriate d'antimoine sublimé.

A cet effet, on met dans une cucurbite de verre, parties égales de muriate d'antimoine sublimé et d'acide nitrique; il se dégage une grande quantité de gaz nitreux avec une vive effervescence, et il s'excite une grande chaleur; la liqueur est d'un jaune rougeâtre. C'est une dissolution d'oxide d'antimoine dans l'acide nitro-muriatique. Au bout de quelque temps, la liqueur laisse déposer l'oxide d'antimoine sous la forme d'une poudre, et même d'un magma blanc.

Si, au lieu de laisser former le dépôt, on fait évaporer la liqueur jusqu'à siccité, on obtient un oxide très-blanc. On repasse jusqu'à trois fois cet oxide dans de l'acide nitrique que l'on fait évaporer chaque fois; enfin, on le chauffe dans un creuset, en faisant rougir médiocrement la matière, environ l'espace d'une demi-heure; on tire le creuset du fourneau, et on le laisse refroidir. On trouve une poudre blanche en dessus, et rose en-dessous; on mêle ces poudres; c'est ce qu'on a appelé *bézoard minéral*.

Une préparation beaucoup plus importante que celle dont nous venons de rendre compte, est celle qui résulte de la combinaison du muriate sur-oxigéné de mercure avec le mercure.

Pour faire cette combinaison, il existe plusieurs procédés.

D'après le C. *Baumé*, on prend quatre parties de muriate sur-oxigéné de mercure, et trois de mercure coulant: on triture ces deux substances dans un mortier de marbre avec un peu d'eau; quand le mercure est parfaitement éteint, ce que l'on reconnoît lorsque la poudre est grise, et que l'on n'aperçoit à la loupe aucun globule de mercure, on broie cette poudre sur un porphyre; on distribue ce mélange dans plusieurs grandes fioles à médecine, en observant que la moitié au moins reste vide; on pose les fioles sur un bain de sable, et on les recouvre de sable jusqu'à la naissance du col seulement: on procède à la sublimation par un feu gradué, qu'on augmente dans l'espace d'une heure, assez pour faire élever le mélange à la partie supérieure des fioles, ce dont on s'aperçoit par des vapeurs blanches qui sortent des vaisseaux.

On entretient le feu en cet état pendant environ six heures : alors on laisse refroidir les vaisseaux ; on les enlève du sable ; on les casse ; on sépare la poudre blanche qui se trouve à la partie supérieure, et on la met à part. On détache des bouteilles la substance qui y est sublimée en une seule masse ; on pulvérise de nouveau la masse, et on la fait sublimer comme ci-dessus. Lorsque cette matière a été sublimée trois fois, on appelle ce produit *muriate mercuriel doux*. Les anciens chimistes lui avoient donné les noms de *sublimé doux*, *mercure doux*, *aquila alba*, etc.

Le procédé que nous venons d'indiquer, quoique le plus ordinairement suivi, n'est pas sans inconvénient : 1°. l'extinction du mercure par la trituration est très-longue ; 2°. le mercure n'est jamais exactement éteint dans le mortier ; 3°. les sublimations sont très-lentes.

Plusieurs chimistes ont voulu présenter des améliorations, d'autres une manipulation différente, comme on a dû le voir dans le procédé ci-dessus. *Baumé* a conseillé d'ajouter de l'eau dans le moment de la trituration, pour éviter une poussière âcre dont il faut se prémunir.

Zwelfer, *Cartheuser* et *Baumé* ont proposé de verser sur le muriate mercuriel doux sublimé, une fois, de l'eau chaude, pour dissoudre le muriate corrosif, et faire sécher ce sel qui se trouve alors très-adouci.

Cornette prétend qu'en se servant du précipité du nitrate de mercure par l'ammoniaque, l'on évite la volatilisation du muriate mercuriel corrosif.

Schèele conseille de dissoudre du mercure dans son poids d'acide nitrique, à l'aide d'une légère chaleur, de faire d'un autre côté, une solution d'un peu plus de la

moitié de la dose du mercure de muriate de soude dans trente-deux fois son poids d'eau bouillante, de mêler les deux liqueurs chaudes, de remuer continuellement le mélange, de laisser déposer le précipité, de décanter la liqueur claire qui le surnage, de l'édulcorer avec de l'eau chaude jusqu'à ce que celle-ci sorte sans saveur, de jeter le tout sur un filtre, et de faire sécher à une douce chaleur. Ce muriate de mercure est aussi doux et aussi pur que celui qui est préparé par la trituration, l'extinction et la sublimation.

Le C. *Bailleau*, pharmacien de Paris, a donné aussi un procédé pour préparer le muriate mercuriel doux.

Il consiste à former une pâte avec le muriate mercuriel corrosif et l'eau, et à la triturer avec le mercure coulant: une demi-heure suffit pour éteindre le mercure, parce que l'eau favorise sa division. On achève la combinaison en faisant digérer le mélange sur un bain de sable, à une chaleur douce; la matière, de grise qu'elle étoit d'abord, devient blanche, et forme un muriate mercuriel très-doux, qui n'a besoin que d'une seule sublimation pour être parfaitement pur.

Il est essentiel de ne point trop réitérer les sublimations du muriate mercuriel doux, puisque ce dernier perd chaque fois une portion de mercure, ce qui donne à chaque sublimation une certaine quantité de muriate mercuriel corrosif. Le moyen le plus sûr d'adoucir le muriate mercuriel doux, est de le laver dans beaucoup d'eau, pour dissoudre tout le muriate mercuriel corrosif qu'il peut contenir.

Ces réflexions nous conduisent naturellement à rejeter cette préparation, connue sous le nom de *panacée mer-*

curielle, laquelle se préparoit en faisant sublimer neuf fois de suite le muriate mercuriel doux.

La théorie de cette opération est facile à concevoir. Le muriate sur-oxigéné de mercure cède très-facilement au mercure une portion de son oxigène ; de-là l'extinction de ce métal et la couleur grise que prend ce mélange ; il se fait ici un partage de l'oxigène entre l'oxide de muriate de mercure corrosif et les $\frac{1}{4}$ de son poids de mercure ; alors il s'établit un équilibre permanent.

Dans cet état, le mélange a perdu son âcreté et sa dissolubilité, mais il n'y a pas de combinaison bien intime entre les deux portions d'oxide et celle de l'acide ; le calorique achève l'union réciproque qui se trouve complète après une sublimation.

M. *Brugnatelli* a donné une méthode d'obtenir un muriate de mercure sans muriate oxigéné, et d'une force médicale constante.

On prend parties égales de muriate de mercure précipité, appelé vulgairement *précipité blanc*, et d'oxide de mercure obtenu de la décomposition du sulfate acidule de mercure par l'ammoniaque (1) ; cet oxide est très-pur et très-blanc. On mêle ces deux substances dans un mortier de verre, avec un peu d'eau distillée, et on triture jusqu'à parfait mélange. Ensuite on fait sécher la matière sur du papier, en la garantissant du contact de la lumiere. Ce mélange forme un véritable mercure doux, qui se noircit avec l'eau de chaux, etc.

---

(1) La solution de ce sel doit être étendue d'eau pour donner avec l'ammoniaque un précipité abondant.

On peut obtenir ce mercure doux cristallisé, en le soumettant à la sublimation ; il se forme en petits prismes hexaèdres brillans, de couleur cendrée, analogue au mercure doux ordinaire. On doit modérer un peu le feu, afin que le mercure ne soit pas désoxidé, et qu'il ne se mêle par là des globules métalliques avec la matière sublimée.

Les propriétés du muriate doux sont très-différentes de celles du muriate sur-oxigéné. Il n'a que très-peu de saveur ; il n'agit sous forme solide que comme un purgatif léger. Exposé à la lumière, il noircit ; frotté dans l'obscurité, il est lumineux et phosphorique. Il est plus difficile à volatiliser et à sublimer que le muriate sur-oxigéné.

Sublimé lentement, il fournit des cristaux en prismes tétraèdres, terminés par des pyramides à quatre faces.

Il est très-peu soluble, et la dissolution de ce sel verdit légérement le sirop de violette. Les alcalis la troublent, et elle prend une couleur brune par le contact de l'eau de chaux, de l'ammoniaque et des alcalis fixes.

Parmi les autres acides, il en est baucoup qui ne se combinent pas immédiatement au mercure ; mais presque tous s'unissent par voies d'affinités doubles.

On ne connoît pas encore l'action des acides carbonique, fluorique et boracique sur le mercure.

On sait seulement que les carbonates alcalins précipitent le mercure de ses dissolutions acides, et que les précipités sont différens de ceux que l'on obtient avec les alcalis purs.

L'acide phosphorique s'unit à son oxide ; mais on n'opère bien cette union qu'en précipitant du nitrate de mercure avec une dissolution de phosphate alcalin.

Il faut de même employer la combinaison de l'acide boracique avec une base pour obtenir un borate mercuriel.

A cet effet, on verse dans une dissolution de nitrate de mercure, du borate de soude saturé; il se précipite un sel peu soluble : on peut l'obtenir par évaporation, sous la forme de pellicules fines et brillantes.

Le C. *Chaussier* emploie avec succès cette combinaison saline dans le traitement des maladies vénériennes.

Si l'on expose ce sel à l'air, il y verdit. Le muriate ammoniacal le rend très-soluble; l'eau de chaux le précipite en jaune, qui devient rouge foncé; la potasse le précipite en blanc.

On sait très-peu de chose sur l'union de l'oxide de mercure avec les acides métalliques.

Schèele a indiqué quelques-unes des propriétés de l'arseniate, du tungstate et du molybdate de mercure, qu'on prépare en versant dans la dissolution nitrique de ce métal des sels alcalins ou solubles formés par ces acides.

On peut encore obtenir de l'arseniate de mercure, en traitant dans une cornue du mercure avec l'acide arsenique. Cet acide est en partie décomposé par ce métal; il se sublime de l'acide arsenieux, du mercure coulant et un peu d'oxide jaune de mercure; il reste une masse jaune non fondue, indissoluble dans l'eau, dans les acides sulfurique et nitrique, dissoluble dans l'acide muriatique, et donnant ensuite, par l'évaporation et la sublimation de cette dissolution, du muriate sur-oxigéné de mercure, et de l'acide arsenique fondu; le mercure a décomposé une partie de cet acide, en lui enlevant une portion de son oxigène, et en lui laissant celle qui forme l'acide arsenieux; l'oxide de mercure formé s'est uni à

l'autre partie de cet acide en arseniate de mercure que l'acide muriatique a décomposé, et où il a trouvé dans le mercure assez d'oxigène pour le porter à l'état de muriate corrosif.

L'acide chrômique, combiné avec l'oxide de mercure par l'union de la dissolution d'un chrômate alcalin avec celle du nitrate de mercure, forme un précipité indissoluble d'un rose pourpre très-vif et d'une très-brillante couleur, que le C. *Vauquelin* croit pouvoir devenir très-utile à la peinture.

Les oxides de mercure s'unissent en général aux alcalis. Le C. *Fourcroy* a reconnu qu'en évaporant la lessive d'un mélange d'oxide rouge de mercure et d'ammoniaque en excès, qui en avoit produit en partie la réduction, on pouvoit obtenir un vrai sel triple, un nitrate ammoniaco-mercuriel, ce qui est dû à de l'acide nitrique formé par l'effet de cette décomposition.

Les sels neutres n'ont que peu d'action sur le mercure. Quoique cette assertion soit surtout applicable aux différens sels sulfuriques, le C. *Fourcroy* a cependant remarqué que le mercure s'éteignoit très-promptement dans le sulfate de potasse.

Le mercure, d'après l'expérience de la *Garaye*, forme avec le muriate d'ammoniaque un muriate ammoniaco-mercuriel.

On met dans un mortier de marbre une partie de mercure coulant et quatre de muriate d'ammoniaque en poudre; on triture ces deux substances jusqu'à ce que le mercure soit bien éteint; on humecte le mélange avec un peu d'eau, s'il est trop sec. On laisse cette poudre grise à l'air pendant deux ou trois décades, ayant soin de l'a-

giter de temps en temps ; on la broie de nouveau dans un mortier, on la met dans un matras, et on verse dessus de l'acool jusqu'à ce qu'il surnage la poudre d'environ deux doigts ; on place le vaisseau sur un bain de sable, on le chauffe par degrés jusqu'à faire bouillir l'alcool qui acquiert une couleur citrine, et alors on laisse refroidir la liqueur, on la filtre ; c'est la *teinture de mercure de la Garaye.*

Cette teinture contient du mercure ; car en y trempant une lame de cuivre bien décapée, elle acquiert de la blancheur.

Le sulfure rouge de mercure détonne par le choc avec le muriate sur-oxigéné de potasse, mais il ne s'allume point par l'acide sulfurique.

Le mercure se combine avec beaucoup d'autres substances, avec les gommes, les liqueurs sirupeuses, divers acides végétaux, etc. ; substances que nous examinerons par la suite.

Le mercure est d'un usage très-étendu dans les arts, il est employé aujourd'hui presque généralement pour la construction même du thermomètre. On le préfère, avec raison, à l'alcool, soit à cause de son homogénéité, soit parce que ses dilatations depuis zéro jusqu'à l'eau bouillante, sont sensiblement égales aux accroissemens de chaleur, tandis que l'alcool, toutes choses égales d'ailleurs, indique les degrés inégaux par des variations égales de température, et de-là vient qu'il n'y a que les thermomètres à mercure qui soient vraiment comparables.

Le mercure s'amalgame avec presque tous les métaux, et cette propriété, jointe à sa volatilité, le fait employer

dans la dorure et dans le traitement des mines d'or et d'argent. L'étamage des glaces se fait à l'aide du mercure amalgamé avec l'étain. Les physiciens se servent du même amalgamé, ou de celui du mercure avec le bismuth, pour enduire les frottoirs des machines électriques.

C'est surtout aux différentes manières de préparer le mercure que sont dus les grands avantages que l'on retire de ce métal. En médecine on l'emploie sous toutes les formes.

CHAPITRE XV.

Du Zinc.

Le zinc natif est très-rare; on doute même de son existence.

Le C. *Haüy* ne compte que trois espèces de mines de zinc; savoir, son oxide natif, son sulfure et son sulfate.

Le zinc oxidé cristallisé se trouve à Fribourg, en Brisgaw; à Bleyberg, en Carinthie; dans les comtés de Sommerset et de Nottingham, en Angleterre, etc. Le zinc oxidé concrétionné ou informe se rencontre dans les mêmes lieux. Il y en a aussi près de Strasbourg, dans la ci-devant Alsace; à Saint-Sauveur, dans la Normandie; à Passy, près de Paris, etc.

Le zinc sulfuré abonde dans les mines de Saxe, de Bohême et de Hongrie. On en trouve aussi en Suède, en Norwège, en Angleterre, en France, etc.; et c'est en général une des substances métalliques les plus communes. Il a pour gangue différentes substances terreuses ou acidifères, surtout le quartz, le fluate de chaux et le car-

bonate de chaux. Les métaux qu'il accompagne le plus ordinairement sont le cuivre gris, le fer sulfuré, et spécialement le plomb sulfuré, avec lequel on l'a quelquefois confondu. C'est probablement ce qui l'a fait appeler *blende*, on l'a nommé aussi pour la même raison, *pseudo ganea* ou *fausse galène*.

Le zinc sulfaté est très-rarement un produit immédiat de la nature, parce que les mines de zinc sulfuré qui pourroient en fournir les principes, quoiqu'abondantes, se décomposent très-difficilement d'elles-mêmes. Mais on trouve ce sel attaché aux parois des galeries, dans les lieux ou l'art l'extrait du zinc sulfuré, comme à Ramelsberg, près de Goslar, en Suisse; à Idria, en Carinthie; à Schemnitz, en Hongrie, etc. la plus grande partie de celui qui est dans le commerce vient de Goslar.

Le zinc du commerce est ordinairement allié à un peu de plomb. Ce mélange est dû probablement au plomb sulfuré, dont on a retiré le zinc à l'état métallique. Celui que l'on apporte de l'Inde sous le nom de *toutenague*, est plus pur. La véritable toutenague de la Chine est une substance métallique blanche, dont on fait des vases de diverses formes et surtout des chandeliers. On présume qu'elle est un alliage artificiel de différens métaux.

On n'exploite guère les mines de zinc pour en retirer ce métal; c'est en fondant les mines de plomb, mêlées de blende, que l'on retire du zinc sous la forme d'oxide, qui se sublime dans les cheminées des fourneaux, et y produit des incrustrations grisâtres, nommées *tuthie* ou *cadmie des fourneaux*. On en obtient une autre portion en métal; pour cela, on a soin de rafraîchir la partie antérieure du fourneau, qu'on nomme la *chemise*. Le zinc,

réduit en vapeurs par l'action du feu, vient se condenser dans cet endroit, et retombe en grenailles dans la poudre de charbon, dont on a couvert une pierre placée au bas de la chemise dans le fourneau, et nommée *assiette de zinc*. Ce métal est préservé de l'oxidation par la poudre de charbon; on le fond de nouveau dans un creuset, et on le coule en saumons.

Les Anglais retirent le zinc en grand de la pierre calaminaire, par la voie de la distillation.

Ce métal présente dans sa cassure une couleur blanche, éclatante, avec une nuance bleuâtre. Le C. *Haüy* n'a pu en déterminer la forme primitive, à cause de la difficulté qu'on éprouve à réduire le zinc en fragmens par la percussion.

Ce métal a un certain degré de ductilité. Le C. *Sage* est parvenu le premier, à l'aide d'une pression graduée, à le réduire en lames minces, qui sont souples et élastiques.

Sa pesanteur spécifique est de 7,190.

Lorsqu'on veut avoir du zinc très-divisé, il faut le grenailler, c'est-à-dire, le couler fondu dans de l'eau froide, ou le réduire en limaille.

On met du zinc dans un creuset, on l'expose au feu; sitôt qu'il est fondu, on le coule doucement dans un baquet plein d'eau: le zinc se trouve réduit en petites parties.

On peut encore l'obtenir très-divisé, en le triturant, lorsqu'il est fondu, et en tenant les molécules écartées par le mouvement. Il faut faire cette opération dans un mortier de marbre.

Mongès a trouvé le moyen d'obtenir ce métal sous une forme régulière; il s'est servi à cet effet d'un têt à

rôtir, percé au fond et sur ses côtés, de plusieurs trous qu'il bouchoit avec de la terre des os. Quand le zinc se refroidit à sa surface, on débouche peu à peu les trous, et on agite le métal avec un fer rouge introduit par ces ouvertures. La portion de zinc fondu, coule; alors, on agite le têt à rôtir, jusqu'à ce qu'il n'échappe plus de métal fondu, et la portion refroidie cristallise en prismes aiguillés. Si on la laisse dans le vaisseau, elle a la couleur métallique; si on l'expose à l'air, elle prend des nuances irisées.

Lorsque le zinc n'éprouve que le degré de calorique suffisant pour le tenir en fusion, sa surface se couvre d'un oxide gris. On pourroit, avec beaucoup de patience, le réduire tout en oxide semblable; mais cela est très-difficile, parce que, pour peu qu'il soit rouge, même obscurément, et qu'il ait le contact de l'air, il s'enflamme et brûle avec une flamme blanche, ou d'un jaune légérement verdâtre, très-brillante.

On réduit facilement cet oxide gris, à l'aide d'un corps combustible.

Quand on chauffe fortement le zinc, il brûle et se volatilise. On emploie ce moyen pour préparer son oxide, connu sous le nom de *fleurs de zinc*, *nihil album*, *pompholix*, *laine philosophique*, *coton philosophique*, etc. Le zinc dans cet état augmente d'environ un seizième. Le C. *Guyton* porte la proportion d'oxigène jusqu'à 0,61.

Voici la manière d'obtenir cet oxide blanc.

On place dans un bon fourneau un grand creuset sur deux briques, et on l'incline sur un angle d'environ quarante-cinq degrés; on forme devant l'ouverture du creuset un mantonnet pour supporter le couvercle, afin

de boucher l'ouverture du creuset, lorsque cela est nécessaire.

On met dans ce creuset du zinc; on le fait fondre par un feu très-actif et capable de le rougir à blanc, en tenant le creuset fermé. Lorsqu'on juge qu'il est bien rouge, on découvre le creuset; il s'élève aussitôt de la surface du zinc une flamme parfaitement blanche et très-vive; il s'élève en même temps des flocons de matière très-blanche et légère comme du coton: c'est l'oxide blanc de zinc. On ôte cet oxide avec une cuiller de fer à long manche; il s'en reforme d'autre aussitôt: on l'ôte de même, et on continue de suite jusqu'à ce que tout le zinc soit converti en oxide.

Il faut avoir soin d'agiter avec une spatule pour augmenter le contact de l'air, et même de laisser un courant d'air, ou mieux encore de souffler sur le métal, on obtient ainsi un oxide blanc en beaux flocons.

On peut encore préparer cet oxide en agitant fortement le zinc quand il est rouge, mais l'oxide est gris; il faut ensuite le mettre dans un têt à rôtir, on porte au rouge, on agite et on enlève à mesure que l'oxide se forme; il est alors blanc, mais en poudre.

Cet oxide n'est point volatil, quoiqu'il s'élève à la manière des corps volatils; il est, au contraire, très-fixe au feu.

Cet oxide peut être fondu en verre, mais il faut un feu de la plus grande violence; cet oxide vitrifié est d'un jaune pur, et ne peut être réduit que par le charbon ou tout autre corps combustible.

Le zinc est peu altéré par l'air; sa surface se ternit un peu: il paroît que c'est un commencement d'oxidation.

Le phosphore peut s'unir au zinc : ces expériences sont dues à *Pelletier*.

On met dans une cornue de grès deux parties de zinc réduit en limaille et une partie de phosphore ; on procède ensuite à la distillation, après avoir adapté un récipient au bec de la cornue.

On a pour produit un peu de phosphore ; et l'on trouve dans le col de la cornue, 1°. du zinc sous forme métallique ; 2°. une sublimation d'une efflorescence rouge ; 3°. de l'oxide blanc de zinc ; 4°. une sublimation en aiguilles, ayant un coup-d'œil métallique, un peu bleuâtre et irisé.

Il reste dans la cornue une matière noirâtre ressemblant à une scorie.

Pelletier regarde l'efflorescence rougeâtre, ainsi que la sublimation en aiguilles, comme un oxide de zinc phosphoré.

On peut encore obtenir un phosphure de zinc, en projetant du phosphore sur du zinc en fusion.

On fait rougir dans un creuset du zinc coupé par petits morceaux, et ensuite on y projette du phosphore bien essuyé : le zinc entre en fusion ; on continue à y projeter du phosphore, et en même temps des petits morceaux de résine, afin d'empêcher l'oxidation du zinc. On retire le creuset du feu, et l'on trouve une substance métallique, qui n'est que du phosphure de zinc.

Sa couleur est blanche, mais moins brillante que celle du zinc ; elle est plutôt plombée.

Lorsqu'on lime le phosphure de zinc, ou bien lorsqu'on le frappe avec un marteau sur une enclume, il répand une odeur analogue à celle du phosphore ; il s'étend aussi un peu sous le marteau.

Essayé au chalumeau, il brûle comme le zinc ; mais la flamme qu'il donne diffère un peu de celle du métal ; il fournit aussi moins d'oxide de zinc, et il laisse pour résidu un corps spongieux.

Le zinc se dissout dans le gaz hidrogène. Cette expérience est due au C. *Vauquelin.*

On met dans une cornue quatre parties de blende grillée avec une partie de charbon desséché fortement ; on y adapte un tube recourbé qui va plonger dans l'eau sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique.

Quand la température n'est pas assez forte pour opérer la réduction du zinc, le gaz qui se dégage n'a d'autres propriétés que celle du gaz hidrogène carboné ; mais aussitôt que la réduction commence à s'effectuer, le gaz hidrogène tient du zinc en dissolution ; ce qu'on aperçoit aisément par la flamme jaune bleuâtre qu'il produit en brûlant.

Plus l'opération approche de sa fin, et que la chaleur est vive, plus le gaz est chargé de zinc.

On obtient donc, pendant le cours de cette opération, du gaz acide carbonique et du gaz hidrogène zincé et carboné.

Le mélange de ce gaz est beaucoup plus lourd que le gaz hidrogène ordinaire ; mais il est plus léger que l'air atmosphérique, car ce dernier le déplace facilement.

Si l'on enflamme ce gaz, on n'aperçoit aucun résidu sensible sur les parois du vase, comme cela arrive pour l'hidrogène sulfuré ; mais si l'on remplit ensuite le vase d'eau, la surface de ce liquide se couvre d'une pellicule brillante, d'une couleur blanche-grisâtre, et qui, ramassée, présente tous les caractères du zinc métallique.

Il n'y a donc qu'une portion de zinc qui brûle avec le gaz hidrogène, puisqu'il s'en échappe à la combustion, et que l'on obtient à l'état métallique.

Le gaz hidrogène zincé n'est pas décomposé par l'acide muriatique oxigéné, comme le gaz hidrogène sulfuré et phosphoré. Si l'on enflamme ce mélange avec le contact de l'air, alors la combustion est plus rapide, la flamme plus blanche, et il ne se dépose point de zinc métallique; ce métal est au contraire combiné avec l'acide muriatique à l'état d'oxide, qu'on rend sensible par un carbonate alcalin ou à l'aide d'un hidro-sulfure.

Le C. *Vauquelin* n'a pu découvrir la présence du zinc dans du gaz hidrogène produit par la dissolution de ce métal dans les acides étendus d'eau.

L'oxide de zinc s'unit très-bien au soufre, d'après le C. *Guyton*.

A cet effet, on fait fondre du soufre dans un creuset, et on y projette de l'oxide de zinc; il en résulte une substance minérale grise, semblable à la *blende d'Huelgoët*, d'où s'élèvent quelquefois des aiguilles prismatiques jaunes et brillantes, qui s'attachent au couvercle du creuset.

L'oxide de zinc se réduit par le charbon. Cette réduction annoncée par M. de *Lassone* et par M. *Woodhouse*, a été confirmée par les C. *Désormes et Clément*.

On fait un mélange de 10 grammes de charbon chauffé au rouge blanc pendant une heure et encore chaud, et de 10 d'oxide blanc de zinc sublimé. On introduit le tout dans une cornue que l'on a lutée avec les précautions ordinaires: à cette cornue est adoptée une alonge communiquant à un flacon rempli d'eau de chaux; celui-ci est suivi d'un semblable, et ce dernier terminé par un tube

plongeant sous une cloche pleine d'eau. On chauffe, et il se dégage alors un peu d'acide carbonique, qui trouble légérement le premier flacon. Une heure après le commencement de l'opération, on recueille un gaz qui ne s'absorbe point dans l'eau, ne trouble point l'eau de chaux, brûle avec une flamme bleue, et donne, par sa combustion, de l'acide carbonique (*voyez* gaz oxide de carbone); on continue à entretenir le feu, le gaz se dégage constamment et on n'aperçoit plus aucune trace d'acide carbonique. Après cinq heures, lorsqu'il ne se dégage plus rien, on laisse refroidir.

On trouve le zinc sublimé au col de la cornue, et dans le fond un peu de charbon.

Le zinc ne contracte aucune union avec l'arsenic par la voie humide.

Malouin, qui a essayé cette combinaison, a vu qu'en distillant un mélange d'oxide d'arsenic, de suif et de zinc, on obtenoit une masse noirâtre semblable à la blende et plus tendre que cette mine, et qu'il s'exhaloit de la cornue une odeur insupportable.

On croit que la difficulté qui existe d'allier le zinc à l'arsenic ou à son oxide, vient de ce que le zinc enlève *l'oxigène* à *l'arsenic*.

On n'a encore pu allier le zinc avec le cobalt et le bismuth.

Fondu avec l'antimoine, il donne un alliage dur et cassant, dont on n'a pas encore examiné les propriétés.

Le mercure se combine au zinc par la fusion; mais il ne faut pas que le zinc soit trop chaud : le degré de chaleur convenable est celui où il peut roussir une carte sans la brûler.

L'amalgame qu'il forme avec ce métal est solide ; elle devient fluide par la trituration. Lorsqu'on la fond et qu'on la laisse refroidir lentement, elle cristallise en lames qui paroissent carrées et arrondies sur les bords.

L'eau est décomposée par le zinc. *Lavoisier* et *Meusnier* l'ont prouvé par leurs expériences sur la décomposition de l'eau. En effet, si l'on fait passer de l'eau sur du zinc qui commence à rougir, on obtient beaucoup de gaz hidrogène, et le zinc est à l'état d'oxide.

L'acide sulfurique agit très-bien sur le zinc, même à froid.

On met dans un matras une partie de zinc en grenailles, on verse dessus deux parties d'acide sulfurique étendu d'eau ; si l'on veut recueillir le gaz qui se dégage : on y ajuste un tube recourbé qui va plonger sous une cloche pleine d'eau : il se produit beaucoup de chaleur, et il se précipite une poudre noire, qui est du carbure de fer. On obtient aussi sous la cloche du gaz hidrogène tenant un peu de carbone en dissolution. Lorsque la dissolution est faite, on l'étend d'eau, on filtre la liqueur, et on la fait évaporer dans une capsule de verre.

L'oxide de zinc présente avec l'acide sulfurique les mêmes phénomènes.

Lorsque l'évaporation est à son point, on la laisse refroidir, et l'on obtient des cristaux qui sont des prismes tétraèdres, terminés par des pyramides aussi à quatre faces.

Quand on veut obtenir ce sel parfaitement cristallisé, il faut exposer, pendant quelques jours à l'air, une dissolution de ce sel, faite dans l'eau bouillante et un peu évaporée.

On prépare aussi pour les arts un sulfate de zinc, ap-

pelé *couperose blanche*, *vitriol blanc*, *vitriol de Goslard*.

On l'obtient en faisant griller l'oxide de zinc sulfuré natif ou la blende ; en traitant cette mine grillée et déjà changée en sulfate par la combustion du soufre à l'aide de l'eau, en decantant la liqueur claire, en la faisant évaporer et cristalliser subitement par le refroidissement, en faisant fondre même ce sel pour lui enlever une portion de son eau de cristallisation, et l'obtenir en masses informes, solides et grenues. Ce sel est impur ; il contient du sulfate de fer et quelquefois un peu de plomb.

Le sulfate de zinc a une saveur stiptique assez forte ; il est blanc transparent.

Il perd une partie de son acide par l'action du feu, et passe à l'état de sulfite.

Lorsque le sulfate de zinc est très-pur, il s'altère peu à l'air ; à l'aide du temps, son oxide absorbe plus d'oxigène de l'atmosphère qu'il n'en contenoit : il jaunit, et n'est plus entiérement dissoluble dans l'eau.

Ce sel est décomposé par toutes les substances terreuses et alcalines.

L'oxide de zinc précipité par ces substances peut se redissoudre dans les acides, et même dans les alcalis.

Il décompose le nitre, et est décomposé par ce sel ; on obtient, par la distillation de ce mélange, deux espèces d'acide nitreux, qui ne se confondent point, et de l'acide sulfurique glacial. *Voyez* sulfate de fer.

Les sulfures alcalins et les hidro-sulfures précipitent aussi le sulfate de zinc en orangé foncé ou brun ; il se dépose alors de l'oxide de zinc sulfuré ou hidro-sulfuré.

L'acide sulfureux attaque le zinc, soit en poudre, soit en limaille ; il se produit de la chaleur ; il se dégage du gaz

hidrogène sulfuré: la liqueur devient d'abord brune, quelquefois elle se trouble et prend une couleur jaune de soufre; mais elle s'éclaircit sur la fin de l'action.

Cette dissolution a une saveur piquante, astringente, et sulfureuse.

Si on l'expose à l'air, elle s'épaissit, donne des aiguilles ou prismes fins tétraèdres, à pyramides quadrangulaires très-aiguës: c'est un sulfite de zinc, qui devient blanc à l'air, et forme une poussière blanche indissoluble dans l'eau.

Chauffé au chalumeau, ce sel se gonfle, répand une lumière vive et éclatante, comme du zinc qui brûle, s'élève par ramifications d'arbrisseaux très-agréables, ou en tubercules surmontés d'une foule d'autres tubercules plus petits: il est en partie dissoluble dans l'alcool. La partie non dissoute ne donne que du gaz acide sulfureux par l'acide sulfurique, tandis que la partie dissoute, en donnant le même gaz par cet acide, présente un précipité abondant de soufre.

Les acides sulfurique et muriatique en dégagent avec effervescence du gaz acide sulfureux, et en précipitent une poussière blanche brunâtre. L'acide nitrique en sépare d'abord du gaz sulfureux, et ensuite un précipité floconneux, ductile et poisseux: c'est du véritable soufre.

Distillé dans une cornue, ce sulfite donne de l'eau, de l'acide sulfureux, de l'acide sulfurique, du soufre sublimé; il reste de l'oxide de zinc mêlé d'un peu de sulfate de ce métal.

Le C. *Fourcroy*, à qui nous devons ces détails, nomme ce sel *sulfite sulfuré de zinc*.

Le même chimiste a fait aussi connoître une autre es-

pèce de sel ou de sulfite de zinc non sulfuré. Voici l'exposé de ces expériences faites en commun avec le C. *Vauquelin*.

En mêlant de l'oxide de zinc blanc avec de l'acide sulfureux très-concentré, ces deux corps se combinent sans mouvement, avec chaleur et destruction d'odeur de la part de l'acide. Quand la saturation est complète, il se forme à la surface de la liqueur, des cristaux blancs en trémies. Ce sel, ou *sulfite de zinc pur*, comparé au précédent, présente les propriétés suivantes :

Il a une saveur moins piquante, mais plus styptique que ce dernier ; il est moins dissoluble dans l'eau, et cristallise plus facilement.

Les acides le décomposent avec effervescence ; mais ils n'en séparent point de soufre comme du sulfite sulfuré.

Il est indissoluble dans l'alcool, il forme des précipités blancs avec les alcalis dissolubles à froid dans l'acide sulfurique : exposé à l'air, il se convertit promptement en sulfate de zinc.

On change toutes les propriétés de ce sulfite, et on le forme sulfite sulfuré, lorsqu'au lieu de dissoudre de l'oxide de zinc pur dans l'acide sulfureux, on traite à chaud, par cet acide, un mélange de soufre et d'oxide de zinc.

L'acide nitrique dissout très-facilement le zinc, et est décomposé par ce métal. Cet acide peut dissoudre un cinquième de son poids de zinc.

A cet effet, on met du zinc en grenaille dans un matras ; on verse dessus de l'acide nitrique foible ; il se fait une vive effervescence, l'acide est partagé en deux parties, l'une sert à oxider le zinc, tandis que l'autre le

dissout ; on chauffe un peu, on filtre parce qu'il y a un peu de fer et de matière charbonneuse qui reste sur le filtre.

La dissolution nitrique de zinc est d'un jaune verdâtre, et un peu trouble quand elle vient d'être faite ; mais le repos la rend transparente.

Elle fournit par l'évaporation et le repos des cristaux en prismes tétraèdres, comprimés et striés, terminés par des pyramides à quatre faces, aussi striées, qui attirent l'humidité de l'air.

Mis sur les charbons, il se fond d'abord, et fuse en pétillant dans les portions qui se dessèchent.

Il répand en détonnant une petite flamme rougeâtre.

Lorsqu'on le fond dans un creuset, on ne peut le dessécher, même à la chaleur la plus douce, sans l'altérer ; il laisse échapper des vapeurs de gaz nitreux ; il devient d'un rouge-brun, et prend la consistance d'une gelée : si l'on continue de le chauffer, il se dessèche tout-à-fait, et laisse un oxide jaunâtre.

Il est décomposé par l'acide sulfurique.

Les alcalis en précipitent un oxide blanc qu'ils redissolvent, et les carbonates alcalins fournissent, en le précipitant, un carbonate de zinc très-blanc. Ce sel est aussi précipité en blanc par les hidro-sulfures et par les prussiates. En distillant ce nitrate de zinc, on le décompose ; on obtient un acide nitreux très-fumant, et le sel passe à l'état de nitrite.

L'acide muriatique a aussi une action très-vive sur le zinc ; l'acide peut en dissoudre environ un huitième de son poids. Il se dégage pendant l'effervescence beaucoup de gaz hidrogène provenant de l'eau décomposée par le zinc.

On ne peut obtenir ce sel sous une forme régulière.

Si l'on chauffe cette dissolution, elle s'épaissit et fournit par la distillation un peu d'acide très-fumant, et un muriate de zinc solide et fusible : on obtient aussi une matière congelée dans l'alonge et dans le bec de la cornue, que l'on nommoit autrefois *beurre de zinc*.

Ce muriate est décomposé par l'acide sulfurique, qui en dégage l'acide muriatique en vapeur ou gaz.

Les alcalis le précipitent en blanc; l'eau ne le précipite point.

On peut aussi obtenir ce sel en décomposant le muriate sur-oxigéné de mercure par le zinc. *Voyez* la fin de ce chapitre.

Le zinc est enflammé par le gaz acide muriatique oxigéné; alors il s'oxide en blanc.

L'acide carbonique dissout le zinc; mais cette dissolution se fait très-lentement.

Si on l'expose à l'air, elle se couvre d'une pellicule qui réfléchit diverses couleurs, et qui n'est autre chose que du carbonate de zinc.

On ne connoît pas les combinaisons des autres acides.

Toutes les dissolutions de zinc dans les acides, sont précipitées par l'eau de chaux, la magnésie, les alcalis fixes et l'ammoniaque.

La silice et l'alumine ne forment point de combinaison avec le zinc; mais son oxide entre dans les composés vitreux, et colore les verres en jaune.

Point d'action avec la magnésie, la chaux, la barite et la strontiane.

La potasse, ou la soude caustique en liqueur, que l'on fait bouillir sur ce métal, noircissent sa surface, se colorent en jaune sale, tiennent en dissolution une certaine

quantité d'oxide de zinc, que l'on peut en séparer par les acides.

L'ammoniaque agit moins bien à chaud sur le zinc, sans doute à cause de sa volatilité : ce sel mis en digestion à froid avec le zinc, en dissout un peu; il se dégage dans les trois dissolutions du zinc, par les alcalis, une certaine quantité de gaz hidrogène, provenant de la décomposition de l'eau.

Plusieurs sels neutres sont décomposés par le zinc.

Si l'on chauffe dans un creuset, du sulfate de potasse avec du zinc, le sel est décomposé, il se forme un sulfure de potasse.

Le nitrate de potasse, mêlé avec le zinc détonne avec rapidité.

On fait un mélange de parties égales de nitrate de potasse et de zinc en limaille; on le projette par cuillerées dans un creuset qu'on a fait rougir auparavant. Lorsque la poudre a acquis le degré de chaleur convenable, il se fait tout-à-coup une inflammation très-vive; lorsqu'elle est cessée, on remet une nouvelle cuillerée de mélange, et l'on continue de même jusqu'à ce qu'on ait tout employé : on retrouve ensuite un oxide de zinc.

Une partie de ce résidu est soluble dans l'eau ; c'est de la potasse combinée avec une portion d'oxide de zinc, que l'on peut en précipiter à l'aide des acides.

C'est ce qu'on appeloit *liqueur de nitre fixé* par le zinc, et que *Hellot* dit être *l'alkaest de Respour*, qui lui attribuoit la vertu de dissoudre tous les métaux, propriété chimérique, comme bien d'autres.

Pott prétend que le muriate de soude est décomposé par le zinc ; d'autres disent que non.

Le zinc décompose le muriate d'ammoniaque. *Monnet* prétend que cette décomposition a lieu par trituration.

Bucquet l'a obtenue par distillation. On fait un mélange de deux parties de zinc (*Hellot* s'est servi de l'oxide), sur une de muriate d'ammoniaque, et l'on distille ce mélange dans une cornue de verre; on obtient beaucoup de gaz ammoniac et du gaz hidrogène; le résidu de l'opération est du muriate de zinc.

Le C. *Thenard* a reconnu l'existence d'un sel triple ammoniaco de zinc. Pour l'obtenir, on fait bouillir du muriate d'ammoniaque avec de l'oxide de zinc; il se fait alors un foible dégagement d'ammoniaque; le muriate d'ammoniaque dissolvant beaucoup plus d'oxide de zinc à chaud qu'à froid, en abandonne la majeure partie par le refroidissement. Aussi lorsque la dissolution est encore chaude, si on y jette de l'eau froide, elle forme presque magma. Cette dissolution refroidie, pourvu qu'il n'y ait point eu de muriate d'ammoniaque de décomposé, ne précipite même pas par les carbonates alcalins, et à plus forte raison par les alcalis; elle précipite en blanc par l'hidrogène sulfuré et les hidro-sulfures; elle refuse de cristalliser.

Parties égales de muriate sur-oxigéné de potasse et de zinc, fulminent par le choc avec une flamme blanche; il n'éprouve rien de la part de l'acide sulfurique.

Le muriate oxigéné de mercure est décomposé par le zinc.

A cet effet, on distille dans une cornue de verre un mélange de deux parties de ce sel, avec une partie de zinc; il se sublime un sel qui cristallise en petites aiguilles réunies, le mercure reste pur: c'est du muriate de zinc.

On mêle du zinc en limaille fine à la poudre à tirer, pour produire les étoiles blanches et brillantes dans les feux d'artifice.

Le zinc, par sa propriété de decomposer un grand nombre de sels et de dissolutions métalliques, est très-utile pour les analyses des mines.

Le grand usage du zinc est de former le laiton par son alliage avec le cuivre. Le zinc entre aussi avec l'étain et le cuivre, dans la composition du bronze. On a proposé de l'employer au lieu d'étain pour l'étamage. Le C. *Guyton* a substitué avec avantage l'oxide de zinc obtenu par la combustion au blanc de plomb employé dans la peinture. La couleur qui en résulte, sans avoir aucun inconvénient pour la santé de l'artiste, remplit parfaitement son but.

Le sulfate et l'oxide sont employés en médecine.

CHAPITRE XVI.

De l'Étain.

Il est encore incertain s'il existe de l'étain natif.

Le C. *Haüy* compte deux espèces de mine d'étain.

1°. *Etain oxidé*; 2°. *Etain sulfuré.*

On trouve de l'étain oxidé en Angleterre, au pays de Cornouailles; à Altenberg, en Saxe; à Schlackenwald, en Bohème, etc.: sa gangue est tantôt le quartz, tantôt un granit, tantôt une lithomarge blanchâtre ou jaunâtre. Il est souvent accompagné de fer arsenical ou mispickel, et quelquefois de schéelin, soit ferruginé, ou à l'état de

wolfram, soit calcaire. Celui de Saxe est entremêlé de topazes opaques d'un blanc mat. Les plus gros cristaux de cette espèce que le C. *Haüy* a vus, avoient environ quatre centimètres, ou dix-huit lignes d'épaisseur.

Il est assez remarquable, dit le même minéralogiste, que l'étain, qui, à l'état métallique, est un des métaux les plus légers, surpasse en pesanteur spécifique, lorsqu'il est à l'état d'oxide, la plupart des autres substances de la même classe, soit simplement oxidées, soit composées d'oxide avec un minéralisateur. Cette pesanteur de l'étain oxidé est telle, que sa différence avec celle de l'étain métallique n'est que d'environ $\frac{1}{10}$ en moins, tandis que d'autres métaux offrent, dans les cas analogues, des différences qui vont jusqu'à une moitié ou un tiers.

L'étain sulfuré est encore très-peu connu. Cette substance porte différens noms, or mussif natif, sulfure d'étain allié au cuivre, etc.

Klaproth a fait l'analyse de cette mine, il en a retiré : soufre, 25; étain, 34; cuivre, 36; fer, 2; perte, 3.

Pour faire l'essai d'une mine d'étain, il faut, après l'avoir partagée en différens lots, la piler grossiérement, la laver et la griller dans une capsule de terre couverte, afin qu'il se dissipe le moins possible d'étain, en ayant soin de la découvrir de temps en temps. Il faut aussi la griller promptement pour que l'étain ne soit pas trop oxidé. *Baumé* propose de mêler de la poix résine, qui réduit une portion de l'oxide formé dans cette opération. La mine une fois grillée, on la fond promptement dans un creuset avec trois parties de flux noir, et un peu de muriate de soude décrépité.

On peut encore se servir, d'après *Cramer*, d'un peu de

charbon de tilleul ou coudrier, dont l'un d'eux doit être creusé, et dans lequel on met de la mine d'étain avec de la poix résine; on perce l'autre d'un petit trou, pour donner issue aux vapeurs; on l'applique sur le premier pour le recouvrir, et on les lie ensemble avec du fil de fer; après avoir luté les jointures, on les allume devant la tuyère d'une forge. Lorsque l'étain est fondu, on éteint avec de l'eau les charbons qui ont servi à l'essai, et on trouve l'étain en culot.

L'étain d'Angleterre arrive en saumons; on croit qu'il y a dedans du cuivre pour le rendre plus roide: l'étain des Indes se vend en forme de chapeaux, ou en écritoires; c'est un triangle, ou une pyramide quadrangulaire tronquée.

L'étain a une blancheur qui tient le milieu entre celle du plomb et celle de l'argent; il a une saveur sensible et une odeur remarquable.

Il se plie facilement, et laisse entendre un bruit qu'on appelle le *cri* de l'étain.

Ce métal est très-mou, et le plus léger de tous.

Sa pesanteur spécifique est suivant *Kirwan* 7,67 fois l'eau, et suivant *Brisson* de 7,291 à 7,500.

Sa cohésion se mesure par le moyen d'un fil d'étain d'environ un millimètre de diamètre; il ne faut qu'un peu plus de 242 hectogrammes pour faire rompre le fil.

Il est très-ductile, et il se réduit en feuilles plus minces que le papier.

L'étain est un très-bon conducteur de l'électricité, aussi l'emploie-t-on souvent pour garnir les conducteurs, les bouteilles de Leyde: il en est de même de l'électricité animale ou galvanique, qu'il excite fortement par son

contact avec les nerfs et sa communication avec un autre métal. Il n'a pas plus d'élasticité que le plomb.

Sa fusibilité n'est pas très-bien déterminée; on a fait des expériences équivoques, et on l'a fixée à 168 degrés de l'échelle de *Réaumur*; sa fusibilité seroit donc plus grande que celle du plomb, qui ne fond qu'à 258 degrés de la même échelle, et en employant le même moyen: on ne peut pas déterminer cette fluidité par le pyromètre de *Wedgwood*, parce que cette échelle ne commence qu'à 460 degrés du thermomètre de *Réaumur*.

Le son en est presque nul; l'étain même écroui n'a pas de son.

On n'a pas encore pu obtenir une cristallisation régulière de ce métal cependant, *Fourcroy* annonce que *Lachenaye* a obtenu un assemblage rhomboïdal de prismes ou d'aiguilles.

L'étain entre en fusion à un degré de chaleur modéré, et longtemps avant de rougir.

Il reste fixe tant qu'on n'augmente pas le feu; ensuite il se volatilise.

Si on le chauffe avec le contact de l'air, sa surface se couvre d'une pellicule grise terne, et qui forme des rides; ce n'est autre chose qu'un oxide métallique. On continue la calcination jusqu'à ce qu'on ait suffisamment de cet oxide; alors on ôte le vaisseau du feu; on le laisse refroidir; on pulvérise l'oxide dans un mortier de fer; on le passe au travers d'un tamis un peu clair, et on sépare, par ce moyen, les portions d'étain qui ne se sont point calcinées.

Quand on veut préparer ce qu'on appelle dans le commerce *potée d'étain*, on prend l'oxide ci-dessus, on le fait

calciner dans une capsule de terre, sous la moufle d'un fourneau de *coupelle*, pendant six ou sept heures, ayant soin de le remuer de temps en temps avec un crochet de fer; cet oxide acquiert de la blancheur, et s'oxide davantage: c'est dans cet état qu'on le nomme potée d'étain.

On se sert de cet oxide pour polir les glaces, les verres de lunettes, les miroirs de télescope, l'acier, etc.

Si l'on expose cet oxide à la plus grande violence du feu, il est susceptible de se fondre en verre, qui présente les couleurs du prisme.

On parvient à décomposer cet oxide à l'aide des corps combustibles, mais on ne le réduit que très-difficilement.

Si l'on chauffe de l'étain au chalumeau, et qu'on le jette aussitôt sur le sol, ou sur une pierre, il paroit étincelant.

L'étain résiste très-bien à l'action de l'air; sa surface se ternit seulement, et se couvre d'une poussière grise.

Il n'y a point d'union entre l'azote, l'hidrogène et l'étain.

Pour phosphorer l'étain, on prend parties égales d'étain et de verre phosphorique, avec un huitième de charbon; on mèle exactement ces trois substances, et on les fait fondre dans un creuset; on obtient quelques grains métalliques assez gros. Ce composé est un phosphure d'étain. Ces grains ne paroissent pas différens de l'étain; mais, lorsqu'on les fond au chalumeau, on voit que le phosphore quitte l'étain, et qu'il vient brûler à la surface du métal.

Il faut avoir attention, en fondant l'étain avec la poudre de charbon et le verre phosphorique, de ménager le feu, parce que le phosphore quitte facilement ce métal.

L'étain s'unit très-bien au soufre par la fusion.

On fait fondre dans une cuiller de fer huit parties d'étain, et on le fait rougir obscurément, on jette par-dessus

deux ou trois parties de soufre sublimé; on mêle ces substances à l'aide d'une spatule de fer: lorsqu'elles sont parvenues à un certain point de combinaison, le mélange s'enflamme, et il en résulte une poudre noire. On peut la faire fondre dans un creuset, et couler la matière dans une lingotière : on obtient un corps aigre, cassant, disposé en aiguilles larges, plates, réunies en faisceaux.

Pour unir l'arsenic à l'étain, on met dans une cornue trois parties d'étain sur un huitième d'arsenic, réduit en poudre; on adapte un récipient, on chauffe la cornue jusqu'à la faire rougir : il s'élève très-peu d'arsenic, et l'on trouve dans le fond un culot métallique. Cet alliage contient à-peu-près un seizième d'arsenic, il cristallise en grandes facettes, très-fragiles et de difficile fusion.

L'arseniate de potasse se combine beaucoup mieux à l'étain.

A cet effet, on fait fondre dans un creuset parties égales d'étain et d'arseniate de potasse, on obtient un culot aigre, cassant, rangé à facettes extrêmement brillantes. Cet étain ne peut entrer en fusion qu'après avoir rougi.

D'après *Cronstedt*, l'étain s'unit très-bien au nickel; il forme une masse blanche et brillante. Si cette combinaison se fait sous la moufle, on voit s'élever une flamme, et les deux substances métalliques forment un oxide blanc en forme d'arbrisseaux.

Une demi-partie d'étain fondu avec deux parties de cobalt, et autant de muriate de soude, ont fourni à *Baumé* un culot à petits grains serrés; et d'une légère couleur violette.

En mêlant, par la fonte, parties égales d'étain et de bismuth, *Geller* a obtenu un alliage très-fragile, et d'une

couleur moyenne entre celles de ces substances métalliques : son grain étoit à facettes cubiques. Cependant, toute la quantité de bismuth ne s'allie point à l'étain : il y en a une petite quantité de perdue.

On doit encore à *Geller* l'alliage d'étain avec l'antimoine ; il dit que parties égales de ces deux substances métalliques forment un métal blanc, très-aigre, qui a moins de pesanteur spécifique que les deux métaux pris séparément.

L'union de l'étain avec le mercure, s'opère avec facilité et en toutes proportions : il en résulte des amalgames qui ont différens degrés de solidité suivant les proportions de ces deux substances ; ils sont plus mous lorsqu'on met beaucoup de mercure.

On prépare ainsi des boules d'un certain degré de solidité, dont on se servoit autrefois pour purifier l'eau.

A cet effet, on fait fondre dans une marmite de fer douze parties d'étain ; on ajoute trois parties de mercure ; on mêle ces deux substances, on coule ce mélange dans un moule, pour lui donner la forme d'une boule de la grosseur à-peu-près d'un œuf de pigeon : cette amalgame prend de la solidité en refroidissant.

On peut encore obtenir une amalgame en faisant fondre l'étain et chauffer le mercure à part ; quand l'étain est ramené à la température nécessaire qui est la fusion, on projette peu à peu le mercure chauffé, afin d'éviter une détonnation dangereuse. On fait encore chauffer un instant auparavant de couler ; on a de cette manière une amalgame d'étain qui est blanc et moins coulant ; si le mercure étoit en assez grande quantité, l'amalgame cristalliseroit.

Pour analyser cette amalgame, on verse dessus de l'acide nitrique à 36 degrés qui précipite l'oxide d'étain; on filtre, il passe du nitrate de mercure, qu'on pourroit traiter par la potasse, mais on obtiendroit aussi un précipité composé de deux oxides de mercure, l'un blanc et l'autre rouge et dont on ne connoît pas les proportions, c'est pourquoi il vaut mieux faire rapprocher ce nitrate de mercure jusqu'à siccité. L'acide nitrique se volatilise d'abord, et ce nitrate de mercure se décompose ensuite, il se dégage du gaz nitreux, l'oxigène de l'acide nitrique se porte sur le mercure, et le convertit en oxide rouge dont on connoît les proportions. Pour obtenir cet oxide, il faut chauffer très-fort et très-longtemps.

L'amalgame d'étain est susceptible de donner des cristaux cubiques suivant *Daubenton*; le C. *Sage* dit au contraire que l'on peut obtenir des cristaux brillans en lames feuilletées, amincies vers leurs bords, et laissant entre elles des cavités poligones.

On fait une opération à peu près semblable dans l'étamage des glaces. Elle consiste à appliquer à une de leurs surfaces une amalgame d'étain et de mercure, amalgame qui se fait immédiatement sur la glace, en même temps qu'on l'applique.

Avec parties égales d'étain et de zinc, on forme un métal ductile et fort dur, à petits grains serrés.

L'eau froide a peu d'action sur l'étain, cependant elle ternit à la longue sa surface. L'eau de puits surtout a cette propriété; car les serpentins d'étain qui se trouvent toujours plongés dans cette eau, se détruisent au bout de quelque temps.

L'étain se dissout dans l'acide sulfurique, soit concen-

tré soit étendu d'eau. Lorsque cet acide est concentré, il peut en dissoudre moitié de son poids, surtout à l'aide du calorique ; il se dégage du gaz sulfureux.

L'acide sulfurique, étendu d'un peu d'eau, agit de même sur l'étain ; mais la dissolution est plus permanente, et précipite moins par l'eau que la première.

A cet effet, on met dans un matras cinq parties d'acide sulfurique, peu affoibli par l'eau, et une partie d'étain en grenailles ; on place le vaisseau sur un bain de sable, l'étain se dissout sans effervescence sensible : et il se dégage de l'acide sulfureux. Il y a en même temps du soufre de formé, qui reste liquide à la surface de la dissolution, tant qu'elle est chaude, et qui se précipite par le refroidissement.

Cette dissolution est d'une couleur brune foncée, lorsqu'elle est chaude ; mais elle s'éclaircit par le repos.

Si l'on chauffe longtemps cette dissolution, l'étain se précipite en oxide blanc.

Cette dissolution fournit des cristaux en aiguilles fines, entrelacées les unes dans les autres.

Lorsque la dissolution est faite à froid, qu'elle n'est pas concentrée, ni surchargée d'étain, et qu'elle ne se trouble pas par l'eau, elle précipite par les alcalis et les terres un oxide blanc très-réfractaire, et d'une très-difficile réduction.

Les hidro-sulfures et les sulfures alcalins la précipitent en brun noirâtre en perdant leur odeur ; et ce précipité, chauffé légérement dans un appareil formé, donne de l'or mussif, ou de l'oxide d'étain hidro-sulfuré.

Les C. *Fourcroy* et *Vauquelin* ont fait connoître l'action de l'acide sulfureux sur l'étain. Dès que l'étain est

mis en contact avec l'acide sulfureux liquide, il prend une couleur jaunâtre analogue à celle de l'or massif. Quelques jours après, il devient noir comme du charbon, et il se dépose dans la liqueur une poudre noire.

Ces chimistes ont prouvé que l'étain décompose une partie de l'acide sulfureux qui lui fournit de l'oxigène, et qui, une fois oxidé, s'unit à une autre partie de cet acide; qu'une portion du soufre se dépose avec le sulfite d'étain blanc peu dissoluble; qu'une autre reste en dissolution dans la liqueur avec un peu de sulfite d'étain, qui est un sulfite sulfuré; enfin, qu'une troisième partie du soufre se combine à une portion de l'étain métallique, et forme un sulfure noir sur lequel l'acide sulfureux n'a point d'action : ce qui arrête ou limite la dissolution.

L'acide nitrique concentré attaque l'étain, et il se dégage une grande quantité de gaz nitreux; mais il faut que l'acide soit concentré, sans cela on auroit pour produit un oxide blanc d'étain et du nitrate ammoniacal. On ne retire pas de gaz, ni oxigène, ni azote; mais dès que le résultat est de l'ammoniaque, on ne doit plus chercher ce qu'est devenu l'azote, ni l'oxigène, puisque l'étain s'est oxidé.

On peut obtenir, d'après les recherches de *Bayen* et *Charlard*, un sel qu'ils ont nommé stanno-nitreux.

Si l'on prend l'acide nitrique un peu foible, et qu'on fasse l'opération avec lenteur et précaution, on obtient une dissolution qui contient un peu d'étain.

L'oxide d'étain est insoluble dans l'acide nitrique. Pour l'obtenir on verse 25 parties d'acide nitrique à 22 degrés sur 15 d'étain; on chauffe légérement; il se forme de l'oxide d'étain, dont une très-petite partie est dis-

soute dans l'acide quand il est étendu d'eau. Il y a dans cette opération de l'ammoniaque formé par l'hidrogène de l'eau qui se porte sur l'azote de l'acide nitrique; la liqueur contient donc du nitrate d'ammoniaque qu'on peut faire cristalliser; après avoir filtré l'oxide d'étain est blanc, et il contient environ 33 parties d'oxigène.

On a pensé que l'oxide d'étain prenoit les caractères d'un acide, et que c'étoit pour cela qu'il ne pouvoit pas rester uni à l'acide nitrique; sa dissolubilité dans les alcalis seroit encore en faveur de cette opinion, et c'est ainsi que le C. *Guyton* conçoit que M. *Klaproth* a réussi à traiter et à analyser les oxides d'étain natifs par la potasse : il regarde cette dissolution de mine d'étain dans l'eau par l'alcali, comme un stannate ou un stannite de potasse.

Nous devons au C. *Guyton* une découverte importante sur la force avec laquelle l'étain absorbe l'oxigène dans sa dissolution nitrique.

Une partie d'acide nitrique pur et une partie et demie d'étain, traitées à la cornue, ne lui ont fourni aucun gaz, quoiqu'il y eût une action très-marquée entre les deux corps. Ayant examiné avec soin le résidu de cette opération, le C. *Guyton* a trouvé de l'ammoniaque faisant à-peu-près le vingtième du poids total de l'acide et de l'étain employés. Cette ammoniaque n'a pu être formée que par l'azote de l'acide uni à l'hidrogène de l'eau, dont l'étain très-avide d'oxigène, avoit non seulement décomposé l'acide nitrique, mais encore l'eau; et il ne s'étoit dégagé aucun gaz à cause de cette union de l'hidrogène avec l'azote.

Le C. *Thenard* a annoncé l'existence d'un nitrate am-

moniaco d'étain. L'oxide d'étain très-oxidé est insoluble dans l'acide nitrique. Si on traite cet oxide avec de l'ammoniaque et de l'acide nitrique, on obtient une dissolution d'étain ; et voilà pourquoi en traitant l'étain par l'acide nitrique, et faisant évaporer, on obtient un sel qui contient beaucoup de cet oxide, c'est que la dissolution de ce métal est favorisée par le nitrate d'ammoniaque formé dans cette dissolution.

Pelletier a traité l'oxide d'étain préparé par l'acide nitrique, à la dose de trois parties avec deux parties de soufre, dans une cornue de verre, il a obtenu de l'acide sulfureux et de l'or mussif, tandis que l'oxide d'étain moins oxidé, tel que le gris ou la potée, traité avec le soufre, ne lui a donné que du sulfure d'étain.

Trois parties de sulfure d'étain, traitées au feu et jusqu'à siccité par l'acide nitrique, puis chauffées dans une cornue avec deux parties de soufre, donnent également de l'or mussif.

Le même sulfure d'étain mêlé de deux parties de soufre sur trois, et distillé avec l'acide sulfurique concentré, a donné au même chimiste pour produit, de l'acide sulfureux et de l'oxide d'étain hidro-sulfuré et doré.

L'acide muriatique dissout l'étain ; il se dégage du gaz hidrogène, tenant peut-être de l'étain en dissolution. Ce fait n'est point encore constaté. On distingue deux sortes de muriate d'étain ; l'un peu oxidé, l'autre très-oxidé. Le premier s'obtient en prenant de l'étain très-divisé. Pour cela on le fait fondre dans un creuset, et on le projette dans l'eau ; on le met ensuite dans un matras, avec deux parties d'acide muriatique à 20 degrés. Une portion d'eau se décompose, il se dégage de l'hidrogène chargé

d'étain ; ce gaz est fétide, l'acide muriatique se porte sur l'étain oxidé, l'on obtient ensuite un muriate d'étain peu oxidé qui cristallise en prisme à six pans.

Le muriate d'étain très-oxidé s'obtient en faisant passer de l'acide muriatique oxigéné dans une dissolution de muriate d'étain peu oxidé. L'acide muriatique oxigéné perd son odeur, il est décomposé par l'étain qui s'empare de l'excès d'oxigène. Ce muriate très-oxidé cristallise comme l'autre, et est décomposé par les hidro-sulfures.

Le muriate d'étain cristallise à 60 degrés en hiver, et à 65 l'été, aréomètre de *Mossy*.

Ce sel a une saveur très-âcre ; il attire l'humidité de l'air.

Si l'on distille le muriate d'étain dans une cornue, et qu'on y adapte un récipient, on obtient d'abord l'eau de cristallisation, ensuite du muriate sur-oxigéné d'étain, qui se volatilise, et il reste dans la cornue de l'oxide d'étain.

Les alcalis précipitent du muriate d'étain un oxide blanc très-abondant qu'ils redissolvent lorsqu'on les ajoute en excès ; la dissolution alcaline est d'un jaune brun. Le sulfure d'ammoniaque précipite ce sel en poussière lie de vin, qui devient noire en séchant, et qui par la distillation, donne de l'ammoniaque et de l'or mussif. Le sulfure de potasse y forme un précipité jaune, qui, par la distillation, fournit de l'acide sulfureux et du soufre, en passant dans la partie fixe en oxide d'étain hidro-sulfuré ou en or mussif. Son oxide précipité par la soude, distillé avec son poids de soufre, donne du gaz acide sulfureux, du soufre, et laisse un résidu d'or mussif.

Pelletier, à qui nous devons les faits précédens, a

prouvé que la dissolution muriatique d'étain étoit susceptible d'absorber avec activité l'oxigène à une foule de corps, et de passer au nouvel état de muriate sur-oxigéné d'étain, jouïssant de propriétés nouvelles, et surtout d'une qualité supérieure pour la plupart des opérations de teinture. *Voyez l'article des mordants.* On peut aussi l'employer pour analyser l'air.

Cette dissolution fait effervescence avec l'acide nitrique, en dégage beaucoup de gaz nitreux.

L'acide sulfureux la rend rougeâtre, et il se dépose de l'oxide d'étain sulfuré jaune.

Elle noircit et change en métal l'acide arsenique. Elle bleuit et fait repasser à l'état métallique les acides molybdique et tungstique, le tungstate de chaux et celui d'ammoniaque.

L'oxide rouge de mercure, le muriate sur-oxigéné de mercure, l'oxide blanc d'antimoine, de zinc et d'argent, lui cèdent aussi leur oxigène, et repassent à l'état métallique.

Si, à une dissolution de muriate d'étain récente et peu oxidée, on ajoute de la dissolution d'or, il se fait un précipité pourpre, qui est connu sous le nom de précipité de *Cassius;* mais la précipitation de l'or n'auroit pas lieu, si, au lieu de muriate d'étain ordinaire, l'on se servoit d'une dissolution de muriate oxigéné d'étain. Ce précipité n'est autre chose qu'une combinaison d'oxide d'étain et d'or presque réduit.

Si l'on met une lame d'étain dans de l'acide muriatique oxigéné, l'étain se dissout très-promptement. Ce métal absorde l'oxigène surabondant, et n'opère point la décomposition de l'eau pour s'oxider.

Si on laisse une dissolution muriatique d'étain en contact avec l'air, on parvient à l'oxigéner.

L'acide nitro-muriatique dissout très-bien l'étain.

On verse dans un matras deux parties d'acide nitro-muriatique et une partie d'étain : il faut avoir soin d'ajouter l'étain peu à peu, et faire la dissolution à froid ; et si la chaleur est trop vive, il faut la diminuer en plongeant le mélange dans de l'eau froide. Cette dissolution est d'un brun rougeâtre ; elle forme souvent en quelques instans une gelée tremblante, visqueuse. Si l'on étend cette dissolution d'environ moitié son poids d'eau, elle devient concrète, et cette gelée est d'une couleur d'opale.

L'étain décompose le muriate sur-oxigéné de mercure; il en résulte une liqueur que l'on a nommée *liqueur fumante de Libavius.*

On fait fondre dans une cuiller de fer cinq parties d'étain ; on ajoute une partie de mercure ; on triture ce mélange dans un mortier de marbre avec une égale quantité de muriate sur-oxigéné de mercure ; on met ce mélange dans une cornue de verre que l'on place sur un bain de sable, et on adapte au col de la cornue un ballon percé d'un petit trou, on chauffe doucement, il passe des vapeurs extrêmement épaisses, qui se condensent dans le ballon. Après 1 heure $\frac{1}{2}$ ou deux heures d'un feu très-modéré, on cesse le feu ; il ne faut pas que la température s'élève au-dessus de 110 degrés afin que le mercure ne puisse pas se volatiliser ; dans cette opération l'oxigène du mercure se porte sur l'étain et l'acide muriatique sur l'étain oxidé ; il passe dans le récipient du muriate d'étain très-oxidé et presqu'entièrement privé d'eau.

Ce muriate d'étain, étant très-volatil, se volatilise lorsqu'il est exposé à l'air, alors il condense l'eau de l'atmosphère, avec laquelle il a beaucoup d'affinité, c'est ce qui produit le petit nuage qu'on aperçoit et qui l'a fait nommer *liqueur fumante*. Si l'on y ajoute de l'eau, elle ne fume plus.

Le C. *Adet* a donné un mémoire intéressant sur le muriate d'étain fumant; les observations qu'il y a développées ont appris, 1°. que le muriate fumant d'étain étoit une substance saline formée par la combinaison de l'étain et de l'acide muriatique oxigéné et privé d'eau; 2°. qu'en mélant le muriate fumant d'étain à l'eau, dans les proportions de 7 à 22, on obtenoit une substance saline concrète; 3°. que le muriate d'étain fumant peut, lorsqu'il est étendu d'eau, dissoudre une nouvelle quantité d'étain, sans qu'il y ait dégagement d'hidrogène : c'est donc, d'après ces faits, un muriate sur-oxigéné d'étain.

Le résidu de la liqueur fumante de *Libavius* présente quelques phénomènes.

La voûte et le col de la cornue sont enduits d'une légère couche blanche et grise, qui contient un peu de liqueur fumante, du muriate d'étain concret, du muriate mercuriel doux, et du mercure coulant. Le fond du vaisseau offre une amalgame de mercure et d'étain, au-dessus de laquelle se trouve un *étain corné* d'un gris blanc, solide et compacte, qui peut être volatilisé par une chaleur plus forte.

Si l'on met dans du gaz acide muriatique oxigéné de la limaille d'étain, l'étain s'enflamme et s'oxide.

Cet acide liquide oxide l'étain, et se dissout sans mouvement et sans effervescence. On peut, suivant les pro-

portions réciproques de ces deux corps, faire du muriate d'étain ou du muriate sur-oxigéné d'étain.

On ne connoit pas encore l'action des acides phosphorique, fluorique, boracique et carbonique sur l'étain.

La potasse paroît avoir un peu d'action sur l'étain ; mais on n'a pas encore examiné cette préparation.

Il en est de même de l'ammoniaque : on sait seulement que ce métal est sensiblement attaqué par cette substance saline, que la surface se ternit et présente des iris.

Les matières terreuses ne contractent aucune union avec ce métal. Son oxide, qui est très-infusible, ne forme point de verre transparent ni coloré avec les substances capables de se vitrifier ; mais, comme il est très-blanc, il peut s'interposer entre les molécules du verre, et le rendre d'un blanc mat et très-opaque. Cette sorte de fritte vitreuse porte le nom d'*émail*.

La potée d'étain, à cause de son infusibilité, ôte la transparence à tous les verres possibles, et en fait des émaux colorés.

Les sulfates de potasse et de soude sont décomposés par l'étain.

On chauffe dans un creuset parties égales de sulfate de potasse et d'étain ; on obtient une masse fondue verdâtre, qui ne contient plus rien de métallique : c'est, d'après le C. *Fourcroy*, un vrai sulfure d'étain.

L'étain enlève l'oxigène à l'acide sulfurique ; le soufre, mis à nud par cette décomposition, se combine avec la potasse, et ce sulfure dissout une portion de l'oxide d'étain.

L'étain fait détonner le nitrate de potasse.

A cet effet, on fait fondre et un peu rougir de l'étain dans un creuset : on projette dessus du nitre en poudre

et bien sec; il se fait aussitôt une déflagration, et il s'élève une flamme blanche et brillante. On ajoute une nouvelle quantité de nitre, jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de détonnation; on tire le creuset hors du feu, on sépare la matière qu'il contient, on la lessive dans l'eau, on filtre la liqueur; elle contient la potasse du nitrate, et il reste de l'oxide d'étain sur le filtre, qui contient un peu d'alcali rendu caustique par l'étain. Il faut donc avoir soin de bien lessiver; on peut même ajouter un acide, afin de précipiter tout l'oxide d'étain.

Le muriate d'ammoniaque est aussi décomposé par l'étain.

On prend de l'étain en grenailles, et du muriate d'ammoniaque réduit en poudre, environ une égale quantité: on introduit le mélange dans une cornue, et on y adapte un récipient et l'appareil pneumato-chimique à mercure; sitôt que la cornue est échauffée, il se dégage de l'ammoniaque caustique à l'état de gaz, mêlé de gaz hidrogène.

Le résidu de cette décomposition est un muriate d'étain solide, décomposable par l'eau, et semblable à celui que l'on forme avec le muriate oxigéné de mercure.

C'est en décomposant le muriate d'ammoniaque par l'étain, et en ajoutant du soufre à cette décomposition, que l'on prépare l'or mussif.

On a changé le nom d'*aurum mozaïcum* qu'avoit cette préparation, et on l'a nommée *aurum musivum*, parce que ce dernier nom est plus ancien. *Caneparius*, qui a décrit cette préparation comme un fard, l'appelle *or musaïque*, et l'a nommée aussi *purpurine*.

On connoît divers procédés pour préparer l'or mussif, appelé, par le C. *Fourcroy*, oxide d'étain hidro-sulfuré.

1°. On prépare un oxide d'étain avec trois parties de potée d'étain et six de nitrate de potasse ; on met ce mélange dans un creuset, que l'on tient à un feu assez fort pendant quatre heures ; on laisse ensuite refroidir la matière, et on en fait le lavage pour en séparer l'oxide d'étain.

Alors on prend six parties de cet oxide d'étain, que l'on mêle avec quatre parties de soufre ; on met le mélange dans un creuset évasé, de manière à n'y en mettre qu'au tiers de sa hauteur ; on introduit ensuite dans le creuset un couvercle en terre, échancré en plusieurs endroits. Ce couvercle doit entrer dans le creuset de manière qu'il se trouve à deux centimètres au-dessus de la matière ; on recouvre ensuite le creuset d'un deuxième couvercle ; et on l'y lute avec un peu d'argille détrempée : le creuset ainsi disposé, on le met dans un creuset plus grand, dans lequel on met du sable. Par ce moyen, le creuset contenant le mélange nécessaire pour l'or mussif, se trouve dans un bain de sable ; alors, on place cet appareil immédiatement sur la grille d'un fourneau ordinaire, et on le chauffe ensuite avec précaution. En général, pour avoir de bel or mussif, il faut qu'il soit préparé à une chaleur très-douce et longtemps continuée : le degré de feu nécessaire pour sublimer le muriate d'ammoniaque, est celui qu'il faut maintenir pendant que l'on fait cette opération, qui exige ordinairement huit à dix heures ; il n'y a pas même d'inconvénient à continuer le feu plus longtemps, pourvu toutefois qu'on ne le pousse pas au-delà du degré indiqué : à ce degré de feu, l'or mussif n'est pas décomposé.

Il est avantageux d'ajouter une petite quantité d'eau dans les mélanges : l'opération n'en réussit que mieux.

On peut aussi faire cette expérience dans une cornue de verre : alors on distille le mélange à une douce chaleur ; il se sublime une très-petite quantité de soufre ; il y a un peu de gaz sulfureux de produit, et dans la cornue on trouve l'or mussif.

2°. On forme une amalgame de 50 parties d'étain et dix de mercure ; pour cet effet, on fait chauffer un mortier de cuivre, on y met le mercure, et lorsqu'il a acquis un certain degré de chaleur, on verse dessus l'étain fondu : on agite et on triture cet alliage jusqu'à ce qu'il soit froid ; alors on le mêle avec 40 parties de soufre et vingt de muriate d'ammoniaque. On met ce mélange dans un matras ; on place le matras sur un bain de sable qu'on chauffe à un feu doux. On entretient le feu pendant trois heures.

L'eau de cristallisation du muriate d'ammoniaque est décomposée par deux affinités, celle de l'oxigène pour l'étain, et celle de l'hidrogène pour le soufre ; l'oxide d'étain formé se partage en deux parties, l'une en grande quantité s'unit au soufre et forme l'oxide d'étain sulfuré, ou or mussif qui reste dans le fond du matras, l'autre partie en petite quantité, décompose le muriate d'ammoniaque formé du muriate d'étain qui se dégage en vapeurs, tandis que l'ammoniaque libre se combine avec de l'hidrogène sulfuré ; il se dégage de l'hidro-sulfure d'ammoniaque, qui rencontrant du muriate d'étain, décompose et précipite un sulfure hidrogéné d'oxide d'étain qui se dépose contre les parois supérieures du matras, c'est encore de l'or mussif.

Cet or mussif a l'apparence de l'or ; il est en lames minces ; il se décompose à un grand feu et passe à l'état de sulfure d'étain, en dégageant de l'acide sulfureux : voilà

comment se fait cette décomposition : le sulfure d'oxide d'étain contient 60 de soufre et 40 d'oxide d'étain ; tandis que le sulfure d'étain ne contient que 20 de soufre et 80 d'étain ; l'oxigène peut donc se combiner avec une certaine quantité de soufre, il en reste encore assez pour former le sulfure d'étain.

Il paroît y avoir deux espèces d'or mussif ; l'un seroit un sulfure d'étain oxidé, l'autre un sulfure hidrogène d'étain oxidé ; celui qui est sublimé est dans le dernier cas, car les hidro-sulfures alcalins précipitent les dissolutions métalliques en sulfure hidrogéné. On peut encore faire un sulfure hidrogéné d'oxide d'étain, en précipitant directement une dissolution de muriate d'étain très-oxidé par un hidro-sulfure ; c'est de l'or mussif qui se précipite.

Pelletier avoit observé que, dans cette opération, il se dégageoit du gaz hidrogène sulfuré, du sulfure d'ammoniaque, du muriate d'étain ; que l'étain oxidé et uni au soufre constituoit l'or mussif ; qu'une portion de cette combinaison, formée par les matières en vapeurs, se déposoit en cristaux lamelleux hexangulaires à la voûte et dans le col de la cornue ; que l'or mussif n'étoit point volatil par lui-même ; qu'à un grand feu, il se décomposoit, donnoit de l'acide sulfureux, et repassoit à l'état de sulfure d'étain ; que l'on pouvoit fabriquer ce produit en chauffant le sulfure d'étain avec parties égales de soufre et de sel ammoniac ; qu'on l'obtenoit encore avec parties égales de sulfure d'étain et de muriate sur-oxigéné de mercure chauffé ; que ce composé contenoit 0,60 d'oxide d'étain et 0,40 de soufre, tandis que dans le sulfure d'étain il n'y avoit que 0,20 de soufre uni à 0,80 d'étain mé-

tallique; que, chauffé avec du charbon, l'oxide d'étain sulfuré se décomposoit, donnoit du gaz acide carbonique avec du gaz hidrogène sulfuré, et qu'il se réduisoit à l'état de sulfure d'étain, en perdant ainsi du soufre et de l'oxigène.

Brugnatelli a indiqué aussi un procédé pour préparer cet oxide d'étain hidro-sulfuré. Il consiste à précipiter une solution de nitrate d'étain par du sulfure de potasse liquide; on fait sécher le précipité; on le met dans une cornue avec la moitié de son poids de soufre et un quart de muriate d'ammoniaque, et on trouve le sulfure d'étain, ayant l'aspect le plus brillant, formé au fond de la cornue.

Cette préparation est usitée pour donner une belle couleur au bronze, et pour exciter les effets de la machine électrique, en en frottant les coussinets.

J'ai vu employer, avec assez de succès, en place d'or mussif, le *lycopodium*; c'est une poudre extrêmement fine, que l'on tire en automne des pédicules en forme de double massue, qui croissent entre les rameaux du *lycopodium*.

Le muriate sur-oxigéné de potasse brûle, enflamme et oxide fortement l'étain. On obtient aussi par le choc une détonnation

L'étain décompose un grand nombre de sels et de dissolutions métalliques.

Il est d'un usage étendu dans les arts, à l'état de métal, d'alliage d'oxide, etc.

CHAPITRE XVII.

Du Plomb.

Les mines de plomb se trouvent en rognons, en filons, dans les montagnes primitives, tortiaires, dans les terreins modernes, dans des roches de tout âge et de toute espèce; ses gangues ordinaires sont le quartz, le spath pesant, les spaths calcaires, fluor, les argilles, les schistes, etc.; souvent aussi accompagné de sulfure de fer, de zinc, de calcédoine et même de jaspe.

Le plomb se trouve encore à l'état de sulfure, de phosphate, d'arsenite, de molybdate, de chrômate, connu autrefois sous le nom de *plomb rouge de Sibérie*; enfin, à l'état de carbonate.

Les espèces décrites par le C. *Haüy* sont:

Première; *Plomb natif, une variété.*

M. *Rathké*, savant Danois, a trouvé dans les laves de l'île de Madère, une assez grande quantité de plomb natif.

Deuxième; *Plomb sulfuré, vulgairement galène, treize variétés.*

Alliages: *Plomb sulfuré* argentifère-antimonifère, ferrifère.

On trouve le plomb sulfuré en une multitude d'endroits; et c'est une des mines les plus communes qu'il y ait en Europe.

Troisième ; *Plomb arsenic, trois variétés.*

Quatrieme ; *Plomb chromaté, trois variétés.*

Cinquième ; *Plomb carbonaté, douze variétés.*

Le plomb carbonaté accompagne assez souvent le plomb sulfuré, comme à Huelgoët, et quelquefois le cuivre carbonaté vert ou bleu.

Il y a aussi un plomb carbonaté terreux, quelquefois disséminé dans l'intérieur de diverses matières terreuses, auxquelles on a donné improprement les noms de *minium* natif, de massicot natif, et de céruse native.

Sixième ; *Plomb phosphaté, six variétés.*

On trouve du plomb phosphaté en cristaux jaunâtres, rougeâtres, ou d'un gris cendré, et en aiguilles d'un gris brun, à Huelgoët, en Bretagne ; en cristaux ou en aiguilles d'une couleur verte, à la Croix, dans la ci-devant Lorraine ; près de Fribourg en Brisgaw ; dans les mines du Hartz, etc.

Il y a encore le plomb phosphaté arsenié et le plomb noir, appelé *mine de plomb.*

Septième ; *Plomb molybdaté, sept variétés.*

Le plomb molybdaté se trouve à Bleyberg, en Carinthie, où il a pour gangue une chaux carbonatée compacte.

Huitième ; *Plomb sulfaté, six variétés.*

Le plomb sulfaté se trouve dans l'île d'Anglesey, où il occupe les cavités d'une ocre ferrugineuse d'un brun

noirâtre, située au-dessus d'une mine de cuivre pyriteux. Il y en a aussi près de Strontian, en Ecosse.

On a aussi trouvé un minerai de plomb sur-oxigéné, dont le C. *Vauquelin* a fait l'analyse. Il l'a trouvé composé d'arsenic oxidé, 38; plomb oxidé, 22; fer oxidé, 59.

D'après les phénomènes qu'a présenté cette mine avec l'acide muriatique, le C. *Vauquelin* pense qu'il est très-vraisemblable que le plomb y est à l'état d'oxide brun ou sur-oxigéné; car les oxides de fer et d'arsenicne donnent point une aussi grande quantité d'acide muriatique oxigéné.

Le plomb a peu de dureté, encore moins d'élasticité: c'est le plus doux des métaux; il a une odeur particulière qui se développe par le frottement, ce qui est dû à un commencement d'oxidation: cet effet peut être aussi appliqué à sa saveur: la mollesse du plomb fait qu'il n'a pas de son. Sa cohésion est rendue sensible par l'adhésion, au moyen du contact de ses surfaces récemment coupées; c'est même le seul métal qu'on puisse mettre parfaitement en contact: en coupant une balle de plomb en deux, et rapprochant les parties, on connoîtra son adhésion.

Le plomb s'étend facilement sous le marteau, et se réduit en lames et en feuilles plus minces que du papier: quand on veut l'obtenir en grenailles, on le fait fondre, et on le broie dans un mortier de fer.

Exposé au feu, le plomb entre en fusion à un degré de chaleur très-modéré. Lorsqu'il n'a que le degré de chaleur capable de le tenir en fusion, il est si peu chaud, qu'il ne peut roussir une plume ou du papier.

Si, lorsqu'il a été fondu, on le laisse refroidir très-len-

tement, il se recouvre d'une légère poussière grise à sa surface, et si l'on décante la portion fondue de celle qui est devenue solide, on l'obtient cristallisé en pyramides quadrangulaires.

Pour obtenir l'oxide de plomb, on met dans une cuiller de fer la quantité que l'on veut de ce métal : on place la cuiller sur le feu; aussitôt que le plomb est fondu, il s'oxide à sa surface, sous la forme d'une poussière grise, que l'on réduit par l'agitation en un oxide d'un gris verdâtre; tirant un peu sur le jaune. On peut, en continuant la calcination, convertir tout le plomb en oxide semblable.

Si l'on fait calciner cet oxide de plomb à un feu capable de le faire rougir, il acquiert d'abord une couleur jaune sale; c'est ce qu'on nomme *massico ordinaire*. En continuant la calcination plus longtemps, cet oxide prend une couleur jaune assez foncée : en cet état, on le nomme *massicot jaune*.

Si l'on fait calciner cet oxide jaune à un feu de réverbère, qui ne soit pas en état de le fondre, il augmente toujours en couleur, et il acquiert enfin une belle couleur rouge : c'est ce que l'on nomme *minium*.

Dans les arts on fabrique l'oxide rouge de plomb, en disposant le plomb dans un espèce de four qui ressemble à ceux des boulangers; on y met le feu par les côtés, de manière que la flamme vient se rabattre sur le plomb; celui-ci se couvre d'une pellicule grise qu'on enlève, et on répète cela jusqu'à ce que le plomb soit réduit; en augmentant le feu on le fait passer à l'état d'oxide jaune : on le broie dans l'eau avec des meules, on le réduit aussi en poudre très-fine, on le met dans un four disposé en petites cases; on agite continuellement, et au bout de 40 heures,

il passe à l'état d'oxide rouge, ou *minium*; en petit cela ne peut pas réussir parce que la quantité de gaz qui se dégage est trop forte pour la quantité d'oxide jaune, et il est réduit à mesure qu'il se forme; on obtient plus ordinairement un verre de plomb formé par la combinaison de l'oxide avec une partie du creuset.

En exposant cet oxide rouge à un feu plus violent et capable de lui donner une demi-vitrification, ses parties s'agglutinent en petites écailles minces, qui conservent toujours leur couleur rouge, mais moins vive : cet oxide prend alors le nom de litharge d'or, et celui de litharge d'argent, lorsqu'il est plus pâle.

Quand on veut se procurer cette matière, on ne la prépare pas exprès. Toute celle qui est dans le commerce est tirée, ou des travaux en grand qu'on fait sur l'or et sur l'argent pour les purifier, ou des travaux qu'on fait exprès sur le plomb pour le convertir en litharge.

Si l'on expose l'oxide rouge, ou la litharge, au feu dans un creuset, il entre en fusion, mais beaucoup plus difficilement que le plomb, et se transforme en verre; mais ce verre a tant d'action sur les substances terreuses, qu'il pénètre les creusets, passe facilement au travers, et les fait entrer en fusion.

On obvie à cet inconvénient, en prenant une partie de sable que l'on mêle avec trois d'oxide rouge; on met le mélange dans un bon creuset on le place sur la moufle d'un fourneau et on le fait rougir à blanc pendant deux ou trois heures, ou jusqu'à ce qu'il soit fondu : on obtient un verre dont la couleur approche de celle du succin.

Tous les oxides de plomb se réduisent avec facilité.

On prend la quantité que l'on veut d'oxide de plomb;

on le mêle avec du suif, du charbon, ou toute autre matière combustible; l'on fait chauffer et rougir le mélange dans un creuset, on trouve au fond un culot de métal.

On peut encore faire cette réduction dans un charbon au chalumeau.

Le gaz hidrogène colore la surface du plomb, et lui donne les nuances de l'iris; il revivifie même les oxides de plomb.

Si l'on met de l'oxide de plomb rouge en contact avec ce gaz, il devient noir et plombé.

Avec le soufre, on obtient un vrai sulfure.

Pour faire le sulfure de plomb, on peut faire fondre 100 parties de plomb et projeter peu à peu 40 parties de soufre; mais alors il arrive que le sulfure de plomb qui est moins fusible, forme une croute à la surface et empêche la seconde portion de soufre de se combiner avec le reste du plomb.

C'est pourquoi il vaut mieux mettre le soufre et le plomb par couches en observant de mettre la plus grande partie du soufre dans le fond, et terminant par une couche de plomb. En poussant au rouge, on obtient un culot qui est du sulfure de plomb qui a absolument les mêmes propriétés que la *galène*.

Pour l'analyser, on prend de l'acide nitrique qu'on jette sur ce sulfure pulvérisé, l'oxigène de l'acide nitrique se porte sur le soufre et le plomb, il se dégage du gaz nitreux, il se forme de l'acide sulfurique qui se porte sur l'oxide de plomb et précipite du sulfate de plomb qui est toujours mélangé avec du soufre; pour l'en priver il faut sublimer.

Pour retirer le plomb du sulfure, on grille 100 parties

de ce sulfure appelé dans les arts *galène*, de manière qu'il soit réduit en une espèce de pâte, en l'agitant continuellement pour le mettre en contact avec l'air de l'atmosphère le soufre s'empare d'une partie d'oxigène et se dégage sous la forme de gaz sulfureux; une autre partie d'oxigène se porte sur le plomb et l'oxide.

Quand la matière commence à prendre une consistance pâteuse, alors le plomb est presque entiérement privé de soufre, la matière devient jaune, écailleuse, ce n'est autre chose que de la litharge. On la mélange avec 14 parties de charbon pilé, on met le tout dans un creuset et on chauffe. Le charbon s'empare de l'oxigène et l'acide carbonique se dégage, une partie de l'oxigène se porte aussi sur le soufre, s'il en est resté, et le fait se dégager; on obtient par ce moyen le plomb réduit.

On peut encore employer ce moyen - ci : on mélange 100 parties de sulfure de plomb avec 14 parties de nitrate de potasse; on projette peu à peu le mélange dans un creuset rouge, l'acide nitrique se décompose et fournit son oxigène au soufre et au plomb; on réduit ensuite l'oxide de plomb par le même moyen que ci-dessus.

Le plomb se combine avec le phosphore.

On fait fondre dans un creuset un mélange de parties égales de plomb limé, de verre phosphorique et d'un huitiéme de charbon; on obtient un culot qui paroît peu différent du plomb : il est malléable, se coupant facilement avec le couteau; mais il perd son brillant plus promptement que le plomb; et lorsqu'on en fond au chalumeau sur un charbon, l'on voit que le phosphore brûle et quitte le plomb.

On ne connoît pas les alliages du plomb avec l'arsenic,

le tungstène, le molybdène, le chrôme, le titane, l'urane, le nickel, le cobalt, le manganèse.

Avec le bismuth, on obtient un alliage.

Parties égales de plomb et de bismuth donnent un métal plus dur que le plomb, très-ductile, s'applatissant sous le marteau sans se gercer, mais se cassant facilement dans l'étau, et ayant le grain très-fin, très-serré, de couleur d'acier.

Avec l'antimoine, on obtient un alliage cassant à petites facettes brillantes, qui imitent le tissu et la couleur du fer ou de l'acier, suivant les proportions du mélange, et qui est d'une pesanteur spécifique plus considérable que les deux substances métalliques qui le composent, prises séparément.

Le plomb s'unit très bien au mercure ; il résulte de ce mélange une amalgame.

On le fait en versant du mercure chaud dans du plomb fondu ; il est blanc et brillant, il acquiert de la solidité au bout d'un certain temps.

Avec le zinc, le plomb ne présente aucune union.

L'alliage du plomb avec l'étain est très-usité dans les arts.

La soudure des plombiers se fait avec deux parties de plomb et une d'étain.

On peut encore faire un alliage de plomb et d'étain en prenant 15 parties de plomb et 50 d'étain. On met l'étain et le plomb dans un creuset et on chauffe, en agitant, l'alliage se forme, il y a de certaines proportions d'étain et de plomb qui donnent un alliage qui a la propriété de brûler avec beaucoup de vivacité, lorsqu'il est porté jusqu'au rouge. Pour analyser cet alliage on emploie l'acide nitrique à 36 degrés, qui dissout ce plomb, précipite l'étain; on

lave la matière sur le filtre avec de l'eau et on précipite l'oxide de plomb par la potasse ou par l'acide sulfurique.

L'alliage de *Darcet* se fait avec huit parties de bismuth, cinq de plomb et trois d'étain. Cet alliage est si fusible que la chaleur de l'eau bouillante suffit pour le fondre.

On met les trois matières dans un creuset, on fait fondre, on obtient un petit culot gris-blanc, un peu cassant qui a un tissu grenu et beaucoup plus fusible qu'aucun de ces composans. Il se fond à la température de l'eau bouillante.

Pour l'analyser, on le casse en petits morceaux et on jette dessus peu à peu de l'acide nitrique à 30 degrés qui se décompose; l'acide nitreux se dégage et il se précipite de l'oxide d'étain, il se forme du nitrate de bismuth et du nitrate de plomb qui restent dans la liqueur; quand il ne se dégage plus de vapeurs nitreuses, on filtre et il reste sur le filtre l'oxide d'étain, on le lave à plusieurs fois avec de l'acide nitrique étendu d'eau, parce que l'eau seule a la propriété de précipiter le bismuth. On fait évaporer presqu'à consistance sirupeuse, et on jette dans la liqueur de l'eau pure qui précipite de l'oxide de bismuth blanc; on filtre une seconde fois, on peut ensuite précipiter l'oxide de plomb au moyen de la potasse ou de l'acide sulfurique qui fait un sulfate de plomb; de cette manière, on obtient tous les métaux à l'état d'oxide. On sait que le sulfate de plomb contient sur 100 parties 70 de plomb, que l'oxide de bismuth contient 80 à 85 de bismuth, et l'oxide d'étain 70 à 72 d'étain.

Le plomb et l'étain fondus ensemble s'oxident réciproquement. En faisant fondre ensemble quatre parties de plomb et une d'étain, on obtient un alliage qui a beau

coup d'affinité pour l'oxigène, et quand il est poussé au petit rouge, en soufflant dessus il s'allume avec beaucoup de force et brûle très-vivement : cela forme un oxide; en répétant plusieurs fois la même chose on obtient l'oxide d'étain et de plomb, il faut alors avoir soin que tout le métal soit oxidé. Ces deux oxides mêlés ensemble, sont la base des différens émaux, et la couverte de la faïance.

On fait ordinairement calciner dans des fours cent parties de plomb et trente d'étain; on mêle ensuite ces oxides avec cent parties de sable et vingt de potasse; on fond ce mélange, et l'on obtient un verre blanc laiteux, opaque, que l'on nomme *émail blanc*.

On peut donner à l'émail toutes sortes de couleurs par le moyen des oxides métalliques.

L'eau pure n'altère pas le plomb.

Si l'on agite du plomb en grenailles dans un peu d'eau avec le contact de l'air, le métal s'oxide promptement : bientôt cet effet se complique.

Le plomb oxidé absorbe l'acide carbonique atmosphérique : il se forme du carbonate de plomb qui se dissout même dans l'eau, comme on le prouve en versant des hidro-sulphures dans cette eau, qui prend une couleur noire. Cela prouve que les canaux, et surtout les réservoirs de plomb où l'eau séjourne, sont très-dangereux dans les usages de la vie.

La plupart des acides attaquent le plomb. Pour que l'acide sulfurique agisse sur lui, il faut qu'il soit concentré et bouillant; il se dégage du gaz acide sulfureux. Si on lave le mélange qui reste au fond de la cornue, avec de l'eau distillée, on le sépare en deux portions : l'une est un oxide de plomb, contenant un peu d'acide sulfu-

rique : l'autre portion, et qui est soluble dans l'eau, est un sulfate de plomb, que l'on peut obtenir sous la forme d'aiguilles.

Le sulfate de plomb est décomposé par le charbon, ou par un flux; il passe d'abord à l'état de sulfure.

On le décompose aussi par les alcalis; pour obtenir une décomposition exacte, il faut faire bouillir les alcalis caustiques avec le sulfate.

On reconnoît très-bien la présence du plomb, soit à l'état métallique, soit à l'état d'oxide, soit en dissolution, par le moyen des hidro-sulfures.

L'acide nitrique dissout facilement le plomb.

On verse dans un matras deux parties d'acide nitrique foible sur une de plomb réduit en limaille : on place le matras sur un bain de sable chaud, l'acide nitrique dissout le plomb, et laisse précipiter une poudre grise, qui paroît être de l'oxide de plomb.

Lorsque la dissolution est faite, on filtre la liqueur et on la fait évaporer; elle donne par le refroidissement des cristaux.

Ce sel fuse sur les charbons, et décrépite au feu; il s'y décompose et perd son eau de cristallisation; il se dégage ensuite du gaz oxigène, et il reste dans la cornue un oxide jaune de plomb.

Les alcalis le décomposent aussi; ils en séparent le plomb à l'état d'oxide blanc.

L'hidrogène sulfuré décompose le nitrate de plomb; on obtient un précipité noir.

L'acide sulfurique le décompose aussi : si l'on verse de cet acide dans une dissolution nitrite de plomb, on obtient un sulfate de plomb peu soluble.

L'acide sulfureux précipite la dissolution de plomb en sulfite.

On peut encore obtenir ce sel, en suivant un autre procédé.

On fait chauffer 80 parties d'acide nitrique à 25 degrés, sur 50 d'oxide rouge de plomb; l'oxide se partage en deux parties, l'une cède son oxigène et le fait passer à l'état d'oxide brun qui est insoluble dans l'acide nitrique. L'oxide de plomb moins oxidé à l'état blanc, se dissout dans l'acide nitrique, et forme un nitrate acide de plomb; on filtre, il reste dessus le filtre une poussière brune, qui est l'oxide brun de plomb; on fait évaporer la liqueur jusqu'à légère pellicule, et on obtient par refroidissement, de beaux octaèdres de nitrate de plomb. Ce sel a une saveur sucrée d'abord, suivie d'une saveur métallique : il est précipité en noir par l'hidrogène sulfuré. Une partie du métal est revivifiée en blanc par les bases salifiables, un excès le redissout en blanc par l'acide sulfurique et les muriates; il est aussi décomposé par le feu et donne le *minium* (oxide rouge de plomb).

Avant les travaux de M. *Proust* et du C. *Vauquelin*, on ignoroit l'action de l'acide nitrique sur les divers oxides de plomb, ainsi que leurs différens états d'oxigénation.

Le C. *Vauquelin* a décrit deux procédés pour préparer l'oxide brun de plomb. L'acide nitrique à 26 ou 30 degrés, jeté sur de l'oxide rouge de plomb, s'échauffe, blanchit cet oxide, le dissout en grande partie, mais en sépare une poudre noire insoluble, pesant les 0,15 ou le septième de l'oxide employé; on étend la dissolution de beaucoup d'eau, et on lave bien cette poudre. Les $\frac{5}{7}$ de l'oxide dissous, perdent une partie de leur oxigène qui se porte sur

le septième indissous, lequel se colore en brun foncé. Si cela n'arrivoit pas, l'acide nitrique ne dissoudroit pas l'oxide rouge, ou il faudroit qu'il en dégageât avant une portion de son oxigène; et c'est ce qui arrive, en effet, lorsqu'on chauffe l'acide sur cet oxide, qui fournit, dans ce cas, du gaz oxigène (comme l'avoit reconnu, il y a longtemps M. *Priestley*.)

Une preuve que l'oxide jaune de plomb contient moins d'oxigène que le rouge, c'est que la litharge se dissout dans l'acide nitrique sans former d'oxide brun. C'est aussi ce qui fait que la litharge s'unit à l'acide carbonique tandis que l'oxide ne s'y unit pas.

On prépare plus abondamment l'oxide brun, en faisant passer sur un oxide de plomb blanc, jaune ou rouge, délayé dans l'eau, du gaz acide muriatique oxigéné, jusqu'à ce qu'il cesse d'en absorber. Il se passe ici deux effets simultanés : l'oxigène de l'acide se porte sur une partie de l'oxide, tandis que l'acide désoxigéné s'unit à l'autre portion de l'oxide. On obtient ainsi avec cent parties d'oxide rouge 68 parties d'oxide brun qui se précipite en étendant de beaucoup d'eau et en emportant ainsi l'oxide brun suspendu à cause de son extrême division. L'oxide de plomb brun ainsi préparé, montre des propriétés qui le distinguent.

Sa couleur est brune foncée, puce, et en même temps son aspect brillant et velouté. A la flamme du chalumeau il jaunit et se fond; sur le charbon allumé, il se réduit en bouillonnant; chauffé dans une cornue, il donne du gaz oxigène très-pur, et se réduit en verre de plomb, jaune verdâtre. En le distillant avec l'acide sulfurique, il fournit aussi du gaz oxigène, et se comporte dans ces deux expé-

riences comme l'oxide noir de manganèse, avec lequel il a quelqu'analogie.

L'oxide de plomb brun est inattaquable par l'acide nitrique, à moins qu'on ne prenne cet acide surchargé de gaz nitreux et qu'on ne le fasse chauffer sur l'oxide: dans ce cas, le gaz nitreux lui enlève une portion de son oxigène, et l'acide dégagé le dissout. L'addition d'un corps hidro-carboné très-combustible, comme le sucre, le miel, etc., le rend aussi facilement dissoluble par l'acide nitrique: c'est encore une analogie qu'il présente avec l'oxide de manganèse.

L'acide muriatique jeté sur l'oxide de plomb brun, produit, surtout à l'aide de la chaleur, une effervescence vive, passe en partie à l'état d'acide muriatique oxigéné, tandis que l'autre partie de cet acide s'unit à l'oxide de plomb désoxidé. Cet effet a lieu jusqu'à ce que le muriate de plomb soit saturé d'acide muriatique. En le combinant avec les acides végétaux, on voit cet oxide en détruire une partie, et l'on est obligé d'employer beaucoup de ces acides pour en opérer la combinaison avec le plomb.

L'oxide rouge de plomb décompose rapidement l'ammoniaque, à l'aide de la chaleur; une partie de son oxigène se porte sur l'hidrogène de l'ammoniaque et forme de l'eau; une autre partie se combine avec l'azote, et forme de l'acide nitrique, de sorte qu'après cette action on trouve du nitrate d'ammoniaque dans la liqueur. Lorsqu'on broye cet oxide avec du soufre, celui-ci s'enflamme très-promptement, ce que ne fait aucun autre oxide de plomb. Il y a une lumière très-vive dans cette combustion, quoiqu'elle ne soit susceptible d'aucune détonna-

tion, même par la plus forte pression et le choc le plus rapide. Le charbon cependant ne s'enflamme point par l'oxide brun, et il arrête même l'inflammation du soufre. Il reste, après la combustion de ce dernier par l'oxide brun, un sulfure noir bleuâtre, semblable à la galène. C'est sans doute à cette attraction du plomb pour le soufre, qu'est due son inflammation par l'oxide suroxigéné de plomb.

On unit facilement cet oxide brun avec de l'huile d'olive, qu'il convertit en une espèce d'emplâtre d'un brun clair très-solide : pendant qu'on tient cet emplâtre, il s'en sépare un sel sucré, dissoluble et cristallisable, qui paroit être du sébate de plomb. Cette espèce d'emplâtre doit avoir des vertus très-recommandables, si c'est à l'oxigène que beaucoup de préparations emplastiques ou onguentassées doivent leurs propriétés. Il y a lieu de croire que dans quelques cas, et notamment dans les vieux ulcères, cet emplâtre sera préférable même à la graisse ou pommade oxigénée, lorsque le contact du plomb ne sera point contr'indiqué.

L'acide muriatique pur, quoiqu'aidé de la chaleur, ne se sature pas complétement de plomb; pour obtenir ce muriate, on verse dans une dissolution nitrique de plomb de l'acide muriatique : le précipité qui en résulte, étoit appelé *plomb corné*. Si l'on dissout ce sel dans l'eau, on peut obtenir par évaporation et refroidissement des cristaux sous la forme de petites aiguilles fines.

Ce sel a une saveur douce, il se fond au feu assez facilement, et en le laissant refroidir, il prend l'apparence d'une corne; il peut alors être coupé et s'applatir; c'est ce qui lui avoit fait donner le nom de *plomb corné*.

Ce sel se dissout dans trente fois son poids d'eau.

La chaux et les alcalis le décomposent.

L'acide sulfurique, suivant *Grosse*, précipite cette dissolution en sulfate de plomb indissoluble.

Le C. *Thenard* a reconnu l'existence d'un muriate ammoniaco de plomb. On peut le faire en versant dans du muriate de plomb du muriate d'ammoniaque. On s'assure qu'il y a combinaison en versant dans le mélange de l'acide sulfurique. On n'obtient point de précipité, tandis que les carbonates alcalins en font un très-sensible sur le champ. On peut le faire comme celui de zinc, en traitant le muriate d'ammoniaque par l'oxide de plomb.

L'acide boracique n'attaque pas le plomb; mais on peut former un borate en décomposant le nitrate de plomb; on peut l'obtenir aussi avec ses oxides.

L'acide fluorique attaque un peu le plomb, mais l'effet est bien plus marqué sur les oxides.

L'acide carbonique s'unit aussi à l'oxide de plomb. Le carbonate de plomb se prépare en versant dans une dissolution filtrée du carbonate de potasse, de l'acétite de plomb; il se forme un acétite de potasse et un carbonate de plomb, d'un gris blanc. Ce carbonate est soluble dans un excès d'acide carbonique. On opère cette même dissolution en chargeant de l'eau d'acide carbonique, et en la laissant ensuite séjourner sur de l'oxide de plomb. Cette eau se trouble bientôt et se noircit par le contact de l'hidro-sulfure. On ne connoît pas encore exactement toutes ces combinaisons.

Dans son état d'oxidé, le plomb s'unit à la silice.

Si on en ajoute au verre, il n'altère point sa transparence, mais il lui donne plus de pesanteur, et surtout une

sorte d'onctuosité qui le rend susceptible d'être taillé et poli plus aisément sans le briser. Ce verre est très-propre à faire des lunettes achromatiques; les Anglais le nomment *flint-glass*. *Voyez* verre de plomb.

Le plomb peut être oxidé par le nitrate de potasse.

On fait fondre du plomb dans un creuset, et lorsqu'il commence à rougir, on projette du nitrate de potasse en poudre, il n'y a pas de détonnation sensible. Le plomb est à l'état d'oxide en petits feuillets jaunâtres, semblable à l'oxide de plomb demi-vitreux. On laisse refroidir le creuset, on lave la matière, et on obtient l'oxide.

A l'aide du calorique, l'oxide de plomb décompose le muriate d'ammoniaque.

A cet effet, on réduit en poudre deux parties de muriate d'ammoniaque, on le mêle avec deux ou trois parties d'oxide rouge de plomb; on met ce mélange dans une cornue de grès, on la place dans un fourneau de réverbère, on adapte au col de la cornue un ballon, duquel part un tube qui va plonger dans un flacon de *Woulf*, dans lequel on met environ autant d'eau que l'on a employé de muriate d'ammoniaque; on lute les jointures, et l'on procède à la distillation par un feu gradué que l'on augmente sur la fin, jusqu'à faire rougir la cornue. Il passe de l'ammoniaque très-pur et très-caustique; lorsqu'il ne passe plus d'ammoniaque, l'opération est finie.

La masse qui reste dans la cornue, après la décomposition du muriate d'ammoniaque, est du muriate de plomb qui se fond à une chaleur médiocre, en plomb corné, et que l'on peut dissoudre en totalité dans l'eau.

L'oxide de plomb rouge agit même à froid sur le mu-

riate d'ammoniaque, car aussitôt que le mélange est fait, l'ammoniaque se dégage.

L'oxide de plomb demi-vitreux décompose le muriate de soude. *Voyez* aussi tome 1^er^., page 556.

On prend sept parties de cet oxide, et une de muriate de soude; on réduit en poudre l'oxide, et on fait dissoudre le muriate dans quatre fois son poids d'eau; on mêle ces deux substances ensemble, pour former une pâte d'une légère consistance. On laisse le tout en repos, et lorsqu'on s'aperçoit que la surface commence à blanchir, on remue avec une spatule de bois, et si la masse acquiert trop de solidité, on la délaye avec de nouvelles quantités de la dissolution de muriate de soude: si le reste de la dissolution ne suffit pas, on a recours, vers la fin, à l'eau ordinaire.

Au bout de quelques jours la décomposition a lieu entièrement, le résultat est alors une pâte homogène, très-blanche, sans grumeaux.

Pour séparer la soude, on délaye la pâte avec suffisante quantité d'eau bouillante, en versant peu à peu, et agitant sans cesse le mélange; car sans cela, la pâte se grumèle, et le lessivage devient très-difficile. On sépare ensuite par décantation, l'eau de soude qui surnage, et on dégage le reste de l'alcali par la filtration et l'expression, à l'aide d'une toile.

On fait ensuite évaporer la liqueur dans des vases de fer; on obtient ainsi la soude sous forme sèche.

Si l'on fait ensuite calciner l'autre produit de l'opération, qui est du muriate de plomb contenant un excès d'oxide de ce métal, il donne une couleur jaune, solide, brillante, qu'on peut employer à l'huile avec succès.

On peut encore, avec l'acide sulfurique affoibli à vingt ou vingt-cinq degrés, décomposer le muriate de plomb ; il en résulte un sulfate de plomb d'une blancheur superbe, d'une division et d'une finesse extrêmes. On le lave à grande eau, on le brasse avec le plus grand soin dans des moulins; il prend, par ce moyen, de la consistance, et on le fait sécher. Ce blanc de plomb peut être employé avec succès pour la peinture, il ne jaunit point avec les huiles.

Le C. *Carny* a aussi proposé de décomposer le muriate de soude par l'oxide rouge de plomb, son procédé diffère peu de celui que l'on vient de décrire : il est à-peu-près aussi simple, mais diversement conduit dans tout l'ensemble. *Voyez les mémoires de Pelletier*, deuxième volume, page 187.

Si l'on mêle de l'oxide de plomb gris avec du muriate sur-oxigéné de potasse, et que l'on pose ce mélange sur un tas, on obtiendra une détonnation par le choc.

Les usages de ce métal sont très-multipliés dans les arts. On en prépare diverses substances employées en médecine, tels que le blanc de plomb, la céruse, un acétite, l'oxide rouge, jaune demi-vitrifié, ou la litharge, etc.

CHAPITRE XVIII.

Du Fer.

Ce métal est répandu avec profusion dans la nature, et sous différentes modifications. Une multitude de substances terreuses, telles que les serpentines, le feld-spath opalin, le corindon, etc. le renferment sous la forme de

grains attirables : il fait dans un plus grand nombre encore la fonction de principe colorant.

On le trouve dans la nature, à l'état de mine ; il y en a beaucoup d'espèces : le fer natif, le fer arsenié, le carbure de fer, le sulfure de fer, le sulfure de fer arsenié, l'oxide noir de fer, l'oxidule de fer pyrocite, l'oxidule de fer oligiste, l'oxide jaune ou rouge de fer, le sulfate de fer, le phosphate, le tungstate, le carbonate, le prussiate, le fer quartzeux, etc.

Le C. *Haüy* en distingue 9 espèces.

Première ; *Fer oxidulé, cinq variétés.*

On trouve du fer oxidulé dans l'île de Corse, où ses cristaux ont pour gangue une stéatite ; en Suède, où ils sont recouverts d'une croûte talqueuse ; en France, près de la ville du Puy, où ils sont mêlés avec un sable ferrugineux, qui contient aussi des zircons et des télésies bleues.

A l'égard de la variété à laquelle on a donné le nom d'*aimant*, parce que l'action de ses poles a beaucoup plus d'énergie, il en existe des masses considérables en Suède, en Norwége, en Chine, à Siam, aux îles Philippines, etc.

Deuxième ; *Fer oligiste, c'est-à dire, peu abondant en métal, quatorze variétés.*

Les mines les plus célèbres qui appartiennent à cette espèce, sont celles de l'île d'Elbe, près de la côte de Toscane, où on les tire, surtout des monts Calamita et Rio. Le fer oligiste habite aussi les terreins volcaniques, en particulier ceux du Puy-de-Dôme, du mont d'Or et de Volvic.

Troisième ; *Fer arsenical, quatre variétés ; il y a encore la pyrite arsenicale, et le fer arsenical argentifère.*

On trouve le fer arsenical dans différens endroits de la Saxe, et en particulier à Freeberg. Il y en a aussi dans le comté de Cornouailles, en Angleterre ; à Utoé, en Sudermanie, etc. Il accompagne souvent des mines d'une espèce différente, telles que l'étain oxidé, le zinc, le plomb sulfuré, le fer carbonaté, etc.

Quatrième ; *Fer sulfuré, vingt-quatre variétés.*

Aucune substance métallique n'a un domaine plus étendu que celle-ci. Le fer sulfuré abonde, en beaucoup d'endroits, dans l'argille schisteuse qui recouvre les houilles, ainsi que dans les houilles elles-mêmes. Les ardoises en contiennent fréquemment des cristaux cubiques. Le quartz est aussi une des gangues les plus communes du fer sulfureux.

Cinquième ; *Fer carburé, deux variétés.*

Les mines de fer carburé ou de plombagine situées en Angleterre, dans le duché de Cumberland, sont les plus estimées pour la finesse du grain et le brillant de la surface. On trouve aussi de cette substance en plusieurs endroits de l'Allemagne, et en Espagne, près de Casalla et de Ronda, et très-peu en France.

Sixième ; *Fer oxidé, trois variétés.*

Le fer oxidé paroît devoir son origine à l'altération ou à la décomposition des autres mines de fer, et en particu-

lier du fer sulfuré. Cette matière est très-répandue dans la nature.

Septième; *Fer azuré, prussiate de fer natif, une variété.*

Le fer azuré se trouve sous la forme d'une poudre plus ou moins fine, mêlée à l'argille, ou répandue à la surface de la terre, ou disséminée dans la tourbe des marais.

Huitième; *Fer sulfaté, sulfate de fer, dix variétés.*

On le trouve dans les tourbes, dans les schistes argilleux et même dans la houille. Il doit communément son origine à la décomposition spontanée du fer sulfuré.

Neuvième; *Fer chrômate, chrômate de fer.*

Le fer chrômaté a été trouvé par le C. *Pontier*, dans le département du Var, à la Bastide de la Carrade, près Gassin.

Quand le fer est pur, il est doux, et le fer doux est ductile.

La fonte est du fer qui a été retiré de sa mine, rendue fusible par une petite quantité de charbon, et une plus ou moins grande quantité d'oxigène: on en distingue de plusieurs sortes, fonte blanche, grise, noire et truitée.

L'acier est du fer qui, après avoir passé à l'état de fonte, est devenu fer ductile par le malléage, *fer mallée*; puis on lui fait reprendre du charbon qu'il retient, et qui augmente beaucoup son poids: il acquiert aussi une autre propriété, celle de la trempe.

La trempe n'augmente pas la densité du fer; car sa pesanteur spécifique, après la trempe, est moindre de 1469; sa densité devient de 1462.

En touchant l'acier avec un acide, on y fait une tache noire; ce qui le différencie du fer, puisqu'avec ce dernier, cet effet n'a pas lieu.

On peut s'assurer par l'acide sulfureux, de la quantité de charbon contenu dans un acier quelconque; à cet effet, on verse sur ce métal de l'acide sulfureux : le fer et le soufre restent en dissolution, et le carbure de fer se précipite, en faisant sécher ce dernier sel; on sait combien il contient de charbon, parce qu'on connoît les proportions des parties constituantes du carbure de fer.

Le magnétisme est un caractère du fer; il le fait reconnoître partout, même dans des pierres, dans les marbres et dans les corps, dans lesquels il ne fait qu'une très-petite partie, et où il n'est même que principe colorant. Dans le marbre vert de Campan, il fait bouger l'aiguille aimantée; dans le rouge, il ne le fait pas, quoiqu'il contienne beaucoup plus de fer : mais ici le fer y est plus oxidé.

Le fer a de l'odeur, surtout lorsqu'on le frotte; il a une saveur stiptique très-marquée.

Il s'étend sous le marteau, on le tire en fils très-fins.

Il s'enflamme et se fond subitement par le choc des cailloux.

On le trouve avec le manganèse dans les plantes et dans les animaux.

Le fer est susceptible de prendre une forme régulière.

Si on jette de la limaille de fer sur des charbons incandescens, le fer brûle et présente des étincelles lumineuses.

Le fer s'oxide très-aisément.

On prend une barre de fer, et on la fait rougir. Si on la laisse refroidir, elle offre à sa surface des écailles qu'on

peut enlever avec un marteau; c'est ce qu'on appelle *battitures de fer*, oxide noir de fer.

Si on expose cet oxide à un feu beaucoup plus fort, il se convertit en une poudre d'un brun rougeâtre, non attirable à l'aimant, qu'on nommoit safran de mars astringent; c'est un oxide rouge de fer.

On peut encore obtenir de l'oxide noir, en mettant partie égale de limaille de fer et d'oxide rouge dans un creuset. On lute le couvercle, et on pousse le feu, pendant environ deux heures, dans un fourneau de réverbère. L'oxide rouge cède une partie de son oxigène au fer, le fait passer à l'état noir, et passe lui-même, par cette décomposition, à l'état noir; on obtient donc ainsi de l'oxide noir de fer, dans lequel le fer n'est pas assez oxidé pour être dissout dans les acides. Quand donc on verse dessus un acide étendu d'eau, il y a dégagement d'un peu d'hidrogène, et quand il est passé à l'état vert il le dissout.

Le soufflet de gaz oxigène, porté sur du fer en limaille, le fait brûler très-rapidement. A cet effet, on remplit une vessie de gaz oxigène, on y adapte ensuite un tube. En pressant la vessie sur un charbon, dans lequel on a mis la limaille, on parvient à la faire brûler. *Voyez* aussi l'expérience d'*Ingenhouz*, décrite à la *leçon sur le gaz oxixène*.

Dans toutes ces fusions, le fer devient cassant, et s'oxide en prenant une couleur noire.

L'air sec a peu d'action sur le fer, mais l'air humide lui fait perdre son brillant; il se couvre d'une croûte pulvérulente et d'un jaune-brun, connue sous le nom de *rouille*. On connoît aussi cet oxide sous le nom de *safran de mars apéritif*.

On met dans un vase large et plat de la limaille de fer, et on l'étend un peu mince : on l'expose à la rosée; la surface de chaque brin de limaille de fer, se convertit en rouille. Lorsqu'il y en a une certaine quantité de formée, on pulvérise la limaille dans un mortier de fer; il s'en détache une poussière jaunâtre, que l'on sépare par le moyen d'un tamis de soie : c'est le *safran de mars*, ou plutôt une combinaison de l'oxide de fer avec l'acide carbonique.

Le fer est susceptible de s'unir au phosphore. On fait un mélange de parties égales de verre phosphorique et de fer en copeaux, avec un huitième de charbon : on fond le tout dans un creuset, et on obtient un culot très-aigre, blanc dans sa cassure, ayant une apparence striée et grenue : quelquefois on le trouve cristallisé en prismes rhomboïdaux : c'est un phosphure de fer.

Ce phosphure n'est pas décomposé par l'acide sulfurique et muriatique, mais bien par l'acide nitrique; on a du phosphate de fer.

Si l'on chauffe ce phosphure au chalumeau, il donne une flamme phosphorée.

L'oxide de carbone s'unit aussi au fer; c'est ce qui constitue le carbure de fer, plombagine.

Le carbure de fer est luisant et d'un bleu noirâtre; il est gras au toucher, et présente une cassure tuberculeuse : il tache les mains, et laisse sur le papier une trace noirâtre, que l'on connoît dans le crayon noir.

Cette substance n'éprouve aucune altération par la chaleur dans des vaisseaux fermés.

Chauffée avec le contact de l'air, elle brûle et s'oxide, sans laisser presque de résidu.

Parmi les acides, il n'y a que l'acide muriatique qui

sert à le purifier, parce que cet acide dissout toutes les substances avec lesquelles on le trouve uni.

Une autre combinaison de l'oxide de carbone avec le fer, et bien plus importante que la précédente, est celle que l'on connoît sous le nom d'*acier*. Les travaux de *Bergman*, *Rinman*, des C. *Guyton*, *Berthollet* et *Vauquelin* ont jeté un grand jour sur la théorie de cette opération : il est prouvé qu'il ne faut que quelques millièmes de carbone pour convertir le fer en acier. *Voyez* l'article diamant ; — et les *Annales de chimie*.

M. *Muschet* a donné une nouvelle méthode pour la fabrication de diverses qualités d'aciers. (*Philos. Magaz. tom. IX.*)

Le principe général de ses procédés consiste à fondre le fer malléable, ou la mine de fer, de manière à convertir immédiatement l'une ou l'autre de ces matières en acier fondu, quelquefois aussi à donner à cet acier, par une cémentation postérieure, la malléabilité et la propriété de se souder, en sorte qu'on puisse l'employer dans tous les cas où ces propriétés sont exigées.

L'auteur fait de l'acier fondu, en prenant une quantité de fer malléable, proportionnée au fourneau ou au creuset dont on peut disposer. On le place dans ces creusets avec une quantité suffisante de charbon en fragmens ou pulvérisé, de houille en fragmens ou en poudre, de plombagine ou de telle substance, en un mot, qui contienne le principe charbonneux. Mais ce qui réussit le mieux est en général le charbon, la houille ou les coak, (houille charbonnée). On peut employer dans ce procédé non seulement du fer en barres, mais des rognures et des rebuts ; mais dans ce dernier cas, il faut dans le cément un peu

plus de matière charbonneuse pour réduire l'oxide de fer attaché à ces rebuts : on met ensuite les creusets remplis de matières en cémentation, dans un fourneau capable d'un coup de feu assez fort pour faire fondre le métal qu'on coule en barres, lingots, ou en telle autre forme ou ustensiles qu'on veut faire en acier fondu. Car on trouvera que tout le fer ainsi traité, aura passé à l'état d'acier fondu par la fusion au milieu des matières charbonneuses. Si on a employé une quantité suffisante de ces matières, et qu'on ait coulé le métal en barres ou lingots, ceux-ci seront prêts à supporter l'action du marteau, celle du laminoir ou celle de la filière, ou à prendre telle autre forme qui suppose la malléabilité. Dans quelques cas, et surtout lorsque la quantité du métal est considérable, il faut loger préalablement les creusets dans le fourneau, et les remplir ensuite du métal et de son cément.

On peut, d'après M. *Muschet*, fabriquer en peu d'heures une quantité d'acier fondu, qui, par les procédés ordinaires, exigeroit plusieurs jours, et même des semaines.

Il faut, pour les qualités communes et ordinaires d'acier fondu, une quantité de matière charbonneuse, beaucoup moindre dans le cément qu'on ne l'auroit peut-être soupçonné, avant le travail de M. *Muschet*. Quand on emploie du charbon de bois, un soixante-dixième, et même seulement un quatre-vingt-dixième du poids du fer à convertir, peut suffire en général. Quand la quantité de la matière charbonneuse surpasse un soixante-dixième, et va jusques à un soixantième ou un quarantième du poids du fer, l'acier devient si complétement fusible, qu'on peut le couler dans des moules de toutes sortes de formes, et qu'il supporte ensuite la lime, et prend le poli. On peut ainsi

fondre des poêles, des grilles de cheminées, des ustensiles de cuisine, des roues dentées de tout diamètre, etc.

Les expériences sur les différens états du fer, par le C. *Clouet*, sont trop importantes pour les omettre ici. Voici le tableau des différens résultats qu'on obtient en traitant le fer et son oxide avec le charbon et le verre:

FER et CHARBON en petite quantité . . . . . *Acier.*
— charbon en plus forte dose. . . . . *Fonte blanche.*
— en augmentant encore la dose du charbon. . . . . *Fonte grise.*

Le charbon s'unit au fer en différentes proportions; et à mesure que ces proportions varient, les produits varient aussi. Un trente-deuxième de charbon suffit pour rendre le fer acier; cette dose varie cependant dans les expériences, à cause de l'inégale intensité du feu et de la porosité des creusets: en augmentant la dose de charbon, la qualité de l'acier augmente aussi; mais il devient toujours de plus en plus difficile à forger, et plus facile à ramollir au feu. Il se trouve dans les différentes proportions de fer et de charbon qui forment l'acier, une proportion qui donne un acier fusible et encore malléable; la dose de charbon qui convient pour obtenir ce produit, est d'un sixième du poids du fer, à-peu-près: passé ce terme, les qualités de l'acier n'augmentent plus, il se rapproche alors trop de la fonte; et quoiqu'il puisse encore se forger un peu dans les degrés qui suivent celui qui vient d'être indiqué, il n'est plus propre à être employé comme acier, il a trop peu de ténacité.

A mesure qu'on augmente la dose du charbon, la fusibilité de la combinaison augmente; le grain de la matière, qui étoit celui de l'acier tant qu'elle pouvoit se forger, disparoît, et le résultat présente dans la cassure une

surface plus uniforme et qui devient enfin semblable à celle des fontes blanches. Lorsqu'on a mis le fer dans cet état par une addition suffisante de charbon, la combinaison est alors très-fusible : cette fusibilité augmente encore par de nouvelles additions de charbon, et la fonte qui en résulte devient semblable à celle des fourneaux, qu'on nomme *fonte grise*.

FER et VERRE. . . . . *Fonte particulière*

Le fer et le verre se combinent ensemble ; le résultat est fusible, quoique le verre ne s'unisse au fer qu'en très-petite quantité : il est encore un peu ductile à chaud et à froid, cependant il n'est plus forgeable ; chauffé seulement au rouge cerise, il se divise sous les coups du marteau. Néanmoins cette fonte n'est pas aigre ; elle est au contraire, très-douce, et se laisse limer et ciseler comme du fer très-doux. Si on la coule dans des moules ou des lingotières, elle soufre un retrait considérable en se refroidissant, elle se trouve remplie de cavités. Quoiqu'elle soit peu susceptible de se forger, on parvient à en former quelques lames : si l'on fait rougir ces lames, qu'on les trempe dans l'eau, et qu'on casse ensuite la partie trempée, la cassure présente un grain semblable à celui de l'acier trempé, mais qui paroît ne pas avoir acquis de dureté ; la lime prend sur la partie trempée comme sur le reste ; cependant la partie trempée devient plus cassante.

FER, VERRE et CHARBON. . . . . *Acier fondu.*

— en augmentant les doses de charbon. . . } *Fonte blanche et fonte grise, semblables à celles des hauts fourneaux.*

Si au verre on ajoute un peu de charbon en poudre

(la dose du charbon peut varier depuis un trentième jusqu'à un vingtième sur une partie de fer), le résultat est plus fusible que le précédent; on obtient alors un acier très-dur à la trempe, et qui peut se forger au rouge couleur de cerise : cet acier ressemble aux aciers connus dans le commerce sous le nom d'*aciers fondus* : il en a toutes les propriétés.

On peut encore augmenter la dose de charbon dans cette combinaison, et on obtient pour résultat, suivant les proportions, de la fonte blanche ou de la fonte grise, semblables à celles que produisent les hauts fourneaux où on fond la mine de fer.

De l'affinité du fer pour le carbone.

Le fer a une très-grande affinité pour le carbone, à une température élevée, cette affinité augmente avec la température, et il paroît par l'expérience suivante, qu'à une très-haute température, le fer peut enlever le principe carbonique à l'oxigène même.

On prend parties égales de carbonate de chaux et d'argille en poudre, on en fait un mélange exact; on introduit le mélange dans un creuset, avec du fer coupé en petits morceaux : il faut que ce mélange recouvre bien le fer et remplisse les petits intervalles que laissent entr'eux les morceaux de fer : on chauffe ensuite par degrés, pour ne pas casser le creuset; on augmente toujours le feu, jusqu'à ce qu'il soit au degré nécessaire pour ramollir du fer forgé et le souder; on le soutient environ une heure dans cet état, plus ou moins, suivant la grandeur du creuset : lorsque la matière est fondue, on la coule dans une lingotière, et, si on a employé de bon fer, le résultat est de l'acier semblable à l'acier fondu.

De l'action des flux vitreux sur les différentes espèces d'aciers.

Les flux vitreux agissent sur toutes les espèces d'aciers, et les fondent avec plus de facilité que le fer; les aciers les plus fins, c'est à dire ceux qui contiennent le plus de charbon, sont ceux qui fondent le plus facilement.

Tous les aciers fondus de cette manière conservent une partie des propriétés de ceux qui les ont produits.

Oxide de fer et charbon. . . . . *Fer doux.*
— plus de charbon. . . . . *Acier.*
— plus de charbon. . . . . *Fonte blanche.*
— plus de charbon. . . . . *Fonte grise.*

Le fer peut s'unir à l'oxigène en différentes proportions : on peut distinguer trois sortes d'oxides de fer, savoir, le rouge, le jaune et le noir; les deux premiers prennent facilement l'état du dernier, par l'action du feu poussée au degré qui commence à les faire fondre. C'est de ce dernier, qui paroît constant, qu'il faut faire usage pour le mêler au charbon et en obtenir les produits énoncés ci-dessus. On obtient les mêmes produits avec les autres; mais comme ils contiennent plus d'oxigène, il faut y ajouter plus de charbon. Les charbons variant en quantité de matière inflammable, et les creusets qui doivent contenir les mélanges, étant plus ou moins poreux, on ne peut guère prescrire de dosés exactes : cependant, pour obtenir, du mélange de l'oxide noir de fer et du charbon, du fer doux, on peut prendre volume égal d'oxide noir et de charbon en poudre; ce mélange, chauffé pendant une heure, plus ou moins, suivant la ca-

pacité du creuset, au degré de feu qui ramollit le fer au point de le souder, prend la nature de fer forgé.

Si on augmente de moitié, ou si on double cette quantité de charbon, on aura de l'acier; en augmentant toujours la dose de charbon, on obtient de la fonte de fer blanche, et enfin on a de la fonte grise en ajoutant encore de nouvelles doses de charbon

FONTE et OXIDE DE FER. . . . . *Fer doux.*
Plus de fonte, et oxide de fer *idem*. . . . . *Acier.*

La fonte pure, blanche ou grise, produit, avec l'oxide de fer, du fer doux : la dose d'oxide qui convient est d'environ le quart en poids de la fonte employée. La fonte grise demande plus d'oxide que la fonte blanche. Si on diminue la dose d'oxide d'un tiers, ou même de moitié, on obtiendra de l'acier. On voit que ces doses doivent varier suivant la nature de la fonte.

La fonte et le fer forgé, unis ensemble par la fusion ou par la cémentation, donnent, pour résultat, de l'acier plus ou moins fin, suivant la qualité de la fonte unie au fer, et aussi suivant qu'elle est plus ou moins grise. Cette dernière produit un plus grand effet que la blanche; un quart de fonte, un cinquième et même moins suffisant pour rendre le fer acier.

L'oxide de fer ne se combine pas très-intimement au fer forgé; cependant il peut rester interposé entre ses parties: on obtient facilement ce produit avec le charbon et l'oxide noir de fer, en mettant dans le mélange moins de charbon qu'il n'en faut pour la réduction totale de l'oxide employé, en fer forgé. On obtient aussi le même résultat avec de la limaille de fer, dans laquelle on mêle,

de l'oxide de fer, ou qu'on fait légérement calciner, et qu'on réunit ensuite au moyen de la forge.

Le résultet de ce mélange, de quelque manière qu'on l'ait produit, donne un fer très-doux à chaud et à froid; il n'est pas très-tenace; il est noir, et sans grain dans sa cassure. On parvient à lui donner du corps et à le rendre semblable au fer forgé ordinaire, en le chauffant et en le forgeant à plusieurs reprises.

L'oxide de fer mêlé avec l'acier, le réduit à l'état de fer, si on en met la dose suffisante, qui est à-peu-près un sixième pour les aciers ordinaires; si l'oxide n'est pas en quantité suffisante, l'acier diminue de finesse et se rapproche plus ou moins de l'état de fer. On réduit l'acier en fer, soit en cémentant des lames d'acier avec de l'oxide de fer, soit en mêlant cet oxide avec de la limaille d'acier, et réunissant ensuite le tout au moyen de la forge. On réduit aussi la fonte en fer forgé ou en acier par les mêmes procédés.

Observations sur la manière de produire les aciers fondus, et sur les fourneaux qui conviennent pour cette opération.

Des Fondans et du degré du feu.

Les fondans propres à convertir l'acier ou le fer en acier fondu, sont tous les verres silliceux salins, ou terreux, ou composés de ces deux: ils ne doivent contenir aucune substance nuisible au fer. Les verres de gobeletterie ordinaire, qui ne contiennent que de la silice, de la chaux et de la potasse, sont fort bons; un verre com-

posé de chaux et d'argille cuite, exempte d'alun, de pyrite ou de sulfate de fer, est aussi fort bon. Si au lieu de chaux, on emploie le carbonate de chaux avec l'argille cuite, ce dernier fondant sera propre à fondre le fer en acier; il est aussi bon pour fondre l'acier.

Si, au lieu d'employer le verre tout fait, on employoit ses élémens, c'est à dire, la silice et les alcalis, on n'obtiendroit pas un bon résultat : l'acier fond, mais il devient trop difficile à forger. Ceci n'a lieu que pour les verres salins; les verres terreux s'emploient en élémens.

Le verre des glaces coulées ou soufflées est aussi un bon fondant : il faut y mêler un peu de sable, pour le rendre moins fusible; les verres trop fusibles rendent l'acier plus difficile à forger. Lorsque l'acier est fondu, il ne faut pas le laisser trop longtemps en fusion avec le verre, parce qu'il en prend plus qu'il ne faut pour être facile à forger : ainsi, aussitôt que la fusion est complète, il faut le remuer avec une baguette de fer, et le couler de suite dans la lingotière, en observant de ne point couler trop vîte, surtout les dernières portions, qu'il faut ménager de manière à pouvoir en remplir le creux que forme la matière à l'instant qu'elle se fige : il faut aussi avoir soin d'enlever le verre avant de couler, afin qu'il ne se mêle point avec l'acier lorsqu'on le verse dans la lingotière.

Cet acier se forge au rouge cerise : il est très-nécessaire de le bien ménager dans les premières chaudes, et de le frapper bien également sans le courber; un martinet mu par l'eau est ce qui convient le mieux pour cet objet : les aciers fondus demandent à être bien forgés; ils acquièrent plus de corps et de finesse de grain à mesure

qu'on les forge et qu'on les réduit sous un moindre échantillon.

Le degré de feu qui fond l'acier est le même que celui qui ramollit le fer forgé au point de le souder. Les creusets blancs d'Allemagne sont ceux qui résistent le mieux au feu nécessaire à cette fusion ; on peut s'en servir pour les essais en petit : pour fondre en grand, il faut en fabriquer avec les mêmes terres qui servent à faire les pots de verrerie, et suivre les procédés employés par les verriers dans cette fabrication.

Des Fourneaux.

Les essais en petit peuvent toujours se faire dans une forge ordinaire, qu'on environne avec des briques réfractaires pour soutenir les charbons ; le fourneau du fondeur en cuivre, avec un bon soufflet, peut aussi servir. Il faut toujours commencer par voir, en petit, si l'acier ou le fer qu'on destine à devenir acier fondu, y sera propre : l'acier fondu ne peut être bon qu'en employant, pour le former, de l'acier ou du fer d'excellente qualité.

On peut fondre à-la-fois, dans une forge ordinaire, quatre ou cinq livres de matière, plus ou moins, suivant la force du soufflet. Il ne faut employer que du charbon de bois de bonne qualité et bien sec. Il est bon aussi de luter les creusets avec un mélange d'argille cuite, ou de tessons de creuset d'Allemagne broyés, et d'argille crue, très-réfractaire : il ne faut mettre dans cet enduit que la quantité d'argille crue nécessaire à sa liaison.

Pour fondre en grand, un fourneau construit d'après les principes des fours à réverbère destinés à fondre le fer

dont on fabrique les pièces d'artillerie, peut donner un feu suffisant, surtout si on a soin de tenir la cheminée assez haute. Le fourneau doit être aussi plus court, il ne lui faut qu'une longueur égale à sa largeur : il sera d'une capacité suffisante, si on peut y mettre quatre creusets contenant chacun environ vingt-cinq livres de matière fondue ; de plus grands creusets seroient plus sujets aux accidens.

Il est très-essentiel que les creusets puissent soutenir un violent degré de chaleur : il faut employer à les composer, les matières les plus réfactaires qu'on pourra se procurer. Ce fourneau se chauffe avec du charbon de terre.

Il est nécessaire, lorsqu'on veut fabriquer de l'acier fondu, de ne pas commencer trop en grand ; il faut faire son apprentissage : la manipulation ne peut se donner par une simple description, c'est la pratique qui la donne, et rien ne peut y suppléer.

Description du Fourneau à vent qui a servi à l'expérience du C. Clouet; *voyez* planche 23.

Le fourneau est construit en briques; son foyer est un espace carré de 25 centimètres de chaque face intérieure, de 45 de hauteur, terminé en bas par une grille composée de sept barreaux carrés de 27 millimètres, et élevée de 25 centimètres au-dessus du sol du cendrier.

Le foyer est surmonté d'une chape de fer posée à charnière, inclinée en arrière d'environ 25 degrés.

Le tuyau qui termine ce fourneau, est également construit en briques; il commence au-dessus de l'ouverture

de la chape ; il forme d'abord un carré de 25 centimètres de chaque face intérieure, qui se retrécit en montant ; de sorte qu'à l'extrémité il n'en a plus que 20 ; ce tuyau s'élève, en s'inclinant contre le mur, à 13 décimètres de hauteur, là, il s'abouche dans une grande cheminée élevée d'environ 15 mètres, dont la largeur excédante se ferme par une trape jouant à crémaillère, lorsque le fourneau est en travail.

Procédé pour dorer le fer ou l'acier.

On verse sur une solution d'or dans l'acide nitro-muriatique, environ le double d'éther ; ce mélange doit être fait avec précaution et dans un grand vase. On secoue ensemble les deux liquides, et aussitôt que ce mélange est en repos, on voit l'éther se séparer de l'acide nitro-muriatique, et flotter à la surface. L'acide se décolore, et l'éther prend une couleur, parce qu'il enlève l'or à l'acide. On verse les deux liqueurs dans un entonnoir de verre, dont le bec, qui doit être assez fin, demeure fermé jusqu'à ce que, par le repos, les deux fluides se soient complétement séparés l'un de l'autre : on l'ouvre alors ; l'acide comme plus pesant et occupant le dessous, passe le premier ; on ferme dès qu'il a coulé en entier, et l'entonnoir ne contient plus alors que la dissolution d'or dans l'éther ; on la met dans une fiole bien bouchée, et on la garde pour l'usage.

Lorsqu'on veut dorer le fer ou l'acier, il faut commencer par en polir la surface avec l'émeri le plus fin, ou plutôt avec du rouge d'Angleterre délayé dans de l'eau-de-vie. On applique ensuite avec une petite brosse ou pinceau l'éther aurifère, le liquide s'évapore prompte-

ment, et l'or demeure. On chauffe et on passe le brunissoir. On peut, au moyen de cette dissolution d'or dans l'éther, tracer à la plume ou au pinceau toutes sortes de figures sur le fer; on croit que c'est le procédé employé pour dorer les lames de Sohlinger.

Quant à la manière d'analyser les fers et aciers, on peut consulter le mémoire du C. *Vauquelin*, *Annales*, tom. 22, page 1.

Le fer a une très-grande affinité pour le soufre, c'est pourquoi ce métal décompose presque tous les sulfures métalliques.

Pour faire le sulfure de fer, on prend 100 parties de fer en limailles et 50 parties de soufre en poudre; on fait d'abord rougir la limaille dans un creuset, et on y projette peu à peu le soufre; on agite avec une baguette de fer, on a de cette manière une masse très-fluide qui ne contient presque plus de limaille de fer; on bouche ensuite le creuset, et on donne un fort coup de feu. On trouve un culot de sulfure de fer.

On peut encore faire ce sulfure en mettant le soufre et le fer par couches dans un creuset terminant par une couche de fer. Il faut toujours sur la fin un fort coup de feu.

Vauquelin croit que ce mélange n'est qu'un hidro-sulfure; il se fonde sur ce qu'en versant dans ce mélange un acide, il se dégage une très-grande quantité d'hidrogène sulfuré.

On peut encore former ce sulfure artificiel, en appliquant à un des bouts d'une barre de fer, chauffée jusqu'au rouge blanc, une bille de soufre en canon; l'une et l'autre coulent.

On fait cette opération au-dessus d'une terrine pleine

d'eau, afin que la portion de soufre qui ne s'est pas combinée avec le fer, s'éteigne sur le champ. On trouve dans l'eau des globules noirâtres, cassans, semblables à des pyrites, et formés comme elles de petites pyramides très-alongées et concentriques.

On obtient encore un sulfure, en formant une pâte avec les substances décrites dans la première expérience et l'eau. Au bout de quelques heures, le mélange s'échauffe, se gonfle, s'agglutine, absorbe l'eau, se fend avec un bruit sensible, et exhale beaucoup de vapeurs aqueuses, accompagnées d'une odeur fétide, semblable au gaz hidrogène sulfuré.

Toutes les pyrites, ou sulfure de fer natif, se décomposent facilement.

Un degré de chaleur assez foible suffit pour leur enlever leur soufre.

Exposé à l'air, il s'altère de lui-même, surtout lorsqu'il est humide; il se renfle, se brise, perd son éclat, et se couvre d'une efflorescence d'un blanc verdâtre, qui n'est que du sulfate de fer.

Si l'on fait fondre le sulfure de fer, et qu'on l'arrose d'acide muriatique, on peut obtenir, à l'appareil pneumato-chimique, du gaz hidrogène sulfuré.

On peut encore obtenir ce fluide élastique par l'acide sulfurique; on met du sulfure de fer dans un flacon à deux tubulures, à l'une des tubulures on adapte un tube en S, et un autre tube recourbé qui va s'engager dans un 2°. flacon à tubulures, plein d'eau; de ce flacon, un 2°. tube recourbé va plonger sous une cloche pleine d'eau; l'appareil ainsi disposé, on verse par le tube en S de l'acide sulfurique, étendu de 4 à 5 fois son volume d'eau, le fer s'empare de

l'oxigène de l'eau, à cause de l'attraction de l'acide sulfurique pour l'oxide de fer; l'hidrogène de l'eau trouvant du soufre libre s'en empare et il se dégage de l'hidrogène sulfuré, dont une grande partie est dissoute dans l'eau du 2°. flacon; le reste passe et on le recueille.

Le fer s'allie avec beaucoup de substances métalliques.

Avec l'arsenic, on obtient un alliage aigre, cassant et peu connu.

Il constitue avec le cobalt un métal mixte à petits grains serrés, dur et difficile à casser. On fait fondre ensemble dans un creuset une demi-partie de limaille d'acier, deux de cobalt et deux de muriate de soude: le mélange entre facilement en fusion.

Le bismuth ne peut s'unir au fer.

Le fer s'unit très-bien par la fusion à l'antimoine; ce mélange, fait dans les proportions d'une partie de fer et de deux d'antimoine, produit un métal mixte, qui a beaucoup de dureté: ce mélange est à petites facettes.

Le fer décompose le sulfure d'antimoine.

On fait rougir dans un creuset cinq parties de pointes de clous de maréchal; aussitôt qu'elles sont rouges, on introduit dans le creuset seize parties de sulfure d'antimoine en poudre. On chauffe ce mélange promptement et fortement; le fer s'empare du soufre: lorsque le mélange est bien fondu, on projette à plusieurs reprises une partie de nitrate de potasse en poudre, ce qui facilite la séparation des scories avec l'antimoine, et l'on trouve dans le creuset de l'antimoine qui ne contient pas de fer. Cependant, si l'on emploie une partie de fer, sur deux de sulfure d'antimoine, un peu de fer reste allié avec l'antimoine: c'est ce qu'on appeloit *régule martial.*

On a donné le nom de *scories succinées* à celles qui surnagent. *Sthal* fait avec ces scories une préparation qu'il nomme *safran de mars antimonié apéritif.*

On pulvérise les scories; on les fait bouillir dans de l'eau : elles se divisent considérablement; on décante la liqueur, après qu'on a laissé déposer ce qu'elle a de plus grossier : on triture de nouveau la poudre grossière, et l'on décante pareillement l'eau trouble. Après que cette poudre grossière s'est précipitée, on réunit les liqueurs décantées; on les filtre. On fait sécher la poudre qui est restée sur le filtre, et on la fait détonner dans un creuset avec trois fois son poids de nitrate de potasse : on lave ensuite la matière calcinée, et on la fait sécher : c'est le safran de mars antimonié de *Sthal.*

Le fer décompose le sulfure de mercure. A cet effet on mêle deux parties de limailles de fer, avec trois de cinabre on distille, le mercure se volatilise et vient se condenser dans un récipent, dans lequel on a mis de l'eau. Il reste dans la cornue un sulfure de fer.

Le fer, suivant *Cronstedt*, a une très-grande affinité avec le nickel, mais on ne connoît pas les propriétés de cet alliage.

On ignore si le zinc peut s'unir avec le fer, ainsi que le mercure et le plomb.

L'étain paroît susceptible de s'unir au fer par la fusion. L'art qui consiste à enduire la surface du fer d'une couche d'étain, ou la préparation du *fer blanc*, indique que cette combinaison a lieu.

On étame le fer après qu'il a été réduit en feuilles minces, que l'on nomme tôle ou fer noir.

On décape le fer avec un acide foible, quelquefois on

lime, ou bien on l'enduit de muriate d'ammoniaque; on le décape afin de nétoyer sa surface avec la plus grande exactitude; on le plonge ensuite dans une chaudière pleine d'étain fondu; on le retourne, afin de multiplier le contact; et lorsqu'il est assez étamé, on le retire et on le frotte avec de la sciure de bois ou du son, pour enlever le suif ou la poix dont on avoit recouvert l'étain fondu, et qui s'est appliqué à la surface du fer étamé.

On ne peut obtenir un alliage avec le manganèse, qu'en prenant ces deux substances à l'état d'oxide.

A cet effet, on prend parties égales d'oxide de fer et de manganèse; on en fait une pâte avec de l'huile; on place cette pâte au milieu d'un creuset brasqué, et l'on pousse à un grand feu. On obtient un culot métallique, cassant, grenu dans sa cassure.

On fait, par le moyen de l'eau, une préparation de fer, connue sous le nom d'*éthiops martial*, ou de *safran de mars*.

Il existe maintenant une infinité de procédés pour préparer cet éthiops; outre ceux des C. *Fourcroy*, *Vauquelin*, *Croharé et Josse*, on trouvera dans le *Journal de Pharmacie*, pages 8, 151 et 248, des expériences intéressantes, et des moyens prompts et exacts pour obtenir ce composé.

Voici ceux qui m'ont paru mériter quelque attention.

1°. Celui du C. *Vauquelin*, qui consiste à prendre deux parties de fer en poudre fine, et une partie d'oxide rouge de fer; on met ce mélange dans un creuset couvert, et on le chauffe fortement pendant deux heures.

Dans cette expérience, le fer enlève une portion de son oxigène à l'oxide rouge, et fait passer par l'équilibre

qui s'établit bientôt entre les deux portions de fer, toute la masse à l'état d'un oxide noir homogène.

2°. Celui du C. *Save*, pharmacien à Saint-Plamard.

On prend des battitures de fer, que l'on réduit en poudre; on les porphyrise ensuite avec un peu d'eau; on met le mélange dans un creuset, et on le fait chauffer jusqu'à ce qu'il soit entiérement privé d'humidité; alors on y verse quelques gouttes d'huile, ayant soin de la répandre également sur toute la masse, on obtient à l'instant un oxide très-noir, qu'on laisse encore quelque temps sur le feu, afin de brûler toute l'huile. On porphyrise ensuite les grumeaux qui se sont formés.

D'autres imprègnent d'eau une quantité quelconque de limaille de fer; on en fait une pâte qu'on laisse sécher; on ajoute une nouvelle quantité d'eau, et l'on renouvelle cette opération jusqu'à ce que tout le fer soit réduit en poudre noire et fine. On jette cette poudre dans de l'eau bouillante, et après avoir laissé déposer la matière la plus grossière, on décante et l'on fait sécher le précipité.

Si, au lieu de se servir de limaille de fer, on prend du fer déjà oxidé: il suffit d'une seule opération pour convertir une masse de fer en éthiops.

Le fer décompose l'eau à chaud.

Voyez la leçon sur l'eau, article Décomposition.

Le fer s'unit très-bien aux acides.

Si l'on verse de l'acide sulfurique concentré sur de la limaille de fer, on obtient du gaz acide sulfureux. Si on distille ce mélange à siccité, on trouve dans la cornue du soufre sublimé, et une masse blanche de sulfate de fer, dissoluble en partie dans l'eau; mais qui ne peut fournir des cristaux.

Lorsque l'acide est étendu d'eau, on obtient du gaz hidrogène : à cet effet on met dans une fiole, ou dans un matras, une partie d'acide sulfurique étendue d'eau, et une demi-partie de limaille ; à mesure que le fer se dissout dans l'acide, il se dégage du gaz hidrogène qui quelquefois est un peu carboné lorsque le fer employé contient du carbone ; dans ce cas il se précipite une matière noire, qui est du carbure de fer, mêlé d'oxide noir de fer.

Lorsqu'il n'y a plus d'effervescence dans la liqueur, on la filtre, on la fait évaporer jusqu'à 33 degrés de l'aréomètre de *Mossy* : elle fournit, par le refroidissement, un sel transparent, d'une belle couleur verte, cristallisé en rhomboïdes un peu aigus ; c'est ce qu'on nomme vitriol martial, couperose verte, sulfate de fer.

Dans les arts, on extrait ce sel des pyrites martiales, ou sulfure de fer. On le nomme dans le commerce *vitriol martial*, *vitriol romain*, *couperose verte*.

On expose les pyrites à l'air, et on les arrose. Le soufre s'oxigène, et passe à l'état d'acide sulfurique qui se combine avec le fer : quand on voit que la pyrite s'éfleurit, on lessive et on fait évaporer. On obtient ainsi le sulfate de fer.

Pour purifier le sulfate de fer du commerce, on le dissout dans de l'eau, on filtre, on fait évaporer jusqu'à 33 degrés aréomètre de *Mossy*, ou 36 aréomètres *d'acier Perricat*.

Ce sulfate a une couleur verte d'émeraude, tant qu'il n'a point le contact de l'air. Ces cristaux ont une forme rhomboïdale. Il a une saveur âcre astringente très-forte.

Comme ce sel contient plus de la moitié de son poids d'eau, si on le fait chauffer, même à une chaleur mo-

dérée, il se liquéfie et bouillonne ; l'eau s'évapore, et il reste une masse grise blanchâtre ; c'est ce qu'on nommoit *vitriol calciné en blancheur.*

Quand on veut obtenir de l'acide sulfurique du sulfate de fer, appelé acide sulfurique fumant ou glacial, on commence par priver le sulfate de fer de son eau de cristallisation qui y entre pour 40 centièmes ; on le calcine au blanc ; on le met ensuite dans une cornue de grès ; on y adapte une alonge qui rend dans un ballon tubulé auquel on adapte un tube qui plonge dans une fiole pleine d'eau ; on met la cornue dans un fourneau de réverbère et on chauffe fortement. Le sulfate de fer est décomposé, il cède une partie de son oxigène à l'oxide de fer vert et le fait passer à l'état rouge ; à cet état, ayant très-peu d'affinité pour l'acide sulfurique, et l'acide sulfurique en ayant beaucoup pour l'acide sulfureux, il se dégage en même temps que lui, et il vient se condenser dans l'alonge et le récipient sous forme cristalline. Il reste dans la cornue de l'oxide de fer rouge. Si l'on n'avoit pas eu soin de dessécher le sulfate de fer on auroit un acide non concret.

Quand on fait chauffer cet acide, l'acide sulfureux se dégage et il reste de l'acide sulfurique qui passe blanc et fluide. Il doit son état concret à la présence de ce gaz. Cet acide s'unit à l'eau avec bruit et chaleur, et en laissant dégager du gaz sulfureux : tels sont *l'huile de vitriol fumante de Northaausen*, et le sel concret qu'on en retire par une chaleur douce.

On peut faire aussi une combinaison d'acide nitreux et d'acide sulfurique, on obtient pareillement un acide concret.

Le résidu de la première expérience est rouge.

Le colcothar est le sulfate de fer calciné au rouge.

On met dans un creuset la quantité que l'on veut de sulfate de fer, on couvre le creuset, on le place dans un fourneau, et on le fait rougir. On l'entretient dans cet état environ une heure; on laisse refroidir le tout, on sépare du creuset la matière qu'il contient, qui est d'une couleur rouge.

Si on lave cet oxide de fer, on en sépare un sel blanc nommé *sel de colcothar*, ou *sel fixe de vitriol*.

Il reste une terre rouge, insipide qui est un pur oxide de fer, et qu'on nomme *terre douce de vitriol*.

Le colcothar est employé pour le polissage des glaces, etc.

Il n'est pas toujours nécessaire que cet oxide soit bien pur, ni même d'un grain très-fin et parfaitement égal; dans ce cas, on peut employer quelques argilles ochreuses que l'on fait rougir au feu, ou encore mieux les ochres rouges naturels qui proviennent plus immédiatement des sulfures de fer oxidés; tels que la terre que l'on trouve en Espagne à *Almagra* ou *Almagné*, dont on se sert même pour le polissage des glaces, qui tient suivant *Proust* une quantité sensible d'acide sulfureux, et qui, en étant privé par les lavages, est employé à marquer les moutons, à peindre les maisons et à teindre le tabac de Seville. On trouve en France beaucoup de terre rouge de nature peu différente.

La plus grande difficulté pour donner le dernier poli à l'acier et aux pierres dures, est d'obtenir une matière de la pulvérisation la plus subtile et absolument exempte de grain. Pour remplir cette condition, on soumet la

colcothar à plusieurs lévigations successives, ce qui exige des manipulations laborieuses.

Le C. *Guyton* a trouvé le moyen d'y suppléer d'une manière bien simple : le feutre des chapeaux est coloré en noir par le sulfate de fer; si on le plonge dans l'acide sulfurique étendu d'eau, le fer est précipité en rouge, en parties impalpables. On n'a donc après cela qu'à le faire tremper dans l'eau, pour enlever l'acide où l'imbiber d'huile, et on a pour lors des pièces toutes préparées, telles qu'on les emploie pour finir le polissage du cristal, des glaces et autres corps durs.

Quand on expose du sulfate de fer à l'air, il jaunit un peu, et se couvre de rouille, en absorbant un peu d'oxigène. On change ainsi le sulfate vert en sulfate rouge, dans lequel le fer est à l'état d'oxide rouge, qui est insoluble. On peut opérer le même phénomène par sa dissolution dans l'eau aérée, par l'agitation de sa dissolution dans l'air, par l'action de l'acide nitrique et de l'acide muriatique oxigéné; enfin, par tous les procédés qui portent de l'oxigène, et peuvent augmenter la quantité de 0,27 d'oxigène, qu'il contenoit d'abord, jusqu'à 0,48 qu'il doit en contenir pour être sulfate de fer rouge.

Les expériences que nous venons de rapporter, et qui sont dues à *Proust*, prouvent qu'il y a deux sulfates de fer bien différens l'un de l'autre.

Les propriétés que ce chimiste a reconnues à ces deux sels, sont : que le sulfate de fer vert étoit cristallisable et insoluble dans l'alcool, d'une couleur vert de mer, éfloresceit et jaunissant à l'air, inaltérable par l'acide gallique, ne donnant point de bleu de Prusse avec les prussiates alcalins, donnant avec les alcalis caustiques, un

précipité vert foncé qui noircit sous l'eau, lorsqu'il est bien privé du contact de l'air, contenant 0,27 d'oxigène, et 0,73 de fer.

Le sulfate de fer rouge ne cristallise pas, il est dissoluble dans l'alcool, déliquescent, précipitable en noir par l'acide gallique, en bleu par les prussiates alcalins, donnant avec les alcalis purs un précipité jaune-rouge qui n'est plus oxidable, et qui contient 0,48 d'oxigène, et 0,52 de fer.

L'eau hidro-sulfurée, ou l'eau sulfureuse, décompose et précipite le sulfate de fer rouge, le nitrate de fer, etc. sans altérer le sulfate vert; l'oxide rouge brûle l'hidrogène, et le soufre se précipite. On ramène ainsi l'eau mère du sulfate de fer, ou ce sel sur oxigéné, à l'état de sel vert et cristallisable. Quand ce dernier est précipité par de l'eau sulfureuse, le précipité est brun et n'est occasionné que par du sulfate de cuivre qui est souvent mêlé à ce sel du commerce.

On peut s'assurer encore de la présence du cuivre dans ce sulfate, en plongeant un barreau de fer dans sa dissolution, ou bien par l'ammoniaque.

L'eau de chaux versée dans une dissolution de ce sel, y forme un précipité d'un vert d'olive foncé; une portion de ce précipité se redissout dans l'eau de chaux, et lui communique une chaleur rougeâtre.

J'ai indiqué, en examinant les propriétés des deux sulfates de fer, l'action des alcalis fixes sur ces sels.

L'ammoniaque pure versée dans une dissolution de sulfate de fer, donne un précipité d'un vert foncé, et qui ne se redissout pas dans le sel précipitant.

A l'état de carbonate, le précipité est d'un gris ver-

dâtre, et se redissout en partie, et il communique au sel une couleur rouge.

Différentes substances végétales, telles que la noix de galle, le sumac, l'écorce de grenade, le brou de noix, le quinquina, les noix de cyprès, le bois de Campêche, le thé, etc. précipitent le sulfate de fer en noir. C'est ce moyen que l'on emploie pour faire l'*encre*. Voyez *acide gallique*.

Quant à l'acide prussique et à ses combinaisons, *voyez* la leçon sur le *sang*.

Le sulfate de fer peut être aussi décomposé par le nitrate de potasse.

Pour obtenir cette décomposition, on prend 50 parties de nitrate de potasse et 30 de sulfate de fer médiocrement calciné au rouge ; on met ce mélange dans une cornue de grès, ou dans un creuset, que l'on place dans un fourneau de réverbère ; on adapte au col de la cornue une alonge et un grand ballon à deux pointes ; on ajuste à l'extrémité inférieure un tube qui va plonger dans un flacon à moitié plein d'eau.

On obtient de l'acide nitrique très-rouge et très-fumant.

Le résidu lessivé fournit du sulfate de potasse et de la potasse, et il reste sur le filtre un oxide rouge de fer.

Si, pour faire cette opération, on emploie un sulfate de fer fortement oxidé et du nitrate de potasse fondu, on retire très-peu de produit.

Il est formé de deux liqueurs, dont l'une, d'une couleur sombre et presque noire, nage à la surface, et d'une autre qui est rouge et pesante.

Il passe ensuite dans le col de la cornue et dans l'a-

longe une masse saline blanche, qui attire l'humidité de l'air, se dissolvant dans l'eau en exhalant une forte odeur d'acide nitrique et des vapeurs rouges très-épaisses ; cette dissolution saturée de potasse donne du sulfate de potasse.

Cette masse saline n'est donc que de l'acide sulfurique rendu concret par du gaz nitreux.

Si l'on fait passer quatre litres et demi de gaz nitreux dans une dissolution contenant quarante-six grammes de sulfate de fer, il y a plus de trois litres et demi de gaz absorbés.

Pour faire cette expérience, due aux C. *Vauquelin* et *Humboldt*, on prend un flacon à deux tubulures, on y met de la limaille de cuivre, on adapte à l'une des tubulures un tube recourbé, qui va plonger dans un autre flacon contenant une dissolution de potasse ; de ce second flacon part un autre tube qui va plonger dans un troisième, dans lequel on a mis une dissolution de sulfate de fer. Lorsque l'appareil est bien luté, on verse par la tubulure du premier flacon de l'acide nitrique à trente degrés.

Il y a effervescence et dégagement de gaz nitreux.

Ce gaz passe à travers la dissolution de potasse avant de parvenir dans le sulfate de fer.

Le gaz nitreux perd entiérement la forme élastique ; il ne reste qu'une très-petite proportion de gaz qui y est simplement mélangée.

Il y a dégagement de gaz azote : la couleur verte de la solution du sulfate de fer devient brune foncée, sans perdre cependant sa transparence, ni rien déposer.

Sa saveur douce et ferrugineuse devient styptique et très-astringente.

Mêlée avec une lessive de potasse caustique, il se produit un précipité d'oxidé de fer d'un vert foncé, et il s'exhale une vapeur très-sensible d'ammoniaque.

Mêlée avec de l'acide sulfurique concentré, il se dégage des vapeurs blanches, très-reconnoissables pour de l'acide nitrique.

Enfin, elle rougit fortement la teinture du tournesol.

Il y a donc, dans cette expérience, de l'ammoniaque et de l'acide nitrique formés. *Voyez* aussi la Leçon sur le gaz nitreux.

L'acide sulfureux attaque le fer, la couleur de cette dissolution est verte, sa saveur est aussi astringente.

Par évaporation et refroidissement, on obtient un sel qui cristallise en rhombes.

Si l'on ajoute à la dissolution de ce sel un acide plus fort que l'acide sulfureux, il se fait une vive effervescence due au gaz sulfureux, et le soufre se précipite.

Lorsque le fer se dissout dans l'acide sulfureux, il n'y a dégagement d'aucun gaz, ni précipité: il faut croire qu'une partie de l'acide sulfureux est décomposée, et que le soufre qui en résulte reste en dissolution dans le sulfite de fer.

Le sel que l'on obtient est donc un *sulfite sulfuré de fer.*

Si l'on verse de l'acide nitrique à 25 degrés sur du fer en copeaux et qu'on laisse agir à froid, il se dégage du gaz nitreux, l'oxide vert de fer se porte sur l'acide nitrique qui le dissout. La dissolution devient verdâtre, et souvent brune.

Si l'on fait évaporer cette dissolution, il se précipite du fer à l'état d'oxide rouge; mais elle ne fournit pas de

cristaux, la liqueur se prend en une gelée rougeâtre, soluble en partie dans l'eau, tandis qu'une autre portion se précipite.

L'acide nitrique concentré attaque le fer avec véhémence; l'oxide de fer qui se forme, se précipite peu à peu en oxide rouge, et il n'en reste presque pas en dissolution dans l'acide nitrique.

L'ammoniaque se forme par le transport de l'hidrogène de l'eau décomposée sur l'azote de l'acide nitrique.

Cette dissolution rapprochée donne un magma semblable à celui que l'on obtient avec l'acide foible.

Si l'on continue de chauffer ce nitrate de fer, il s'en dégage beaucoup de vapeurs rouges, le magma se dessèche et donne un oxide rouge briqueté.

En distillant cette substance dans une cornue, elle fournit un peu d'acide nitreux fumant, beaucoup de gaz nitreux et du gaz azote. On ne peut obtenir du gaz oxigène, parce que le fer retient tout l'oxigène de cet acide; l'oxide qui reste après la distillation, est d'un rouge vif, et pourroit fournir une belle couleur à la peinture.

La dissolution nitrique de fer est décomposée par les alcalis.

La potasse caustique la précipite en brun clair; le mélange passe très-vîte au brun noirâtre, et beaucoup plus foncé que la couleur de la première dissolution.

Si l'on verse dans une dissolution nitrique de fer du carbonate de potasse, il se fait tout-à-coup un précipité jaunâtre, qui acquiert bientôt une belle couleur orangée. En agitant le mélange, le précipité disparoît et se dissout complétement.

On réitère plusieurs fois de suite de verser de la disso-

lution de fer dans le carbonate, et on agite le mélange. La liqueur devient de plus en plus colorée.

C'est cette dissolution de fer par le carbonate de potasse, qui porte le nom de *teinture martiale alcaline de Sthal.*

Au bout de quelque temps, cette teinture laisse déposer l'oxide de fer qu'elle contient; mais on peut la décomposer par un acide.

On met dans un matras, ou dans tout autre vase, de la teinture martiale; on verse par dessus de l'acide nitrique : cet acide s'unit à l'alcali, et précipite le fer à l'état d'oxide rouge. Si l'on ajoute une trop grande quantité d'acide, le précipité se redissout; il faut, dans ce cas, ajouter un peu d'alcali : on s'aperçoit du point de saturation lorsque la liqueur devient claire et sans couleur. Lorsque le précipité est bien formé, on filtre la liqueur, on lave le précipité, et on le fait sécher : c'est le safran de mars apéritif de *Sthal.*

Le C. *Hausmann* a su employer avantageusement cette teinture pour teindre les fils et cotons. *Voyez* son mémoire, *Journal de Pharmacie*, page 410. Le fer est précipité de sa dissolution nitrique, en vert, par les hidrosulfures, en bleu, par les prussiates, en bleu-noir, par l'acide gallique.

J'ai indiqué, d'après M. *Humboldt*, la faculté qu'avoit le sulfate de fer, d'absorber le gaz nitreux sans l'azote qui pouvoit y être mêlé, et que c'étoit un moyen de connoître précisément la pureté du gaz nitreux employé dans les expériences eudiomètriques.

Le C. *Berthollet* pense, au contraire, que, dans cette circonstance, le gaz nitreux n'est pas seulement absorbé,

mais qu'il est décomposé ; que l'oxigène abandonne une partie de l'azote, et forme avec l'autre partie, de l'acide nitreux ; que cette décomposition a également lieu par l'eau, le mercure, la dissolution de potasse, celle d'un sulfure hidrogéné d'alcali ; qu'elle est plus ou moins complète, selon que le liquide, en contact avec ce gaz, contient des corps qui ont plus d'affinité pour l'acide nitreux dont ils aident la formation, et qu'il se forme alors des nitrites ; que dans la décomposition par l'eau, il y a moins de nitrate d'ammoniaque et plus d'acides nitreux formés que ne l'a cru M. *Humboldt*, ce qui tend à prouver que l'eau n'a pas fourni tout l'oxigène de l'acide, puisque la quantité d'acide formé est beaucoup plus considérable que ne devroit le faire présumer celle de l'ammoniaque existante.

Enfin, le C. *Berthollet* rend au sulfure hidrogéné de potasse et au phosphore, la propriété d'enlever tout l'oxigène de l'air atmosphérique, propriété que leur a contesté M. *Humboldt*, en disant que le gaz nitreux lui avoit démontré toujours un reste d'oxigène dans l'air soumis à leur action. Le C. *Berthollet* énonce absolument le contraire. Le gaz nitreux n'a éprouvé qu'une légère diminution avec le résidu de l'air atmosphérique décomposé par le phosphore ; il l'attribue à l'absorption qu'opère le gaz nitreux du phosphore tenu en dissolution dans le gaz azote.

Deux autres expériences ont amené le C. *Berthollet* à soupçonner et à rechercher la nature de l'acide muriatique. L'une est celle de M. *Humboldt*, par laquelle il dit qu'il se forme du muriate de fer par l'absorption du gaz nitreux, au moyen du sulfate de fer ; l'autre, observée par *Cavendisch*, est la précipitation du nitrate d'argent en

muriate, par le nitrite de potasse retiré du nitrate de potasse en partie décomposé par le feu. En joignant à ces observations celle de la présence de l'acide muriatique dans presque toutes les circonstances où se forme l'acide nitrique, et plusieurs expériences faites avec soin, le C. *Berthollet* a été conduit à soupçonner la nature de l'acide muriatique.

Il s'est assuré que le gaz nitreux ne précipitoit point la dissolution d'argent. En répétant l'expérience de *Cavendisch*, avec le nitrite de potasse, il l'a trouvée exacte, et a vu de plus que la précipitation ne pouvoit venir du gaz nitreux, du nitrite, car : 1°. le nitrite de chaux ne produit point le même résultat ; 2°. si l'on fait une dissolution de fer dans l'acide nitrique, et qu'on parvienne à l'avoir un peu chargée de ce métal, il se forme peu d'ammoniaque, la dissolution est trouble, elle ne précipite point la dissolution d'argent ; si on ajoute à cette dissolution une nouvelle quantité de fer, il y a effervescence, précipitation de presque tout l'oxide de fer ; la liqueur contient davantage d'ammoniaque et de l'acide muriatique, facile à démontrer par la dissolution d'argent. (Comme la limaille de fer contient une plus ou moins grande quantité d'acide muriatique, il faut, avant de l'employer, non seulement la laver, mais encore faire bouillir de l'eau dessus, jusqu'à ce que cette eau de lavage ne précipite plus le nitrate d'argent.) Si l'on distille cette liqueur, celle qui passe ne contient que de l'ammoniaque, l'acide muriatique reste dans la cornue avec une partie de l'ammoniaque ; 3°. les dissolutions nitriques d'étain, de zinc, de cuivre, faites à chaud, ont donné quelquefois de l'acide muriatique. Mais on doit remarquer que cet

acide s'y trouvoit d'autant plus constamment qu'il y avoit une plus grande quantité d'ammoniaque produite.

Si dans ces expériences il se forme de l'acide muriatique, comme l'annonce le C. *Berthollet*, il faut rechercher les principes de cet acide dans l'eau et l'acide nitrique.

C'est donc au moment où le fer a décomposé presque tout l'acide nitrique, et qu'il a besoin de décomposer aussi l'eau pour l'oxider de nouveau, que se forme l'acide muriatique, et la plus grande partie de l'ammoniaque par la décomposition de cette eau.

C'est à la présence de l'oxigène, de l'azote et de l'hidrogène, que le C. *Berthollet* attribue la formation de l'acide muriatique dans les nitrières artificielles, lorsque les matériaux de ces nitrières ne contenoient préalablement aucun muriate.

Le C. *Berthollet* se croit donc fondé à penser que *l'acide muriatique est un composé triple d'oxigène, d'hidrogène en petite quantité, et d'azote en plus forte proportion.*

L'acide muriatique attaque avec effervescence le fer. On met de la limaille de fer dans un matras, on verse par dessus de l'acide muriatique affoibli; le fer se dissout avec assez de rapidité, en faisant une légère effervescence et occasionnant un peu de chaleur. Il se dégage une assez grande quantité de gaz hidrogène, provenant de la décomposition de l'eau. Une portion du fer se précipite sous la forme d'une poussière noire; c'est du carbure de fer, si le fer contient du carbone. Lorsqu'on a filtré la dissolution, elle est d'une couleur verte tirant sur le jaune.

Exposée à l'air, elle dépose l'oxide de fer qu'elle contient.

Cette dissolution ne cristallise pas régulièrement spontanément.

Ce sel a une couleur verte; il a une saveur astringente.

En faisant évaporer la dissolution de ce sel en consistance de sirop, on obtient des cristaux aiguillés, qui attirent l'humidité de l'air.

Exposé au feu, ce sel perd d'abord son eau de cristallisation; si on le chauffe ensuite lentement, il se sublime en cristaux: si l'on continue de chauffer ces cristaux, l'acide muriatique se dégage, et il reste un oxide noir.

La dissolution muriatique de fer est décomposée par la chaux et par les alcalis.

Si l'on verse de l'acide muriatique concentré sur de l'oxide de fer rouge, et si l'on chauffe le mélange, il se dégage un peu de gaz acide muriatique oxigéné.

L'acide phosphorique se combine lentement avec le fer.

Le C. *Vauquelin*, qui a analysé des morceaux de fer arrosés continuellement d'urine, a reconnu que ce fer étoit à l'état de phosphate.

Ce fer est brun-jaune en dehors, et brun-rouge foncé en dedans; il se brise facilement par le seul effort de la main.

Dans sa cassure intérieure, il présente un grain lamelleux, brillant et comme spathique; il est rempli dans ses cavités extérieures, d'une grande quantité de petits cristaux brillans.

En le chauffant au feu de forge, dans un creuset brasqué avec du charbon en poudre, il se fond assez facilement, et donne un culot bien homogène, cassant, d'un grain serré et très-aigre, d'un gris brillant et métallique,

qui présente au chalumeau et par les acides, toutes les propriétés du phosphure de fer. Sa surface est recouverte d'une espèce d'émail d'un gris verdâtre boursouflé, que le C. *Vauquelin* a reconnu pour du phosphate de chaux fondu.

Le fer altéré et rougi par l'urine est donc du véritable phosphate de fer, mêlé de phosphate de chaux, et imprégné de quelques autres principes salins, ou extractif de ce liquide excrémentitiel.

Dans cette expérience, le charbon à une haute température, réduit l'oxide de fer en mètal, et l'acide phosphorique en phosphore.

Quand l'acide phosphorique dissout le fer, surtout lorsqu'il est étendu d'eau, il y a dégagement de gaz hidrogène.

Le phosphate de fer neutre est insoluble, et il est soluble, s'il contient un excès de son acide.

Ce phosphate est décomposé par les alcalis caustiques, par l'acide muriatique, et non par l'acide sulfurique.

On peut encore préparer un phosphate de fer en versant des dissolutions de phosphate alcalin dans une dissolution de sulfate de nitrate ou de muriate de fer; il se fait un double échange de bases et d'acides. Il existe aussi un phosphate natif de fer, mélangé de manganèse. Le C. *Vauquelin* en a établi les proportions constituantes. Oxide de fer, 31; oxide de manganèse, 42; acide phosphorique, 27, et pense que ce minéral peut être utile aux fabriques de poterie, par les belles couleurs noires, brunes et violettes qu'il donnera aux vernis, sans exiger une grande quantité de fondant.

Le fer se dissout avec une grande facilité dans l'acide

fluorique liquide. Il y a dégagement de gaz hidrogène, provenant d'une portion d'eau décomposée.

Ce sel n'a point encore été examiné.

La combinaison de l'acide boracique avec le fer n'est pas plus connue. On sait seulement qu'on peut obtenir cette combinaison sous la forme de poussière, en précipitant la dissolution du sulfate de fer par celle de borate de soude neutre, auquel on ajoute de l'acide carbonique.

L'oxide de fer s'unit facilement à l'acide carbonique.

On prend de la limaille de fer, ou des copeaux, et mieux de l'oxide de fer, on verse dessus de l'eau très-chargée d'acide carbonique; on laisse le mélange en digestion pendant quelques jours, on filtre ensuite la liqueur.

Elle a une saveur piquante et un peu styptique.

Exposée à l'air, elle se couvre d'une pellicule irisée.

Elle est décomposable par les alcalis, non saturée d'acide carbonique.

Si on la chauffe, elle laisse déposer de l'oxide de fer.

La décoction de noix de galle y occasionne un précipité pourpre.

La nature présente ce carbonate de fer.

Les mines de fer limoneuses, le fer spathique paroissent être en grande partie formés par cette combinaison.

Les eaux minérales ferrugineuses contiennent souvent le fer dans l'état de carbonate.

On peut les préparer en faisant dissoudre du carbonate de fer dans l'acide carbonique : on commence par obtenir le carbonate de fer; précipitant la dissolution filtrée de sulfate de fer par le carbonate de potasse, on obtient un oxide de fer combiné avec l'acide carbonique. Il est inso-

luble dans l'eau; on décante et on a le carbonate de fer qu'on met dans un flacon tubulé avec de l'eau; dans un contre-flacon, on peut mettre de l'eau de chaux, et, au moyen de l'appareil propre à obtenir l'acide carbonique, on fait passer à travers l'eau de ces flacons de l'acide carbonique qui, lorsqu'elle en est saturée, dissout le carbonate de fer : l'eau du second flacon s'en charge pareillement; elle précipite d'abord du carbonate de chaux, mais qu'un excès d'acide redissout. Cette dissolution exposée à l'air, précipite de nouveau le carbonate de fer dans l'acide carbonique; il est employé dans les eaux minérales artificielles. Pour cela on met dans un petit nouet de linge une petite dose d'oxide de fer nouvellement précipité de quelques dissolutions, on suspend le *nouet* dans une cuve pleine d'eau très-chargée d'acide carbonique qui le dissout et forme une eau minérale ferrugineuse.

On ne connoît pas encore bien l'action des acides métalliques sur le fer.

Schèele a seulement observé que le fer étoit attaqué par l'acide arsenique, et que la dissolution rapprochée prenoit la forme d'une gelée.

On a trouvé de l'arseniate de fer natif dans le comté de Cornouailles. Il en existe deux morceaux dans le cabinet de sir John Saint-Aubin, décrits par le C. *Bournon.*

Première espèce; *Arseniate de fer.*

Cette mine cristallise en cubes parfaits, quelquefois, mais rarement, un peu aplatis, et dont toutes les faces sont lisses et brillantes.

Deuxième espèce; *Arseniate cupro-martial.*

Les cristaux de cet arseniate sont d'un brillant éclatant et très-transparent. Leur forme est un prisme tétraèdre rhomboïdal, ayant deux bords très-obtus et les deux autres très-aigus.

Le fer augmente considérablement la fusibilité des terres, surtout les oxides de fer, car, dans son état métallique, on ne peut l'unir à ces substances. Les verres communs qui ont de la couleur, la doivent au fer qui se trouve accidentellement dans les matières qu'on fait entrer dans leur composition.

Les alcalis fixes purs et l'ammoniaque n'ont pas d'action sur le fer, mais ils sont combinés avec l'eau, alors ils attaquent le fer plus facilement.

Au bout de quelques jours de digestions les liqueurs deviennent louches, et laissent précipiter un peu d'oxide noir de fer. Il se dégage du gaz hidrogène; ce qui prouve la nécessité de l'eau, puisque c'est elle qui est décomposée.

Le sulfate de potasse est décomposé par le fer. On mêle ensemble une partie de sulfate de potasse avec demi-partie de limaille de fer; on met le mélange dans un creuset et l'on pousse au feu.

Le creuset refroidi, on trouve le sulfate à l'état de sulfure.

Si on lessive ce sulfure, la liqueur est d'un vert extrêmement foncé.

Quelques gouttes d'acide nitrique font disparoître la couleur.

La plus grande partie du fer oxidé par l'oxigène de l'acide sulfurique, reste sans se dissoudre dans l'eau de

la lessive, et les acides dégagent de cet oxide une grande quantité de gaz hidrogène sulfuré.

Pour opérer la décomposition du nitrate de potasse, on projette, dans un creuset qu'on a fait rougir, un mélange de parties égales de nitrate de potasse et de limaille de fer. Le nitre entre d'abord en fusion, et lorsqu'il est bien rouge, il agit avec une grande violence sur le fer; il se fait une détonnation qui fait élever du creuset des étincelles vives et brillantes.

Après cette détonnation, il reste dans le creuset un oxide de fer rougeâtre, dont une petite portion est combinée avec l'alcali; on fait dissoudre cette matière dans une suffisante quantité d'eau, on filtre, et l'oxide de fer reste sur le filtre; c'est ce qu'on appeloit autrefois *safran de Mars de Zwelfer*.

Avec le muriate d'ammoniaque on obtient une préparation qui portoit autrefois le nom de fleurs de sel ammoniac martiales, ou chalibées, et d'*ens Martis*.

On prend une partie de muriate d'ammoniaque bien sec et réduit en poudre on la mêle avec un seizième de son poids de limaille de fer porphyrisée: on met ce mélange dans une terrine non vernissée: on la recouvre d'une semblable terrine: on peut aussi faire cette opération avec deux grands creusets, qu'on lute exactement avec de la terre jaune.

On place l'appareil dans un fourneau, et on procède à la sublimation par un feu capable de faire presque rougir le fond de la terrine inférieure, et on l'entretient dans cet état l'espace de cinq à six heures; on laisse ensuite refroidir les vaisseaux, on enlève la terrine supérieure qui contient une matière jaune, brillante.

Dans cette expérience, tout le muriate n'est pas décomposé, car le produit que l'on obtient est du muriate d'ammoniaque sublimé, et coloré par une portion d'oxide de fer.

Quand on veut obtenir une décomposition plus complète, il faut employer deux parties de limaille sur une de muriate; on distille à la cornue, à l'appareil pneumato-chimique, et on obtient de l'ammoniaque liquide, chargée d'un peu de fer, quand on reçoit cette ammoniaque dans l'eau.

Le résidu est du muriate de fer.

L'oxide de fer décompose beaucoup mieux ce muriate.

Le fer, ou le sulfure de fer, pyrite martial, s'enflamme rapidement, mais sans bruit; lorsqu'on le triture dans un mortier de métal, avec le muriate sur-oxigéné de potasse, ce mélange, frappé sur le tas d'acier, détonne fortement, et avec une flamme rouge.

On a dû voir par tout ce qui précède, combien le fer donne de produits intéressans à la chimie et à la médecine. C'est, sans contredit, le métal le plus utile à la société. Il est véritablement l'ame de tous les arts.

CHAPITRE XIX.

Du Cuivre.

Le cuivre est un métal de couleur rouge, d'une odeur désagréable, et d'une saveur styptique.

Les mines de cuivre sont très-multipliées. On peut, d'après le C. *Haüy* les rapporter toutes aux suivantes.

Première espèce; *Cuivre natif, six variétés.*

Le cuivre natif abonde surtout en Sibérie, du côté

d'Ekaterinbourg. Le beau cuivre natif cristallisé vient des mines appelées *Tourinski*, sur les bords de la *Touria*, à environ 120 lieues au nord d'Ekaterinbourg, dans la partie orientale des monts *Oural* à 60 degrés de latitude.

Il existe encore du cuivre natif dans plusieurs endroits de la Hongrie; à Deva, en Transilvanie; à Falhun, en Suède, etc. On n'a encore trouvé cette substance en France qu'à Saint-Bel et à Chessy, près de Lyon.

Deuxième; *Cuivre pyriteux, sept variétés.*

Le cuivre pyriteux est la plus commune des mines de ce genre. On le trouve en filons plus ou moins étendus, ou en masses adhérentes soit à d'autres espèces de cuivre, soit à des pierres de diverses natures. Le Derbishire en fournit des groupes irisés qui recouvrent la surface de la chaux carbonatée cristallisée.

Troisième; *Cuivre gris, quatorze variétés.*

On trouve du cuivre gris à Baygorry dans la basse Navarre; à Sainte-Marie-aux-Mines, dans la ci-devant Alsace; à Schemnitz, en Hongrie; à Kapnik, en Transylvanie; à Freyberg, en Saxe; dans différentes mines du Hartz; à Stalhberg, dans le Palatinat, etc.

Quatrième; *Cuivre sulfuré, deux variétés.*

On trouve du cuivre sulfuré à Saska, et dans d'autres endroits du Bannat de Hongrie; à Freyberg et à Marienbourg, en Saxe; à Saalfed, en Thuringe; dans les monts Altaï, en Sibérie, etc.

Cinquième ; *Cuivre oxidé rouge, sept variétés.*

On rencontre cette espèce dans les mines de ce métal à l'état de natif, situées en Sibérie, dans la partie orientale des monts Oural.

Le C. *Lelievre* a aussi reconnu un cuivre oxidé rouge arsenifère.

Sixième ; *Cuivre muriaté, une variété.*

Ce cuivre muriaté a été rapporté du Pérou par Dombey, sous la forme d'une poudre verte mélangée de particules quartzeuses et autres. On trouve ce sable vert dans une petite rivière de la province de Lipès à 200 lieues au-delà de Copiapu.

Septième ; *Cuivre carbonaté bleu, neuf variétés.*

On le trouve dans les mines de cuivre de Sibérie ; dans celles de Zellerfeld, au Hartz ; de Tameswar et de Moldava, en Hongrie ; de Saalfeld, en Thuringe, etc. Il recouvre assez communément la surface du cuivre gris. Ailleurs il accompagne le cuivre carbonaté vert.

Huitième ; *Cuivre carbonaté vert, trois variétés.*

On trouve du cuivre carbonaté vert près de Temeswar et de Moldava, en Hongrie ; au Hartz, dans le Tyrol ; en Sibérie, etc. Celui qui est soyeux recouvre tantôt la surface du cuivre oxidé, nommé *hépatique*, tantôt celle du cuivre oxidé rouge, comme en Sibérie ; quelquefois il a pour gangue une ocre ferrugineuse. La Sibérie fournit aussi de très-beaux morceaux de malachite.

Neuvième; *Cuivre arseniaté, deux variétés.*

On trouve le cuivre arseniaté sur le mont Karrarach, dans le comté de Cornouailles, en Angleterre, près d'une mine de fer brune. Il y est accompagné de cuivre carbonaté vert ou bleu, de cuivre gris, et plus communément de lithomarge jaune et de quartz. On a cité aussi du cuivre arseniaté, en Silésie, près de Jousbach.

Dixième; *Cuivre sulfaté, quatorze variétés.*

Le cuivre sulfaté est presque toujours à l'état de dissolution dans les eaux voisines des mines de cuivre. L'origine du cuivre sulfaté a été bien connue des anciens. Ils donnoient à ce sel le nom de *Calcanthe*. Pline dit qu'on le retiroit des eaux de certains puits ou étangs qui se trouvoient en Espagne.

La pesanteur spécifique du cuivre est à celle de l'eau :: 7,788 : 1,000; mais cette pesanteur varie.

La ductilité du cuivre est extrême, elle est telle qu'on le place après l'or pour cette propriété.

La cohésion du cuivre est assez grande, car, un fil de cuivre de deux millimètres de diamètre, peut soutenir un poids d'environ cent soixante-quatre kilogrammes.

Le cuivre est élastique; les fils de cuivre sur lesquels on voltige en sont une preuve.

Ce métal est le plus sonore. On sait que les trompettes, les cymbales, etc. sont faites de cuivre.

La fusion du cuivre a lieu à 27 degrés du pyromètre de *Wedgwood*.

Le cuivre se fond aisément; lorsqu'il est fondu, si on attend que la partie supérieure soit concrète, et que l'on

décante on obtient des cristaux sous forme d'octaèdres.

Si l'on expose une lame de cuivre bien décapée à un feu doux, sa couleur devient jaune, ensuite violette, puis d'un beau bleu : à mesure que le cuivre rougit, ces couleurs disparoissent.

Si l'on chauffe du cuivre fortement avec le concours de l'air, il s'oxide, et se recouvre d'une matière d'un rouge noirâtre. En frappant ensuite avec un marteau sur la lame oxidée, la pellicule se sépare sous la forme d'écailles. On opère encore le même effet, en trempant la lame toute rouge dans l'eau froide : c'est ce qu'on nomme *battitures de cuivre.*

Cet oxide tombe au fond de l'eau.

Comme le cuivre, dans l'état de battiture, n'est pas complétement oxidé, on peut lui faire prendre une plus grande quantité d'oxigène.

A cet effet, on met l'oxide brun de cuivre sous la moufle d'un fourneau de coupelle : il prend alors une couleur rouge-brune assez foncée ; poussé à un feu violent, il se fond en un verre noirâtre, ou d'un brun marron. Souvent même il forme une flamme d'un beau bleu violet, qui se condense en fleurs grises verdâtres, appelées improprement *fleurs de cuivre.*

Si l'on expose du cuivre à l'air humide, il perd bientôt sa transparence, et devient brun, et au bout de quelque temps sa surface se recouvre d'un oxide vert, appelé *rouille, vert-de-gris.*

Il faut attribuer cette oxidation à la décomposition de l'eau contenue dans l'atmosphère ; cet oxide s'empare aussi de l'acide carbonique qui y est répandu.

Pour reconnoître la présence de cet acide, on met dans

une cornue de verre de cet oxide vert, obtenu par l'exposition du cuivre à l'air; on adapte à la cornue un tube recourbé, qui va plonger sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique, ou dans un flacon dans lequel on met de l'eau de chaux : on lute exactement. Dès que la température est assez élevée, il se dégage un gaz qui a toutes les propriétés du gaz acide carbonique; si l'on a opéré dans l'eau de chaux, on obtient un précipité de carbonate calcaire.

Quand on veut réduire un oxide de cuivre, on mêle ensemble la quantité qu'on veut de battitures, ou tout autre oxide de cuivre, avec du savon noir; on en forme une pâte un peu ferme : on peut aussi y ajouter un peu de muriate de soude. On met ce mélange dans un creuset que l'on place dans un fourneau de fusion; on chauffe ce mélange d'abord doucement jusqu'à ce que le savon ne brûle plus : alors on augmente le feu rapidement, pour le chauffer jusqu'au rouge-blanc. On laisse refroidir le creuset, on le casse, et l'on trouve un culot de cuivre.

Point d'union avec l'azote, l'hidrogène et le carbone.

Pour phosphorer le cuivre, on mêle ensemble parties égales de cuivre en copeaux et de verre phosphorique; on y ajoute un huitième de poudre de charbon; on fond ensuite le tout dans un creuset de Hesse : on a pour produit un culot métallique, d'un coup-d'œil blanchâtre et quelquefois irisé.

Ce phosphure de cuivre détonne avec le nitre, et produit, outre l'oxide de cuivre, un phosphate de potasse.

Il s'altère à l'air; il perd son éclat brillant, et prend une couleur noire.

On combine très-bien le soufre avec le cuivre : cette

préparation peut se faire par la voie humide et par la voie sèche.

Par la voie humide, la décomposition est incomplète.

On forme une pâte molle avec parties égales de limaille de cuivre et de soufre sublimé; on y ajoute une suffisante quantité d'eau. On expose le mélange à l'air; au bout de quelques jours, on lessive, et l'on obtient, par l'évaporation et cristallisation, du sulfate de cuivre.

Par la voie sèche, on fait avec ces deux substances un composé qui porte le nom d'*æs Veneris*, et qui est d'usage pour la teinture et pour la peinture sur les indiennes.

A cet effet, on stratifie dans un creuset des lames de cuivre et du soufre en poudre; on place le creuset dans un fourneau, et on le fait chauffer par degrés jusqu'à ce qu'il n'en sorte plus de vapeurs : alors on le fait rougir obscurément pendant une heure; on ôte le creuset du feu, on le laisse refroidir, on trouve une sorte de *matte* de cuivre, aigre, cassante, de couleur de fer; mais à l'emploi, la couleur verte de l'oxide de cuivre se développe.

On pulvérise ensuite cette matte; c'est l'*æs Veneris*, que l'on ne doit pas confondre avec une autre préparation qui porte le même nom, laquelle se fait avec le cuivre et le muriate d'ammoniaque.

On peut allier le cuivre avec la plupart des métaux.

On fait fondre dans un creuset six parties de cuivre avec quatre d'arsenic et autant de potasse.

On obtient un culot de cuivre, aigre, cassant, qui acquiert de la blancheur.

Si l'on fait cette expérience avec l'arseniate de potasse, dans les proportions de huit parties de ce sel sur six de

cuivre, le cuivre perd totalement sa couleur; il devient blanc. On peut même l'amener à un état de blancheur, tel qu'on puisse le comparer à l'argent; il ne s'agit que de faire fondre trois ou quatre fois ce cuivre déjà blanchi, avec une partie d'arseniate de potasse.

Cronstedt dit avoir allié le cuivre au nickel dans différentes proportions; la présence du cuivre s'est toujours décélée, en ce qu'il coloroit en vert et en rouge-brun le verre de borax.

Si l'on fait fondre ensemble sept parties de cuivre rouge et neuf de bismuth, on obtient, d'après *Geller*, un métal mixte, fragile, d'un rouge blanchâtre, et ayant le grain à facettes cubiques.

Parties égales de cuivre rouge et d'antimoine fondues ensemble, donnent un métal mixte, fort aigre et cassant; il a une couleur violette, et il est disposé en petites facettes assez brillantes : c'est ce qu'on nommoit *régule cuivreux* ou *régule de Vénus*.

Le cuivre décompose très-bien le sulfure d'antimoine; il s'unit au soufre. On n'a pas encore déterminé les proportions de cuivre, ni rendu compte des phénomènes qui accompagnent cette opération.

Avec le mercure, on parvient à faire une amalgame; on prend des feuilles de cuivre très-minces, comme celles d'or et d'argent, et on triture à froid : cette amalgame est peu connue.

Quand on plonge une lame de cuivre dans une dissolution nitrique de mercure, le mercure se précipite, et la lame paroît comme argentée : cette combinaison n'est pas solide; le moindre frottement et la chaleur en dégagent le mercure.

Le cuivre jaune contient beaucoup de zinc et peu de cuivre rouge.

On fait fondre ensemble dans un creuset quatre parties de cuivre rouge et douze de zinc ; on obtient un cuivre jaune qui diffère peu de celui du commerce.

Dans les arts, on ne prépare pas le cuivre jaune avec le zinc pur ; on se sert d'oxide de zinc natif, ou pierre calaminaire : c'est de cette manière qu'on prépare le *laiton.*

On cémente des lames de cuivre avec de l'oxide de zinc natif réduit en poudre, et mêlé d'un huitième de charbon. On fait rougir le mélange dans un creuset : le cuivre s'unit au zinc, et forme le laiton.

Cet alliage peut encore s'obtenir en mettant vingt-cinq parties de zinc au fond d'un creuset, et cent parties de limaille de cuivre par dessus ; on lute bien et on pousse au feu fortement. Si l'on mettoit le zinc par dessus il s'en perdroit une portion par la volatilisation : on le tient bien rouge pendant huit à dix minutes, on le retire ensuite : on trouve au fond du creuset un culot jaune un peu ductile.

Cet alliage se rouille moins facilement que le cuivre ; il est aussi malléable et plus fusible que lui.

Pour analyser le laiton, on dissout une quantité connue de laiton dans la quantité nécessaire d'acide nitrique à 36 degrés ; on introduit la dissolution dans un matras, on fait légérement chauffer ; on y verse une dissolution de potasse caustique jusqu'à ce qu'il y en ait un excès sensible au goût, cet excès dissout l'oxide de zinc, et on agite sur le champ le mélange. On jette ensuite le tout sur un filtre ; le zinc dissous dans la potasse, passe au travers du

papier, et l'oxide de cuivre reste dessus. On lave ce métal jusqu'à ce que les dernières portions d'eau n'aient plus de saveur; on fait sécher ensuite l'oxide de cuivre à une chaleur douce : on le pèse. La quantité de cet oxide indique celle du métal, en retranchant de la somme d'oxide obtenu les 0,35 de la masse; car cent parties d'oxide de cuivre contiennent dans cet état 35 d'oxigène.

On verse ensuite dans la liqueur de l'acide sulfurique. Si on n'en ajoute pas en excès il se forme dans la liqueur un sulfate et un nitrate de potasse et il se précipite de l'oxide de zinc; mais comme il est très-difficile de n'en mettre que juste, il vaut mieux en mettre un excès qui dissout l'oxide de zinc; en jetant ensuite du carbonate de potasse, l'acide carbonique se porte sur le zinc, forme du carbonate de zinc qui se précipite, il reste dans la liqueur du sulfate de potasse et du nitrate de potasse; on filtre et on réduit le carbonate de zinc en le faisant calciner dans un creuset : on a par ce moyen séparé l'oxide de cuivre de l'oxide de zinc. On connoîtra la quantité de zinc métallique en retranchant les 0,31 de la somme d'oxide obtenue.

Ce que l'on nomme dans les arts, tombac jaune, similor, pinchebec, métal du prince Robert, or de Manheim, diffère suivant la proportion du mélange et des précautions qu'on a prises en fondant l'alliage; ordinairement il contient moins de zinc que le cuivre jaune, ou laiton.

On fait fondre dans un creuset douze parties de cuivre rouge, et on ajoute trois parties de zinc. On couvre aussitôt le mélange avec du charbon en poudre, pour empêcher l'oxidation du zinc; on obtient par ce moyen, un tombac d'une très-belle couleur d'or.

Si l'on fond une partie de cuivre jaune et deux de cui-

vre rouge, on obtient un métal fort ductile, d'une très-belle couleur d'or.

On peut encore avec 75 parties de cuivre et 24 de zinc faire un alliage d'une belle couleur d'or; ces proportions sont ordinairement celles que l'on doit suivre pour avoir le *similor*.

En ajoutant de l'oxide d'arsenic, on obtient un métal presque blanc, aigre, cassant, le grain ferme, fin et très-serré. Les proportions sont de six parties de cuivre rouge, quatre de zinc, cinq d'oxide d'arsenic, et autant de potasse.

L'étain, en s'unissant au cuivre, lui donne beaucoup de roideur, de dureté et d'aigreur, et le rend en même temps infiniment sonore. C'est ce mélange du cuivre et de l'étain qui forme le métal des cloches, celui des canons et des statues d'airain.

On fait cet alliage dans différentes proportions, et on ajoute, suivant l'usage auquel est destiné ce métal, ou du zinc, ou de l'antimoine, et quelquefois tous les deux en même temps.

On met quatre parties de limaille de cuivre dans un creuset, on fait rougir et l'on ajoute l'étain, on bouche exactement. On peut aussi mettre le tout ensemble et luter le couvercle du creuset. On chauffe fortement dans un fourneau de reverbère. On trouve un culot d'alliage, qui se laisse attaquer à la lime, d'une couleur jaunâtre; sa cassure est grise et grenue.

Huit parties de cuivre rouge et une d'étain forment un métal blanc jaunâtre, qui a peu de ductilité.

Seize parties de cuivre rouge contre une d'étain forment un métal plus ductile que le précédent, et dont

la couleur approche davantage de celle du cuivre rouge.

Huit parties de cuivre rouge et deux d'étain forment un métal fort aigre et cassant, ayant le grain compact, fin et serré. La couleur du cuivre est considérablement changée.

En général, lorsque l'alliage est très-blanc, on le nomme métal de cloches. Lorsqu'il contient plus de cuivre, il est jaune, et porte le nom d'airain ou de bronze.

On connoît plusieurs procédés pour analyser le métal de cloches :

1°. Par l'acide nitrique ; — On verse de l'acide nitrique à 36 degrés qui précipite l'oxide d'étain, et dissout l'oxide de cuivre, on filtre, et il passe dans la liqueur du nitrate de cuivre; il reste sur le filtre l'oxide d'étain qu'on a soin de laver à grande eau : on verse ensuite dans la liqueur de la potasse caustique qui précipite l'oxide de cuivre :

La quantité de l'oxide indique celle du métal connoissant la proportion d'oxigène dans les oxides :

2°. En ajoutant de l'oxide de manganèse pour oxider l'étain ; procédé du C. *Pelletier* ;

3°. D'après le procédé du C. *Fourcroy*, qui a proposé d'employer une portion du métal de cloches calciné ;

4°. En jetant quinze parties d'oxide de cuivre sur cent de métal de cloches en fusion, l'étain lui enlève l'oxigène, et monte oxidé à la surface ; on le retire : la portion de cuivre oxidé se réduit et se mêle à l'autre.

L'étamage du cuivre consiste à appliquer une couche d'étain à la surface de ce métal, et à l'y faire adhérer.

On emploie divers moyens pour disposer les pièces à recevoir l'étamage.

Les uns raclent jusqu'au vif le cuivre qu'ils veulent étamer.

Les autres le recurent avec de la lie-de-vin, un peu d'acide nitrique très foible, et du sable.

Quand les pièces sont bien décapées, on y applique l'étain de deux manières.

On fait fondre de l'étain, on recouvre la surface de poix-résine, et on trempe dedans les pièces qu'on veut étamer; mais pour que le cuivre prenne mieux l'étamage, on le plonge auparavant dans une dissolution de muriate d'ammoniaque, et on le fait sécher avant de le plonger dans l'étain fondu.

La seconde manière d'étamer est de chauffer le cuivre sur des charbons. On met dans l'intérieur de la pièce une certaine quantité d'étain; on le fait fondre, on jette une pincée de muriate d'ammoniaque en poudre, et on le frotte avec une poignée d'étoupe : on fait parcourir l'étain fondu qu'on frotte de même dans les endroits imprégnés du sel.

L'effet du muriate d'ammoniaque est de nétoyer la surface du cuivre à étamer, et d'empêcher aussi l'oxidation de l'étain.

Le cuivre et le plomb s'unissent bien, mais ils ne donnent pas une combinaison solide, puisqu'on peut séparer ces deux métaux par une douce chaleur capable de fondre le plomb et point le cuivre.

On en a un exemple dans les pièces de liquidation.

Si l'on fait fondre dans un creuset deux parties de cuivre, et une demi-partie de fer, le fer entre en fusion, mais il reste dispersé dans le cuivre. Il n'y a donc pas une union parfaite.

L'action des acides sur le cuivre est très marquée ; les plus foibles même colorent ce métal en bleu ou en vert.

Pour que l'acide sulfurique attaque le cuivre, il faut qu'il soit très-concentré ; s'il ne l'étoit pas, son action seroit nulle. Dans cette dissolution, une partie de l'acide cède son oxigène au cuivre, tandis que l'autre portion dissout l'oxide qui s'est formé.

On verse sur de la limaille de cuivre trois ou quatre fois son poids d'acide sulfurique concentré. On place le matras sur un bain de sable, et on le fait chauffer, pour faire presque bouillir l'acide sulfurique. Il s'élève pendant cette dissolution du gaz acide sulfureux ; lorsque la dissolution est finie, on ajoute un peu d'eau, on filtre la liqueur, et on la fait évaporer jusqu'à 30 degrés aréomètre de *Mossy*. Les eaux mères peuvent être évaporées jusqu'à 34.

On obtient, par le refroidissement, des cristaux rhomboïdaux alongés.

Le C. *Haüy* les a décrits ainsi : sa forme primitive est un parallélipipède obliquangle, que l'on peut considérer comme un prisme oblique dont les pans sont inclinés entr'eux, d'une part de cent vingt deg. une min., et de l'autre de cinquante-cinq degrés cinquante-neuf min., dont la base fait avec l'un de ces pans un angle de cent neuf deg. vingt-une min., et avec le pan opposé une de soixante-dix deg. trente-neuf min.

On peut encore faire le sulfate de cuivre directement en mettant dans un matras 50 parties de limaille de cuivre, avec 10 parties d'acide nitrique ; lorsque l'effervescence est passée, on ajoute 50 parties d'acide sulfurique. Dans cette opération le cuivre s'oxide aux dépens de l'acide

nitrique, l'acide sulfurique s'empare de cet oxide pour former un sulfate. On peut, s'il est nécessaire, ajouter un peu d'eau ; on fait ensuite évaporer et cristalliser.

Dans les arts, on le nomme *vitriol bleu*, *vitriol de Chypre*, *vitriol de Vénus*, *et vitriol de cuivre*, on le prépare de deux manières : 1°. par la décomposition des pyrites ; 2°. en prenant du soufre et des lames de cuivre, pour en former un sulfure.

On dissout ensuite ce sulfure, et on l'expose à l'air. Le soufre, en absorbant de l'oxigène, passe à l'état d'acide sulfurique.

Ce sel a une belle couleur bleue, il a une saveur stiptique très-forte ; c'est un poison très-violent, et auquel il est difficile de remédier.

Exposé au feu, il perd d'abord son eau de cristallisation, et devient d'un blanc bleuâtre.

Si l'on fait cette expérience dans une cornue, on obtient de l'acide sulfurique, mais il faut un feu assez fort et longtemps continué ; il reste dans la cornue un oxide de cuivre qui contient moins d'oxigène que quand il est uni à l'acide sulfurique, puisque sur la fin de l'opération, il donne du gaz oxigène.

Le résidu de cette décomposition par le feu, est un oxide noirâtre contenant 25 parties d'oxigène sur 100 parties de métal.

M. *Proust* à qui est due cette remarque, donne pour les composans du sulfate de cuivre, les proportions suivantes : oxide noir de cuivre, 32 ; acide sulfurique, 33 ; eau, 35.

Si l'on expose à l'air des cristaux très-purs de sulfate de cuivre, ils perdent de leur transparence, une partie

de l'eau de la cristallisation s'évapore, ils se recouvrent d'une poussière bleue blanchâtre.

Lorsque le sulfate de cuivre a une couleur verdâtre, cela n'est dû qu'à un peu de fer.

La magnésie et la chaux décomposent le sulfate de cuivre; le précipité formé par ces deux substances, est d'un blanc bleuâtre; si on le sèche à l'air, il devient vert, en absorbant l'acide carbonique.

On obtient un précipité semblable avec les alcalis.

Quand on ne verse qu'une petite quantité de potasse caustique en liqueur dans la dissolution de sulfate de cuivre, le précipité verdâtre que l'on obtient et qui nage dans une solution de sulfate cuivreux, puisque ce sel n'est pas alors entiérement décomposé, est une espèce particulière de sulfate de cuivre, que M. *Proust* dit être au *minimum* d'acide.

Si on le traite avec de la potasse pure, elle le réduit à 68 d'oxide noir. Suivant ce chimiste, ce sulfate contient: oxide noir, 68 parties; acide sulfurique, 18; eau, 14.

M. *Proust* a vu aussi qu'en décomposant particllement le sulfate de cuivre par la potasse, employée avec excès, tout l'acide du sel est enlevé par cet alcali, et il se dépose un oxide bleu, qu'il regarde comme un composé particulier d'oxide noir, du seul oxide de cuivre qu'il connoisse avec de l'eau; il le nomme *hidrate de cuivre.*

Si l'on chauffe le précipité obtenu par la potasse avec de la potasse caustique, le précipité perd sa couleur, et en prend une autre brune; dans cette opération, le cuivre perd une portion de son oxigène, car le précipité brun contient moins d'oxigène que le bleu. On ne sait pas, par exemple, si cette perte d'oxigène se combine avec l'alcali.

On peut connoître les proportions des principes constituans du sulfate de cuivre en le décomposant par les alcalis.

La soude et l'ammoniaque produisent le même effet que la potasse; mais si l'on met de ce dernier en excès, l'ammoniaque a la propriété de redissoudre le précipité et de donner une couleur bleue.

Les hidro-sulfures décomposent aussi ce sel, ainsi que les prussiates.

Plusieurs métaux ont aussi cette propriété.

Si l'on plonge une lame de fer, de zinc, d'étain dans une dissolution de ce sel, le cuivre se précipite.

Le sulfate de cuivre est aussi décomposé par l'arsenite de potasse; le produit est d'une belle couleur verte, appelée *vert de Schèele*, et que ce chimiste a proposée pour la peinture. C'est un véritable *arsenite de cuivre.*

On fait fondre, à l'aide du calorique, suivant le chimiste Suédois, une livre et demie de sulfate de cuivre dans seize pintes d'eau; on verse peu à peu cette dissolution chaude dans une autre dissolution également chaude d'une livre et demie de potasse, et de dix onces d'acide arsenieux dans cinq pintes d'eau; on remue continuellement avec un tube de verre, et on laisse reposer le mélange; il se produit un précipité; on décante la liqueur, on jette sur le résidu quelques litres d'eau chaude, et on remue bien, on décante de nouveau la liqueur, on la lave deux fois avec de l'eau chaude, de la même manière; on jette le tout sur un filtre, et on laisse sécher. On obtient une belle couleur verte.

Cette couleur n'est point altérable à l'air.

Dans cette expérience, on forme un *arsenite de cuivre.*

Si, au lieu d'arsenite de potasse, on se sert d'arseniate, on a un précipité d'une aussi belle couleur; c'est alors un *arseniate de cuivre.*

Le sulfate de cuivre décompose quelques sulfates alcalins, terreux et métalliques; il s'y unit en sels triples.

Il se décompose lui-même en décomposant les nitrates et les muriates; il en dégage, par l'action du calorique, les acides nitrique et muriatique.

Le C. *Gillet-Laumont* a obtenu d'un mélange de sulfate de cuivre et de muriate d'ammoniaque, à partie égale, une dissolution d'un jaune vif lorsqu'elle est chaude, d'un beau vert d'émeraude lorsqu'elle est froide, et qui donne d'abord des cristaux en prismes obliques, à base rhombe, puis des cristaux bleus en octaèdres surbaissés.

Cette liqueur et la dissolution des cristaux octaèdres donnent une encre jaune, paroissant à la chaleur, disparoissant au froid, et mieux encore à l'humidité.

L'auteur a remarqué que ces dissolutions ne doivent cette propriété qu'au muriate de cuivre, qui, employé seul, produit le même effet.

En comparant cette encre avec celle que donne le muriate de cobalt, on voit que toutes ces encres ne doivent la propriété qu'elles ont de disparoître qu'aux muriate métallique, qui attire puissamment l'humidité des corps environnans.

L'encre jaune, produite par le muriate de cuivre et les dissolutions qui en contiennent, bien différente de celles qui d'abord invisibles restent fixes après avoir paru, donne par sa couleur une variété très-distincte de celle de cobalt, laquelle est d'un vert céladon; elle forme, avec cette dernière, des teintes variées en vert d'émeraude.

On peut les faire paroître à volonté, à l'aide de la chaleur, et disparoître très-promptement en les mettant quelques secondes dans un cahier de papier légérement humide ; mais il est nécessaire d'apporter beaucoup de soin pour que l'expérience réussisse complétement, et il ne faut pas excéder un certain degré de chaleur, passé lequel, le papier étant brûlé, les traits ne peuvent plus disparoître.

Les C. *Fourcroy* et *Vauquelin* ont fait voir que l'acide sulfureux n'attaque pas le cuivre, mais l'oxide de ce métal s'y unit promptement.

Ces chimistes ont indiqué qu'on pouvoit faire cette combinaison en versant une dissolution de sulfite de soude dans une dissolution de sulfate de cuivre ; il se forme, à l'instant du mélange, *un précipité d'un jaune citron*, et il se dépose ensuite de petits cristaux d'un blanc verdâtre, qui se foncent en couleur par le contact de l'air : après ce dépôt, le liquide évaporé donne du sulfate de soude.

L'acide nitrique dissout bien le cuivre, même à froid.

On doit faire cette dissolution dans un matras suffisamment grand. On met une partie de limaille de cuivre dans un matras ; on verse dessus deux parties d'acide nitrique concentré. Après l'action de l'acide, on chauffe légérement.

Quand l'acide nitrique est saturé, il ne se dégage plus de gaz nitreux. L'acide est en partie décomposé, il se forme un nitrate de cuivre.

Lorsque la dissolution est faite, elle a une belle couleur bleue, et il se précipite un peu d'oxide du métal en poudre brune, ou en noir à sa surface ; on filtre ensuite

la liqueur, et, en l'évaporant avec précaution, on obtient des cristaux sous la forme d'aiguilles alongées; quelquefois ce sont des prismes hexaèdres, ou tétraèdres.

Ce nitrate a une belle couleur bleue.

Sa saveur est âcre et caustique.

Il est fusible à 25 ou 30 degrés, thermomètre de *Réaumur*.

Exposé au feu, il détonne et se décompose; dans les vaisseaux clos, il donne d'abord son eau de cristallisation, ensuite du gaz nitreux, enfin, de l'acide nitrique, et quelquefois, sur la fin, il se dégage un peu de gaz oxigène. Il reste dans la cornue un oxide brun de cuivre.

Ce sel est très-déliquescent; cette propriété le fait différer essentiellement du sulfate.

Sa causticité et sa propriété vénéneuse sont aussi beaucoup plus grandes.

Ce sel est très-dissoluble dans l'eau froide ou chaude.

Les terres et les alcalis précipitent en général la dissolution du nitrate de cuivre en un oxide blanc bleuâtre, qui devient vert à l'air.

En Angleterre, pour ne pas perdre le nitrate de cuivre qu'on obtient dans les monnoies, en précipitant l'argent du nitrate, par le moyen du cuivre, on en forme ce qu'on appelle *terre bleue*, *cendre bleue*, laquelle est employée pour la peinture des papiers.

On ajoute à une dissolution de cuivre dans l'acide nitrique, de la chaux en poudre, ou délitée par l'eau, afin de l'avoir en poudre très-fine; on agite le mélange pour faciliter la décomposition du nitrate de cuivre; il faut avoir soin de mettre un petit excès de nitrate de cuivre, afin que toute la chaux soit absorbée, et afin que le pré-

cipité, qui a lieu dans l'instant même du mélange, soit un pur précipité du cuivre : on laisse déposer ce précipité; on décante la liqueur qui le surnage (qui est du nitrate de chaux); on le lave à plusieurs reprises; on met alors le tout sur un linge, pour qu'il puisse s'égoutter.

C'est avec ce précipité, qui est d'une couleur d'un vert tendre, que l'on prépare les cendres bleues.

Pour cet effet, on en prend une certaine quantité, on la met sur une pierre à broyer, ou dans un grand mortier; on ajoute ensuite un peu de chaux vive en poudre : le mélange prend, par la trituration, et dans l'instant, une couleur bleue très-vive. La quantité de chaux que l'on emploie est de sept à dix pour cent du précipité.

Si le précipité est trop sec, on ajoute une très-petite quantité d'eau, afin que le mélange forme une espèce de pâte un peu liquide et facile à broyer.

On fait ensuite sécher le tout.

Cette substance est soluble en totalité dans les acides, avec effervescence, et il se dégage du gaz acide carbonique; ce qui prouve qu'elle en absorbe une très-grande quantité dans sa formation.

Pelletier, à qui l'on doit ce procédé, regarde les cendres bleues comme un composé de carbonate de chaux et de carbonate de cuivre.

La belle cendre bleue d'Angleterre lui a donné par l'analyse : 50 de cuivre, 30 d'acide carbonique, 10 d'oxigène, 7 de chaux et 4 d'eau.

Le nitrate de cuivre présente les mêmes phénomènes que le sulfate quand on le combine avec les alcalis; mais, en général, les précipités ont une couleur bleue plus belle.

L'ammoniaque redissout le précipité, et il en résulte un sel triple, nitro-ammoniaco de cuivre.

Les hidro-sulfures et les prussiates produisent les mêmes phénomènes qu'avec le sulfate de cuivre.

L'acide sulfurique décompose aussi le nitrate de cuivre, mais il faut qu'il soit très-concentré.

La plupart des sels et plusieurs métaux décomposent aussi le nitrate de cuivre.

Higgins a observé un phénomène produit par l'étain sur le nitrate de cuivre.

Si l'on met des cristaux un peu humides de nitrate de cuivre dans une feuille d'étain qu'on contourne en petit vase, il attire l'humidité de l'air; sa portion humide attaque l'étain, et se colore en brun par la précipitation de l'oxide de cuivre; il se produit de la chaleur; il se dégage une vapeur nitreuse abondante; la matière finit par s'enflammer avec explosion; et si la feuille d'étain est très-mince, elle se déchire par l'espèce de déflagration qui a lieu dans cette expérience. Cet effet tient à l'attraction de l'étain pour l'oxigène, et à l'énergie avec laquelle il l'absorbe, soit à l'acide, soit à l'oxide.

Nous devons à M. *Proust* des notions plus exactes et plus précises sur les composés cuivreux.

1°. Ce chimiste n'admet qu'un degré d'oxidation constant dans le cuivre brûlé, soit par l'air, soit par les acides, ou tout autre moyen; 2°. cet oxide contient, suivant lui, 0,20 d'oxigène.

Voici les principaux faits de son travail adressé à l'Institut.

En distillant une dissolution nitrique de cuivre, on obtient de l'eau et l'acide excédant. Le sel épaissi s'at-

tache à la cornue en croûte verte, lamelleuse, indissoluble, dont l'eau bouillante en grande quantité n'enlève rien de sensible par l'hidrogène sulfuré. Chauffé fortement, ce nitrate de cuivre, au *minimum* d'acide, perd ce dernier, et se réduit à 0,67 d'oxide noir. La potasse lui enlève également à chaud son oxide, et l'amène à l'état d'oxide noir : il contient 0,67 de cet oxide, 0,16 d'acide et 0,17 d'eau. Le nitrate avec excès d'acide ne contient, au contraire, que 0,27 d'oxide noir. Cent parties de cuivre traitées par l'acide nitrique, et réduites à l'état d'oxide par l'action du feu, laissent 125 parties de cet oxide : ce qui fait dire à M. *Proust* que le cuivre n'est pas plus brûlé par l'acide nitrique que par d'autres moyens. Le nitrate de cuivre, au *maximum* d'acide, donne, avec une petite quantité de potasse, un précipité qui passe du bleu au vert, et qui n'est que le nitrate au *minimum*, ou avec excès d'oxide. Si, au contraire, on jette le premier sel cuivreux dans de la potasse bien délayée et suffisamment abondante pour prédominer, on a un précipité volumineux, d'un beau bleu, sur la nature duquel M. *Proust* a surtout insisté.

Après avoir fait observer que l'on obtient un précipité semblable de tous les sels cuivreux jetés dans une lessive de potasse caustique qui leur enlève tout leur acide, il le nomme *hidrate* de cuivre, et cherche à prouver, par des expériences, que c'est une combinaison d'oxide à 0,20 d'oxigène et d'eau. Voici les faits qui l'ont conduit à ce résultat et à cette dénomination.

Ce composé, d'un bleu assez beau, analogue à celui de la cendre bleue, n'est ni sec, ni vraiment pulvérulent ; il est consistant et légèrement gras comme le bleu de

Prusse. Etendu sur un papier et chauffé, il perd peu à peu son eau constituante, il se décolore, tourne au vert, et finit par se changer en oxide noir. Quoiqu'inaltérable dans son état de sécheresse, il s'obscurcit, se décompose lentement sous l'eau, perd de son volume, et devient oxide noir : la lumière du soleil accélère cette décomposition. Cent parties de ce composé distillées donnent 24 parties d'eau, et en laissent 75 d'oxide : ces 24 parties d'eau, jetées sur l'oxide au sortir de la cornue, le mouillent sans le faire repasser à l'état bleu primitif. Il est dissoluble dans tous les acides sans effervescence; il devient sel au *minimum* d'acide dans les dissolutions des sels cuivreux au *maximum*; il se dissout dans la potasse caustique et dans le carbonate de potasse; il dégage l'ammoniaque du muriate ammoniacal humide, avec lequel on le broie : il se dissout facilement dans l'ammoniaque. Les cendres bleues ne sont que de l'hidrate de cuivre obtenu par la chaux : ce composé existe vraisemblablement dans les mines de ce métal. M. *Proust* conclut de toutes ces propriétés, que le précipité dont il est ici question, est un composé de l'oxide de cuivre avec de l'eau dépouillée de son calorique spécifique, comme elle l'est toutes les fois qu'elle s'élève, suivant la propre expression de l'auteur, de l'état de simple mélange à celui de combinaison.

Le C. *Fourcroy* a ajouté quelques réflexions importantes sur la théorie établie par M. *Proust*. Comme ces détails tiennent plutôt à la profondeur de la science qu'à la pratique, je renvoie à l'ouvrage de ce chimiste.

On ne peut obtenir la dissolution du cuivre dans l'acide muriatique, que lorsqu'il est concentré et bouil-

lant, il ne se dégage que très-peu de gaz hidrogène.

On peut encore obtenir le même phénomène en jetant de l'oxide de cuivre vert ou bleu dans l'acide muriatique même un peu étendu d'eau.

Cette dissolution se fait de la même manière que les précédentes; elle est d'une couleur verte, au lieu d'être bleue.

Si l'on fait évaporer la dissolution avec les précautions convenables, on obtient des cristaux prismatiques réguliers; mais, le plus souvent, ce sont des aiguilles très-petites et fort aiguës; ils sont d'un vert de pré, fort agréable: la saveur est caustique et très-astringente.

Il se fond à une chaleur douce, et il se congèle en masse en se refroidissant.

Evaporé, jusqu'à siccité, il prend une couleur brune, et si l'expérience est faite dans les vaisseaux clos, on peut obtenir de l'acide muriatique oxigéné; ce qui prouve que le cuivre, dans cet état, contient moins d'oxigène.

Ce sel attire l'humidité de l'air.

Les réactifs alcalins employés pour le sulfate et le nitrate, produisent les mêmes phénomènes.

La chaux forme avec lui une belle cendre bleue.

Les acides sulfurique et nitrique ne le décomposent pas; mais les dissolutions nitriques de mercure et d'argent le décomposent, et sont elles-mêmes décomposées dans l'instant du mélange.

Nous devons encore à M. *Proust* quelques expériences sur ce sel.

Après avoir purifié et cristallisé le sel par l'alcool, il l'a décomposé par la potasse et le nitrate d'argent: la première lui a indiqué la proportion d'oxide; le second,

celle de l'acide muriatique. Il y a trouvé 40 parties d'oxide noir de cuivre, 24 d'acide et 36 d'eau. On peut, suivant lui, distiller ce sel à sec sans lui faire éprouver d'altération ; mais, en forçant le feu, une partie de son acide passe en acide muriatique oxigéné ; le cuivre est ramené de 0,23 d'oxidation à 0,17, et forme un muriate blanc particulier. Le muriate de cuivre, traité avec un peu de potasse, donne un précipité vert de muriate au *minimum* d'acide ; si cet alcali prédomine, on obtient l'oxide bleu que M. *Proust* nomme *hidrate* de cuivre. Ce métal, traité par l'acide nitro-muriatique, fournit spontanément, en poudre verte, un muriate au *maximum* d'acide qui contient, suivant ce chimiste, 79 parties d'oxide noir, 12 $\frac{1}{2}$ d'acide muriatique 8 $\frac{1}{2}$ d'eau.

L'acide muriatique oxigéné oxide le cuivre, le dissout sans effervescence, mais on ne connoît point de muriate sur-oxigéné de cuivre.

L'acide phosphorique concentré et bouillant, a une foible action sur le cuivre ; il faut pour l'obtenir, décomposer les sulfate, nitrate ou muriate de cuivre.

L'acide boracique n'attaque pas le cuivre, mais, si on le lui présente à l'état d'oxide, il y a combinaison.

On sait seulement que cet acide dissout un peu d'oxide de cuivre.

L'acide arsenique n'a d'action que sur l'oxide de ce métal.

On n'a point encore assez examiné la nature de tous ces sels.

Le C. *Bournon* a reconnu l'existence d'arseniates de cuivre, *voyez Journal des mines*, n°. 61.

Première espèce ; *Arseniate de cuivre en octaèdre obtus.*

Deuxième; *Arseniate de cuivre en lames hexaèdres à bords inclinés.*

Troisième; *Arseniate de cuivre en octaèdre aigu, il y a cinq variétés.*

Quatrième; *Arseniate de cuivre prismatique trièdre.*

Il y a longtemps que l'arseniate de cuivre s'est montré pour la première fois en Cornouailles, soit dans la mine de Carrarach, paroisse de Gwennap, soit dans celle de Tincroft, paroisse d'Allogan. Sa gangue étoit quartzeuse, ainsi qu'elle l'est dans presque toutes les mines de cuivre de ce comté, qui existent dans une roche granitique atterrée, dont la plus grande partie du feld-spath est passée à l'état argilleux, connu sous le nom de *kaolin*. Elle y étoit accompagnée de mine de cuivre vitreuse grise, souvent en masses assez considérables, de beaucoup d'oxide noir de cuivre et de divers oxides de fer.

Cet arseniate qui s'étoit montré alors avec fort peu de profusion, avoit cessé d'exister dans ces mines, lorsque celle de *Huel Gorlan*, nouvellement mise en exploitation, est venue enchérir de nouveau la minéralogie de cette rare substance. La gangue y est de même un quartz.

On ne peut obtenir de combinaison avec l'acide carbonique qu'en présentant ce métal à l'état d'oxide; c'est ce qu'on nomme carbonate de cuivre, ou *malachite*.

En général tous les carbonates métalliques se font en décomposant une dissolution de métal, par un carbonate alcalin. Ils sont tous insolubles dans l'eau; deux seulement sont solubles dans l'acide carbonique, celui de cuivre et de plomb.

Pour faire le carbonate de cuivre, on fait une dissolution de sulfate de cuivre, on filtre, on y verse une dissolution filtrée de carbonate de potasse, le carbonate de cuivre se précipite en bleu, mais il passe bientôt au vert et même au gris.

Si l'on chauffe ce carbonate dans un appareil pneumato-chimique, on le décompose; il passe du gaz acide carbonique, et il reste dans la cornue un oxide brun de cuivre, si l'on a employé sur la fin une chaleur assez forte.

La plupart des sels ci-dessus, sont solubles dans l'alcool, surtout le nitrate et le muriate de cuivre.

Si l'on fait brûler l'acool, sa flamme est verte.

Le muriate d'ammoniaque, est décomposé par le cuivre.

Pour obtenir cette décomposition à l'appareil pneumato-chimique, on prend deux parties de limaille de cuivre, sur une de muriate d'ammoniaque très-pur; on obtient de l'ammoniaque très-caustique, presque toujours colorée en bleu.

On mêle ensemble huit parties de muriate d'ammoniaque réduit en poudre, avec environ un 64e. de son poids d'oxide de cuivre. On fait sublimer ce mélange dans deux terrines placées l'une sur l'autre, on lute les jointures avec des bandes de papier enduites de colle de farine. On place cet appareil dans un fourneau : on procède à la sublimation. Tout le muriate d'ammoniaque se volatilise sans être décomposé, et il entraîne un peu d'oxide de cuivre, qui lui donne une couleur bleuâtre. Cette préparation se nommoit dans les pharmacies *æs Veneris, fleurs de sel ammoniac cuivreuses.*

Une autre préparation pharmaceutique nommée *eau céleste*, s'obtient en mettant dans une bassine trente-deux parties d'eau de chaux; on y fait dissoudre une ou deux parties de muriate d'ammoniaque; on laisse séjourner ce mélange à froid dans le vaisseau, pendant huit à dix heures, ou jusqu'à ce que la liqueur soit devenue suffisamment bleue: on la filtre ensuite.

Dans cette expérience, il se forme du muriate calcaire et du cuivrate d'ammoniaque.

Si l'on fait évaporer ce cuivrate, on peut l'obtenir cristallisé.

Il n'est pas fulminant, comme l'orate d'ammoniaque; mais il est aussi soluble.

Si on le distille, on obtient de l'eau, du gaz azote et de l'oxide de cuivre.

Le cuivre paroît decomposer le sulfate d'alumine; mais on n'a pas encore assez examiné le résultat de cette expérience.

Le nitrate de potasse oxide le cuivre, à cet effet on fait fondre dans un creuset du nitrate de potasse; lorsqu'il est fondu, on y projette de la limaille de cuivre: il se fait chaque fois une légère déflagration; lorsqu'elle est passée, on remet une nouvelle dose de ce métal, et on continue jusqu'à ce qu'on ait employé moitié du poids du sel. On chauffe ensuite fortement le creuset l'espace de dix minutes: on ôte le creuset du feu, on le laisse refroidir.

Le résidu est un oxide d'un gris un peu brun, mêlé avec la potasse.

On le lave; l'eau s'empare de l'alcali qui retient un peu de cuivre, et l'oxide de ce métal reste pur.

Cet oxide s'emploie dans la peinture en émail.

Si on le fait fondre dans un creuset, il se convertit en verre d'un brun foncé et opaque.

Tout le monde connoît les usages du cuivre; on en fait une multitude d'instrumens et d'ustensiles : quelques-unes de ces combinaisons sont usitées dans les arts et peu en médecine.

CHAPITRE XX.

De l'Argent.

L'ARGENT pur est un métal blanc, sans saveur ni odeur, sonore.

L'argent est très-ductile et tenace.

Suivant le C. *Guyton*, sa pesanteur est de 10,474; sa dureté l'a fait placer entre le fer et l'or.

On le bat en lames aussi minces que le papier, et on le réduit en fils plus fins que les cheveux.

Le C. *Haüy* distingue cinq espèces de mines d'argent;

Première; *Argent natif, neuf variétés.*

Le Pérou et le Mexique sont les parties de l'Amérique méridionale où la nature a répandu l'argent natif avec le plus d'abondance. Il existe aussi en Europe plusieurs mines du même métal, parmi lesquelles on distingue celle de Kousbekg, en Norwége, et celles de Freyberg, de Furstemberg et de Johann-Geogenstadt, en Allemagne. On a trouvé, en France, de l'argent natif à Allemont et à Sainte-Marie aux-Mines.

Deuxième; *Argent antimonial, quatre variétés.*

On le trouve à Cassala, près de Guadalcanal, en Espagne; à Vittichenet à Wolfach, dans la principauté de Furstemberg; à Andreasberg, au Hartz. Ses gangues sont la barite sulfatée et la chaux carbonatée.

Il y a aussi de l'argent antimonial arsenifère et ferrifère.

Troisième; *Argent sulfuré, quatre variétés.*

Cette mine se trouve à Freyberg en Saxe; à Joachimsthal en Bohême; à Schemnitz en Hongrie; à Kousbekg, en Norwège; à la Valenciana, au Mexique.

Quatrième; *Argent antimonié sulfuré, argent rouge, quinze variétés.*

Les mines les plus célèbres d'argent antimonié sulfuré, sont celles de Freyberg, en Saxe; d'Andreasberg au Hartz; de Schemnitz en Hongrie; de Joachimsthal, en Bohême; de Sainte-Marie-aux-Mines, en France; et de Guadalcanal en Espagne.

Il y a aussi l'argent noir, l'argent minéralisé par le soufre, l'arsenic et le fer.

Cinquième; *Argent muriaté, muriate d'argent, deux variétés.*

Cette mine existe à Johann-Georgenstadt et à Freyberg en Saxe; à Guadalcanal, en Espagne; au Pérou, au Mexique, en Amérique, à Sainte-Marie-aux-Mines, en France. On en a trouvé en Sibérie, qui servoit de support à l'or natif.

La seule manière d'avoir de l'argent pur, beaucoup plus pur que celui de coupelle, est celui qu'on retire du muriate d'argent. *Voyez muriate d'argent.*

L'argent rougit presqu'à blanc, avant d'entrer en fusion; s'il éprouve un violent coup de feu, il se volatilise.

Si on le laisse refroidir lentement, il est susceptible de prendre une forme régulière. *Tillet* et *Mongez* ont obtenu des pyramides quadrilataires, quelquefois isolées comme celles qui se trouvent au bord du creuset où on a fondu ce métal.

L'argent s'oxide avec la plus grande difficulté, par l'action combinée de la chaleur et de l'air; mais en le mettant en contact avec l'étincelle électrique, cette oxidation se fait plus promptement.

L'air paroît n'avoir aucune action sur ce métal; cependant à la longue sa surface se ternit.

Il n'y a point d'union entre l'azote, l'hidrogène, le carbone et l'oxide de carbone; mais l'hidrogène et l'oxide de carbone décomposent ses oxides.

Pour opérer la combinaison du phosphore avec l'argent, on fait un mélange d'une partie de verre phosphorique, d'une demi-partie d'argent en limailles, et on y ajoute moitié du poids de l'argent de charbon en poudre. On introduit le tout dans un creuset que l'on place dans un fourneau de fusion, où on lui donne demi-heure de feu.

Lorsque la fusion est parfaite, l'argent paroît au fond du creuset en bain, et il s'en dégage de petits jets de phosphore : on retire aussitôt le creuset, et on le porte à l'air, afin de le refroidir plus promptement.

Le métal cesse bientôt d'être fluide, et il sort du culot formé quelques jets de phosphore.

L'argent augmente de poids, perd de sa ductilité; il paroît grenu et cristallisé, et se brise sous le marteau.

Exposé sur une coupelle dans une moufle ardente, le phosphore se dissipe et l'argent reste très-pur.

L'argent se combine facilement au soufre; pour obtenir cette combinaison, on stratifie dans un creuset des lames d'argent avec du soufre sublimé, en commençant la première couche avec du soufre, et finissant la dernière de même. On couvre le creuset, on le place entre des charbons ardens, et on le fait rougir promptement: l'argent et le soufre se combinent; il en résulte une masse d'un noir violet, beaucoup plus fusible que l'argent, cassante et disposée en aiguilles: c'est ce qu'on nomme argent sulfuré, ou sulfure d'argent artificiel; et les Allemands, *Blanckmal*, à cause de sa ressemblance avec certaines mines d'argent qu'ils nomment ainsi.

On peut imiter certaines mines d'argent, en ajoutant un peu d'arsenic; la masse devient rougeâtre, et imite la mine d'argent rouge native. Le sulfure d'argent artificiel se décompose facilement par l'action du calorique: le soufre se volatilise et l'argent reste pur.

Le sulfure de potasse dissout l'argent par la voie sèche.

On fait fondre ensemble dans un creuset une partie d'argent, et trois ou quatre parties de sulfure de potasse; on agite le mélange, et lorsque la matière est bien fondue, on la coule sur une pierre unie et peu graissée.

On peut faire dissoudre la matière dans de l'eau, l'argent reste combiné avec le sulfure de potasse, et passe avec lui à travers le filtre.

Si l'on verse un acide dans cette dissolution, on obtient un précipité noir d'argent sulfuré.

On met dans une bouteille de l'hidro-sulfure de potasse liquide, on y ajoute des feuilles d'argent : bientôt elles prennent une couleur noire ; le soufre quitte l'alcali, pour s'unir au métal et le minéraliser.

Les matières combustibles ont une action plus ou moins marquée sur l'argent, le gaz hidrogène sulfuré, les vapeurs animales fétides, l'urine putréfiée, des œufs chauds, etc.

Dès qu'on met de l'argent en contact avec ces corps, il acquiert une couleur bleue ou violette, tirant sur le noir, et diminue beaucoup sa ductilité.

L'argent s'allie avec presque tous les métaux : avec l'arsenic on obtient un alliage aigre et cassant, jaunâtre en dehors, et gris obscur à l'intérieur ; en l'exposant au feu, l'arsenic se sublime, et l'argent reste pur.

On ignore les propriétés de cet alliage.

Cronstedt, qui a fait beaucoup d'expériences sur cet objet, dit que l'argent et le nickel ne se confondent point, mais se placent l'un à côté de l'autre.

Le cobalt ne s'allie que très-difficilement à l'argent.

Geller dit avoir fait fondre ensemble cent quatre-vingt-treize parties d'argent avec deux cent treize de bismuth. Il obtint un alliage très-fragile, d'une couleur moyenne, entre le bismuth et l'antimoine, et qui avoit plus de pesanteur spécifique que les métaux pesés avant leur alliage.

L'argent se fond avec l'antimoine ; on met cent vingt-une parties du premier, et deux cent cinquante-cinq de l'autre : on obtient un métal couleur d'antimoine, et très-fragile.

L'argent décompose le sulfure d'antimoine, une partie de l'argent s'unit au soufre, tandis qu'une autre se combine en même temps à l'antimoine : autrefois ce dernier

étoit appelé dans les pharmacies, *régule d'antimoine lunaire.*

L'argent s'unit au mercure avec beaucoup de facilité.

On met dans un mortier de marbre une partie de feuilles d'argent, et sept de mercure; on triture ces matières avec un pilon de verre : il résulte une amalgame d'une consistance peu solide.

On peut encore employer de l'argent en limaille très-fine; dans ce cas, on le triture dans un mortier chaud, avec le mercure.

Cette amalgame est susceptible de prendre une forme régulière par la fusion, et le refroidissement lent. Le mercure prend une sorte de fixité dans cette combinaison; car il faut, pour le séparer de l'argent, un degré de chaleur plus considérable que celui qui est nécessaire pour le volatiliser seul.

Quand on veut unir l'argent au zinc, on fait fondre ensemble cent trente-huit parties d'argent, et deux cent trente-une parties de zinc.

On obtient un alliage fragile, rempli de grains à sa surface.

Avec l'étain on obtient un alliage fragile, s'applatissant peu sous le marteau. En général, on connoît peu les propriétés de cet alliage, on sait seulement que la plus petite quantité d'étain ôte à l'argent toute sa ductilité.

Le plomb allié à l'argent, le rend très-fusible, et lui ôte son élasticité et sa qualité sonore.

On s'en sert avec avantage pour séparer les métaux de leurs alliages, par une opération qu'on nomme *coupellation.*

La coupellation est une opération qui a pour objet la

détermination exacte de la quantité d'or ou d'argent, alliés ensemble ou à d'autres métaux.

Pour y procéder, on prend une masse quelconque du métal allié, dont on veut connoître le titre : autrefois, cette quantité étoit de trente-six grains, qu'on appeloit *semelle*; mais, aujourd'hui, on l'a réduite à un gramme, qui est l'unité des poids du nouveau système, et qui représente 18,841 grains.

Les substances qu'on emploie à la séparation des métaux étrangers alliés à l'or et à l'argent, sont le plomb et le bismuth; cependant, ce dernier a quelques inconvéniens qui l'ont fait abandonner.

Pour mieux concevoir les effets de ces métaux dans la coupellation, il faut d'abord savoir que le plomb, surtout, est un métal très-fusible, facile à oxider, dont l'oxide, par sa propriété fondante, vitrifiable, et pénétrante à travers tous les corps, favorise l'oxigénation et la vitrification du cuivre, métal le plus communément uni à l'or et à l'argent.

Ce n'est pas assez de savoir qu'il faut du plomb pour enlever le cuivre à l'or et à l'argent, il est nécessaire de déterminer, au moins d'une manière approchée, la quantité la plus convenable de ce métal; car elle doit augmenter dans une certaine raison avec le cuivre. Ce moyen est donné par l'habitude et le tâtonnement; c'est ordinairement par la couleur, la pesanteur, le son et l'élasticité, et surtout par le changement de couleur, que le métal prend par la chaleur rouge, que l'on juge à peu près de son titre, et que l'on établit la dose de plomb à employer; la résistance qu'il oppose à la lime, et la couleur que prend la surface limée, sont encore des indices

bons à consulter, et celui qui a de l'exercice dans ce genre de travail, ne se trompe pas d'une grande quantité.

Si le métal allié (de l'argent par exemple) contient un vingtième ou 0,05 de cuivre, il faudra employer quatre fois et demie autant de plomb que de métal allié ; mais s'il en contient 0,20, il faudra en mettre au moins onze parties. La quantité de plomb doit, comme il est fusible, augmenter comme le métal étranger ; de-là il suit que quelquefois il arrive qu'on est obligé de n'opérer que sur le demi-gramme, lorsque l'argent est tellement chargé de cuivre, qu'il exige quinze ou seize parties de plomb, par exemple, à moins qu'on n'emploie dans cette circonstance des coupelles deux à trois fois plus grandes que pour l'argent, qui ne contient qu'un vingtième de cuivre ; car les coupelles ne peuvent guère absorber plus de parties égales à leur poids d'oxide de plomb ; et alors le surplus resteroit à la surface de l'eau, ce qui seroit un inconvénient.

Lors donc que la quantité de plomb, nécessaire pour la coupellation de l'espèce d'argent dont on veut connoître le titre, a été approximée par les moyens indiqués plus haut, on place sa coupelle dans la moufle du fourneau ; on charge ce dernier, et quand on juge que la chaleur est suffisamment élevée, ce qui a lieu ordinairement au bout d'une heure, et ce qu'on reconnoît au rouge légérement blanc des coupelles, on y met son plomb. Dès qu'il est découvert, et que sa surface est bien brillante, on y place avec soin, à l'aide d'une pincette, l'argent enveloppé dans un cornet de papier : si le plomb est suffisamment chaud, l'argent se fond promptement, la matière se découvre et s'éclaircit ; l'on voit se former des points

plus lumineux que le reste de la matière, se promener sur la surface, et tomber vers la partie inférieure ; une fumée s'élève et serpente dans l'intérieur de la moufle. A mesure que la coupellation avance, la matière s'arrondit davantage, les points brillans deviennent plus grands, et sont agités d'un mouvement plus rapide.

Il est toujours utile que l'essai soit plus chaud au commencement de l'opération, surtout s'il est à un titre bas ; mais il est dangereux que la chaleur soit trop élevée sur la fin, parce qu'une portion de l'argent se volatiliseroit, et le bouton de retour courroit risque de rocher : ce sont deux causes puissantes de déperdition qu'il faut éviter avec soin, lorsqu'il s'agit de prononcer d'une manière rigoureuse sur la quantité de fin que contient le lingot, ou tout autre ouvrage allié. Il faut donc, lorsque les deux tiers environ de l'essai sont passés, rapprocher la coupelle sur le devant du fourneau, de sorte qu'il n'ait justement que la chaleur nécessaire pour bien présenter tous les signes de l'éclair : on appelle ainsi, ou encore, *fulguration ; coruscation*, le mouvement rapide dont est agité le bouton lorsque les dernières portions de plomb s'évaporent, et qu'il présente, sur la surface, des rubans colorés de toutes les nuances de l'iris. On reconnoît que l'essai est bien passé, lorsque le bouton de retour est bien arrondi, qu'il est blanc clair et cristallisé en dessus et en dessous, enfin qu'il se détache facilement de la coupelle lorsqu'il est froid.

Cependant, comme il est très-difficile, à moins qu'on n'ait une très-grande habitude, de saisir ce degré de chaleur convenable pour l'essai de tel ou tel argent, il est toujours sage d'en faire deux essais, qu'on a soin de pla-

cer aux deux côtés de la moufle, afin que les causes de déperdition qui pourroient agir sur l'un n'influent pas sur l'autre, et que l'on puisse conséquemment avoir une garantie de la justesse de l'opération; si les deux boutons sont égaux, ou s'ils ne diffèrent que d'un millième, par exemple, on peut regarder l'opération comme ayant été bien faite; mais, s'il y avoit plusieurs millièmes, il faudroit la recommencer jusqu'à ce qu'on fût parvenu à cette précision indispensable, et s'il s'agit surtout de prononcer sur le titre d'une grande masse d'argent, et d'en garantir le titre par l'application d'un paraphe.

Il n'est pas nécessaire d'avertir qu'il faut peser, avec beaucoup d'exactitude, l'argent que l'on soumet à l'essai, car la moindre négligence pourroit apporter plusieurs millièmes en plus ou en moins, ce qui deviendroit d'une conséquence assez considérable sur de grandes quantités de matière : il n'est pas moins important de ne pas employer dans la pesée de trop petits fragmens de matière, parce qu'ils peuvent s'échapper sans qu'on s'en aperçoive en les enveloppant dans le papier, ou lorsqu'on place le cornet dans la coupelle, par le courant d'air et le pétillement qui a lieu quelquefois lorsque le papier s'enflamme.

La pureté du plomb n'est pas une chose dont la considération doive être négligée; on conçoit, en effet, que s'il contenoit des quantités notables d'argent, comme cela arrive souvent, il apporteroit à la matière une quantité de fin qui n'y existoit pas. Une remarque qu'il ne faut jamais perdre de vue, c'est qu'en général, lorsque l'argent est à un bas titre, il a besoin d'une chaleur plus forte, dans le commencement surtout, que l'argent fin;

celui-ci, au contraire, exige tout au plus une partie et demie de plomb, et demande, en même temps, moins de chaleur vers la fin de la coupellation principalement.

Tels sont les principes et les applications que l'on doit faire pour exécuter, avec précision, l'opération de la coupellation de l'argent.

On n'a point encore examiné avec soin l'alliage du fer avec l'argent. *Walérius* prétend que si on allie à parties égales, l'argent avec le fer, l'alliage a presque la même couleur que l'argent; il est plus dur, plus roide, assez ductile et attirable à l'aimant.

L'argent s'allie au cuivre dans toutes proportions.

Le cuivre, uni à l'argent jusqu'à parties égales, n'en altère pas bien sensiblement la couleur.

Le cuivre donne beaucoup de corps, de roideur et d'élasticité à l'argent, en diminuant considérablement sa ductilité.

C'est le cuivre qu'on choisit pour allier l'argent destiné à faire la vaisselle et les monnoies : sans cet alliage, l'argent n'auroit pas assez de dureté pour résister aux différens usages.

L'argent est moins altérable et dissoluble par les acides que la plupart des métaux précédens.

Si l'acide sulfurique n'est pas concentré et bouillant, il attaque peu l'argent. Dans ce cas, l'acide se décompose, il y a dégagement de gaz acide sulfureux; l'argent est alors réduit en une matière blanche sur laquelle il faut verser de nouvel acide, si on veut l'avoir en dissolution.

En faisant évaporer la dissolution d'argent par l'acide sulfurique, on obtient un sel avec excès d'acide, sous forme de petites aiguilles, très-âcre et très-caustique.

Ce sulfate se fond au feu, s'y décompose; il se dégage de l'acide sulfureux, ensuite l'oxigène et l'argent restent purs.

Si l'on verse dans une dissolution de ce sel, de la potasse ou tout autre alcali, on a un précipité que l'on peut réduire sans addition dans les vaisseaux fermés.

Il est aussi décomposable par le fer, le cuivre, le zinc, le mercure, etc.

Les hidro-sulfures précipitent l'argent de sa dissolution sulfurique en un beau noir.

L'acide muriatique, ainsi que tous les muriates ont aussi la propriété de décomposer ce sel.

Point d'action de la part de l'acide sulfureux sur l'argent, il n'agit que sur son oxide.

On ne peut guère déterminer la proportion d'acide nécessaire pour dissoudre l'argent, cela dépend de son degré de concentration. Quelquefois il ne faut qu'une partie et demie, d'autres fois deux parties contre une d'argent.

Quand on veut avoir une dissolution nitrique d'argent très-claire, très-pure, il faut se servir d'argent de coupelle, ou mieux de l'argent obtenu par réduction du muriate d'argent; sans cette précaution, l'acide nitrique se colore en bleu ou en vert, ce qui indique qu'il contient du cuivre.

Il est encore essentiel de connoître la pureté de l'acide nitrique, car s'il contient de l'acide sulfurique ou muriatique, il se forme un précipité blanc plus ou moins abondant.

Pour faire cette dissolution, il faut se servir d'un matras d'une grande capacité, car l'action de l'acide nitrique sur l'argent est très-vive; il se dégage beaucoup de gaz nitreux, même sans le secours du calorique.

Lorsque la dissolution est très-chargée, elle dépose des cristaux minces, brillans, semblables à l'acide boracique, que l'on nomme *cristaux de lune*, *nitre lunaire*.

Si l'on n'obtient pas de cristaux par refroidissement, on fait évaporer la dissolution dans une capsule de verre au bain de sable; elle fournit alors des cristaux plats qui sont ou hexagones, ou triangulaires, ou carrés, et qui paroissent formés d'un grand nombre de petites aiguilles posées les unes à côté des autres.

Il a une saveur acide, il est si caustique qu'il tache l'épiderme en noir, et le corrode entièrement.

Ce nitrate est promptement altéré par la lumière, et noirci par les vapeurs combustibles.

Si l'on met du nitrate d'argent sur des charbons, il fuse et détonne; l'acide nitrique se dégage, et il reste une lame très-mince, appliquée sur les charbons.

Si l'on frotte cette lame avec un couteau, l'argent se revivifie, et reprend son brillant métallique.

Si l'on fait cette décomposition dans une cornue, à l'appareil pneumato-chimique, on obtient d'abord de l'acide nitrique, ensuite du gaz oxigène, et l'argent reste à l'état métallique.

Pour obtenir le nitrate d'argent fondu, ou *pierre infernale des pharmacies*, on peut se servir d'une dissolution nitrique d'argent au lieu de nitrate cristallisé.

A cet effet, on fait évaporer jusqu'à siccité une dissolution d'argent par l'acide nitrique : alors on met cette matière dans un creuset d'argent ou de platine que l'on place sur un feu de charbon très-doux.

Elle commence par se boursoufler en se liquéfiant, c'est l'eau de cristallisation qui s'évapore, ensuite elle bouil-

lonne. Lorsque tous ces phénomènes cessent, la matière reste dans une fonte tranquille, on la coule dans une lingotière pour lui donner la forme de petits cylindres.

La pierre infernale a une couleur grise, blanchâtre, surtout si on ne l'a pas tenue trop longtemps sur le feu.

Si on la chauffe trop, elle est brune, ou bien elle se décompose, et l'on trouve un culot d'argent dans le creuset.

Si l'on casse des cylindres de pierre infernale, on observe qu'ils sont formés d'aiguilles qui partent en rayons du centre à la circonférence.

Le C. *Fourcroy* dit, qu'en distillant ce nitrate dans un appareil pneumato-chimique, on obtient du gaz nitreux et du gaz oxigène mêlé d'un peu de gaz azote, et que l'on trouve l'argent entièrement réduit dans le matras. Le verre prend l'opacité de l'émail et se colore en un beau brun couleur de marron.

Le nitrate d'argent très-pur et bien cristallisé, n'attire pas l'humidité de l'air.

Ce sel est très-soluble dans l'eau; deux parties d'eau en dissolvent une; l'eau bouillante en dissout presque son poids.

Les matières terreuses et alcalines ont la propriété de décomposer le nitrate d'argent; l'ammoniaque n'y occasionne que très-peu de précipité, qu'il redissout même quand on en ajoute en excès: il se produit, dans ce cas, un sel triple ammoniaco d'argent.

Cette action donne naissance à une préparation très-singulière, appelée *argent fulminant*, ou *oxide d'argent ammoniacal.*

Pour l'obtenir, on prend de l'argent à douze deniers, on le dissout dans de l'acide nitrique très-pur, on le précipite ensuite par la chaux à l'état d'oxide; on filtre et on

laisse sécher le précipité pendant trois jours à l'air ou au soleil, sur un papier gris, qui absorbe toute l'eau et le nitrate calcaire.

On verse ensuite sur cet oxide desséché de l'ammoniaque bien pure: il se produit un pétillement semblable à celui de l'extinction de la chaux vive dans l'eau; l'ammoniaque ne dissout qu'une partie de ce précipité: en laissant reposer le mélange pendant dix à douze heures, il se forme à sa surface une pellicule brillante qu'on redissout avec de nouvelle ammoniaque, et qui ne paroît pas si l'on met beaucoup de cet alcali dès la première fois: on décante la liqueur; et l'on dépose sans secousse le précipité noir qui en occupe le fond, sur de petits morceaux de papier gris, ou on le distribue de manière à ce qu'il soit peu abondant sur chacun. Ce précipité encore humide fulmine avec violence, quand on le frappe avec un corps dur; s'il est sec, il suffit de le toucher ou de le frotter légérement pour le faire fulminer.

La liqueur décantée de dessus ce précipité, chauffée dans une cornue de verre, fait effervescence, donne du gaz azote, et se remplit bientôt de petits cristaux opaques, brillans, comme métalliques, qui fulminent quand on les touche, quoique couverts de liqueur, et qui, d'après l'observation du C. *Fourcroy*, brisent même souvent les vaisseaux avec violence.

Il faut prendre les plus grandes précautions pour la préparation de cet oxide, car il détonne avec une facilité extrême.

Cette détonnation est due à la décomposition de l'ammoniaque et de l'oxide, car l'hidrogène de l'ammoniaque se combine avec l'oxigène de l'oxide, et l'azote se dégage. C'est à *Berthollet* à qui on doit cette expérience.

Plusieurs acides décomposent le nitrate d'argent ; si l'on met dans un verre de la dissolution d'argent par l'acide nitrique, on verse goutte à goutte de l'acide sulfurique : il se fait sur le champ un précipité blanc pulvérulent, c'est un sulfate d'argent.

On produit la même décomposition en employant un sulfate quelconque. Dans ce cas, il y a deux décompositions et deux nouvelles combinaisons. L'acide nitrique séparé de l'argent, s'unit avec la base des sels sulfuriques.

L'acide muriatique et ses combinaisons présentent les mêmes phénomènes.

Si l'on verse un hidro-sulfure dans une dissolution de nitrate d'argent, l'argent est précipité en noir.

La plupart des matières métalliques sont susceptibles de décomposer la dissolution nitrique d'argent. La séparation de ce métal par le mercure, à cause du phénomène qu'il présente, a été appelée *arbre de Diane*.

On connoît plusieurs procédés.

Lémery a prescrit une partie d'argent fin dissous dans de l'acide nitrique foible ; on étend ensuite cette dissolution avec environ vingt parties d'eau distillée, et on y ajoute deux parties de mercure.

Homberg a conseillé de faire une amalgame à froid de quatre parties d'argent en feuilles avec deux parties de mercure; de dissoudre ensuite cette amalgame dans une suffisante quantité d'acide nitrique, et de délayer la dissolution dans 32 fois le poids des métaux d'eau distillée.

Si l'on met dans cette liqueur une petite boule d'une amalgame d'argent molle, la précipitation de l'argent a lieu presque sur le champ.

Baumé a décrit un procédé qui réussit plus sûrement.

On mêle ensemble six parties de dissolution d'argent, quatre de dissolution de mercure, toutes deux faites par l'acide nitrique et parfaitement saturées. On leur ajoute un peu d'eau distillée, on met ce mélange dans un vase conique, dans lequel on a mis auparavant six parties d'une amalgame faite avec sept parties de mercure, et une partie d'argent.

Au bout de quelques heures, il se fait à la surface de la petite masse d'amalgame, une végétation en forme de buisson.

Le mercure contenu dans la dissolution, attire celui de l'amalgame, l'argent contenu dans cette dernière, agit aussi sur celui qui est tenu en dissolution, et il résulte de ces attractions une précipitation plus prompte de l'argent. Le mercure qui fait partie de l'amalgame étant plus abondant qu'il ne seroit nécessaire pour précipiter l'argent de la dissolution, produit encore un troisième effet, c'est qu'il attire l'argent par l'affinité et la tendance qu'il a à se combiner avec ce métal.

L'argent précipité par le cuivre, est une opération qu'on pratique le plus souvent dans les atteliers monétaires et dans ceux des orfévres.

On met dans un vase de verre de la dissolution d'argent. On l'affoiblit avec son poids égal d'eau distillée: on plonge dans cette dissolution des lames de cuivre; l'argent se sépare sur le champ en flocons d'un gris blanchâtre. On lave ce précipité à plusieurs eaux: on le fond dans un creuset, et on le passe avec du plomb à la coupelle, pour en séparer une portion de cuivre qui s'y trouve presque toujours uni.

L'argent que fournit cette opération est ordinairement le plus pur.

Si l'on verse dans une dissolution de nitrate d'argent de l'arseniate de potasse, l'argent se précipite en s'unissant à l'acide arsenique, et prend une couleur rougeâtre qui imite la mine d'argent rouge.

Lorsque la dissolution d'argent n'est pas parfaitement saturée, il n'y a pas de précipité.

L'acide muriatique n'a aucune action sur l'argent à l'état de métal; *mais il dissout son oxide.*

Pour se procurer le muriate d'argent, on décompose le nitrate par l'acide muriatique, ou par le muriate de soude.

Le précipité très-abondant qui se forme sur le champ, est le muriate.

Si l'on verse de l'acide muriatique oxigéné sur des feuilles d'argent, l'argent s'oxide aux dépens de l'oxigène de l'acide muriatique oxigéné. L'oxide formé se dissout ensuite dans l'acide muriatique.

Le seul contact de la lumière le fait brunir.

Exposé sur un feu doux dans une fiole, il se fond en une substance grise demi-transparente, assez semblable à de la corne; c'est pour cela qu'on l'a appelé *lune cornée.*

Ce muriate se sublime en partie, et si on le chauffe fortement dans un creuset, il devient extrêmement fondant; il filtre comme à travers un réseau ou canevas, et se perd dans le feu. On trouve dans ce cas un peu d'argent réduit et disséminé en globules dans la portion de muriate fondu qui reste encore.

Si, lorsqu'il est fondu, on le coule sur un porphyre, il se fige en une matière friable, et comme cristallisée en belles aiguilles.

Ce sel est peu dissoluble dans l'eau.

Pour décomposer le muriate d'argent, on mêle ensemble une partie de muriate d'argent et quatre de carbonate de potasse ou de soude ; on met ce mélange dans un creuset de platine, et on le fait entrer en fusion. Lorsque le mélange est bien fondu, on le laisse refroidir, on le casse, et on sépare l'argent du muriate formé. Quand on fait la fonte promptement, tout le muriate est bien décomposé.

Ce procédé donne l'argent le plus pur.

Margraf a donné un procédé que l'on ne suit plus maintenant, parce qu'il est long et coûteux.

Si l'on verse dans une dissolution de muriate d'argent de l'ammoniaque caustique et liquide, cet alcali dissout le muriate. Cette dissolution très-claire et sans couleur éprouve un changement très-remarquable lorsqu'on la laisse exposée à l'air. A mesure que l'ammoniaque s'en exhale dans l'atmosphère, il se forme à sa surface une pellicule qui prend une couleur bleuâtre ou irisée très-brillante ; c'est du muriate d'argent contenant un peu de métal réduit.

On ne connoît pas bien l'action des autres acides sur l'argent ; il en est cependant plusieurs qui le dissolvent à l'état d'oxide ; tels que les acides phosphorique, fluorique et carbonique. Pour combiner l'acide boracique à l'oxide d'argent, on verse sur sa dissolution nitrique une dissolution d'un borate dissoluble quelconque. Le borate d'argent se précipite en poudre blanche très-lourde et indissoluble.

L'acide tungstique enlève l'oxide d'argent au nitrate de ce métal. On n'a point encore examiné les propriétés de ce sel ; il en est de même avec l'acide molybdique.

L'acide chrômique s'unit à l'oxide d'argent. Si l'on verse du chrômate de potasse dans la dissolution nitrique d'argent, il se produit un précipité pulvérulent, du plus beau rouge de carmin, qui devient pourpre par son exposition à la lumière. Chauffé au chalumeau, il se fond avant que le charbon qui le supporte ne s'enflamme; il prend un aspect noirâtre et métallique. Pulvérisé dans cet état, il est encore pourpre; mais dès qu'on le chauffe avec la flamme bleue de la bougie dirigée par le chalumeau, le sel prend une couleur verte, et l'argent s'en sépare en globules disséminés dans la masse. L'acide chrômique décomposé par l'hidrogène de la flamme bleue, repasse à l'état d'oxide vert, et l'oxide d'argent est réduit.

Le nitrate de potasse n'altère pas l'argent; mais si l'argent est allié avec un autre métal, ce sel fuse et détonne avec la matière métallique étrangère, et la réduit à l'état d'oxide.

On se sert de ce moyen pour séparer le cuivre, le plomb, etc., qui peuvent être unis à l'argent.

Les usages de l'argent sont trop multipliés pour entrer dans des détails sur cet objet.

CHAPITRE XXI.

De l'Or.

L'OR est, après le platine, le plus pesant des métaux; son poids augmente par l'écrouissage.

L'or n'est pas très-élastique, ni très-dur; mais il est extrêmement ductile : on peut l'avoir sous la forme de lames, de fils, de feuilles, de limailles.

Il n'a ni saveur, ni odeur ; il est d'une couleur jaune brillante ; il est bon conducteur du fluide électrique.

L'or est presque toujours dans le sein de la terre à l'état métallique, tantôt sous formes pyramidales, quelquefois en lames disséminées dans une gangue : enfin, on le trouve encore en grains dans les pyrites.

Il est sous la forme de petites masses isolées de lames, de filets ou de grains, au Pérou, en Afrique, en France, en Allemagne. On le trouve aussi en parcelles renfermées dans une gangue pierreuse, presque toujours de quartz, quelquefois de jaspe, etc. Le Pérou, le Mexique, la Sibérie, la Hongrie, le Tyrol, la France, etc. l'offrent particulièrement dans cet état.

L'or fond un peu après qu'il est rouge. Le C. *Guyton* a déterminé sa fusion à 32 degrés du pyromètre de *Wedgwood.*

Si on laisse refroidir lentement de l'or fondu, il cristallise en pyramides quadrangulaires courtes.

L'or s'oxide très-difficilement ; il lui faut une plus grande chaleur, et un temps beaucoup plus long qu'aux autres substances métalliques.

En l'exposant entre deux cartes à une forte commotion électrique, on l'obtient à l'état d'oxide purpurin.

Exposé à l'air, mis en contact avec l'eau, nul changement.

L'or ne contracte pas d'union avec l'azote, l'hidrogène, le carbone, l'oxide de carbone et le soufre.

Le phosphore se combine à l'or ; pour préparer l'or phosphoré, on fait un mélange d'une demi-partie d'or de départ en poudre, d'une partie de verre phosphorique, et d'environ un huitième de charbon ; on met le tout dans

un creuset, en recouvrant la matière d'un peu de poudre de charbon ; on donne ensuite un coup de feu assez fort pour faire entrer l'or en fusion : il se dégage pendant l'opération beaucoup de vapeurs de phosphore ; mais il en reste une petite quantité unie à l'or.

L'or se réunit au fond du creuset, et ne conserve point son état naturel ; il est plus blanc, se brise sous le marteau, et a une apparence cristalline.

Il faut avoir soin de ne pas continuer trop longtemps le feu, car on trouveroit l'or au fond du creuset sans aucune altération.

L'or et le soufre bien purs ne s'unissent pas ; mais si l'on ajoute du fer, l'union a lieu : ce qui explique la présence de l'or dans les pyrites.

On peut aussi, par le moyen du soufre, séparer de l'or les métaux qui peuvent lui être unis.

Si l'on a, par exemple, une petite quantité d'or unie à beaucoup d'argent, on fait fondre dans un creuset l'argent allié d'or ; on projette à sa surface du soufre en poudre : une partie du soufre se brûle ; mais la plus grande partie se combine avec l'argent.

Les sulfures alcalins dissolvent l'or ; on peut retirer l'or de cette dissolution, en exposant le résidu de l'évaporation au feu : l'or se fond, et occupe la partie inférieure du creuset, tandis que le sulfure reste au-dessus.

Pour faire cette opération, on fait fondre un mélange de parties égales de soufre et de potasse avec un huitième du poids total d'or en feuille. On coule cette matière sur un porphyre, on la pulvérise, on y verse de l'eau distillée chaude ; elle forme une dissolution d'un vert jaunâtre, qui contient un sulfure de potasse aurifère.

L'or s'allie très-bien avec la plupart des substances métalliques, et il donne différentes couleurs, selon les proportions de l'alliage.

L'arsenic s'unit à l'or. Quand on veut séparer l'arsenic, il faut un fort coup de feu; quelquefois même il faut y ajouter quelques matières inflammables pour enlever les dernières portions d'arsenic.

L'arsenic rend l'or aigre et cassant, et il en pâlit beaucoup la couleur : lorsqu'il se dissipe, il entraîne presque toujours un peu d'or avec lui.

Cronstedt a combiné l'or avec le nickel; il résulte une masse métallique, blanche, aigre et cassante. Il dit qu'on peut en séparer l'or par le moyen de l'acide nitrique.

On ne connoît pas les proportions que l'auteur a employées.

On ignore les moyens d'allier l'or au cobalt et au manganèse.

Le bismuth s'unit très-bien à l'or : ce métal rend l'or aigre et cassant.

L'antimoine allié d'un peu d'or, est moins cassant qu'il ne l'est ordinairement.

Lorsque l'or est en plus grande quantité, l'or est aigre et cassant.

Ces deux métaux peuvent être séparés facilement l'un de l'autre par l'action du calorique; l'antimoine se volatilise, et l'or reste fixe.

Si l'or est allié avec quelques autres substances métalliques, le sulfure d'antimoine a la propriété de séparer l'or.

On fait fondre ensemble de l'or avec deux parties de sulfure d'antimoine. Lorsque le mélange est en parfaite

fusion, on tire le creuset du feu, on le laisse refroidir; on trouve un sulfure formé, avec les métaux étrangers, à la partie supérieure, et l'antimoine au fond du creuset uni à l'or.

On sépare ensuite l'or d'avec l'antimoine, en le chauffant jusqu'au rouge blanc; l'antimoine se volatilise.

L'or a une très-grande affinité avec le mercure: ce dernier y adhère avec force et le blanchit sur le champ.

Pour faire cette amalgame, on met dans un mortier de marbre une partie d'or en feuilles et sept parties et demie de mercure; on triture ce mélange avec un pilon de verre jusqu'à ce que l'amalgame soit bien faite.

L'action du calorique peut séparer l'or du mercure; le mercure se volatilise.

On parvient à oxider facilement l'or, lorsque ce métal est uni au mercure.

On met du mercure avec un 48e. de son poids d'or, dans un matras à fond plat, dont on a tiré le col à la lampe d'émailleur. On chauffe ce mélange dans un bain de sable; les deux matières métalliques s'oxident: elles se changent en une poudre foncée.

Parties égales d'or et de zinc, fondues ensemble, donnent un métal extrêmement aigre, très-dur, et qui est très-propre à faire des miroirs de télescopes, par le brillant et le poli que prend ce métal.

Ce mélange est compacte dans sa cassure; son grain est très-fin et blanchâtre.

On peut séparer l'or allié de zinc par l'action du calorique; le zinc passe à l'état d'oxide: mais, comme il entraîne toujours un peu d'or avec lui, l'oxide de zinc est rougeâtre.

On peut encore mettre ce métal mixte dans de l'acide nitrique, qui dissout le zinc sans toucher à l'or.

L'étain et le plomb ont la propriété de rendre l'or aigre et cassant.

On peut unir par la fusion l'or au fer.

Parties égales d'or et de fer, ou d'acier, forment une masse grise, mais trois ou quatre parties de fer sur une d'or, forment un métal d'un blanc à peu près semblable à celui de l'argent.

Le mélange qui en résulte, est d'une dureté considérable.

Le cuivre s'allie très-bien à l'or, et lui donne plus de roideur et plus de fusibilité : ce mélange sert de soudure à l'or.

C'est avec ce métal qu'on allie l'or des bijoux, de la vaisselle et de la monnoie. Dans les arts, quand on fait ce mélange, on dit, allier l'or sur rouge.

L'or et l'argent s'unissent très-bien dans toutes proportions.

Ces métaux alliés paroissent perdre fort peu de leur ductilité; mais ils acquièrent de la roideur et de l'élasticité. Une vingtième partie d'argent rend l'or sensiblement pâle ; il n'en est pas de même de l'argent : ce métal peut être allié du quart et même du tiers de son poids d'or, sans qu'il change sensiblement de couleur.

Quoiqu'il faille faire subir à l'or l'opération de la coupellation, pour en connoître exactement le titre, cependant, si on se contentoit de le soumettre à la coupellation, simplement avec du plomb, comme l'argent, on ne parviendroit que difficilement, et avec beaucoup de peine, à en séparer les métaux étrangers qui y seroient

alliés, et en particulier le cuivre : car il adhère si fortement à l'or, qu'il ne lui est permis qu'avec une extrême difficulté de s'oxider et de se vitrifier avec l'oxide de plomb. Ainsi au lieu de mettre simplement l'or avec le plomb dans la coupelle, on y mêle de l'argent, dont la quantité doit varier suivant le titre présumé de l'or; titre que l'on apprécie, non seulement par les moyens indiqués à l'article de l'argent, mais encore par l'essai à la pierre de touche, en le comparant avec des alliages dont le titre est connu.

Lorsque l'or est fin, c'est-à-dire, qu'il contient par exemple, 997,998,999 parties de fin, sur 1000, la quantité d'argent à ajouter, doit être de 3 parties, et c'est ce qu'on appelle *inquartation*; mais s'il récèle 200,250,300 parties de cuivre, 2 parties d'argent fin suffisent : s'il est nécessaire que la quantité d'argent diminue en raison inverse de la pureté de l'or, le plomb au contraire doit s'élever dans la raison opposée; il est aisé de sentir en effet, que quand l'or est fin ou presque fin, le plomb est véritablement plus utile pour favoriser la fusion de l'or et de l'argent, que pour l'affinage de l'or : mais il n'en doit pas être de même, lorsque l'or contient beaucoup de cuivre; et si, par exemple, il est à 750 millièmes de fin, 24 fois son poids de plomb sont nécessaires à sa purification, et ainsi proportionnellement.

Quant à l'essai de l'or fin, comme il n'exige pas une si grande quantité de plomb, il peut être fait sur le gramme entier; mais celui de l'or bas, par la raison contraire, ne peut avoir lieu que sur un demi-gramme, à moins d'employer une coupelle deux fois plus grande.

L'essai de l'or a besoin d'une plus grande chaleur que

celui de l'argent ; mais heureusement il ne craint point cette épreuve, et il ne se sublime pas comme l'argent. Après donc avoir pesé l'or, avec les précautions requises, on l'enveloppe dans un cornet de papier, avec la quantité d'argent convenable, et on le place dans la coupelle où le plomb doit être bien découvert et bien chaud; alors, l'or et l'argent se fondent, et les phénomènes qui ont été décrits pour l'argent, ont également lieu ici. Les précautions que nous avons recommandées pour l'essai d'argent, ne sont pas nécessaires ici ; c'est-à-dire, qu'il est inutile, et quelquefois même nuisible, de rapprocher vers la fin la coupelle sur le devant de la moufle, et qu'on ne risque point en retirant le bouton encore rouge du fourneau, qu'il roche comme le bouton d'argent. Cependant, il est toujours prudent de le laisser un peu refroidir ; car, à la rigueur, il peut aussi végéter, et alors l'essai seroit manqué. Quand l'essai est bien passé, et qu'il est refroidi, on l'applatit sur l'enclume à petits coups de marteau, on le recuit, soit en le plaçant sur un charbon au feu de lampe, soit à travers les charbons allumés, soit enfin en le plaçant dans la moufle du fourneau de coupelle, en prenant garde qu'il ne fonde; on le passe ensuite au laminoir, pour lui donner la forme d'une lame d'un quart de ligne tout au plus d'épaisseur: on recuit une seconde fois cette lame métallique, et on la roule sur elle-même en forme de cornet.

Le *laminage* et le *recuit* sont deux opérations nécessaires au succès de l'essai, et qui exigent quelques précautions. 1°. La lame ne doit être ni trop mince, ni trop épaisse; dans le premier cas, on courroit risque que par le mouvement que lui communique l'eau forte, avec laquelle on la fait bouillir, elle ne se brisât : ce qui apporte-

roit des difficultés pour l'exactitude de l'opération. Dans le second cas, au contraire, il y auroit à craindre que l'épaisseur trop considérable de la lame, ne permît pas à l'eau forte de pénétrer jusqu'à son centre, et d'enlever jusqu'à la dernière molécule d'argent; 2°. le recuit de la lame, en même temps qu'il lui donne plus de liant, et facilite sa circonvolution autour d'elle-même, sans se briser, ni se gercer, ouvre les pores du métal, que la pression du laminoir avoit resserrés, et favorise par-là l'action de l'eau forte.

Ces dispositions ayant été prises, on met le cornet dans un petit matras en forme de poire, c'est-à-dire, dont le col va en diminuant insensiblement, depuis la panse jusqu'à l'extrémité; on verse par dessus de l'eau forte pure à 22 degrés, jusqu'à ce que le matras, qui contient ordinairement 3 onces, soit à moitié ou aux deux tiers plein: on le place ensuite sur les charbons allumés, couverts d'une légère couche de cendre, afin d'éviter que, par une chaleur trop brusque, le vase ne casse; depuis l'instant où la liqueur entre en ébullition, jusqu'à celui où l'opération doit être finie, 15 à 20 minutes sont nécessaires: cette opération s'appele *départ humide*. Pendant qu'elle a lieu, il se dégage une vapeur rouge qui est l'effet de la dissolution de l'argent par l'acide nitrique; le cornet change de couleur; il devient brunâtre, il perd de sa solidité et de sa consistance, ce qui est facile à concevoir. Lorsque l'eau forte a ainsi bouilli pendant vingt minutes sur l'or, on décante avec soin la dissolution, en prenant garde que le cornet ne tombe; on y remet à peu près le même volume que la première fois, d'eau forte à 32 degrés, pour enlever les dernières portions d'argent qui pourroient rester

encore dans l'or. On fait bouillir une seconde fois pendans 7 à 8 minutes, on décante cette nouvelle eau forte comme la première, et on remplit le matras d'eau distillée ou de rivière, bien pure.

On place alors un petit creuset à recuire sur l'ouverture du matras; et l'on renverse avec beaucoup de précaution ce matras, de bas en haut; par ce moyen, le cornet descend dans le creuset à travers l'eau qui supporte une partie de son poids et l'empêche de se briser: on élève ensuite un peu le matras, et on le retourne avec célérité et dextérité, de manière que l'eau n'ait pas le temps de tomber en assez grande quantité pour remplir le creuset et renverser par dessus les bords; on verse l'eau du creuset, en prenant garde de laisser échapper le creuset, ou quelques fragmens qui pourroient s'en détacher, et on fait recuire le cornet dans le creuset couvert, au milieu des charbons, ou sous la moufle du fourneau de coupelle.

Le cornet qui avoit, au sortir de l'eau forte, une couleur brune de cuivre oxidé, une fragilité très-grande, diminue de volume, devient ductile, et recouvre sa couleur et son éclat métallique par cette opération. La seule chose qui reste à faire alors pour conduire l'essai à sa fin, c'est de peser le cornet, pour déterminer le titre de la matière essayée par la diminution qu'il a éprouvée; quoique les essais d'or ne soient pas si sujets à perdre ni à gagner que les essais d'argent, néanmoins il est bon de les faire doubles; et lorsque les deux cornets sont parfaitement égaux, on peut être assuré que l'opération est bien faite; mais s'il y avoit entr'eux une différence sensible, il faudroit recommencer.

On n'a jusqu'ici parlé que de deux cas, les plus com-

muns à la vérité ; savoir, de l'alliage de l'argent avec le cuivre, et de l'alliage de l'or avec le même métal ; mais il en est encore deux autres qui méritent aussi quelques considérations ; l'un, c'est lorsque dans une grande quantité d'argent il ne se trouve qu'une très-petite quantité d'or ; c'est ce qu'on appelle du *doré*, et l'essai qu'on en fait se nomme *essai de doré* ; l'autre ; c'est que dans une grande quantité d'or il existe une petite portion d'argent qu'il faut déterminer. S'il n'y avoit que ces deux métaux alliés dans les cas que nous venons de citer, l'essai en seroit fort simple ; il suffiroit de faire dissoudre le premier dans l'eau forte pure, et d'ajouter de l'argent au deuxième, pour le coupeller ensuite avec le plomb ; mais, presque toujours, il y a en même temps avec eux une certaine quantité de cuivre, qu'il faut enlever par la coupellation : si c'est du doré, par exemple, que l'on ait à essayer, il ne sera pas nécessaire d'y ajouter de l'argent, puisque sa plus grande masse en est formée ; mais il faudra, après l'avoir déterminé par approximation, à l'aide des moyens exposés ci-dessus, y mettre la quantité de plomb convenable, et procéder à la coupellation comme pour les essais d'argent ordinaire ; mais quoiqu'ils contiennent de l'or, il faut bien se garder de donner aussi chaud que pour l'essai de ce métal, le seul qu'on ait alors en vue, tandis qu'ici il faut nécessairement connoître les quantités relatives dor et d'argent qui composent le lingot doré. Lorsque le bouton est passé avec toutes les conditions qui caractérisent un bon essai, on en fait le retour avec soin à la balance, et on prend note de son poids, lequel donne la quantité d'alliage qu'il contenoit ; on applatit ensuite le bouton sous le marteau, on le fait recuire, et on le met

dans un petit matras en poire à ouverture étroite ; on verse par dessus de l'eau forte pure, à vingt ou vingt-deux degrés, et on fait légérement bouillir jusqu'à ce qu'il ne reste qu'une poussière au fond de la liqueur ; alors on laisse reposer pendant quelque temps pour que les parties de l'or se rassemblent au fond ; on décante ensuite la liqueur claire avec beaucoup de précaution ; on remet une nouvelle dose d'eau forte plus concentrée que la première, et on le fait encore bouillir pendant quelques minutes ; après avoir laissé déposer la poussière d'or, on verse l'eau forte comme la première fois ; on remplit le matras d'eau pure ; on renverse l'ouverture du matras dans un petit creuset à recuire ; et, lorsque toutes les particules d'or sont descendues dans le creuset, ce qu'on accélère en frappant doucement sur le matras, on élève légérement ce vase, et on le retourne avec beaucoup d'attention, pour ne pas donner un trop grand mouvement à l'eau, et ne pas faire sortir l'or du creuset avec l'eau, qui indubitablement l'entraîneroit.

On laisse également reposer l'or au fond du creuset ; on agite même de quelques légers coups ce vaisseau, pour faciliter la précipitation de l'or, en le détachant de ses parois remplies d'aspérités qui le retiennent ; alors on décante l'eau très-doucement, et on fait recuire le métal comme il a été dit à l'article de l'*essai de l'or*.

La quantité d'or obtenue donne celle d'argent, puisqu'on connoissoit auparavant celle des deux métaux ; il suffisoit donc de la soustraire de la somme totale.

Le nombre de millièmes d'or trouvé dans le gramme soumis à l'essai, représente autant de grammes par kilogramme de la matière, et l'on trouvera la quantité qu'il

en auroit par marc, en multipliant les parties aliquotes de ce poids, c'est-à dire, les grains par le nombre de millièmes trouvés dans le gramme, et en divisant ensuite le produit par le gramme, qui, comme on sait, est formé de dix-huit grains et de huit cent quarante-un millièmes de grains. L'on a par ce moyen la quantité de millièmes contenus dans un marc, qu'il suffit ensuite de diviser par 53,07 pour les convertir en grains poids de marc, ou, si l'on veut, pour éviter les longues divisions, on prendra l'once au lieu du marc, et on multipliera ensuite le quotient obtenu par 8, ce qui revient au même.

Quant au cas où de l'or contiendroit de l'argent, dont on desireroit avoir le rapport, après l'avoir estimé à peu près par la pierre de touche, il faudroit y ajouter la dose d'argent capable de former l'inquartation, et le coupeller avec la quantité de plomb convenable, d'après l'indice acquis de la quantité d'alliage qu'il contient, peser le bouton de retour, et agir du reste comme pour l'essai de l'or ordinaire; il faut ici seulement défalquer, de la quantité d'argent trouvée par le poids de l'or, celle de l'argent que l'on y a mis.

Ceux qui desireroient avoir sur la coupellation de l'or et de l'argent des détails que je ne puis présenter ici, peuvent consulter un ouvrage du C. *Vauquelin*, intitulé : *Manuel de l'Essayeur*, in-4°.; chez Bernard.

Parmi les acides, il n'y a que l'acide nitrique, nitro-muriatique, muriatique oxigéné, et l'acide chrômo-muriatique, suivant le C. *Vauquelin*, qui aient quelqu'action sur l'or.

L'acide nitrique pur attaque foiblement l'or; mais celui qui est chargé de gaz nitreux, a la propriété, sui-

vant le C. *Déyeux*, de dissoudre une petite quantité d'or. Voyez *acide nitreux*.

L'acide muriatique oxigéné dissout très-bien l'or.

Mais le vrai dissolvant de l'or est l'acide nitro-muriatique, *eau régale*. Dans sa dissolution, il se dégage d'abord du gaz nitreux; l'or s'empare d'abord de l'oxigène de l'acide nitrique; ensuite cet oxide d'or est dissout par l'acide muriatique.

Si l'on fait rapprocher cette dissolution, on obtient un muriate d'or qui cristallise quelquefois en prisme, et d'autres fois en octaèdre.

Exposé au feu, le muriate d'or se volatilise en partie; et si l'on fait cette opération dans une cornue, le reste de l'or est sous une forme poreuse. C'est un puissant caustique; il attire l'humidité de l'air.

Le phosphore, le gaz hidrogène, le soufre qui brûle, et l'acide sulfureux décomposent la dissolution muriatique d'or.

La dissolution d'or est décomposée par la chaux et la magnésie; l'or se précipite sous la forme d'une poudre jaunâtre, qui acquiert à l'air une couleur plus foncée.

Les alcalis ont aussi la propriété de décomposer le muriate d'or; il se forme des sels triples; souvent on obtient un précipité très-lent, de couleur jaune. Si l'on met trop d'alcali, la liqueur prend une légère couleur purpurine, et le précipité se forme très-difficilement.

On peut dissoudre facilement le précipité obtenu par les alcalis dans les acides sulfurique, nitrique et muriatique purs.

Si l'on verse dans une dissolution d'or de la *liqueur des cailloux*, potasse silicée, l'or est précipité en jaune

pâle; mais, en le chauffant, il devient d'un assez beau pourpre.

Avec l'ammoniaque, une partie de cet alcali s'unit avec l'acide muriatique, et l'autre se combine avec l'oxide d'or, pour former l'*oxide d'or ammoniacal*, ou *or fulminant*.

Pour le préparer, on étend une dissolution nitro-muriatique d'or de trois ou quatre fois son poids d'eau distillée; on y verse de l'ammoniaque caustique peu à peu, et jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité, en ayant soin de ne point en ajouter plus qu'il n'en faut, car l'excédant dissout facilement l'oxide suspendu dans la liqueur. On le lave avec soin, et on le fait sécher sur des papiers à l'air; puis on le renferme dans des vaisseaux bouchés de linge ou recouverts de simple papier.

On obtient également ce précipité fulminant en décomposant une dissolution de l'or faite par l'acide mixte composé d'acide nitrique et de muriate d'ammoniaque par un alcali fixe, parce que celui-ci commence par séparer l'ammoniaque qui se porte sur le muriate d'or.

Si l'on met sur une lame de couteau une très-petite quantité d'or fulminant, et qu'on le fasse chauffer légérement, il s'enflamme et produit une explosion violente.

L'oxigène de l'oxide d'or s'empare de l'hidrogène et forme de l'eau qui, portée subitement à l'état de vapeur, fait l'explosion; le gaz azote se dégage, et l'or reste pur; on le trouve incrusté sur la lame du couteau, sur lequel on fait l'expérience.

Berthollet a prouvé qu'en chauffant ce sel dans des tubes de métal, on obtenoit du gaz azote, quelques gouttes d'eau, et que l'or étoit réduit à l'état métallique.

J'ajouterai une observation de *Brugnatelli* sur l'or fulminant.

Ce chimiste fut conduit par ses expériences sur la détonnation que produit par le choc le mélange d'oxide de mercure et de phosphore, à tenter la même expérience sur l'oxide d'or. A cet effet, il précipita du nitro-muriate de ce métal, au moyen du carbonate de potasse, et il frappa le précipité séché avec un peu de phosphore. La détonnation fut très-forte. Il répéta la même expérience avec du précipité obtenu au moyen du carbonate de soude, et l'effet fut le même.

Le papier qui avoit servi à séparer le précipité, fut séché et tenu sur des charbons allumés. L'oxide dont il étoit imprégné, détonna avec un bruit sourd; le papier prit une couleur pourpre foncée, et fut percé de trous en plusieurs endroits.

Pour ôter à ce sel la fulmination, le C. *Darcet* mit tremper de l'or fulminant dans de l'huile, et il poussa le mélange au feu dans un creuset.

L'or fulminant est dissoluble dans un excès d'alcali.

L'or est précipité de ses dissolutions par tous les corps qui ont plus d'affinité avec l'oxigène qu'il n'en a lui-même.

Avec l'acide sulfureux, on forme de l'acide sulfurique, et l'or se précipite.

C'est à peu près par le même moyen qu'on prépare dans les manufactures de porcelaine, le *précipité pourpre de Cassius.*

A cet effet, on précipite l'or de sa dissolution nitro-muriatique par une dissolution de muriate d'étain récent, il se fait un précipité pourpre.

Les expériences de *Pelletier* ont prouvé pourquoi la

précipitation de l'or n'a pas lieu avec le muriate d'étain oxigéné.

On obtient aussi un précipité de *Cassius* en mettant une lame d'étain dans une dissolution d'or; l'étain, comme dans l'expérience précédente, enlève l'oxigène à la dissolution.

De même l'alcool, l'acétite de cuivre, et le sulfate de fer vert ne précipitent la dissolution d'or, que parce que ces substances sont susceptibles de s'unir à une plus grande quantité d'oxigène, et qu'elles s'emparent de celui qui étoit uni à l'or, et à la faveur duquel il étoit tenu en dissolution.

Le sulfate sur-oxigéné de fer n'a pas la même propriété; d'après l'explication ci-dessus, on doit en sentir la raison.

Plusieurs substances métalliques ont la propriété de séparer l'or de sa dissolution.

Le plomb et l'argent le précipitent en un pourpre sale et foncé.

Le cuivre et le fer le séparent avec son brillant métallique.

L'éther est encore un moyen de retirer l'or de sa dissolution nitro-muriatique; c'est ainsi que le général *Lamotte* préparoit ses *gouttes*.

La dissolution d'or appliquée sur les os, l'ivoire, les plumes, et sur les matières végétales, telles que le linge, etc. y laisse une tache d'un rouge pourpre qui ne s'efface point; sur la peau, la dissolution laisse de même des taches pourpres qui durent plusieurs jours : elles deviennent ensuite brunes, presque noires.

Quand on veut préparer l'or en chiffons, on plonge de vieux linges fins et très-propres dans une dissolution d'or,

et lorsqu'ils en sont bien imbibés, on les fait sécher et brûler dans un creuset. Il reste une cendre de couleur pourpre foncée.

On se sert de cette poudre, appliquée au bout d'un bouchon de liége, pour dorer des pièces délicates de cuivre et d'argent.

L'or est employé à un grand nombre d'usages; on l'applique à la surface des corps, qu'il défend des impressions de l'air; cet art constitue en général les dorures.

CHAPITRE XXII.

Du Platine.

Le platine, *platina*, petit argent, or blanc, ne se trouve que dans deux endroits, à Santafé et au bailliage de Choco au Pérou, et à Saint-Domingue, d'après le C. *Girould.*

Le minérai de platine est en grains, il y en a où il y a du mercure, tellement que par inclinaison, le mercure y fait la queue. Le minérai gros grain est le plus précieux.

Le C. *Guyton* en a vu la gangue, il a même publié qu'il avoit trouvé des grains adhérens à du feld-spath, ce qui fait présumer que le platine a été détaché par un ravin, et roule en forme de sable aurifère.

Suivant M. *Proust* (*Voyez* son mémoire, traduit par le C. *Diberrart*, *Annales de Chimie*, tome 58), les corps qui se trouvent ordinairement mêlés au platine, sont des sables pierreux et métalliques, de la pyrite, de l'or et du mercure. Les premiers sont de petits cristaux de roche, et des fragmens de la couleur des hyacinthes;

les seconds, des sables ferrugineux de deux espèces; les uns octaèdres, attirables à l'aimant (parmi lesquels il s'en trouve qui ne recouvrent cette propriété qu'après avoir été chauffés): les autres également noirs et anguleux, mais dont les arêtes et les angles sont détruits, de manière qu'il n'est pas possible d'en déterminer la figure; ce qui annonce qu'ils sont moins durs que les précédens. Ces derniers ne sont point attirables à l'aimant, même après avoir été chauffés, et présentent à l'analyse de nouvelles substances combinées avec le fer, phénomènes qui autorisent à les considérer dans leur union, comme une minéralisation d'un genre particulier.

On peut obtenir le platine en lames, en fils, et on le travaille comme l'or et l'argent.

Procédé du C. Jeanety *pour obtenir le platine en barre et malléable.*

« Il faut piler le platine à l'eau pour le débarrasser des » parties ferrugineuses et hétérogènes qui y sont mêlées; » ce préliminaire rempli, je prends trois marcs de pla- » tine, six marcs d'arsenic blanc en poudre, et deux » marcs de potasse raffinée; je mêle le tout; je mets au » feu un creuset du contenu de quarante marcs; et quand » mon fourneau et mon creuset sont bien chauds, je jette » dans mon creuset un tiers du mélange, et je donne une » bonne chaude, ensuite une seconde charge, et ainsi de » suite, ayant soin à chaque charge de mêler le tout avec » une baguette de platine : je donne alors un bon coup de » feu : et, après m'être assuré que le tout est bien liquide, » je retire mon creuset et je laisse refroidir. Après l'avoir

» cassé, je trouve un culot bien formé qui attire le bar-
» reau aimanté; je brise mon culot, je le fonds une se-
» conde fois de la même manière, et si cette seconde
» fonte ne l'a pas purifié du fer, je le fonds une troisième
» fois; mais, en général, deux fontes suffisent, et si je
» suis forcé d'en faire une troisième, je réunis deux culots
» pour épargner un creuset et du charbon.

» Cette première opération étant faite, je prends des
» creusets dont le fond est plat, d'une circonférence qui
» donne un culot d'environ trois pouces et un quart de
» diamètre; je fais bien rougir mon creuset, et je jette
» dans chaque, trois marcs de platine qui a été fondu par
» l'arsenic après l'avoir brisé, et auquel je joins son poids
» égal d'arsenic et un marc environ de potasse raffinée;
» je donne alors un bon coup de feu; et, après m'être
» assuré que le tout est bien liquide, je retire mon creuset
» du feu, et je le mets refroidir, observant de le placer
» horizontalement, pour que mon culot soit d'égale épais-
» seur; après avoir cassé le creuset, je trouve un culot
» bien net et sonore, pesant communément trois marcs
» et trois onces; j'ai observé que plus il se combinoit
» d'arsenic avec le platine, plus sa purification étoit
» prompte et facile: dans cet état, je mets mon culot
» dans un fourneau à moufle, laquelle ne doit pas être
» plus haute que la circonférence des culots placés sur
» leur champ et un peu inclinés contre les parois de la
» moufle; j'en place de cette manière trois de chaque
» côté; je mets le feu à mon fourneau, afin que la moufle
» soit également chauffée dans sa circonférence, et à l'ins-
» tant que les culots commencent à évaporer, je ferme
» les portes de mon fourneau pour soutenir le feu au

» même degré; ce qui doit être observé jusqu'à la fin de » l'opération, car un seul coup de feu trop violent détruiroit toutes les peines que l'on se seroit données jusques-là; je fais évaporer mes culots pendant six heures, » ayant soin de changer de place, pour qu'ils reçoivent » tous le même degré de chaleur, et je les mets dans de » l'huile commune; je les tiens le même espace de temps » à un feu suffisant, pour dissiper l'huile en fumée; je » continue cette operation tout le temps que le culot » évapore, et lorsque l'évaporation cesse, je pousse le » feu autant qu'il m'est possible par le moyen de l'huile. » Les vapeurs arsenicales ont un brillant métallique, » que je n'obtiens pas sans cet intermède, et je n'avois » jamais pu avoir le platine parfaitement malléable sans » cet agent.

» Si les préliminaires que j'indique ont été bien suivis, » l'opération ne dure que huit jours. Alors je décape mes » culots dans l'acide nitreux, je les fais bouillir dans de » l'eau distillée jusqu'à ce qu'ils ne contiennent plus d'a- » cide; j'en mets alors plusieurs l'un sur l'autre, je leur » applique le degré de chaleur le plus fort possible, et je » les frappe au mouton, ayant soin, à la première chaude, » de les rougir dans un creuset, pour qu'il ne s'introduise » aucuns corps étrangers dans mes culots, qui ne sont que » des masses spongieuses avant cette première compres- » sion; après, je les chauffe à nu et j'en forme un carré, » que je frappe sur toutes les faces plus ou moins long- » temps, suivant qu'ils ont du volume. »

Le C. *Guyton* a substitué avec avantage l'arseniate de potasse à l'oxide d'arsenic.

On peut former des vases de platine en remplissant des

moules d'argille avec l'alliage de platine et d'arsenic, et exposant le moule à la moufle, pour dissiper l'arsenic.

Lorsque le platine est pur, il a une blancheur qui approche de celle de l'argent.

Le C. *Guyton* a communiqué à l'Institut les résultats de quelques expériences sur le platine. Suivant ce chimiste, la pesanteur spécifique de ce métal est de 20,847, sa tenacité, ou cohésion, 124,690. Le rang du platine dans la table des adhésions au mercure, est entre le bismuth et le zinc. Le même chimiste estime sa fusibilité à 160— x; c'est-à-dire à un degré encore inconnu ou supérieur à la dernière limite du pyromètre de *Wedgwood*.

On peut fondre le platine au feu alimenté par le gaz oxigène, au miroir ardent, et à l'action de la déflagration du nitre.

Le C. *Guyton* est aussi parvenu à en fondre de petites portions dans un creuset, à l'aide de son flux réductif, en employant à cette opération le fourneau à vent de *Macquer*.

Le flux réductif du C. *Guyton* est fait avec huit parties de verre pilé, une partie de borax calciné et une demi-partie de charbon en poudre.

Le platine est susceptible de s'oxider par l'étincelle électrique.

Le phosphore se combine facilement avec le platine.

On fait un mélange de parties égales de platine, de verre phosphorique, et d'un huitième de charbon; on met le tout dans un creuset, et on le recouvre d'un peu de charbon; on donne un degré de feu, à peu près celui qui auroit fait entrer l'or en fusion, et on le continue pendant une heure; on casse le creuset, on trouve au-

dessous d'un vert noirâtre un petit culot d'un blanc argentin, et qui, dans sa partie inférieure, offre des cristaux représentant un cube parfait.

Le platine ainsi allié au phosphore est très-aigre, et d'une assez grande dureté, faisant feu sous le briquet; il n'est plus sensible à l'action du barreau aimanté, et lorsqu'on l'expose à nu à un feu capable de le tenir en fusion, il laisse échapper le phosphore qui lui étoit uni, et celui-ci vient brûler à la surface.

Les acides ordinaires n'ont aucune action sur ce phosphure; mais l'acide nitro-muriatique le décompose; il se forme un phosphate de platine, et l'acide muriatique reste avec lui.

Un mélange de platine phosphoré et de muriate suroxigéné de potasse projeté dans un creuset rouge, produit une détonnation vive, et le platine reste pur dans le creuset.

Le platine phosphoré détonne aussi lorsqu'on le projette sur du nitre fondu.

On peut encore obtenir un phosphure de platine, en le faisant rougir fortement, et y jetant ensuite un morceau de phosphore; on remue avec une baguette de fer, et la combinaison a lieu.

Le soufre n'attaque point le platine; mais les sulfures alcalins le dissolvent. On n'a point encore examiné cette combinaison.

Il y a beaucoup de métaux avec lesquels on n'a point encore allié le platine. Parmi ceux sur lesquels on a fait des essais, on distingue le bismuth, l'antimoine, le zinc, le mercure, le cuivre, le plomb, l'étain, l'argent et l'or.

Avec le bismuth, on obtient un alliage aigre et cassant, qui devient jaune, pourpre et noirâtre à l'air.

Uni à l'antimoine, il donne un métal cassant à facettes. On prend, d'après *Lewis*, une partie de platine sur vingt d'antimoine.

Pour obtenir l'alliage de zinc et de platine, on fait chauffer à blanc une partie de platine avec un peu de borax, on ajoute une quantité égale de zinc au platine employé. Le zinc s'enflamme, et le platine fond.

Le métal a le grain très-serré, d'une couleur matte, et tirant davantage sur le bleu que le zinc pur.

Le C. *Guyton* a fait voir que le mercure dissolvoit le platine, et formoit avec lui une véritable amalgame ; on peut l'obtenir en cristaux, comme celui des autres métaux, et par les mêmes procédés.

Une lame de platine de 26 millimètres de longueur et 15 de largeur, pesant 63,34 centig., l'ayant roulée en demi-cylindre, on l'a introduite dans un matras de verre dont le col avoit 30 centimètres de longueur ; on versa dessus 68 grammes de mercure. Le platine surnagea constamment, même après avoir été enfoncé sous le mercure, à plusieurs reprises, ce qui obligea de l'y tenir fixé par une baguette de verre.

On place ensuite le matras dans un creuset rempli de sable, qui couvre entièrement la boule du matras, et l'on pose le creuset sur une tourte au fourneau de fusion. On entretient le feu pendant une heure et demie, et on le pousse jusqu'à faire rougir la boule du matras. Pendant l'opération, le mercure s'élève le long du col du matras et retombe en globules ; une partie passe au-dessus de l'orifice avant de se condenser. Le déchet, de près d'un

cinquième sur la quantité de mercure employé, en a fourni la preuve au C. *Guyton*. Dans cette opération, la lame de platine augmente de poids; elle est pénétrée de mercure, et devient très-cassante, enfin, dans un état bien prononcé d'amalgamation.

Parties égales de platine et de cuivre rouge se fondent à un feu vif et violent, mais ne coulent pas.

Une partie de platine avec son quart en poids de cuivre se fondent plus facilement.

Une partie de platine avec moitié de son poids de cuivre donnent un métal ductile; son grain est fin et d'une couleur fort pâle, tirant sur le rouge.

Le platine ôte au plomb de sa ductilité; une petite quantité de platine aigrit beaucoup le plomb. On peut faire cet alliage en prenant parties égales de ces deux métaux, ou bien une partie de platine et huit de plomb; on peut même encore prendre douze et vingt-quatre parties de plomb contre une de platine.

Le platine diminue la ductilité de l'étain. Une partie de platine et huit d'étain donnent un métal assez ductile.

Le platine et l'argent s'unissent difficilement.

Une partie de platine et sept d'argent se fondent assez facilement; le mélange est assez ductile.

Il faut un violent coup de feu pour unir l'or au platine. Il altère beaucoup la couleur de ce métal, à moins qu'il ne soit en très-petite quantité; par exemple, un 47^{e}. de platine, et toutes les proportions au-dessous de celle-là, ne changent pas beaucoup la couleur de l'or.

Parmi les acides, il n'y a que ceux surchargés d'oxigène qui puissent dissoudre le platine, tels que les acides muriatique oxigéné et nitro-muriatique.

Il faut environ 16 parties d'acide nitro-muriatique fait

à parties égales, pour en dissoudre une de ce métal. On fait cette dissolution dans une cornue, on la pose sur un bain de sable, et on y adapte un récipient : dès que l'acide est chaud, il se dégage du gaz nitreux, ensuite du gaz azote, et la dissolution acquiert une couleur rougeâtre foncée, et colore la peau en brun.

Si l'on fait évaporer avec précaution la dissolution de platine, elle est susceptible de cristalliser.

Ce muriate de platine est âpre, peu caustique, et très-déliquescent.

Exposé au feu, il perd d'abord son eau de cristallisation, ensuite l'acide muriatique, et il reste de l'oxide de platine dans la cornue.

Si l'on traite cet oxide avec du charbon, on obtient le platine à l'état métallique.

On n'a pas encore bien examiné l'action des acides sulfurique et muriatique dans la dissolution de ce sel : on sait seulement que ces deux acides y occasionnent un précipité coloré.

Les alcalis et plusieurs terres salino-terreuses décomposent le muriate de platine.

En versant de la potasse dans une dissolution de ce sel, il y a un précipité qui est un sel triple, composé d'acide muriatique, de potasse et d'oxide de platine : ce n'est pas, comme on pourroit le croire, de l'oxide de platine ; car ce précipité se dissout entièrement dans l'eau, tandis que l'oxide de platine n'est pas soluble; ce qui prouve encore que c'est un sel triple, c'est que l'on obtient aussi un précipité, en versant dans du muriate de platine, un sel quelconque à base de potasse.

On obtient les mêmes résultats avec l'ammoniaque, et les sels dans lesquels elle entre.

Cette propriété, qu'ont ces deux alcalis de former des sels triples, est très-utile quand on veut séparer l'or du platine.

A cet effet, on dissout le tout, on y verse de la potasse, et il se forme un sel triple avec le platine, tandis que l'or reste en dissolution.

On peut encore séparer l'or par le sulfate de fer, qui précipite l'or et non le platine.

Pour avoir un précipité par la soude, il faut employer une plus grande proportion de cet alcali, et il ne se forme point de sel triple comme avec la potasse.

La chaux et la barite agissent de la même manière que la soude sur la dissolution de muriate de platine.

Ces moyens sont nécessaires pour dissoudre le platine dans les autres acides, pour en former des sels.

L'oxide de ce métal est susceptible de se dissoudre dans les acides sulfurique, nitrique, etc.

Les sels qui en résultent ne sont pas connus.

Quand on veut avoir une dissolution de platine très-pure, il faut d'abord le faire digérer dans de l'acide muriatique, qui dissout le fer, s'il y en a.

On peut s'assurer de la présence du fer dans une dissolution de platine, par le moyen du prussiate de potasse; car le platine n'est pas précipité par ce sel.

L'acide gallique précipite la dissolution de platine en un vert foncé, qui pâlit peu à peu par le repos.

La plupart des sels neutres n'ont pas d'action sensible sur le platine. On peut voir le résultat de plusieurs expériences, dans les Mémoires de *Margraf*.

Le nitrate de potasse, jeté sur du platine fortement chauffé, l'oxide.

On met dans un creuset quatre parties de platine et huit

de nitrate de potasse ; on place le creuset dans un fourneau de forge, et on le chauffe fortement. *Lewis* a soutenu le feu pendant trois jours et trois nuits : au bout de ce temps, il sépara la matière du creuset, et la fit bouillir dans de l'eau, pour dissoudre le sel ; le platine avoit acquis une couleur de rouille de fer, et diminué de plus d'un tiers : en filtrant la liqueur, on obtient une poudre brunâtre. *Lewis* la fit calciner trois fois de suite, en la mêlant chaque fois avec le double de son poids de nitrate de potasse. Il parvint à donner à cet oxide une couleur grise blanchâtre, en le distillant un grand nombre de fois avec le muriate ammoniacal.

Margraf, qui a répété les expérienees de *Lewis*, a ajouté que le platine, combiné avec l'alcali du nitre, et délayé dans une certaine quantité d'eau, forme une gelée, et qu'en chauffant la portion de ce métal, séparée de cette gelée étendue d'eau et filtrée, elle a pris une couleur noire comme de la poix.

Cette expérience n'a pas encore été faite : peut-être seroit-il possible d'oxider, par ce moyen, le platine.

Le muriate oxigéné de potasse, d'après les expériences du C. *Guyton*, produit, en beaucoup de circonstances, les mêmes effets que le nitrate de potasse, et qui sont dûs principalement à l'oxigène qu'ils laissent aller. Son procédé consiste à faire rougir dans un petit creuset, sous la moufle du fourneau de coupelle, deux petites lames de platine, l'une très-mince, du poids exact de 151 milligrammes ; l'autre plus épaisse, pesant très-juste 1890 milligrammes. On projette dessus, à diverses reprises, huit grammes de muriate oxigéné de potasse. Il n'y a ni détonnation, ni fusion ; le sel se volatilise complétement, sans laisser de résidu. Les deux lames de platine n'é-

prouvent aucun changement apparent, si ce n'est que leur surface est d'un poli plus mat, et qu'elles augmentent de poids de quelques milligrammes, celle qui est plus mince et qui présente plus de surface, acquiert plus que l'autre. Pour en avoir la preuve, on fait bouillir de l'acide acéteux sur ces lames, (si l'on repèse les lames, la première se trouve avoir conservé 5 milligrammes des cinq qu'elle avoit pris; la seconde au contraire, perd $\frac{1}{5}$ décimilligramme de son poids primitif). On verse dans la liqueur du prussiate de chaux, qui la trouble sur le champ, et qui y occasionne un précipité d'un blanc verdâtre. La liqueur filtrée, passe trouble et blanche, la partie verdâtre reste sur le filtre; si l'on filtre une seconde fois, elle passe encore trouble, quoiqu'il y ait excès d'acide; à une troisième filtration, la liqueur passe claire: évaporée dans une soucoupe et réduite à moitié, la liqueur reprend une nuance de vert clair très-sensible, et laisse un résidu de la même couleur.

Cette expérience du C. *Guyton*, prouve que le platine, porté au rouge, s'oxide à sa surface par le muriate oxigéné de potasse, quoique ce sel, bientôt emporté par sa sublimation, ne forme que momentanément un bain fluide sur le métal.

Le platine doit être regardé comme le métal le plus indestructible; les arts en retireront les plus grands avantages.

On fait des creusets et des cuillers pour les expériences au chalumeau.

Le C. *Conté* a tiré parti des oxides de platine pour des couleurs d'émaux.

Les feuilles de platine s'appliquent aussi, comme celles d'or, sur la porcelaine.

CHAPITRE XXIII.

Des Eaux minérales.

PARAGRAPHE PREMIER.

Eaux minérales naturelles.

Ce n'est point ici un traité complet des eaux minérales que je présente aux élèves ; *Bergman*, *Guyton*, *Fourcroy* et plusieurs autres chimistes ont rempli cette tâche, de manière à ne rien laisser desirer : on a déjà vu dans le premier volume de ces élémens, article *Analyse*, une esquisse de leurs travaux ; mais il me semble qu'un exposé très-succinct de la division adoptée et présentée dans un tableau, par le C. *Guyton*, dans son Cours de minéralogie à l'école polytechnique, ne peut être que très-utile à ceux qui commencent l'étude de la chimie. Ces premières connoissances, une fois acquises, l'élève retirera un bien plus grand avantage de la lecture des ouvrages de nos maîtres.

On appelle *eaux minérales*, celles qui ont des vertus médicinales.

Les eaux minérales ont été ainsi nommées à cause de quelques vertus qu'on leur attribuoit. Dans la suite on a distingué les eaux en *salubres* et *insalubres*. C'est une partie à laquelle les anciens donnoient plus d'attention que nous, car *Hypocrate* a traité cette question assez en détail.

L'eau par elle-même, et exempte de toute matière hétérogène, est, autant qu'on peut le conjecturer, toujours de la même nature ; mais lorsqu'elle se charge de parti-

cules étrangères, elle acquiert des propriétés différentes; les unes sont bonnes pour notre usage, les autres n'y conviennent pas. Les eaux salutaires n'ont pas encore, à beaucoup près, la même force; elle varie à raison de l'abondance et de la nature des principes qu'elles contiennent. Celles que l'expérience a fait reconnoître comme très-efficaces en certains cas, pourroient être, dans d'autres, inutiles ou même nuisibles. Dans les brasseries, dans les boulangeries, pour la coction des légumes, pour le blanchiment des toiles, pour la préparation des cuirs et des peaux, pour la fabrication du papier, et dans une infinité d'autres manufactures, la qualité de l'eau est d'une telle importance, que le succès des opérations en dépend.

Les naturalistes embrassent toutes les eaux, médicinales, salubres, insalubres, propres aux arts, etc.

Il y a pour les eaux quatre grands caractères généraux; mais comme ils se trouvent réunis dans les mêmes eaux, ils ont fait longtemps la base des classifications, et on peut aujourd'hui les conserver d'après les connoissances que nous avons acquises.

On distinguoit autrefois les eaux en cinq espèces : 1°. eaux thermales, ou eaux chaudes; 2°. eaux gazeuses; 3°. eaux salines; 4°. eaux martiales; 5°. eaux crues, parce qu'elles contenoient des sels qui décomposent le savon; c'est ce qui arrive dans les eaux chargées de sulfate de chaux.

Voilà quelles étoient autrefois les divisions de l'ancienne classification; mais elles ne conviennent pas quand il y a des eaux à-la-fois gazeuses et salines ou martiales.

La cause ordinaire de la chaleur des eaux thermales est assez difficile à trouver. Comment telle fontaine con-

serve-t-elle toujours à peu près le même degré de chaleur pendant un grand nombre de siècles?

On ne peut attribuer cette chaleur à des volcans qui n'ont pas toujours la même intensité de chaleur. Cependant cela peut être dans quelques cas particuliers.

Il faut donc avoir recours à des pyrites en décomposition, qui contractent un assez grand degré de chaleur, et fournissent en même temps l'acide carbonique, le fer, les différens sels, le gaz hidrogène sulfuré, etc. Quant au gaz hidrogène phosphoré, il faut qu'il vienne de la décomposition des mines phosphoriques, ou des matières animales ou végétales.

Les eaux minérales froides seront dues également à des pyrites en décomposition, mais qui auront assez peu de chaleur, et dont le foyer est assez éloigné de l'issue de la fontaine pour que ces eaux aient eu le temps de se refroidir.

Il faut néanmoins, ou que ces pyrites elles-mêmes en décomposition ne soient pas très-abondantes, puisqu'elles réduiroient les eaux en vapeurs et produiroient une espèce de volcan:

Ou que les eaux ne passent pas dans le centre du foyer de ces pyrites: ces pyrites conserveront pour lors le même degré de chaleur pendant une longue suite de siècles, qu'elles communiqueront aux eaux qui couleront dans leur voisinage; ces eaux se chargeront en même temps des fluides élastiques qui s'en dégageront, et de petites portions de fer et de sels qu'elles rencontreront, ou qui seront fournies par quelques pyrites écartées.

Quant à l'origine des fontaines, il est bien prouvé qu'elle est due aux eaux pluviales, neiges, etc.; ces eaux imprègnent la terre comme une éponge, et, sui-

vant les pentes des couches, se rendent dans les vallées.

Dans les pays granitiques, les fontaines sont extrêmement communes, parce qu'il y a peu de terre.

Mais, dans les pays calcaires, ces fontaines sont plus rares, parce que ces terreins sont remplis de fentes où les eaux se perdent, et vont sortir enfin sous un volume assez considérable.

Quelquefois elles forment des lacs souterreins qui vont se rendre directement dans le sein des mers, comme le prouvent les fontaines d'eaux douces qu'on trouve dans la mer.

Il se peut que quelques-uns de ces courans se perdent dans l'intérieur du globe.

Il est aussi possible qu'il se volatilise de son intérieur quelques portions d'eau qui entretiendroient quelques fontaines.

Manière de reconnoître les eaux.

1°. Faire une description physique de la source; 2°. prendre la pesanteur spécifique de l'eau; 3°. en constater la chaleur thermométrique; 4°. la juger ensuite par les réactifs.

Explication du Tableau.

Ce tableau est divisé en deux parties: la 1^ère^. contient trois colonnes. Dans la 1^ère^. on trouve distribuées les neuf espèces d'eaux, dans la 2°. sont les subdivisions de ces eaux, et dans la 3°. les exemples les plus connus pour désigner de suite de quel genre étoit l'eau.

La 2°. partie renferme aussi trois colonnes. La 1^ère^ indique les substances qui se trouvent dans les eaux, la 2°. les réactifs que l'on doit employer pour les reconnoître, et la 3°. les effets résultant des réactifs employés.

CLASSES.	DIVISIONS.	EXEMPLES.
Ire EAU pure.	Distillée.	Nota. *Le litre ou décimètre cube d'eau pure, à 74 centimètres de pression, et 12,5 degrés du thermomètre, pèse 998,31 grammes (18809 grains anciennes mesures.)*
	De pluie, de neige.	
	Glace.	
II. EAUX communes.	Thermales	Plombières, Luxeuil.
	Froides	Derivières, de Fontaines, de puits, etc.
III. EAU de mer.	A la surface	Nauséabonde.
	A 60 brasses.	Purement salée.
IV. EAUX gazeuses simples.	Thermales	
	froides	Prémeaux.
V. EAUX gazeuses salines.	Thermales	Mont-d'or, Vichy.
		Chateldon, Asciano.
		Bains de Pise et Cherchiaio.
	Froides	Seltz, Pyrmont, Wals.
		Saint-Mion, Bard.
		Langeac.
VI. EAUX gazeuses salines ferrugineuses.	Thermales	
	froides	Spa, Bussang.
		Pougues, Dominique.
		De Wals.
VII. EAUX salines.	Thermales	Bourbonne-les-Bains.
	Froides	Sedlitz, Seydschutz.
		Egra, Balaruc, Yeuz et Lamothe, etc.
VIII. EAUX salines ferrugineuses.	Tenant carbonate de fer	Forge, Aumale.
		L'Obreville.
	Tenant sulfate de fer	Passy, Larongue près Alais.
IX. EAUX sulfureuses.	Thermales	Barrège, Canterets.
		Eauxbonnes, Saint-Amand
		Aix-la-Chapelle, Caisbat.
	Froides	Montmorency.
		Medvi.

Nota. *La chaleur sensible se découvre par le thermomètre. La matière extractive brunit à la longue l'acide sulfurique. Le bitume n'est qu'à la surface des eaux ; mêlé par l'agitation, il s'en sépare par le repos.*

SECONDE PARTIE.

SUBSTANCES QUI S'Y TROUVENT.	RÉACTIFS APPROPRIÉS.	EFFETS RÉSULTANTS.
Air commun	Sulfate de fer	Oxide précipité jaune.
Gaz oxigène	Oxide noir de fer	Oxide jaune.
Gaz hidrogène sulfuré	Acide sulfureux	Soufre précipité.
	Axide muriatique oxigéné	Soufre précipité.
Sulfure alcalin ou terreux	Acide acéteux	Soufre précipité.
	Dissolution de bismuth	Couleur noire.
Gaz acide carbonique	Eau de chaux	Carbonate de chaux précipité.
Carbonate de chaux	Acide oxalique	Oxalate de chaux.
—— De magnésie	Ammoniaque	Magnésie précipitée.
—— De barite	Sulfate de soude	Sulfate de barite.
—— De soude, —— De potasse	Eaux de chaux	Carbonate de chaux.
	Papier de Fernambouc	Couleur vineuse.
—— De fer	Prussiates	Bleu de Prusse.
	Acide gallique	Couleur pourpre.
Acide sulfurique	Dissolut. de carbonate de barite	Sulfate de barite.
	Nitrate de barite	Sulfate de barite.
	Nitrate de mercure	Oxide jaune précipité.
Sulfate d'alumine	Infusion de tournesol	Altération en rouge.
	Potasse	Précipité, puis redissous.
—— De chaux	Dissolution de savon	Savon calcaire.
	Acide oxalique	Oxalate de chaux.
	Sels baritiques	Sulfate de barite.
—— De fer	Prussiates	Bleu de Prusse.
	Acide gallique	Couleur noire.
—— De cuivre	Ammoniaque	Couleur bleue.
	Fer décapé	Cuivre précipité.
Nitrate de chaux	Acide oxalique	Oxalate de chaux.
	Carbonate de potasse	Carbonate de chaux.
—— De magnésie	Eau de chaux	Magnésie précipitée.
—— De potasse	Alcool	Cristallisation subite.
Acide muriatique	Dissolution de nitrate d'argent	Précipité blanc caséeux, muriate d'argent.
	De nitrate de mercure	Muriate mercuriel précipité.
Muriate de chaux, —— De magnésie	Pour les bases connues	Les nitrates.
	Pour l'acide, acide sulfurique qui donne des vapeurs visibles à l'approche de l'ammoniaque	
Muriate de soude	Nitrate d'argent	Précipité caséeux.
—— De fer	Prussiates	Bleu de Prusse.
	Acide gallique	Couleur pourpre obscure.
Acide boracique	Nitrate de mercure	Borate mercuriel.
Silice	Acide fluorique	Fluate de silice.
Soude silicée	Acide nitrique	La liqueur étant rapprochée silice précipitée.
	Alcool	

§. II.

Eaux minérales artificielles.

J'ajouterai à cet exposé sur les eaux minérales naturelles, l'énoncé des diverses matières qui constituent chacune d'elles, afin de faciliter la préparation des eaux minérales artificielles; les doses suivantes sont celles suivies par le C. *Paul*, dans son établissement à Paris, qui, sans contredit, est une des plus belles et une des plus utiles entreprises qu'il soit possible d'imaginer.

Chaque bouteille de 6,11 hectogrammes (20 onces) d'eau, contient les doses suivantes.

1°. *L'eau de Seltz forte.*

Acide carbonique extrait par l'effervescence.	cinq fois son volume.	
Carbonate de chaux. . . .	21 centig. (4 grains).	
Magnésie.	10,5	2
Carbonate de soude. . . .	21	4
Muriate de soude.	116,7	22

2°. *L'eau de Seltz douce.*

Acide carbonique extrait par le feu et mêlé d'un peu de gaz hidrogène.	quatre fois son volume.

3°. *L'eau de Spa.*

Acide carbonique par l'effervescence.	cinq fois son volume.	
Carbonate de chaux. . . .	10,5 centig. (2 grains).	
Magnésie	21	4
Carbonate de soude. . . .	10,5	2
Muriate de soude.	0,2	$\frac{1}{7}$
Carbonate de fer.	0,3	$\frac{1}{5}$

L'eau de Spa forte.

Composée, comme la précédente, avec le double de carbonate de fer.

5°. *L'eau de Sedlitz* (1).

Acide carbonique par
l'effervescence . . . . . cinq fois son volume.
Sulfate de magnésie. . . . 800 centig. (144 grains).

6°. *L'eau de Vichy.*

Acide carbonique par
l'effervescence . . . . . deux fois son volume.
Carbonate de chaux. . . . 106,15 millig. (2 grains).
——— de magnésie. . . 26,54. . . . . $\frac{1}{4}$
——— de fer. . . . . 5,31. . . . . $\frac{1}{10}$
——— de soude. . 1 gr. 273,81. 24
Sulfate de soude. 318,45. 6
Muriate de soude. 212,30. 4

7°. *L'eau de Bussang.*

Acide carbonique par
l'effervescence . . . . . trois fois son volume.
Carbonate de soude. . . . 318,45 millig. (6 grains).
——— de fer. . . . . 6,63. . . . . $\frac{1}{4}$

8°. *L'eau de Vals.*

Acide carbonique par
l'effervescence . . . . . trois fois son volume.
Muriate de soude. . . . . 689,98 millig. (13 grains).
Sulfate de fer. . . . . 26,54 . . . . $\frac{1}{4}$
Sulfate d'alumine. . . . . 6,63 . . . . $\frac{1}{4}$
Carbonate de fer. . . . . 39,81 . . . . $\frac{1}{4}$

(1) Les eaux de Sedlitz naturelles contiennent une petite proportion de muriate de magnésie.

9°. *L'eau de Contrexeville.*

Acide carbonique par l'effervescence. . .	un douz. de son volume.	
Sulfate de chaux. . .	318,43 millig. (6 grains).	
Carbonate de chaux .	212,30.	4

10°. *L'eau de Balaruc.*

Acide carbonique par l'effervescence..	deux fois son volume.	
Carbonate de chaux. . . .	212,30 millig. (4 grains).	
Muriate de soude..	636,90	12
Carbonate de potasse.. . .	212,30	4

11°. *L'eau de Plombières.*

Acide carbonique par l'effervescence.	un vingt. de son vol.	
Sulfate de chaux.	159,25 millig. (3 grains).	
Carbonate de chaux. . . .	106,15	2
Sulfate de magnésie. . . .	53,08	1

De nouvelles expériences du C. *Vauquelin* constatent que l'eau de Plombières contient six substances différentes.

Pour chaque livre d'eau,

1°. Carbonate de soude. . .	1 grain $\frac{1}{11}$.	Supposant ces matières cristallisées, et non à l'état de siccité.
2°. Sulfate de soude.	1 $\frac{1}{6}$.	
3°. Muriate de soude. . . .	» $\frac{1}{8}$.	
4°. Silice.	» $\frac{1}{7}$.	
5°. Carbonate de chaux. . . .	» $\frac{1}{40}$.	
6°. Matière animale.	$\frac{1}{11}$.	

12°. *L'eau de Barège.*

Contient par bouteille dix à douze gouttes de la composition suivante :

Eau commune . . .	244 gram.	575 millig.	(8 onces).
Sulfure de soude. .	1	911	½ gros.
Carbonate de soude.	61	143	2 onces.
Muriate de soude. .	7	643	2 gros.
Huile de pétrole. . .		12 gouttes.	

13°. *L'eau alcaline gazeuse.*

Acide carbonique par l'effervescence . . . . . six fois son volume.
Carbonate de potasse. . . . 800 centig. (144 grains).

14°. *L'eau hidrogénée.*

Gaz hidrogène . . . . un tiers de son volume.

15°. *L'eau hidrocarbonée.*

Gaz hidrogène carboné . . . . deux tiers de son volume.

16°. *L'eau hidrosulfurée foible.*

Moitié de son volume de gaz hidrogène mêle de $\frac{1}{11}$ de gaz hidrogène sulfuré.

17°. *L'eau hidrosulfurée forte.*

Moitié de son volume de gaz hidrogène mêlé de $\frac{1}{5}$ de gaz hidrogène sulfuré.

18°. *L'eau oxigénée.*

Gaz oxigène . . . . . moitié de son volume.

Les eaux naturelles ne contiennent pas, à beaucoup près, une proportion d'acide carbonique, qui se rapproche en aucune manière des cinq volumes de ces gaz introduits

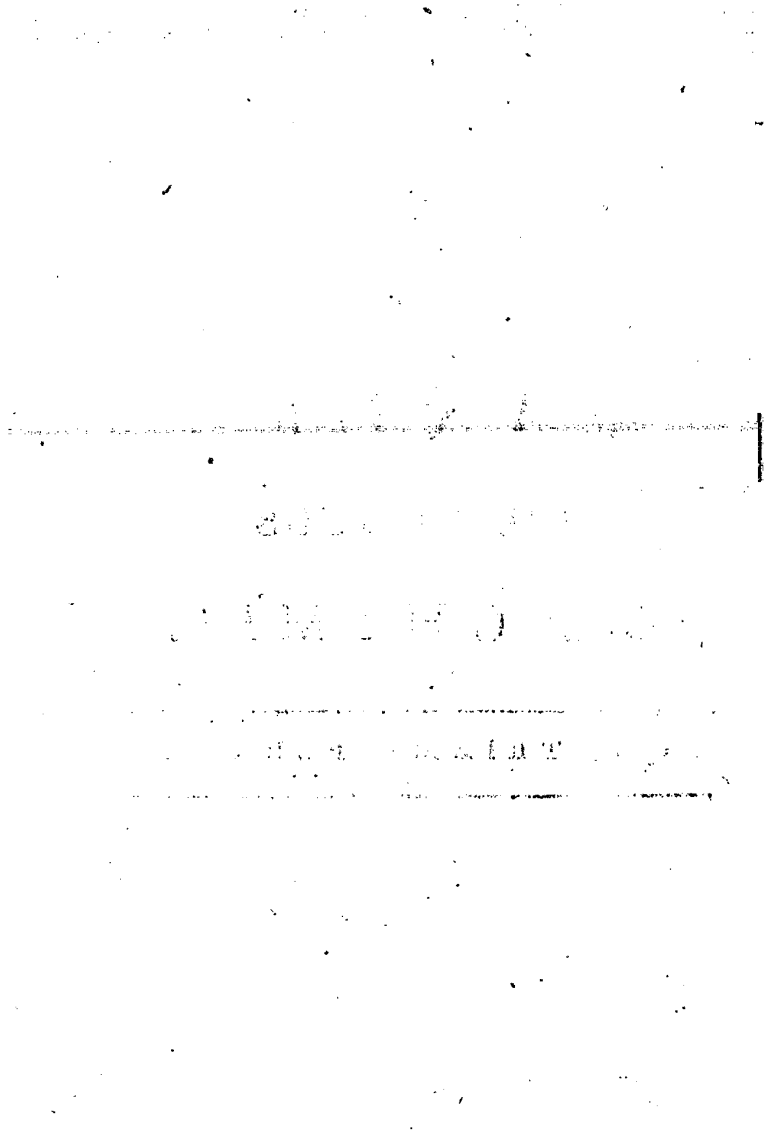
dans l'eau factice du C. *Paul.* Cependant les pharmaciens peuvent très-bien imiter les eaux minérales naturelles, sans y porter cet excès d'acidité, qui ne peut avoir aucun inconvénient, lorsqu'il est conseillé par les médecins.

MANUEL

D'UN COURS

DE CHIMIE.

QUATRIÈME PARTIE.



MANUEL

D'UN COURS

DE CHIMIE,

QUATRIÈME PARTIE.

Propriétés chimiques observées dans les composés végétaux.

CHAPITRE PREMIER.

Des Substances végétales.

Cette introduction aux substances végétales étant, pour ainsi dire, toute théorique, je ne ferai qu'indiquer les objets qui doivent y être traités.

Elle doit avoir pour but de considérer le végétal vivant, ses fonctions, ses produits; ensuite, le végétal mort, et les altérations qu'il éprouve.

Après avoir exposé les principes généraux de l'organisation des végétaux, on passe aux substances qui servent à leur développement, à leur nutrition, des conditions qui le favorisent, des circonstances qui peuvent le retarder; ce qui mène naturellement à des observations sur la fertilisation des terres, la théorie des engrais, des arrosages, sur l'art de marner, de labourer, etc.

La nature nous offre trois classes d'êtres bien différens, les minéraux, les végétaux et les animaux.

Un grand caractère des substances organisées, c'est de changer perpétuellement de forme, de nature, de lieu, etc.

Un caractère distinctif des végétaux et minéraux, c'est que les premiers donnent, à l'aide de la chaleur, du charbon, tandis que les seconds n'en donnent pas; ce qui différencie encore beaucoup les végétaux des minéraux, c'est que ceux-ci sont homogènes, et les autres sont composés de matières bien différentes.

Les végétaux ont des racines, des tiges, des branches, des feuilles, des fleurs, des fruits, des semences, etc.

Tout végétal, quel qu'il soit, est formé à peu près d'un même tissu; ils ont trois sortes d'organes; les premiers sont les vaisseaux communs, ce sont ceux qui laissent couler le suc; on les appelle communs ou séveux, parce qu'ils se trouvent dans tous; ces organes sont les plus nombreux, et ce sont eux qui donnent la solidité aux végétaux. L'écorce contient aussi ces vaisseaux séveux.

Les deuxièmes organes sont des espèces de rayons qui partent du centre, et se prolongent jusqu'à l'écorce.

Les troisièmes sont les trachées; on prétend que ces organes sont plus nombreux dans les dernières couches corticales.

La moëlle est composée d'espèces de vessies, qui contiennent des sucs et une poussière particulière.

Il y a encore des végétaux, tels que les pavots, laitues, etc. qui sont encore munis de vaisseaux particuliers, qui contiennent des sucs propres; ceux-ci sont appelés *vaisseaux propres*. Tous les végétaux contiennent les quatre vaisseaux que nous venons d'énoncer, mais chacun en particulier les contient dans des diverses proportions; ainsi, la plus grande partie des végétaux est munie d'une grande

quantité de vaisseaux communs, et ceux-là ont plus ou moins de dureté, tels sont les bois, les tiges, etc.

D'autres ont des vaisseaux utriculaires ou vésiculaires, en très-grande proportion; ceux-ci sont ordinairement mous, et contiennent beaucoup de suc, et de ce genre sont les fruits, etc.

Ce que je viens d'exposer, mérite des développemens que nous ne pouvons donner; mais on les trouvera dans l'ouvrage du C. *Fourcroy*.

CHAPITRE II.

De l'Analyse végétale.

L'ANALYSE végétale de nos jours est toute différente de ce qu'elle étoit il y a cinquante ou soixante ans.

Les anciens chimistes ont travaillé constamment, pendant trente ans, à la distillation des matières végétales, qui toutes donnoient les mêmes produits.

On a donc renoncé à ce moyen pour faire usage de l'analyse par les menstrues (ce mot veut dire dissolvant); *Boulduc, Geoffroy* et autres, ont beaucoup travaillé dans ce genre; c'est dans ce temps qu'on a distingué les mucueux des résines: cette analyse a commencé à jeter un peu plus de clarté dans cette partie de la chimie; mais ce fut à la découverte des fluides élastiques, à peu près en 1770 et 1772, que la partie de l'analyse végétale s'éleva à un très-haut degré de perfection. Nous devons au C. *Fourcroy*, un travail clair et méthodique sur cette partie; il présente huit espèces d'analyse, très-distinctes les unes des autres.

Il appelle la *première*, *analyse mécanique naturelle*,

parce que c'est la nature qui l'opère : quand des vaisseaux sont engorgés, ils se brisent, et il s'écoule de la séve, des gommes, des sucs, des résines ; la séve s'écoule ordinairement au printemps : non seulement les substances dont nous venons de parler s'écoulent des végétaux, mais ils fournissent encore de l'arôme et de l'eau.

Deuxième ; analyse mécanique artificielle : elle se divise en analyse artificielle immédiate sur les végétaux vivans, et en analyse artificielle immédiate sur des végétaux morts. Par la première on aide la nature, on brise les cellules ou les vaisseaux des végétaux, à l'aide de tous les instrumens mécaniques, diversement disposés suivant la nature et le tissu des plantes ; ainsi, lorsqu'on voit qu'une plante va laisser couler quelque matière, alors on donne un coup de ciseau, et la matière s'écoule plus abondamment ; on fait ainsi pour les résines, la manne, les liquides sucrés, etc. Cette analyse ne se fait pas.

L'autre est l'*analyse artificielle immédiate sur des végétaux morts*, parce qu'on opère sur des végétaux, ou partie des végétaux morts ; c'est ainsi qu'on peut obtenir les sucs des plantes, les mucilages, les huiles fixes ou volatiles.

La *troisième analyse* est celle *par le feu* : on peut traiter les matières végétales à une douce chaleur ; ainsi, les matières végétales venant du nord et transportées dans les pays méridionaux, se dessèchent et changent de couleur, de pesanteur spécifique ; c'est ce qu'on appelle *dessication* ; mais il ne faut pas s'y tromper ; ces matières ont un commencement de décomposition.

On expose encore les végétaux à une température de 45 degrés. Dans ce cas-ci, la dessication est plus prompte, et sa décomposition est déjà sensible ; on emploie encore un

degré bien plus fort, mais, alors toutes les matières végétales sont totalement décomposées; alors elles donnent un flegme, des huiles noires de différentes pesanteurs, de l'acide carbonique, de l'hidrogène carboné, de l'acide pyromuqueux, souvent un pyromucite d'ammoniaque et du charbon restant dans la cornue. Cette manière d'analyser donne bien tout ce qui étoit contenu dans le végétal, mais les substances composantes sont combinées ensemble dans un autre ordre, et en général, les produits qu'on obtient sont plus simples; ainsi, en analysant un composé quaternaire, on obtient souvent des composés ternaires, binaires, et presque toujours les produits sont des matières minérales, telles que de l'eau, de l'acide carbonique, du gaz hidrogène et du carbone.

Quatrième; l'analyse *par la combustion.* Ce procédé est employé pour brûler des plantes ou leurs produits. Cette analyse fait connoître plus particuliérement la quantité et la nature du charbon, dense ou rare, lourd ou léger, poreux ou solide, facile ou difficile à brûler, salin ou non salin, pour connoître par l'incinération, la proportion et les propriétés de la cendre qu'elles fournissent, la quantité et la nature des cendres qu'elles contiennent, surtout celle de l'alcali qui en fait partie, ainsi que les métaux ou les oxides métalliques qu'elles peuvent recéler. C'est ainsi qu'on obtient le salin et la potasse.

Analyse des Cendres.

Les cendres contiennent une grande quantité de substances différentes; on les retire du charbon par incinération. Elles contiennent du sulfate de potasse, du muriate

de potasse, du carbonate de potasse, de la potasse caustique, du carbonate de chaux et du carbonate d'alumine, de la silice, du charbon, et des oxides de fer et de manganèse. Pour en faire l'analyse, on lessive ces cendres, l'eau dissout le carbonate, muriate et sulfate de potasse, et la potasse caustique ; on filtre, et il reste sur le filtre, des carbonates de chaux, d'alumine, de la silice, du charbon et les oxides de fer et de manganèse ; on fait rapprocher la liqueur, et on traite par l'alcool qui précipite les sels de potasse et ne dissout que la potasse caustique ; on filtre, on fait évaporer l'alcool jusqu'à siccité. La potasse reste, et l'on pèse : on a la quantité de potasse caustique qui étoit dans les cendres ; on traite les sels de potasse précipités, par la chaux caustique, on obtient du carbonate de chaux sur le filtre ; et après avoir fait évaporer la liqueur, on traite par l'alcool qui dissout encore la potasse et précipite le sulfate et le muriate de potasse. On fait évaporer l'alcool, on pèse et on a la quantité de potasse qui étoit unie à l'acide carbonique, acide qu'on retrouve par la calcination du carbonate de chaux ; on dissout le mélange de muriate et de sulfate de potasse dans l'eau : si on ne vouloit que les reconnoître on pourroit le faire par la cristallisation ; mais si on veut doser, il faut ajouter à la liqueur du nitrate de barite qui se porte sur l'acide sulfurique ; on a donc du sulfate de barite de précipité : on connoît les proportions d'acide dans le sulfate en le pesant, ce qui donne la quantité d'acide sulfurique. Il reste dans la liqueur du nitrate de potasse, du muriate de barite ; on y verse du nitrate d'argent qui précipite du muriate d'argent, et il ne reste dans la liqueur, que du nitrate de potasse et du nitrate de barite : on précipite cette barite par une quan-

tité donnée de sulfate de potasse dont on connoît les proportions, il ne reste plus alors dans la liqueur que du nitrate de potasse dans lequel on connoît les proportions de potasse; on retranche de cette potasse celle qu'on y ajoute, on a pour reste, celle qui étoit dans les cendres combinées avec les acides sulfurique et muriatique, or on sait combien une quantité donnée d'acide muriatique est susceptible de se charger de potasse pour former le muriate de potasse, retranchant donc cette potasse de la quantité totale, le reste est celle qui étoit combinée dans les cendres avec l'acide sulfurique, on a donc les quantités de sulfate, muriate, carbonate de potasse, et de potasse caustique qui sont dans les cendres que l'on analyse; il faut maintenant séparer les autres produits et les doser.

Il est resté sur le filtre du carbonate de chaux, d'alumine, de silice, du charbon, des oxides noirs de fer et de manganèse: on jette sur le résidu de l'acide nitrique, il y a effervescence, il se dégage de l'acide carbonique, il se forme du nitrate de chaux et d'alumine seulement, l'oxide de manganèse étant trop avancé pour se combiner aux acides minéraux : en faisant chauffer un peu, l'oxide de fer s'oxide davantage et ne se dissout pas dans l'acide nitrique; on recueille l'acide carbonique qui se dégage, on le combine avec l'eau de chaux, il se forme du carbonate de chaux qu'on fait calciner, qui donne la quantité d'acide qui étoit combiné avec la chaux et l'alumine; on filtre la liqueur, il passe les nitrates de chaux et d'alumine; on jette dedans de l'ammoniaque qui décompose le nitrate d'alumine seulement, et précipite l'alumine; on filtre, on lave et on fait sécher; on pèse et on a la quantité d'alumine qui étoit dans les cendres. Il passe dans la liqueur

du nitrate de chaux, du nitrate d'ammoniaque, on y ajoute de la potasse du commerce, qui donne un précipité de carbonate de chaux; on fait chauffer un peu, pour chasser l'excès d'acide carbonique qui nuiroit à la précipitation du carbonate de chaux; on filtre, on fait sécher, on calcine et on pèse; on a la quantité de chaux qui étoit dans les cendres combinées avec l'acide carbonique; mais la chaux que l'on trouve ainsi, n'est pas en suffisante quantité pour saturer tout l'acide carbonique trouvé: donc on conclut que l'alumine étoit carbonatée.

Il est resté sur le filtre de la silice et les oxides métalliques. On calcine pour achever de brûler; le charbon se convertit ainsi en acide carbonique: on traite le résidu par l'acide acéteux, qui ne dissout que l'oxide de manganèse; cet oxide se réduit en partie, et forme avec les principes hidrogéne et carbonné de l'acide acéteux, de l'eau et de l'acide carbonique qui se dégage, il passe à l'état d'oxide blanc qui se dissout dans l'acide acéteux. On filtre, et on a dans la liqueur de l'acétite de manganèse; en précipitant par un carbonate alcalin, on a un carbonate de manganèse dont on connoît les proportions d'oxide blanc et d'acide; en connoissant combien il y a de métal dans l'oxide blanc, il est facile d'apprécier la quantité d'oxide noir qui étoit dans les cendres, puisqu'on connoît les proportions de cet oxide noir: il reste sur le filtre de la silice et de l'oxide de fer; on jette dessus de l'acide muriatique qui s'empare du fer seulement; on filtre, on fait sécher, on pèse, et on a la quantité de silice qui étoit contenue dans les cendres; on jette dans la dissolution de muriate de fer, un prussiate, qui donne un précipité de bleu de Prusse, dont les proportions d'oxide

de fer sont connues, ce qui donne la quantité d'oxide de fer contenu dans les cendres.

La *cinquième analyse* est celle *par l'eau*. On emploie l'eau froide, alors c'est une *macération*; on l'emploie chaude sans bouillir, alors c'est *l'infusion*; si l'eau est bouillante, c'est une *décoction* : mais l'eau aidée d'une plus ou moins grande quantité de calorique, donne des résultats très-différens.

Il y a encore une quatrième manière d'employer l'eau, c'est de laisser le végétal très-longtemps dans ce fluide, c'est ce qu'on voit tous les jours; on trouve des bois charbonnés par l'eau, on appelle cette dernière *analyse, par l'action lente de l'eau et longtemps continuée.*

Sixième; analyse par les acides, et en général par les sels.

Il n'est pas étonnant que l'analyse de nos jours soit mieux connue, parce que nous connoissons mieux la composition des dissolvans que nous employons. Il y a des acides qui ne font que dissoudre les matières végétales, tel que le vinaigre; mais il y en a d'autres qui se décomposent sur elles, et qui les réduisent toutes en eau et en acide carbonique.

L'action des acides sur les végétaux, est telle que le chimiste, en variant les proportions, peut obtenir à volonté de l'acide tartareux, de l'acide malique, de l'acide oxalique, de l'acide acéteux; cela vient de ce qne la base de tous les acides végétaux est au moins binaire, le carbone et l'hidrogène. Cette base, combinée avec différentes proportions d'oxigène, donne les acides dont je viens de faire mention.

Les sels neutres ne sont guère que conservateurs des vé-

gétaux, mais les alcalis les détruisent quelquefois tout entiers.

Septième analyse. L'*analyse des végétaux, par des produits de végétaux*; ainsi, en décomposant une matière végétale, par des acides végétaux, des huiles, de l'alcool, de l'éther; c'est cette dernière analyse, qui est la plus compliquée, et qui présente le plus de difficultés.

La *huitième analyse* est la *fermentation*; ainsi on convertit les matières fades en matières sucrées; ensuite, celles-ci en substances spiritueuses, tel est l'art du brasseur et du vigneron.

Pour analyser les végétaux, on peut choisir le mode d'analyse le plus simple de tous ceux énoncés ci-dessus.

Après avoir analysé de cette manière la matière végétale, on traitera les produits obtenus par cette première analyse, par tous les modes d'analyse rapportés, et alors l'analyse sera complète.

Le premier et le deuxième mode d'analyse procurent immédiatement, et sans altération, la séve, les sucs, etc.

CHAPITRE III.

De la Séve.

On sait que la séve est la source première des différens sucs nutritifs qui sont employés à l'accroissement des végétaux, et à la formation de leurs matériaux.

Nous devons au C. *Deyeux* un travail sur cet objet; il conclut de l'analyse qu'il en a faite, 1°. que la séve qui se montre au commencement de la végétation, et qui s'écoule, soit spontanément, soit par incision, du charme et

de la vigne, est une liqueur composée; 2°. qu'elle contient de la terre calcaire unie à de l'acide acéteux; 3°. qu'elle tient de plus en dissolution une matière végéto-animale, à l'aide du même acide.

Le C. *Vauquelin* a examiné aussi différentes espèces de séve, l'orme, le bouleau, le hêtre et le charme. Dans tous ces liquides, il a constamment trouvé de l'acétite de potasse, et de l'acétite de chaux; dans celle d'orme, l'acétite de potasse y est presque pur, et fait à peu près les 0,9 du résidu qu'on en obtient par l'évaporation; il y a trouvé aussi du carbonate de chaux.

La séve de bouleau contient, outre l'acétite de potasse et de chaux, de l'acide acéteux en excès, et en outre une matière sucrée assez abondante, pour qu'il éprouve la fermentation vineuse, et qu'on en retire de l'alcool.

Le C. *Vauquelin* a trouvé de plus dans la séve du hêtre, une quantité notable de tannin, de l'acide gallique, et un extrait coloré d'un beau rouge marron, qui s'applique très-bien sur la laine.

Des Sucs aqueux.

Les végétaux succulens fournissent leur suc par la simple expression; ceux, dont le suc est visqueux ou peu abondant, demandent qu'on les traite par l'eau pour l'étendre et le délayer.

Les sucs présentent aussi des différences dans leur odeur, leur saveur, leur couleur, et même leur consistance.

Assez ordinairement, le suc des plantes très-jeunes est fort aqueux; il a peu de saveur et presque pas d'odeur.

Si on l'évapore jusqu'à siccité, il donne une petite quantité d'extrait, et surtout très-peu de matière saline.

La plante plus avancée en âge, donne au contraire un suc dont l'odeur et la saveur sont beaucoup plus sensibles: sa couleur est aussi plus marquée; enfin, la quantité des produits qu'on en retire est toujours plus considérable.

On peut consulter le Mémoire du C. *Deyeux* sur cet objet, imprimé *Journal de pharmacie.*

Manière d'extraire les sucs.

Quand on veut extraire le suc d'une plante, après l'avoir bien nétoyée et lavée, on la brise dans un mortier de marbre ou de pierre, par le moyen d'un pilon. Lorsque la plante est bien écrasée, on la met dans des sacs de crin, et on la soumet à la presse.

Il faut alors enlever à ce suc la matière colorante verte qu'il contient; c'est ce que l'on nomme *dépuration.*

Il y a quatre moyens de dépurer les sucs; le premier consiste à abandonner ces sucs à eux-mêmes dans une température modérée;

Le second, à leur faire éprouver une chaleur égale à celle de l'eau bouillante;

Le troisième, à les clarifier avec un blanc d'œuf;

Le quatrième, enfin, à les filtrer à travers un papier non collé.

On ne doit pas s'attendre à trouver quatre doses de suc d'une même plante dépurée séparément, ayant la même couleur, la même odeur, la même saveur, et en un mot, les mêmes propriétés.

De tous les procédés pour dépurer les sucs, la filtration

à froid est certainement celle qui mérite, à tous égards, la préférence.

Ce procédé, à la vérité, est plus long que les autres, mais cet inconvénient est bien racheté par l'avantage inappréciable de conserver les sucs dans leur état naturel, et par conséquent de ne rien changer à leurs propriétés.

Il y a cependant des sucs qui sont si épais et si visqueux, qu'il seroit impossible d'en obtenir la dépuration par la seule filtration à froid. Tels sont, par exemple, ceux de chiendent, d'ortie, de bourrache, de buglosse, etc.; mais on y remédie, soit en associant le suc de ces plantes à celui d'autres plantes moins épais, soit en le mêlant à des fluides qui, en diminuant sa viscosité, lui permettent de passer à travers le filtre, sans qu'on soit obligé d'employer le secours de la chaleur et celle du blanc d'œuf.

Toutes les précautions dont on vient de parler, ne peuvent guère être prises que lorsqu'il s'agit de la préparation des sucs magistraux; mais il y a d'autres sucs que l'on conserve, et pour lesquels il faut employer des manipulations un peu différentes de celles indiquées plus haut.

Ces sucs sont connus sous le nom de *sucs acides*.

Nous ne parlerons ici que des sucs acides de groseilles et de citron: car on peut opérer de la même manière pour les autres sucs de cette espèce.

Presque tous ces sucs sont fournis par des fruits.

Pour préparer le suc de citron, il faut d'abord enlever le zeste, puis la partie blanche, avec assez de soin pour que la chair du fruit soit complétement découverte: il faut aussi avoir soin de séparer exactement les semences; ensuite on coupe par tranches minces les citrons ainsi préparés, et on les écrase en les foulant entre les mains.

Après avoir écrasé le fruit, on l'abandonne à lui-même pendant plusieurs jours dans une température de 15 à 16 degrés environ. Une légère fermentation s'y établit; et elle suffit pour opérer la séparation des corps muqueux et parenchymateux, qui donnoient de la viscosité au suc. Peu à peu il vient nager à la surface, souvent même il paroît assez clair pour n'avoir pas besoin d'être filtré. Ce premier suc séparé par la décantation, on met la matière restante à la presse : on obtient par ce moyen un autre suc moins clair que le précédent, mais qui ensuite se dépure aisément, surtout si, aussitôt qu'il est exprimé, on l'introduit dans des bouteilles, et qu'on l'y laisse fermenter encore pendant quelques jours. Enfin, en le soutirant, soit par le moyen de la décantation, soit avec un siphon, et le jetant sur un filtre, on parviendra à lui donner toute la transparence qu'il est susceptible d'acquérir.

Les groseilles, les mûres, les fraises et autres fruits de cette espèce, ne fournissent un suc bien transparent, qu'autant qu'on leur fait subir une sorte de fermentation; mais on remarque que dans ces fruits il y a un principe qu'on ne trouve pas dans le citron : c'est le corps muqueux sucré; aussi leur suc éprouve-t-il la fermentation spiritueuse, et peut-il former une espèce de vin qui, à la vérité, n'est pas bien généreux, mais dont on pourroit retirer de l'alcool, si on le soumettoit à la distillation.

C'est à l'époque où la fermentation acide succède à la fermentation vineuse, que la dépuration du suc de ces fruits se fait promptement : on peut alors le séparer avec assez de facilité, et l'obtenir très-clair par le moyen de la filtration.

Des Extraits.

On appelle extrait ce qu'on obtient par l'épaississement des sucs des plantes.

Tous les sucs clarifiés sont, ou rouges, ou jaunes, mais jamais verts.

Quand on évapore les sucs exprimés, par l'action du calorique, on obtient ce qu'on appelle en pharmacie, *sucs épaissis*, tels que le suc de bourrache, l'élaterium, ou le suc de concombre sauvage, le suc d'acacia, celui d'hypociste, de prunelles, de l'opium, du cachou, de l'aloës, etc.

On distingue deux espèces d'extraits, les mous et les secs.

L'extrait n'a jamais de saveur agréable, mais une saveur plus ou moins désagréable, que l'on peut appeler médicamenteuse.

En général, il y a trois espèces de saveur; l'agréable, elle est nutritive; la désagréable, ou la médicamenteuse; et l'âcre, c'est le poison.

L'extrait est une matière d'un rouge brun, qui attire légérement l'humidité de l'air, qui donne de l'ammoniaque à la distillation, qui a quelquefois de la transparence.

Tous les extraits exposés à l'air laissent précipiter une matière insoluble, qui n'est que la matière dissoute, et qui a absorbé une quantité d'oxigène, qui le rend insoluble; ceci prouve d'une manière évidente le changement continuel du végétal.

Vauquelin, en évaporant de la séve d'orme dans une

bassine de cuivre couverte de vert-de-gris, s'aperçut que dans le milieu de l'ébullition, la séve avoit une belle couleur verte, qui changea en brun, semblable à l'oxide de cuivre brun, aussitôt que la liqueur eut acquis la consistance d'extrait, ce qui prouve la grande affinité de l'extrait pour l'oxigène, puisqu'il l'enlève au cuivre.

On prépare les extraits, soit avec le suc de la plante : alors on le clarifie avec le blanc d'œuf, et on le fait rapprocher à une douce chaleur, jusqu'en consistance requise; soit de plantes sèches et ligneuses : alors on emploie la macération dans l'eau, l'infusion ou la décoction, suivant l'état et la nature des matières d'où l'on veut tirer l'extrait ; la macération suffit souvent.

Les plantes odorantes ne doivent être qu'infusées : la décoction tire trop de substances, et sépare la partie résineuse ; elle forme un fluide épais très-chargé, qui se trouble par le refroidissement.

On retire, à l'aide de l'eau, des extraits différens entre eux, comme ceux du genièvre, du quinquina, du séné, de la rhubarbe, etc.

L'eau une fois chargée de la matière extractive, on l'évapore à une chaleur douce jusqu'à ce qu'elle laisse une matière sèche, qui est l'extractif.

Mais ces compositions, en pharmacie, sont susceptibles de recevoir différentes modifications. Ceux qui sont muqueux ou fermentescibles, sont plus fortement épaissis ou évaporés que ceux qui sont amers et plus ou moins résineux. Les uns sont mous comme du miel ; les autres épais, secs et durs comme le cachou, le suc de réglisse ; les autres en paillettes minces, sèches et cassantes, parce que leur dissolution a été évaporée sur des assiettes à la

chaleur d'une étuve : de-là les expressions de *rob*, *sapa*; *frutum*, *sels essentiels* de la *garaie*.

Pour déterminer la nature chimique de l'extrait, le C. *Vauquelin* a fait des expériences dont je vais donner le précis.

1°. Tous les extraits ont une saveur acide.

2°. Si l'on verse dans une dissolution d'extrait, préparé avec du suc de plantes, quelques gouttes d'ammoniaque, il se forme un précipité brun, composé de chaux et d'une portion d'extrait devenue insoluble.

3°. Si l'on verse sur un extrait quelconque de l'acide sulfurique, même un peu concentré, il se dégage sur le champ une vapeur acide très-pénétrante; c'est de l'acide acéteux.

4°. Si l'on mêle à un extrait de la chaux vive, il se dégage de l'ammoniaque.

5°. Si l'on verse dans une dissolution d'extrait quelconque, une dissolution de sulfate d'alumine dont on a saturé l'excès d'acide, et si l'on fait bouillir le mélange, il se forme dans la liqueur un précipité floconneux, composé d'alumine et de matière végétale, devenue insoluble dans l'eau.

6°. La plupart des dissolutions métalliques produisent, sur la dissolution des extraits, absolument le même effet. Ainsi, si l'on emploie du muriate d'étain, on a un précipité brun parfaitement insoluble, composé d'une portion d'oxide d'étain et de matière végétale.

7°. Quand on verse dans une dissolution d'extrait, de l'acide muriatique oxigéné, il y forme sur le champ un précipité jaune foncé, très-abondant, et la liqueur ne conserve souvent qu'une légère couleur citrine, dans la-

quelle l'acide muriatique ordinaire reste en dissolution.

8°. Si l'on allume de la laine, du coton ou du fil, et si on les fait bouillir ensuite dans une dissolution d'extrait, ces substances se chargent d'une grande quantité de la matière de l'extractif; elles se colorent fortement en brun fauve, et la dissolution perd beaucoup de sa couleur.

9°. L'on produit à peu près les mêmes effets, si, au lieu de se servir d'alun, on fait tremper les substances à teindre dans une dissolution de muriate d'étain.

10°. Le meilleur mordant que l'on puisse employer pour fixer l'extractif sur les étoffes, c'est de les mettre tremper pendant quelque temps dans de l'acide muriatique oxigéné, et de les plonger ensuite dans une dissolution d'extrait.

11°. Les extraits distillés à feu nu donnent un produit acide, mais qui contient beaucoup plus d'ammoniaque que celui qu'ils fournissent lorsqu'on les distille par la voie humide avec de la chaux ou de l'alcali.

12°. Les extraits dissous dans l'eau, et abandonnés à eux-mêmes avec l'accès de l'air, se détruisent complétement; on ne trouve plus alors dans l'eau que des carbonates de potasse, d'ammoniaque, de chaux, et quelques autres sels minéraux qui existoient auparavant dans l'extrait, et qui sont indestructibles par la fermentation putride.

On prépare dans le commerce plusieurs extraits, à l'aide de l'eau, tels que celui de réglisse, de cachou, etc.

CHAPITRE IV.

Des Gommes.

Les gommes sont des mucilages desséchés ; elles sont au nombre de trois; la gomme arabique qui coule de l'acacia, en Egypte et en Arabie.

La gomme du pays, qui coule de l'abricotier, du poirier, du prunier, etc.

La gomme adragante qui découle de l'adragant de Crète.

La gomme est dissoluble dans l'eau à laquelle elle donne une consistance visqueuse. Cette dissolution, connue sous le nom de *mucilage*, évaporée, devient sèche, transparente et friable.

Si l'on fait macérer quelque temps dans l'eau, les racines de guimauve ou de consoude, les semences de lin, les pépins de coing, etc., on extrait un mucilage semblable à la gomme.

Les caractères du mucilage sont d'être insipides, solubles dans l'eau, insolubles dans l'acool, susceptibles de se coaguler par l'action des acides foibles, se carbonant au feu sans donner de flamme, et exhalant une quantité considérable d'acide carbonique par la combustion, et passant à la fermentation acide quand il est délayé dans l'eau.

Si l'on distille une gomme, on a pour produit de l'eau, une liqueur rougeâtre acide, une huile épaisse et brune, du gaz acide carbonique, et un peu de gaz hidrogène carboné.

Son charbon est très-volumineux ; il contient un peu de carbonate de potasse, de chaux et du phosphate de chaux.

Il paroît que l'eau que l'on obtient résulte de la combinaison de l'hidrogène et de l'oxigène de la gomme.

L'huile est le produit d'une portion de carbone et d'hidrogène unis et sublimés ensemble.

Le gaz acide carbonique est le résultat d'une portion de carbone brûlé par l'oxigène ; il paroît qu'il y a aussi une partie de l'eau formée de décomposée par le carbone, ce que prouve le gaz hidrogène carboné qui accompagne le gaz acide carbonique, et qui ne se développe qu'en dernier.

L'acide est un composé formé aux dépens d'une portion du carbone, de l'hidrogène et de l'oxigène de la gomme. Cet acide est donc créé par l'action du calorique; on l'a nommé *acide pyromuqueux*. Voyez *ce mot*.

Quand on traite une gomme par l'acide nitrique, on obtient de l'acide pyromuqueux, ensuite de l'acide malique, et enfin de l'acide oxalique.

A cet effet, on prend une des gommes énoncées ci-dessus, on la réduit en poudre, et on l'introduit dans une cornue de verre ; on verse dessus six fois son poids d'acide à 22 ou 25 degrés, on adapte un ballon à la cornue, et l'on distille à une douce chaleur; l'acide est décomposé, il se dégage des vapeurs nitreuses, la liqueur devient blanchâtre ; au bout de quelque temps il se précipite une poudre blanche légérement acide, que *Schèele* avoit nommée *acide sachlactique*, parce qu'il l'avoit obtenue avec le sucre de lait ; maintenant, comme on l'obtient avec tous les mucilages, on la nomme *acide muqueux*.

La liqueur contient un second acide, d'une forme liquide, épaisse, très-aigre, nommé, par *Schèele* acide malique, tenant le milieu pour l'époque de sa formation, entre le muqueux et l'oxalique. Cet acide n'existe que lorsqu'on n'a pas fait bouillir longtemps l'acide nitrique, ou lorsqu'on ne l'a pas employé, soit en trop grande quantité, soit trop concentré sur la gomme. Suivant les C. *Fourcroy* et *Vauquelin*, on ne l'obtient qu'après la première effervescence. Le C. *Fourcroy* le nomme *acide oxaleux*, parce qu'il précède l'acide oxalique dans sa formation, et parce qu'il a paru à ce chimiste n'en différer que par un peu plus de matière combustibe, et surtout du carbone, dans son radical.

(*Voyez* pour les propriétés de cet acide, le mot *acide oxaleux.*)

Quand il ne se dégage plus rien et qu'il y a environ $\frac{1}{2}$ de la liqueur évaporé, on arrête l'opération; on laisse refroidir, on filtre, on lave à l'eau froide, l'acide muqueux insoluble reste sur le filtre, et si la liqueur contient de l'acide oxalique, on peut le séparer par la cristallisation.

Au lieu d'arrêter l'action de l'acide nitrique après la première effervescence, et à l'époque où l'acide malique est formé, si l'on continue de chauffer, il se dégage plus de gaz nitreux et de gaz acide carbonique; l'acide malique passe à l'état d'acide oxalique. Lorsque cet acide est cristallisé, il reste une eau-mère contenant un peu d'acide malique, que l'on peut faire repasser à l'état d'acide oxalique par une nouvelle dose d'acide nitrique.

L'acide muqueux se retire des gommes par l'acide nitrique en général; quand on met une substance végétale avec l'acide nitrique et qu'on distille, une partie de l'a-

cide est décomposée. L'oxigène se porte sur l'hidrogène et le carbone de la matière végétale, forme de l'eau et de l'acide carbonique qui se dégage; cette matière étant moins hidrogénée et moins carbonée, est plus oxidée. Elle a ainsi passé à l'état d'acide; il se dégage pendant l'opération des vapeurs nitreuses, en plus ou moins grande quantité, et l'acide non décomposé passe dans le récipient. On croyoit autrefois que la substance végétale s'emparoit d'une portion d'oxigène de l'acide et, devenant plus oxigénée, prenoit des propriétés acides, *Lavoisier* même l'avoit pensé; il n'avoit pas fait attention à l'acide carbonique formé et à la petite quantité d'acide obtenu par rapport à la quantité de substance végétale.

M. *Woulfe* a observé qu'en distillant des gommes avec de l'alcali fixe, on en obtenoit beaucoup plus d'huile que lorsqu'on les chauffoit seules, et qu'elles se boursoufloient considérablement dans cette operation.

Les C. *Fourcroy* et *Vauquelin* ont trouvé que 100 parties de gomme contenoient 23,08 d'oxide de carbone, 11,54 d'hidrogène, et 65,38 d'oxigène.

CHAPITRE V.

Du Corps muqueux sucré.

Le sucre a beaucoup de rapport avec la gomme; le corps sucré est très-abondant dans les végétaux; il accompagne presque toujours les gommes.

On distingue quatre principales espèces de matières sucrées; savoir: le *sucre* proprement dit; le *sucre de l'érable*; le *miel* et la *manne*.

PARAGRAPHE PREMIER.

Du Sucre.

Lorsque les *cannes à sucre* sont parvenues à maturité, on les coupe très-près de la racine (ces souches reproduisent deux ou trois fois de nouvelles coupes); on rejette les feuilles, et, au moulin, on comprime ces *cannes* entre deux rouleaux, qu'on appelle *rôles*, faits d'un bois très-dur, et qui tournent en sens contraire; les *cannes* répandent par ce moyen une liqueur douce, visqueuse, appelée *miel de canne*, et que l'on fait cuire ensuite jusqu'à la consistance du sucre. On procède promptement à la cuisson de cette liqueur, car, au bout de 24 heures, elle s'aigrit, et même, si on la gardoit plus longtemps, elle se changeroit en fort vinaigre. Les fagots de *cannes* exprimées portent le nom de *bagace*, et le suc ou jus de la *canne*, celui de *vesou*. Quelques-uns l'appellent aussi *vin de canne*. Le C. *Dutrône*, médecin, a proposé un moyen pour convertir ce suc exprimé en une liqueur analogue au cidre ou au vin. En quelques endroits de l'Amérique, on donne souvent aux chevaux les tiges de *cannes à sucre* exprimées; ces animaux en sont friands, et prennent beaucoup d'embonpoint: plus communément les *bagaces* servent à chauffer les chaudières.

On fait bouillir, pendant environ six heures, en versant de temps en temps de l'eau, la liqueur extraite des roseaux: on l'écume, et cette lie qui surnage sert à nourrir les animaux. Pour purifier davantage le sucre, on y jette, pendant l'ébullition, une forte lessive de cendres de bois et de chaux vive, et on écume conti-

nuellement ; ensuite on passe la liqueur au travers d'une étoffe de gros drap blanc ; d'autres fois, on transvase seulement la liqueur à différentes reprises. C'est dans l'art d'*enivrer* ou purifier ainsi le *vesou*, que consiste l'art du manufacturier ; car trop de cendres le grille, et trop de chaux le rougit ordinairement. Le marc sert en quelques endroits à nourrir ou les esclaves ou les pourceaux ; d'autres, en y mêlant de l'eau et le laissant fermenter, en font une liqueur vineuse : on fait bouillir de nouveau cette liqueur *vesou* ; on appaise l'impétuosité des bouillons, en versant quelques gouttes d'huile ou de suif : la plus petite quantité de suc acide empêcheroit le sucre de se cristalliser et de prendre une consistance solide. On verse la liqueur encore chaude dans des moules de terre en forme de cônes creux (ces moules doivent avoir été humectés auparavant par l'eau, et cerclés aux deux extrémités), ouverts par les deux bouts, et dont le petit trou qui est à la pointe, est bouché avec du bois, ou de la paille, ou du linge mouillé. Les Caraïbes appellent *caniche-ira*, le jus de la canne, le sirop ; et *couchre*, le sucre.

Toutes les opérations que l'on fait dans la préparation du sucre et dans l'art de le raffiner, tendent à débarrasser et à purger ce sel essentiel d'un suc mielleux qui lui ôte la blancheur, la solidité, la finesse et le brillant du grain qu'on lui procure en le brassant à droite et à gauche avec une palette. On ouvre ensuite, au bout de quelques jours, le petit trou, pour donner écoulement au suc mielleux. On verse sur la partie supérieure du cône une bouillie claire faite avec de la terre blanche argilleuse détrempée dans de l'eau. Ce menstrue se charge d'une substance glutineuse de la terre, et passant à travers la

masse du sucre, lave les petits grains et les purifie du sucre mielleux. Au bout de quarante jours ou environ, le sucre est desséché.

Celui qui est en morceaux de couleur rousse, s'appelle alors *sucre terré rouge* ou de *Chypre* : il est purgatif. S'il est d'une couleur grise blanchâtre, et en morceaux friables, il prend le nom de *moscouade* moyenne ; c'est-là la matière dont on fait toutes les autres espèces de sucre. Lorsque la *moscouade* a subi de nouveau à peu près les mêmes opérations dont nous venons de parler, elle est purifiée de suc mielleux ; et c'est alors de la *cassonade* ou *castonade*, dont la meilleure est blanche, sèche, ayant une odeur de violettes. La *cassonade* purifiée elle-même par les mêmes moyens que ci-dessus, ou par les blancs d'œuf, ou par le sang de bœuf, donne le *sucre raffiné*, ou le *sucre fin*, ou le *sucre royal*. Ce sucre étant très-sec et frappé avec le doigt, produit une sorte de son, frappé ou frotté dans l'obscurité avec un couteau, il donne un éclat phosphorique. Douze cents livres de bon sucre ne doivent produire que 500 kilogrammes de sucre royal. Aussi la plupart des raffineurs et des marchands font-ils passer le plus beau sucre raffiné pour sucre royal, ou au moins pour du demi-royal. La liqueur mielleuse qui découle des moules ne peut s'épaissir que jusqu'à la consistance de miel, c'est pourquoi on l'appelle *miel de sucre*, *remel*, et plus communément, *mélasse* ou *doucette*. Quelques-uns la font fermenter avec de l'eau, et en retirent une liqueur vineuse qui, distillée, donne une eau-de-vie nommée *tafia*. Le sucre candi n'est que du sucre fondu à diverses fois et cristallisé : il y en a du blanc et du rouge.

Il se fait en Hollande un commerce très-considérable de sucre de toutes sortes, spécialement des Indes-Orientales, du Brésil, des Barbades, de la Jamaïque et de Saint-Domingue. La majeure partie des sucres arrivent présentement tout raffinés; au lieu qu'autrefois, ils venoient bruts en France; et on les raffinoit à Dieppe et à Orléans. On regarde comme une faute commune aux Anglais et aux Français, d'avoir souffert des raffineries de sucre dans les colonies qui le produisent; car, pour tirer le plus grand avantage possible des colonies de l'Amérique, il faut les mettre dans le cas de ne se pouvoir passer ni des fabriques, ni des denrées de l'Europe.

Quoi qu'il en soit des sucres qui se raffinent encore en France, celui de l'affinage d'Orléans passe pour le meilleur; il est moins blanc que ceux de Hollande et d'Angleterre; mais il sucre davantage, parce qu'il est moins dépouillé de ses parties mielleuses et visqueuses. On remarque la même différence entre la cassonade comparée au sucre raffiné, et même entre la manne grasse et la manne en larmes. Le sucre qui vient d'Egypte par la voie du Caire, passe pour être plus doux et plus agréable que celui de l'Amérique.

§. II.

Sucre d'Érable.

On retire par incision, dans la Virginie, la Pensylvanie et au Canada, du petit *érable-plane* et du *sycomore*, une liqueur fluide et limpide comme l'eau la mieux filtrée, qui laisse dans la bouche un petit goût sucré fort agréable: la première se nomme *sucre de plane*, et la seconde, *sucre*

d'érable. L'eau d'érable est plus sucrée que celle de plane; mais le sucre que l'on retire de l'eau de plane, en la concentrant par évaporation, est plus agréable que celui d'érable. L'une et l'autre espèce d'eau est fort sucrée : on n'a jamais remarqué qu'elle ait incommodé ceux qui en ont bu, même étant en sueur : elle passe très-promptement par les urines.

On retire la liqueur sucrée de ces deux espèces d'érables, en faisant une incision ovale vers le bas de l'érable : il faut que cette incision pénètre dans le bois jusqu'à la profondeur de deux ou trois pouces, parce que ce sont les fibres ligneuses, et non les fibres corticales, qui fournissent cette liqueur sucrée : dès que les arbres entrent en sève, que leur écorce commence à se détacher du bois, c'est-à-dire, vers le mois de mai, la sève ne coule presque plus ou celle qui découle a un goût d'herbe désagréable, et on ne peut parvenir à l'amener à l'état de sucre : les habitans en font alors une espèce de sirop de capillaire. C'est depuis la mi-mars jusqu'à la mi-mai que ces arbres donnent cette liqueur sucrée en plus grande abondance : on fiche au-dessous de la plaie un tuyau de bois mince qui reçoit la sève, et la conduit dans un vase que l'on met au pied de l'arbre. Lorsque les circonstances sont favorables, c'est-à-dire, après le dégel, la liqueur coule si abondamment qu'elle forme un filet de la grosseur d'un tuyau de plume, et qu'elle remplit une mesure de pinte de Paris dans un quart d'heure. Les vieux arbres donnent moins de liqueur que les jeunes; mais elle est plus sucrée.

Il est essentiel, lorsqu'on veut conserver les arbres, de ne leur faire qu'une seule entaille; car, si on en fait

quatre ou cinq, dans la vue d'en tirer une plus grande quantité de liqueur, alors les arbres dépérissent, et les années suivantes on en retire bien moins de liqueur. Pour amener cette liqueur à l'état de sucre, on la fait évaporer par l'action du feu, jusqu'à ce qu'elle ait acquis la consistance d'un sirop très épais, et on la verse ensuite dans des moules de terre ou d'écorce de bouleau. En se refroidissant, le sirop se durcit, et l'on obtient des pains ou des tablettes d'un sucre roux, gras, et presque transparent, qui est assez agréable, si l'on a su saisir le degré de cuisson convenable; car le suc d'érable trop cuit a un goût de mélasse ou de gros sirop de sucre qui est peu flatteur. Cent kilogrammes de cette liqueur sucrée produisent ordinairement cinq kilogrammes de sucre. Les sauvages de ces pays joignent au sucre d'érable un peu de farine de maïs ou de froment, et en forment une pâte dont ils font provision pour les grands voyages qu'ils entreprennent. Ils trouvent que ce mélange, qu'ils nomment *quitsera*, leur fournit un aliment très-nourrissant.

Le sucre d'érable, pour être bon, doit être dur, d'une couleur rousse, un peu transparent, d'une odeur suave, et fort doux sur la langue : on l'emploie au Canada pour le même usage que celui des cannes à sucre.

§. III.

De la Manne.

La *manne* est un suc concret dont la forme varie, un peu onctueux, d'un blanc roussâtre. Son odeur tient un peu du miel; mais elle a quelque chose de désagréable, sa

saveur est sucrée, et laisse une légère âcreté : lorsqu'elle est fondue dans l'eau ; sa saveur a un goût douceâtre, fade, et qui excite des nausées. La manne découle d'elle-même, et plus ordinairement par les incisions qu'on fait pendant les grandes chaleurs de l'été au tronc et aux branches de deux espèces de frênes qui croissent en Calabre et dans quelques autres endroits de l'Italie : mais la meilleure manne, et celle qu'on doit employer, vient de Calabre.

On trouve dans le commerce différentes espèces de mannes. La plus estimée est celle qu'on nomme *manne en larmes*, ou celle qu'on nomme *manne en grains*, parce que la première est en grumeaux, d'un blanc jaunâtre, assez secs et doux au goût ; la seconde est en grains de la même espèce. Mais souvent ce qu'on vend pour manne en larmes, n'est qu'une manne grasse qu'on a fait fondre dans l'eau. On passe ; on fait bouillir ensuite, pour donner à la dissolution un degré de consistance qui approche de celle du miel ; on verse cette espèce de sirop épais dans une terrine, dans laquelle on a arrangé plusieurs bâtons qui se croisent ; le suc s'y condense, et s'y forme en larmes ou en grumeaux de différentes grosseurs. L'ébullition que cette manne a soufferte lui a fait perdre de sa vertu purgative, et la rend fort inférieure à celle dont je parlerai dans un moment. On trouve encore de la manne d'une belle couleur blanche ; mais ce n'est que du sucre cuit en consistance d'électuaire avec de la manne. On peut s'apercevoir de la fraude, parce que cette dernière est plus compacte et d'un goût différent de la manne qui n'a pas été altérée. La troisième espèce de manne, et la plus ordinaire, est celle qu'on nomme *manne en sorte*.

Elle est en grumeaux irréguliers, un peu gras, d'un roux assez foncé. On doit la choisir la plus nette d'ordures qu'il est possible. Enfin, il y a une autre sorte de manne presque sirupeuse, onctueuse, d'un roux tirant sur le noir, mêlée de pailles et d'ordures. C'est cette dernière qui doit porter réellement le nom de *manne grasse* ou *grossière*. Le frêne donne quelquefois de la manne dans nos départemens méridionaux. Le C. *Chaptal* en a vu qui avoit été recueillie à Aniane, près Montpellier.

LV

Du Miel.

Miel. Dans le même temps que les abeilles se portent sur les fleurs pour tirer du sommet des étamines, la matière propre à construire leurs alvéoles, elles recueillent, par le moyen de leurs trompes, une substance bien plus précieuse. Cette liqueur connue sous le nom de miel, est renfermée dans cette partie de la couronne de la fleur nommée *nectarium* par *Linnæus*. Les abeilles vont ensuite se décharger dans les alvéoles de leur ruche, du miel que contenoit leur estomac.

Lorsqu'on veut retirer le miel, on prend les gâteaux ou rayons de la ruche, on les rompt et on les met sur des nattes d'osier, sous lesquelles on a mis des vaisseaux de terre propres à recevoir le miel qui découle et qui acquiert bientôt de la consistance. Le miel qui a découlé de cette matière est nommé miel vierge; il est le plus pur et le plus estimé. Lorsqu'on s'aperçoit qu'il ne coule plus de miel, on enveloppe les gâteaux dans des sacs de toile et on les met à la presse. Le

miel qu'on obtient par ce moyen, n'est pas aussi pur que le premier. Il contient toujours quelques parties de *cire*; cependant il ne laisse pas d'être assez blanc. Enfin, on met les gâteaux dans l'eau sur le feu, et après une légère ébullition on les remet à la presse. Le miel qu'on retire par ce troisième procédé est jaune, et contient beaucoup de cire et d'autres matières étrangères.

Le miel nous vient de différens endroits. Il y a même actuellement peu de pays dans lesquels on ne trouve des ruches. Les miels de Sicile ont été fort estimés par les anciens. Celui qu'on recueille dans l'île de Minorque est sans contredit le plus agréable; sa saveur est douce, et il laisse dans la bouche un parfum délicieux. Le miel que nous retirons du Languedoc, et qu'on nomme ordinairement miel de Narbonne, parce qu'on en recueille beaucoup aux environs de cette ville, est très-blanc et d'un goût agréable. Le miel que nous retirons du Gâtinois est le plus ordinaire; il est, pour la bonté, immédiatement après le miel de Narbonne; on doit le choisir d'une consistance qui ne soit pas trop liquide, il doit être épais et grenu, le plus blanc est toujours le meilleur; son odeur et sa saveur doivent être douces, agréables et légérement aromatiques; on le falsifie quelquefois avec de l'amidon pour le rendre plus blanc; on peut s'apercevoir de cette fraude par le pâteux que laisse alors dans la bouche le miel qui a été falsifié de cette manière. Le miel souffre si peu d'altération dans le corps des abeilles, qu'il retient tous les caractères des substances végétales.

§. V.

Sucre extrait de la racine de betterave.

Beaucoup d'autres végétaux donnent aussi une petite quantité de matière sucrée, mais incapable de suppléer à la canne à sucre, tels que le navet, la carotte, la châtaigne, le panais, les tiges de maïs, etc.

Il y a plus de 40 ans que *Margraff* avoit annoncé qu'on pouvoit aussi extraire de la racine récente des différentes variétés de la *beta cicla*, un sucre très-pur, en faisant digérer pendant plusieurs jours, dans de l'acool rectifié, un poids déterminé de betterave sèche. Le fluide ensuite décanté et évaporé jusqu'au point convenable, laisse cristalliser tout le sucre qu'il tenoit en dissolution.

M. *Achard*, de Berlin, a repris le travail de *Margraff*, et a annoncé qu'il avoit trouvé des procédés, au moyen desquels il pouvoit retirer, de la betterave blanche, une quantité de sucre assez considérable pour que, en calculant tous les frais, ce sucre ne revînt pas à plus de 30 centimes la livre.

Le procédé indiqué par ce chimiste, consiste à faire cuire la betterave, à en exprimer le suc, et à l'évaporer jusqu'à consistance de sirop.

Ce sirop mis à l'étuve, donne un sucre cristallisé dans l'état de moscouade. Cette moscouade étoit brune et peu agréable au goût.

Par des purifications, on est parvenu à lui donner la qualité de la moscouade de troisième sorte; mais on peut suppléer à ces opérations, en faisant dissoudre dans de l'alcool une certaine quantité de cette moscouade; on

obtient, par ce moyen, un sucre candi qui ne diffère en rien de celui que donne le sucre de canne.

Le C. *Deyeux*, qui a répété les expériences du chimiste de Berlin, a fait des essais qui l'ont conduit à quelques améliorations dans le procédé de M. *Achard*.

Au lieu d'employer le suc exprimé de la betterave cuite, comme M. *Achard* le recommande, le chimiste français s'est servi de celui de la racine crue. Ce suc évaporé jusqu'au point convenable, et avec les précautions requises, a donné, après avoir séjourné pendant plus d'un mois dans une étuve, près d'un quart de plus de moscouade que le sirop fait avec le suc exprimé de betterave cuite.

Il résulte des expériences du cit. *Deyeux*, que 25 mille kilogrammes pesant de betteraves devroient fournir 391 kilogrammes, ou 782 livres environ de moscouade; laquelle, à raison du déchet qu'elle éprouveroit par les opérations du raffinage, ne donneroit plus que 224 kilogrammes, ou 448 livres de sucre *pur*; ce qui par conséquent, devroit établir le prix de ce sucre à 90 centimes le demi-kilogramme, ou 18 sols la livre.

§. VI.

Propriétés chimiques du sucre.

Plusieurs chimistes considèrent le sucre comme tenant le milieu entre les mucilages et les sels essentiels.

Le sucre n'a point d'odeur; sa saveur est sucrée, agréable; il jouit de la propriété phosphorique lorsqu'on le frotte dans l'obscurité.

Exposé sur les charbons ardens, il se fond et se bour-

soufle fortement, il exhale une vapeur acide très-piquante, il acquiert de la couleur, il vient d'un jaune brun ; c'est ce qu'on appelle *caramel.*

Distillé à l'apparcil pneumato-chimique, il donne de l'eau ; de l'acide pyromuqueux, une huile fétide, du gaz acide carbonique et du gaz hidrogène carboné.

Il reste un charbon spongieux et léger, contenant du carbonate de potasse et de chaux.

Il est inaltérable à l'air ; mais lorsque l'atmosphère est humide, il absorbe un peu d'humidité.

Sa dissolution dans l'eau constitue, suivant sa consistance, le sirop ordinaire ou simple, et le sucre cuit à la plume.

Si l'on fait rapprocher cette dissolution jusqu'à ce que la liqueur ait acquis une consistance un peu épaisse, on obtient, par le repos, des cristaux qui affectent la forme de prismes tétraèdres, terminés par des sommets dièdres ; c'est le *sucre candi.*

L'acide sulfurique concentré charbonne le sucre, le change en partie en eau comme la gomme.

Le nitrate de potasse, chauffé avec du sucre, brûle l'hidrogène et le carbone, et les matières fixes restent à nu.

Le muriate oxigéné de potasse l'enflamme et détonne fortement avec lui par la percussion.

Les oxides métalliques le brûlent ou le décomposent.

Lavoisier a trouvé dans 100 parties de sucre 64 parties d'oxigène, 28 de carbone, et 8 d'hidrogène.

Traité par l'acide nitrique, il donne de l'acide malique qui passe de suite à l'état d'acide oxalique. *Voyez* la Leçon sur les *acides végétaux.*

On connoit les grands usages du sucre, surtout dans

l'art du confiseur et dans les diverses préparations pharmaceutiques, tels que les sirops, les conserves, les électuaires, les pastilles, etc.

CHAPITRE VI.

Des Acides végétaux.

Ce quatrième principe immédiat des végétaux, est ce que les premiers chimistes ont appelé en général sels essentiels des végétaux ; mais on n'a plus donné ce nom qu'à ceux qui pouvoient cristalliser. Les chimistes prétendirent ensuite que tous les sels essentiels étoient les mêmes, et n'étoient que du tartre ou du vinaigre. Tel étoit l'état de la science, lorsque *Schèele* prouva que les acides citrique, malique, gallique étoient bien différens des acides tartareux et acéteux ; on a d'abord remarqué que quelques sucs des végétaux analysés donnoient les principes des sels minéraux ; les sels qu'on trouve le plus, sont le sulfate, le nitrate de potasse, le muriate de soude, etc.

Les anciens chimistes croyoient que le nitre n'étoit fourni que par les végétaux ; mais les modernes croient, au contraire, qu'il se forme dans la terre, et qu'il monte dans les végétaux. Quoi qu'il en soit, les sels se forment aussi dans l'acte de la végétation, car en faisant croître des soleils dans une terre bien lessivée, en analysant leurs sucs, on y trouve du nitrate de potasse.

Les acides végétaux sont tous des composés de radicaux qui, eux-mêmes, sont composés et unis à l'oxigène ; ces radicaux sont le carbone, l'hidrogène et l'oxigène.

Un caractère très-distinctif des acides végétaux et des acides minéraux, c'est que les premiers se réduisent tous, en dernière analyse, en eau et en acide carbonique : tous les acides végétaux peuvent se convertir les uns dans les autres, et cela vient de la différence des proportions des principes constituans; mais ce qu'il faut remarquer, c'est que la nature, comme les chimistes, ne peuvent plus rétrograder; ainsi, lorsqu'on a fait de l'acide oxalique, on ne peut plus avec celui-ci faire des acides citrique, malique, etc.

On distingue six genres d'acides végétaux :

1°. Acides végétaux formés dans ces mêmes végétaux, et purs ou natifs. Il y en a cinq dans le premier, l'acide gallique, benzoïque, succinique, malique et citrique;

2°. Acides en partie saturés d'une base dans les végétaux, que l'on nomme *acidules végétaux* : on en compte deux espèces, l'acidule oxalique et l'acidule tartareux;

3°. Ceux formés par le feu ou empyreumatiques; ils sont au nombre de trois, l'acide pyromuqueux, pyrotartareux et pyroligneux :

4°. Les acides factices ou artificiels que l'on forme par l'action des corps oxigénés ou des acides forts : il y en a trois espèces; savoir, l'acide muqueux, l'acide camphorique et l'acide subérique;

5°. Acides artificiels analogues aux précédens par leur origine factice, ou dus à l'art, mais qui sont semblables à ceux qu'on trouve aussi tout formés dans la nature : ce sont les acides malique, tartareux et l'acide oxalique;

6°. Par la fermentation. Il y en a deux espèces, l'acide acéteux et l'acide acétique.

PARAGRAPHE PREMIER.

Acide gallique.

L'acide gallique, ainsi nommé parce qu'on le retire principalement de la noix de galle, sorte d'excrescence accidentelle, déterminée par la piqûre et le développement d'un insecte, mais que l'on retrouve aussi en plus ou moins grande quantité dans les feuilles, les écorces, les racines d'un grand nombre de plantes, qui longtemps avoient été comprises sous la dénomination générale d'*astringentes*, telles que le quinquina, le café cru ou torréfié, les racines de fraisier, de scrophulaire, la millefeuille, l'arnica, les fleurs de camomille romaine, le nénuphar, les feuilles d'iris des marais, le sumac, le simarouba, la grenade, la tormentille, le brou de noix, etc.; cet acide, dont la base est, sinon entiérement, du moins pour la plus grande partie, formée de carbone, est susceptible de cristallisation, et distingué de tous les autres acides, principalement par son action sur les oxides de fer qu'il enlève aux autres acides et qu'il précipite en noir.

On connoît plusieurs procédés pour se procurer cet acide.

1°. Celui de *Schèele*.

On fait macérer, dans six parties d'eau distillée, une partie de noix de galle en poudre, au bout de quinze jours de macération, faite à la température de 16 à 20 degrés, on filtre et on met la liqueur dans une terrine de grès ou une grande capsule de verre; on la laisse évaporer lentement à l'air; il se forme une moisissure et une pellicule épaisse, comme glutineuse: il se précipite des

flocons muqueux fort abondans; la dissolution n'a plus alors une saveur fort astringente, mais plus sensiblement acide; et après deux ou trois mois d'exposition à l'air, on observe sur les parois du vase une plaque brune adhérente, et couverte de cristaux grenus, brillans, gris jaunâtres; les mêmes cristaux existent aussi en grande quantité sous la pellicule épaisse qui recouvre la liqueur; alors on décante celle-ci; on verse sur le dépôt floconneux, la pellicule et la croûte cristalline, de l'acool qu'on fait chauffer; ce dissolvant enlève tout le sel cristallisé; et ne touche point au mucilage. On évapore cette dissolution spiritueuse, et on a l'acide gallique pur, en petits cristaux grenus, d'un gris un peu jaune, brillans.

2°. Le C. *Deyeux* a indiqué dans son Mémoire sur la noix de galle, imprimé *Journal de Physique*, juin 1793, deux moyens pour se procurer cet acide.

A. Si l'on distille dans une cornue de verre de l'extrait de noix de galle, il se liquéfie au premier degré de chaleur; ensuite il se tuméfie : en augmentant le feu, il se dégage une grande quantité d'acide carbonique, en même temps, on voit se sublimer un sel qui s'attache au col de la cornue, tantôt sous la forme de petites aiguilles extrêmement déliées, et tantôt sous celle de petites écailles. Si l'on continue le feu, le sel est bientôt dissous par un fluide qui se condense, et qui tombe dans le récipient.

Le fluide contenu dans le récipient est extrêmement acide, ainsi que le sel sublimé dans le col de la cornue.

B. On introduit dans une cornue la quantité que l'on veut de noix de galle; on adapte à la cornue un récipient; et si l'on veut obtenir les fluides gazeux, on se sert de l'appareil pneumato-chimique. On pose la cornue sur un

bain de sable, ou à feu nu, ayant soin d'échauffer peu à peu jusqu'à ce que la température excède celle de l'eau bouillante.

Il passe d'abord une liqueur transparente, sans couleur, acide, donnant, par l'évaporation spontanée, des cristaux en aiguilles, croisés en tout sens; c'est de l'acide gallique pur. On obtient, pour second produit, un sel concret, sublimé au col de la cornue sous la forme de petites aiguilles très-blanches, et sur la fin une assez grande quantité d'huile.

L'acide obtenu par ce procédé est toujours coloré et empâté d'huile, surtout celui obtenu vers la fin de l'opération. Pour purifier cet acide, le C. *Deyeux* emploie la sublimation.

On se sert pour cela de deux capsules de verre, renversées l'une sur l'autre, de manière qu'il n'y ait que la capsule dans laquelle la matière à purifier est contenue, qui puisse recevoir la chaleur, et que l'autre reste froide. Lorsque l'appareil est luté, on échauffe la capsule inférieure : peu à peu l'intérieur de la capsule supérieure se remplit de cristaux aiguillés, blancs et argentins.

L'opération terminée, on trouve au fond de la capsule inférieure un magma noir et comme charbonné.

Il faut avoir soin de ne pas employer trop de chaleur, sans quoi, le sublimé, après s'être formé, se liquéfieroit et prendroit une couleur brune en refroidissant.

3°. Suivant la méthode de M. *Fiedler*, pharmacien, on fait dissoudre deux onces d'alun dans de l'eau bouillante; on filtre et on précipite par une lessive de potasse alcaline. On sépare le précipité et on l'édulcore jusqu'à ce que l'eau du lavage ne trouble plus le muriate de barite.

D'une autre part, on fait infuser, jusqu'à réduction de moitié, une once de bonne noix de galle avec seize onces d'eau ; on filtre, et l'on mêle à l'infusion le précipité obtenu de l'alun ; on agite le mélange avec un tube de verre. Le lendemain on filtre ; la liqueur passe claire. On lave le marc avec de l'eau chaude, jusqu'à ce que l'eau ne précipite plus le sulfate de fer. On rapproche les liqueurs par une évaporation lente et l'on obtient l'acide gallique cristallisé.

Cet acide rougit la teinture bleue des végétaux.

Mis sur un charbon ardent, il brûle en s'enflammant, et répand une odeur aromatique.

Mis sur une plaque de métal chauffée fortement, il se liquéfie, bouillonne, noircit, et finit par se convertir en charbon.

Distillé dans une cornue, et en réitérant plusieurs fois la distillation, on parvient à le décomposer. A un feu doux, une partie s'élève dissoute dans l'eau de cristallisation ; une autre se sublime en petits cristaux soyeux, sans décomposition. Un grand feu en sépare de l'huile, du gaz acide carbonique et du gaz hidrogène carboné. On trouve dans la cornue un charbon un peu raréfié qui s'incinère aisément lorsqu'on le brûle à l'air libre.

La décomposition s'opère bien plus promptement lorsqu'on distille une solution de ce sublimé dans l'eau.

Cet acide est soluble dans 24 parties d'eau froide ; lorsque l'eau est bouillante, il n'en faut que 3 parties.

L'acide nitrique le convertit en acides malique et oxalique.

Mêlé avec des dissolutions de plusieurs sels métalliques, il produit des précipités colorés.

L'or est précipité de son dissolvant, en une poudre brune;
L'argent, en brun;
Le mercure, en jaune orangé;
Le cuivre, en brun;
Le plomb de l'acétite, en blanc;
Le bismuth, en jaune citron.

La solution de sulfate de fer est la seule sur laquelle cet acide agisse d'une manière constante. Le précipité est d'un beau noir luisant, qui, d'après le C. *Deyeux*, est un composé d'oxide de fer carboné et d'un gallate de fer.

M. *Proust* a observé que les dissolutions de fer qui ne contenoient que du fer peu oxidé, qui sont à peine colorées et verdâtres, ne donnoient ou point ou que très-peu de précipité peu coloré et violet, ou d'un rouge foncé; au lieu que celles très-oxidées formoient de suite un précipité noir.

Si, dans une dissolution de sulfate de fer précipitée par l'acide gallique, on verse un acide très-étendu, et surtout l'acide sulfurique, aussitôt la liqueur acquiert de la transparence; mais en saturant l'excès d'acide, et ajoutant ensuite de l'acide gallique, on voit reparoître le précipité.

L'acide gallique fait effervescence avec les substances terreuses et alcalines, surtout à l'aide de la chaleur. C'est ce moyen que l'on emploie pour préparer les *gallates*, sels encore peu connus.

On sait seulement que ceux de potasse et de soude sont sous formes de cristaux irréguliers, bruns, et d'une saveur désagréable; qu'ils se décomposent lorsqu'on les expose à une température supérieure à celle de l'eau bouillante: dans ce cas, l'alcali reste dans la cornue.

Dans les arts, on ne se sert point de l'acide gallique pur, mais mêlé, comme il l'est dans les matières végétales, avec des extraits, avec la substance astringente, et spécialement avec le tannin. Son usage le plus général est dans la teinture et dans la fabrication de l'encre ; et en chimie, pour reconnoître la présence du fer. *Voyez* noix de galle.

§. II.

Acide benzoïque.

Cet acide se trouve dans le benjoin, le baume du Pérou, de Tolu, dans le styrax liquide (1), le storax, la canelle, la vanille, l'urine des chevaux, des vaches, (2) : l'urine des enfans en contient aussi ; et en général, les urines qui ne contiennent pas d'acide phosphorique, donnent de l'acide benzoïque, quelquefois combiné avec de la chaux.

On retiroit autrefois cet acide par la sublimation ; c'est ce qu'on nommoit en pharmacie, *fleurs de benjoin*. Comme par ce procédé, on n'en obtenoit qu'une très-petite quantité, *Schèele* en proposa un autre.

On prend 4 parties de chaux vive, on l'éteint avec 12 parties d'eau ; on ajoute 128 parties d'eau ; lorsque le bouillonnement a cessé ; on mêle 6 parties de cette eau de chaux sur 16 de benjoin en poudre, on remue assez

(1) Voyez mon Mémoire sur le styrax liquide. — Journal de Pharmacie, page 209.

(2) Voyez les Mémoires des C. *Fourcroy* et *Vauquelin*. — Journal de Pharmacie, page 41.

fortement pour mêler ces deux substances; on verse peu à peu toute l'eau de chaux : ce mélange par parties empêche le benjoin de se réunir en masse; on chauffe le liquide sur un feu doux pendant une demi-heure, en l'agitant continuellement; on retire du feu, et on le laisse déposer pendant plusieurs heures; on décante ensuite la liqueur claire : on ajoute encore 128 parties d'eau au résidu, on le fait bouillir une seconde fois, et l'on répète cette opération encore deux fois. On réunit toutes les liqueurs, et on les fait évaporer environ à 32 parties du poids total des liqueurs réunies. Lorsque la liqueur est refroidie, on y verse goutte à goutte de l'acide muriatique ou de l'acide nitrique, jusqu'à ce qu'il ne fasse plus de précipité, et qu'il y ait une saveur acide sensible dans le liquide.

L'acide benzoïque se précipite sous la forme de poussière, il reste dans la liqueur un sel calcaire; on le met sur un filtre, et on le lave avec de l'eau distillée.

Si on veut l'avoir en cristaux, on le dissout dans cinq ou six fois son poids d'eau bouillante; on filtre, et on laisse refroidir lentement cette dissolution : le sel se dépose en prismes comprimés et très-longs.

Chaptal propose de distiller le benjoin, et de faire passer dans un vaste récipient tous les produits confondus; alors on les fait bouillir dans l'eau, et par ce moyen on obtient une assez grande quantité d'acide.

Le citoyen *Deyeux* a aussi indiqué, Journal de Pharmacie, page 40, un autre procédé.

Il consiste à mettre dans une terrine vernissée, ou de grès, 4 parties de benjoin, réduit en poudre grossière, et d'ajouter environ 8 parties d'eau. On fait bouillir lé-

gérement ce mélange, pendant un quart d'heure, en remuant de temps en temps la matière avec une spatule de bois ; on filtre ensuite la liqueur toute bouillante, et on la reçoit dans une autre terrine placée sur un bain de sable chaud. La liqueur passe très-claire, et conserve sa transparence tant qu'elle est chaude ; mais à mesure qu'elle refroidit, elle se trouble et dépose des cristaux réguliers, blancs et brillans. On décante la liqueur surnageante, et on la fait évaporer à une douce chaleur; on obtient encore par refroidissement des cristaux.

On peut faire subir au benjoin plusieurs décoctions, afin de l'épuiser complétement.

Pour l'art du parfumeur, on pourroit, comme l'a conseillé le citoyen *Fourcroy*, se servir de l'acide benzoïque, retiré de l'urine de chevaux et de vaches : il ne s'agit que de verser sur l'eau qui baigne le fumier de ces animaux, de l'acide sulfurique ; comme ils tiennent beaucoup de benzoate calcaire, on obtiendroit ainsi l'acide benzoïque.

Cet acide a une odeur forte et piquante.

Il rougit les couleurs bleues végétales; mais non pas celle des violettes.

Exposé sur les charbons, il donne une fumée blanche, qui condensée n'est que l'acide sublimé, et répand une odeur agréable.

Quand on le chauffe vivement il s'enflamme. Dans un appareil fermé, une partie se sublime sans altération, et l'autre se décompose ; on obtient un peu de phlegme acide, de l'huile et du gaz hidrogène carboné. Il reste très-peu d'oxide de carbone dans la cornue.

Cet acide n'est point altéré par l'air, ni par les corps combustibles.

L'acide sulfurique concentré le dissout, mais ne change pas sa nature; car, on peut par le moyen de l'eau le séparer de sa dissolution dans cet acide.

Le citoyen *Guyton* a trouvé qu'en distillant de l'acide nitrique sur de l'acide benzoïque concret, il ne se dégageoit de gaz nitreux qu'à la fin de la distillation; mais que l'acide n'étoit pas altéré.

Il est peu soluble dans l'eau froide, et beaucoup plus dans l'eau chaude.

Il forme avec les substances terreuses et alcalines, des sels dont on n'a pas encore bien examiné tous les caractères. Il paroit, d'après *Bergman* et *Schèele*, que cet acide a plus d'affinité avec la chaux qu'avec les autres bases alcalines; c'est ce qu'on nomme *benzoates*.

M. *Tromsdorff* a présenté une suite d'expériences sur les benzoates terreux et alcalins. Le même chimiste a aussi reconnu que l'acide benzoïque n'agissoit point sur les métaux; mais qu'il s'unissoit à leurs oxides.

L'alcool dissout entièrement l'acide benzoïque et on l'en précipite par l'eau distillée.

On prépare cet acide en pharmacie; il entre dans quelques compositions médicinales.

§. III.

Acide succinique.

C'est du *succin*, que l'on connoît aussi sous les noms de *karabé*, *ambre jaune*, qu'on extrait cet acide. Suivant le cit. *Fourcroy*, ce bitume a manifestement une origine végétale, il place cet acide à la suite du gallique et du benzoïque, parce que, comme ceux-ci, il est suscep-

tible de se sublimer et de se cristalliser dans la sublimation.

Pour extraire cet acide, on prend du succin qu'on réduit en poudre grossière, on l'introduit dans une cornue, à laquelle on adapte un ballon, on dispose l'appareil sur un bain de sable, et on procède à la distillation par un feu doux et ménagé.

On obtient un peu d'eau, qui ensuite acquiert de l'acidité, et il s'attache au col de la cornue une substance concrète; c'est l'acide succinique: enfin, il passe une huile brune et épaisse.

L'acide que l'on obtient dans cette première distillation n'est jamais pur, il est toujours sali par un peu d'huile. Sans rapporter ici tous les procédés que l'on a proposés pour le purifier, j'indiquerai seulement celui qui m'a paru le plus simple et qui m'a toujours réussi.

On prend cet acide impur, on le mêle avec du sable blanc et réduit en poudre, on met le mélange dans une cucurbite, on la recouvre de son chapiteau, et on la pose sur un bain de sable. A l'aide d'une douce chaleur, l'acide succinique se volatilise et s'attache aux parois du vase. Dans cet état, l'acide succinique est très-pur et très-blanc.

Si on veut l'obtenir cristallisé, on le dissout dans de l'eau; on fait évaporer la liqueur, à une douce chaleur, environ jusqu'aux deux tiers, et par le refroidissement, elle donne des cristaux.

Le cit. *Guyton* a proposé de distiller cet acide avec de l'acide nitrique; par ce moyen, il l'obtient très-pur, et en très-beaux cristaux.

Il résulte des expériences que ce chimiste a faites sur

l'acide succinique, que le moyen le plus sûr de purifier, et le seul sur lequel on puisse compter pour des expériences exactes, est de cohober dessus, à plusieurs reprises, de l'acide nitrique, en observant de ne pas donner un degré de feu capable de le sublimer :

Que cet acide doit être rangé dans la classe de ceux qui se détruisent par une nouvelle combinaison de leur base, et se résolvant en gaz acide carbonique, gaz hidrogène carboné et en carbone :

Que l'acide succinique, uni à la soude, peut subir, sans se volatiliser, une chaleur capable de produire cette décomposition :

Que pendant cette opération, une partie des élémens de cet acide se combine dans les proportions qui constituent l'acide acéteux :

Enfin, que la nature de cet acide concourt avec les observations des minéralogistes sur le gisement du succin et les matières qui l'accompagnent dans le sein de la terre, pour lui assigner une origine végétale.

L'acide succinique est caractérisé par une saveur âcre; il rougit la teinture de tournesol, est soluble dans vingt-quatre parties d'eau froide, et deux d'eau bouillante.

Il cristallise en prismes triangulaires dont les pointes sont tronquées.

Les combinaisons de cet acide avec les différentes bases, donnent les *succinates*.

Le cit. *Guyton* les a décrits, au mot ACIDE, *Encyclopédie méthodique*, etc.

§. IV.

De l'Acide malique.

L'acide malique existe, non seulement dans la pomme d'où lui vient son nom, mais encore dans la fraise, la framboise et la plupart des fruits d'été.

Ordinairement on prend du suc de pomme, ou l'on broie des pommes aigres dans un mortier : on le sature par la potasse, on y mêle ensuite de la dissolution acéteuse de plomb, jusqu'à ce qu'elle n'occasionne plus de précipité ; l'acide acéteux s'unit à la potasse ; il reste en dissolution dans la liqueur tandis que l'acide des pommes, combiné avec l'oxide de plomb, se précipite en malate de plomb insoluble. On lave le précipité, on verse dessus de l'acide sulfurique affoibli, jusqu'à ce que la liqueur prenne une saveur acide franche, sans mélange de doux : on filtre le tout pour séparer l'acide du sulfate de plomb. S'il y a un peu d'excès d'acide sulfurique, on le fait disparoître en ajoutant une petite quantité de malate de plomb que cet acide décompose et convertit en sulfate de plomb.

Cet acide a une saveur piquante fade ; en le concentrant, il acquiert de la couleur : il devient rouge-cerise.

Il est incristallisable.

Il se décompose facilement au feu, et donne beaucoup d'acide carbonique, peu de gaz hidrogène carboné, et un charbon très-léger.

Tous les acides forts l'altèrent et le dénaturent. L'acide sulfurique concentré le charbonne ; l'acide nitrique le convertit en oxalique.

Avec les alcalis, on obtient des sels déliquescens; combiné avec la potasse et épaissi, on en fait une espèce de vernis que l'on étend sur le papier et sur le bois. Il forme avec la chaux un sel cristallisable, soluble seulement dans l'eau bouillante; avec la magnésie, un sel déliquescent;

Avec la barite, le plomb, le mercure, des sels très-peu solubles.

Il précipite les dissolutions nitriques de plomb, de mercure, d'argent; ce qui le distingue de l'acide citrique qui ne présente pas le même phénomène.

Schèele a aussi démontré l'acide malique dans le sucre.

Pour l'obtenir, on met dans une cornue une partie de sucre et 3 d'acide à 20 ou 22 degrés, pour éviter l'effervescence qui seroit considérable.

On adapte un ballon, et on distille; il se dégage des vapeurs nitreuses, de l'eau, et de l'acide carbonique; la liqueur se change en acide malique, mais il faut avoir soin de pousser le feu très-doucement; car l'effervescence seroit assez forte pour faire passer la matière dans le récipient, obstruer le col de la cornue, et la faire casser. Quand l'effervescence est bien passée, on retire la cornue, et l'on trouve l'acide malique qui est incristallisable; mais il n'est pas pur, il est mêlé d'acide nitrique et d'acide oxalique. Pour séparer ce dernier, il suffit de verser de l'eau de chaux en excès, il se forme un oxalate de chaux insoluble, et un nitrate et un malate de chaux soluble qui restent dans la liqueur, (on pourroit aussi séparer par la cristallisation):

On verse dans la liqueur un acétite de plomb, qui est décomposé par le malate de chaux; il se forme un ma-

late de plomb insoluble, et un acétite de chaux qui reste dans la liqueur ; on filtre et on lave bien jusqu'à ce que la liqueur ne soit plus sucrée. On jette sur ce malate de plomb de l'acide sulfurique affoibli, il faut le mettre avec précaution ; si on n'en met pas assez, l'acide malique mis à nu dissout le reste du malate de plomb ; si on en met trop, l'acide malique contiendra de l'acide sulfurique, dont il est très-difficile de le séparer.

En traitant de même la gomme arabique, la manne, le sucre de lait, la gomme adragant, l'amidon, la fécule de pomme de terre, et plusieurs substances animales, telles que la colle de poisson, le blanc d'œuf, le jaune d'œuf et le sang, on obtiendra aussi de l'acide malique et de l'acide oxalique.

L'acide malique n'est préparé que pour les usages chimiques.

§. V.

Acide citrique

Schèele est le premier qui ait trouvé le moyen d'obtenir l'acide citrique cristallisé et bien séparé du mucilage qui l'accompagne dans les sucs des fruits qui le fournissent.

Suivant ce chimiste, on exprime les citrons, on en laisse reposer le suc pendant vingt-quatre heures, pour favoriser la séparation du mucilage ; on le filtre à travers un papier, on le sature ensuite avec une quantité de carbonate de chaux. Le citrate calcaire qui résulte de cette saturation étant insoluble, se précipite au fond de la liqueur ; quand ce dépôt est bien fait, on tire à clair le dépôt surnageant, on lave le précipité jusqu'à ce qu'il

n'ait plus de saveur et qu'il soit très-blanc; on décompose ce sel avec la moitié de son poids d'acide sulfurique étendu de six parties d'eau à l'aide d'une légère chaleur; l'acide sulfurique enlève la chaux à l'acide citrique; le sulfate de chaux qui se forme se précipite pour la plus grande partie; et l'acide citrique reste libre dans l'eau : en le faisant évaporer jusqu'à la consistance de sirop clair, et en le laissant refroidir, on obtient cet acide sous forme cristalline.

Le C. *Dizé*, qui a fait plusieurs expériences sur cet objet, a vu qu'un excès d'acide sulfurique étoit nécessaire pour détruire la portion du mucilage que l'acide retient opiniâtrément dans sa combinaison avec la chaux, et qui s'oppose à sa cristallisation. Il observe en second lieu, que pour obtenir l'acide citrique parfaitement pur, il falloit le faire dissoudre et cristalliser plusieurs fois de suite.

Les cristaux obtenus par le C. *Dizé*, sont des prismes rhomboïdaux, dont les pans sont inclinés entr'eux d'environ 60 ou 120 degrés, terminés de part et d'autre par des sommets à quatre faces qui interceptent les angles solides.

Une partie d'eau distillée à la température de 10 degrés, dissout, suivant l'auteur, 1,25 d'acide citrique cristallisé, et il se produit 13 degrés de froid pendant cette dissolution.

Cet acide rougit les couleurs bleues végétales; exposé au feu, dans des vaisseaux fermés et à l'appareil pneumato-chimique, il s'y décompose; on en obtient un flegme acide, du gaz acide carbonique et du gaz hidrogène carboné; il reste un peu de charbon.

Ses cristaux s'éfleurissent à l'air sec, et s'humectent à l'air humide.

L'acide sulfurique concentré convertit cet acide en acide acéteux. Suivant les C. *Fourcroy* et *Vauquelin*, si l'on emploie une grande quantité d'acide nitrique, et qu'on le fasse chauffer longtemps sur de l'acide citrique, cet acide est décomposé et converti peu en acide oxalique, mais beaucoup en acide acéteux.

On prépare avec cet acide une limonade agréable: pour la faire, le C. *Dizé* propose environ deux grammes de cet acide dissous dans neuf hectogrammes d'eau, avec suffisante quantité de sucre et *d'oleo-saccharum* fait avec de l'écorce de citron.

Le C. *Vauquelin* s'estoccupé des combinaisons de cet acide. Voici les caractères distinctifs qu'il a assignés à ce genre de sels.

1°. Les citrates alcalins sont décomposés par la dissolution de barite; le précipité que cette terre y forme est dissoluble dans une grande quantité d'eau.

2°. Ils décomposent les sels calcaires, et forment dans leurs dissolutions un précipité qui est dissoluble dans moins de 500 parties d'eau.

3°. Ils sont décomposés par les acides minéraux, mais ils n'y forment point de précipité comme dans les tartrites et les oxalates, parce qu'ils ne forment pas de citrates acidules comme ces sels.

4°. Ils sont décomposés par les acides oxalique et tartareux, qui y forment des précipités cristallisés, ou pulvérulens, insolubles dans l'eau.

5°. Ces sels, et surtout les citrates métalliques, donnent à la distillation des traces d'acide acéteux.

6°. Mis sur les charbons allumés, les citrates se fondent, se boursouflent, exhalent une odeur d'acide acé-

teux empyreumatique, et laissent sur le support un charbon léger.

Les affinités de l'acide citrique obéissent à l'ordre suivant, pour les bases alcalines et terreuses :

La barite, la chaux, la potasse, la soude, la strontiane, la magnésie, l'ammoniaque et l'alumine.

§. VI.

Acidule oxalique ou *Sel d'oseille du commerce.*

On entend par *acidule*, l'union naturelle et à demi-saturée d'un acide avec une base.

L'oxalate acidule de potasse, ou acidule oxalique, se trouve dans toutes les oseilles, surtout dans celle nommée par *Linnæus*, *oxalis acetosella*.

Pour l'extraire, on exprime le suc de l'oseille, on le filtre, on l'étend avec de l'eau, on évapore jusqu'à consistance de sirop clair, on le recouvre d'huile pour empêcher la fermentation, et on l'abandonne à la cave pendant six mois. Il se dépose des petits cristaux, que l'on redissout pour les obtenir blancs.

Dans cet état, il est en partie saturé par de la potasse; c'est donc un sel avec excès d'acide.

Suivant *Baunacli*, on suit un autre procédé pour extraire le sel d'oseille dans la forêt Noire.

On broie dans un mortier de pierre, avec un pilon de bois mu par l'eau, le *rumex acetosa* de Linné. On porte le suc et le marc dans de grandes caves, où on le laisse reposer en y ajoutant de l'eau pendant quelques jours; on exprime le tout dans un pressoir semblable à celui du

raisin; on repile une seconde fois le marc dans le mortier, après y avoir mêlé de nouvelle eau, et on l'exprime une seconde fois. On chauffe légérement, et on verse dans quelques cuves tous ces sucs recueillis; on y ajoute de l'eau où l'on a délayé de l'argille fine, dont on met à peu près un centième du suc; on l'agite, et on le laisse reposer; on décante la liqueur; on filtre celle que tient le marc dans des étoffes de laine. On porte le suc ainsi clarifié dans de grandes chaudières de cuivre étamées; on le fait bouillir légérement et évaporer jusqu'à ce qu'il soit couvert d'une pellicule à sa surface; on le verse alors dans des terrines de grès qu'on place dans des endroits frais, où on le laisse tranquille pendant un mois; on décante alors la liqueur, et on trouve sur les parois des vases un sel irrégulier, grisâtre; on évapore une seconde et une troisième fois la liqueur, en y ajoutant un peu d'argille. La dernière eau-mère contient du muriate de potasse et du sulfate de potasse; elle est encore aigre et paroît contenir un autre acide. On purifie le sel en le faisant dissoudre dans suffisante quantité d'eau, et en le faisant cristalliser.

La saveur de cet acidule est aigre, piquante et un peu acerbe. Il n'a ni amertume, ni âcreté; il rougit fortement les couleurs bleues végétales; il pétille et décrépite au feu, et ne s'y fond pas sans s'y altérer.

L'acidule oxalique diffère de l'acidule tartareux, en ce qu'il donne beaucoup d'eau, à la distillation un peu d'acide non décomposé; il donne moins de gaz, point d'huile, et son charbon est moins volumineux; mais il contient de la potasse comme le charbon de l'acidule tartareux.

Cet acidule n'éprouve point d'altération de la part de l'air; il est très-dissoluble dans l'eau.

Les acides décomposent cet acidule, mais ces décompositions n'ont lieu qu'à l'aide de la chaleur.

On peut, avec cet acidule, former des sels triples, en le combinant avec la barite, la magnésie, la soude et l'ammoniaque.

Cet acidule est décomposé par la chaux; il se forme un précipité qui est un oxalate calcaire. La potasse reste en dissolution.

Ce sel est employé pour enlever les taches d'encre; en médecine, comme rafraîchissant: on peut en faire une espèce de limonade. Le C. *Berthollet* lui a reconnu une propriété importante, celle de défendre plus la chair de la corruption que l'acidule tartareux.

S. VII.

Acide oxalique.

Cet acide se trouve pur et isolé dans les végétaux. *M. Proust*, et particuliérement le C. *Deyeux*, ont trouvé dans les poils des pois chiches une quantité assez considérable d'acide oxalique pur.

Schèele a indiqué le moyen d'avoir cet acide pur.

On sature l'acidule oxalique d'ammoniaque; on verse dans la dissolution de cet oxalate trisule d'ammoniaque et de potasse, du nitrate de barite; l'acide nitrique s'empare des deux alcalis, l'acide oxalique s'unit à la barite et se précipite: on s'empare ensuite de la barite par l'acide sulfurique, et l'acide oxalique reste à nu.

On décante la liqueur, on l'essaie par de l'oxalate baritique dissous dans l'eau bouillante, pour en séparer la portion d'acide sulfurique qui pourroit y être contenue. Lorsqu'il n'y a plus de précipité, on fait évaporer, et elle donne par le refroidissement des cristaux qui affectent la forme d'un prisme tétraèdre, terminé par un sommet dièdre ; c'est l'*acide oxalique.*

Quand on veut se procurer, dans les laboratoires, de l'acide oxalique, on l'extrait du sucre en combinant l'oxigène de l'acide nitrique avec un de ses principes constituans.

On verse, en conséquence, sur une partie de sucre six à huit parties d'acide nitrique, à 22 ou 25 degrés; on met le tout dans une cornue que l'on pose sur un bain de sable; on chauffe d'abord doucement, jusqu'à ce que l'effervescence soit passée, alors on augmente le feu.

Il se dégage du gaz nitreux, et lorsque cette décomposition est achevée, on soutient la distillation au bain de sable jusqu'à ce que la liqueur soit réduite aux $\frac{1}{4}$ ou aux $\frac{1}{5}$; alors, on laisse refroidir, et il se forme dans la liqueur des cristaux qu'on sépare par la décantation; on les étend sur du papier joseph, afin de les faire sécher; on les fait dissoudre de nouveau dans l'eau distillée, et on la fait évaporer pour obtenir de nouveaux cristaux.

Cet acide est toujours concret, il a une saveur aigre, très-forte; il rougit les couleurs bleues végétales.

Exposé à un feu doux avec le contact de l'air, il se dessèche, et se réduit en poussière.

Mis sur un charbon ardent, il s'exhale en fumée âcre, irritante, et ne laisse qu'un résidu blanc alcalin, sans matière charbonneuse.

Distillé à l'appareil pneumato-chimique, il se liquéfie, devient brun et bouillant, donne un liquide acide, se sublime en partie sans altération, et il se dégage un gaz mêlé d'acide carbonique et de gaz hidrogène carboné.

L'air sec ne lui fait éprouver aucun changement.

L'eau froide dissout moitié de son poids d'acide, et l'eau bouillante en prend parties égales.

L'acide sulfurique concentré le brunit et le charbonne à l'aide du calorique.

L'acide nitrique le réduit en eau et en acide carbonique.

D'après les recherches des C. *Fourcroy* et *Vauquelin*, 100 parties d'acide oxalique contiennent 77 parties d'oxigène, 13 de carbone et 10 d'hidrogène.

Cet acide se combine avec toutes les bases salines, et constitue les *oxalates*. On peut voir le Mémoire de *Bergman*; on y trouvera des détails sur ces combinaisons.

C'est l'acide qui a le plus d'affinité avec la chaux, il fait reconnoître sa présence partout où elle se trouve; cette propriété particulière le fait distinguer de tous les autres acides.

Cet acide pur est très-employé dans les opérations de chimie. Il sert à reconnoître les sels calcaires; c'est le seul qui décompose le sulfate de chaux. L'oxalate d'ammoniaque est le réactif le plus sensible, et un des plus utiles.

Il vaut mieux que l'acide oxalique, parce que l'acide sulfurique, mis à nu dans cette décomposition, peut dissoudre une assez grande quantité d'oxalate de chaux; au lieu que quand on se sert d'oxalate d'ammoniaque, l'ammoniaque s'empare de l'acide sulfurique, et on est sûr de reconnoître les plus petites quantités de chaux.

§. VIII.

Acidule tartareux, ou *Tartrite acidule de potasse*.

L'acidule tartareux étoit connu des anciens sous le nom de *tartre*.

On distingue le tartre en blanc et rouge ; l'un et l'autre se trouvent sur les parois des tonneaux qui contiennent du vin : il est certain que ce tartre étoit tenu en dissolution par le vin.

Le tartre contient beaucoup de matières étrangères, telles que du nitrate et du sulfate de potasse, des parties colorantes, etc. D'après cela, il ne faut pas regarder le tartre comme le tartrite acidule pur, ou *crême de tartre* ; car ce dernier vient de la purification du premier.

On le purifie à Venise, en le dissolvant dans l'eau et en clarifiant la liqueur avec la cendre et le blanc d'œuf.

A Montpellier, on emploie une terre argilleuse et blanche de *Merviel*.

Il y a très-peu de végétaux qui contiennent l'acidule tartareux : les raisins en contiennent plus, lorsqu'ils sont mûrs que verds ; car alors ils contiennent de l'acide citrique, ce qui prouve bien la transformation des acides les uns dans les autres, ce que font tous les jours les chimistes.

Le tartrite acidule de potasse cristallise en prismes tétraèdres, coupés en biais.

Il a une saveur aigre, il rougit la teinture de tournesol et le sirop de violette.

Exposé au feu avec le contact de l'air, l'acidule tartareux se décompose, il se fond, se boursoufle, il passe par différentes couleurs, exhale une très grande fumée, il reste un charbon volumineux, qui contient du carbonate de potasse et de la potasse caustique.

Distillé dans une cornue, on obtient de l'acide pyrotartareux, un peu d'huile, une très-grande quantité de gaz acide carbonique et de gaz hidrogène carboné, et du carbonate d'ammoniaque qui se cristallise dans l'alonge. La cornue contient un charbon qui donne de la potasse par le lavage et l'évaporation.

C'est ainsi que dans les arts on prépare un sel, connu sous les noms de *sel fixe de tartre*, ou d'*alcali du tartre*. A cet effet, on met du tartre brut en poudre grossière dans des cornets de papier gris épais que l'on plonge dans l'eau; on les place sur un lit de charbon dans un fourneau qu'on remplit successivement ainsi de couches alternatives de cornets de tartre et de charbon, en ayant soin de recouvrir le dernier lit d'une couche de charbon un peu plus épaisse : on allume ce charbon, et on le laisse brûler et s'éteindre entièrement après sa combustion complète : quand le tout est refroidi, on enlève les cornets fort diminués de volume. Ces cornets contiennent la potasse du tartre dont le charbon est détruit et qui est combiné avec une portion d'acide carbonique; il s'y trouve aussi une petite quantité de chaux et de sulfate de potasse.

On obtient aussi ce sel en mettant dans un creuset du tartre brut; on chauffe fortement, la matière se boursoufle, l'acide tartareux est décomposé, le gaz hidrogène se dégage; l'acide carbonique se porte sur la potasse, et on

en retire du carbonate de potasse, dans lequel il y a excès de potasse. Ce carbonate n'est pas pur, il est mêlé de carbonate de chaux, qui vient du tartrite de chaux qui étoit dans le tartre brut. Si l'on prenoit du tartrite acidule de potasse, on obtiendroit du carbonate de potasse beaucoup plus pur. En filtrant, on sépare le carbonate de chaux et le charbon ; si l'on traite ensuite la liqueur par l'alcool, on sépare toute la potasse, et l'on a du carbonate de potasse saturé d'acide.

Comme ce sel contient beaucoup de potasse à nu, il attire promptement l'humidité de l'air, forme alors un liquide épais qu'on a appelé *alcali du tartre* en *deliquium*, *huile de tartre par défaillance.*

L'acidule tartareux n'est pas altéré par l'air.

Il faut environ 60 parties d'eau froide pour en dissoudre une, et 30 parties d'eau bouillante.

Si on garde la dissolution, elle laisse précipiter quelquefois du sel tout pur, ensuite une pellicule muqueuse, qui passe par différentes couleurs, et qui, en dernière analyse, est noire ; alors, la dissolution n'est plus acide, mais alcaline : d'où il résulte que l'acide tartareux s'est décomposé ; une partie est passée à l'état de charbon et de muqueux, une autre à l'état d'acide carbonique, qui sature la potasse.

Cette expérience prouve que la potasse est toute formée dans la crême de tartre, et que l'acide tartareux, et toutes les combinaisons dans lesquelles il entre, sont décomposables de la manière dont nous venons de l'indiquer.

Aucun corps combustible n'a d'action sur l'acidule tartareux.

Quelques métaux, à l'état d'oxide, s'unissent avec l'excès d'acide de l'acidule tartareux ; il en résulte un sel triple.

La combinaison de l'oxide vitreux d'antimoine avec ce sel, porte le nom d'*émétique*, de *tartre stibié*, ou *antimonié* : c'est du tartrite de potasse et d'antimoine.

Les auteurs, qui ont donné des recettes pour faire le *tartre stibié*, ont varié sur la nature et sur les doses des préparations antimoniales, qu'il faut faire bouillir avec la *crême de tartre*, ainsi que sur la durée de l'ébullition.

Celles que l'on suit le plus ordinairement, sont :

1°. De mêler ensemble parties égales de tartrite acidule de potasse et d'oxide d'antimoine vitreux, bien transparent et porphyrisé. On projette peu à peu ce mélange dans de l'eau bouillante, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'effervescence : on continue l'ébullition pendant quelques minutes : on filtre ensuite la liqueur, et on la fait évaporer dans une chaudière de fonte ou de cuivre ; mais de préférence dans des capsules de verre, à une douce chaleur. L'antimoine ne peut s'unir aux acides que quand il est à l'état d'oxide blanc volatil, qui contient environ 0,20 d'oxigène ; et ici, il n'est qu'à l'état d'oxide orangé qui ne contient que 16 à 17 d'oxigène. Il ne peut donc s'emparer de l'excès d'acide qu'après s'être oxidé davantage ; c'est pour cela, qu'il y a de l'eau de décomposée. L'oxigène, oxide l'antimoine qui se porte sur l'excès d'acide tartareux, et forme, avec le tartrite de potasse, un sel triple soluble. L'hidrogène de l'eau se combine avec le soufre, et forme, avec une portion de l'oxide d'antimoine, un sulfure hidrogéné d'oxide d'antimoine ou *kermès* qui se précipite.

On filtre, et l'on obtient par refroidissement de très-beaux cristaux, qui présentent des pyramides trièdres, souvent des octaèdres ou tétraèdres.

2°. On prend cinq parties de tartrite acidule de potasse, et environ trois de poudre d'algaroth, précipitée par l'eau chaude, lavée et séchée; on ajoute au mélange une suffisante quantité d'eau, et on fait bouillir doucement: on filtre, on évapore, et on obtient de très-beaux cristaux de tartrite de potasse antimonié.

3°. Le C. *Lartigue*, pharmacien à Bordeaux, a proposé un autre procédé.

Il consiste à mêler ensemble douze parties d'oxide gris-blanc d'antimoine, et quinze de tartrite acidule de potasse réduits en poudre, et passés au tamis de soie.

On projette peu à peu le mélange dans suffisante quantité d'eau chaude; on fait bouillir jusqu'à ce que le tartrite acidule de potasse soit saturé, ou que la liqueur, d'acide qu'elle est au commencement, ait une saveur douce, ce qui arrive dans moins d'un quart d'heure d'ébullition: on filtre la liqueur, et par le repos et le refroidissement, elle fournit des cristaux très-blancs.

De telle manière que l'on fasse cette préparation, elle sera toujours la même, si l'on a soin d'obtenir ce sel en cristaux tétraèdres ou octaèdres, comme l'observe le C. *Thenard*. L'analyse du tartrite acidule de potasse, lui a démontré qu'il étoit composé de 57 parties d'acide tartareux, de 33 de potasse et de 7 d'eau: ainsi ce sel, suivant ce chimiste, contient plus de tartrite de potasse qu'il n'en faut pour saturer le tartrite d'antimoine. Alors cet excès reste dans les eaux-mères, et cristallisant avec les dernières portions d'émétique, change l'action de ce

médicament. Une autre cause amène des différences dans les émetiques; la crême de tartre retient toujours du tartrite de chaux en dissolution, et en faisant cristalliser l'émétique, le tartrite de chaux cristallise avec. Il faut donc redissoudre les cristaux dans l'eau et faire cristalliser de nouveau.

Ce sel a une saveur métallique et âpre.

Il est décomposé au feu; il se dégage de l'acide pyro-tartareux et laisse un charbon qui contient de la potasse et de l'oxide d'antimoine.

Il est éflorescent à l'air et se recouvre d'une poussière blanche et farineuse.

Il faut environ 60 parties d'eau froide pour en dissoudre une de ce sel. La dissolution rougit foiblement la teinture de tournesol.

Il est décomposé par les alcalis, la chaux, les sulfures alcalins; par le gaz hidrogène sulfuré, on obtient un tartrite acidule de potasse et du kermès.

Les sucs des plantes, et surtout les décoctions extractives des bois, des racines et des écorces précipitent la dissolution de ce sel en une matière jaune, rougeâtre, qui n'a plus de propriété émétique; c'est ainsi que le C. *Berthollet* a proposé la décoction de quinquina, pour detruire promptement les mauvais effets de ce sel. Il paroit que c'est la matière extractive qui s'unit à l'oxide d'antimoine et le précipite.

Le C. *Thenard*, voulant connoître les proportions exactes des principes de l'émétique, l'a analysé. Sans décrire ici tous les moyens d'analyse employés par ce chimiste, il me suffira de dire qu'il a d'abord convenablement desséché l'émétique, qu'il en a précipité l'antimoine par un hidro-sulfure, et qu'il a séparé l'acide

tartareux par l'acétite de plomb. Par ce moyen, il a déterminé les quantités d'antimoine et d'acide tartareux contenues dans l'émétique ; pour reconnoître la proportion de potasse, il a traité par l'acide nitrique l'émétique calciné fortement, et a obtenu du nitrate de potasse.

Le C. *Thenard* a conclu de ces différentes analyses, que l'émétique étoit composé : d'eau, 8 ; d'oxide d'antimoine, 38 ; d'acide tartareux, 34 ; et de potasse, 16 ; ou ce qui est la même chose : de tartrite de potasse, 54 ; de tartrite d'antimoine, 54 ; d'eau, 8 ; perte, 4.

L'acidule tartareux agit d'une manière sensible sur les oxides de plomb, et de cuivre, mais il n'a qu'une foible action sur l'oxide de mercure.

Les oxides de plomb ont la propriété de décomposer l'acidule tartareux, d'enlever son acide excedant, et de s'unir avec lui en un tartrite de plomb blanc, pulvérulent et insoluble, et de laisser dans la liqueur qui surnage le tartrite de potasse qui existoit dans l'acidule tartareux. Avec l'oxide de cuivre, il résulte aussi un sel triple d'un beau vert.

La combinaison du tartrite acidule de potasse, donne avec le fer plusieurs préparations, très-usitées en pharmacie ;

1°. *Le tartre chalybé.* On fait bouillir dans 96 parties d'eau, 2 parties de limaille de fer porphyrisé, et 8 parties de tartre blanc : lorsque ce tartre est dissous, on filtre la liqueur, elle dépose des cristaux ; on en obtient de nouveaux, en faisant évaporer l'eau mère.

2°. *La teinture de Mars tartarisée.* On fait une pâte avec 6 parties de limaille de fer, 16 de tartre blanc en poudre, et suffisante quantité d'eau ; on laisse ce mélange en repos pendant vingt-quatre heures ; on l'étend

ensuite dans 192 parties d'eau, et on fait bouillir pendant deux heures, en ajoutant de l'eau pour remplacer celle qui s'évapore ; on décante la liqueur, on la filtre, on l'épaissit en consistance de sirop, et on y ajoute une partie d'alcool.

3°. *La teinture de Mars de Ludovic.* Le procédé indiqué par *Beaumé*, consiste à faire dans l'eau un mélange de parties égales de sulfate de fer et de tartrite acidule de potasse, jusqu'à ce qu'il reste une matière sèche et pulvérulente, et de faire digérer sur cette masse, à une douce chaleur, de l'alcool, jusqu'à ce qu'il ait acquis une couleur jaune ; on décante la liqueur, on la filtre, on dessèche le résidu, on verse de nouvel alcool, et on fait digérer comme dessus.

Le C. *Pérès*, étudiant en médecine, a donné, dans le *Journal de Pharmacie*, page 154, un autre procédé pour préparer cette teinture.

On prend deux parties de limaille de fer, sur laquelle on fait digérer, à une chaleur douce, une partie d'acide tartareux pur, dissous dans la moindre quantité d'eau possible; quand l'acide est très-rouge et très-chargé de fer, on y ajoute l'alcool que l'on juge convenable.

4°. *Le tartre martial soluble.* Pour préparer le tartre martial soluble, on prend 16 parties de teinture de Mars tartarisée, et 4 de tartrite de potasse ; et on fait évaporer le tout jusqu'à siccité.

5°. *Les boules de Mars ou de Nancy.* On met une partie de limaille d'acier et deux parties de tartre blanc en poudre, dans un vaisseau de verre ou de fer, avec une certaine quantité d'eau-de-vie; lorsque cette dernière est évaporée, on pulvérise la masse, et on ajoute de

l'eau-de-vie, qu'on laisse évaporer comme la première fois; on répète ce procédé jusqu'à ce que le mélange soit gras et tenace, alors on en forme des boules.

Les acides minéraux ont une action marquée sur l'acidule tartareux. Ils ne peuvent s'emparer de la potasse de l'acidule qu'en décomposant l'acide tartareux.

Parties égales d'acide sulfurique concentré et d'acidule tartareux en poudre, chauffées pendant dix à douze heures à la chaleur du bain-marie, forment une bouillie épaisse. Si l'on verse dessus quatre fois son poids d'eau distillée bouillante, et que l'on sature l'acide sulfurique par la craie, filtrant la liqueur et l'évaporant, on obtient du sulfate de potasse, mêlé de sulfate de chaux, et suivant le C. *Fourcroy*, il y a dans cette expérience de l'acide acéteux formé.

La même chose a lieu par l'acide muriatique.

L'acide nitrique s'empare de la potasse de l'acidule et fait passer l'acide à l'état d'acide oxalique.

Mêlé avec l'acide boracique, on obtient une préparation connue sous le nom de *crême de tartre soluble*.

Sans rapporter ici les diverses recettes qui existent, j'indiquerai seulement le procédé du citoyen *Tancoigne*, pharmacien de Paris, et celui proposé par le C. *Lartigue* de Bordeaux.

Le C. *Tancoigne*, préparoit autrefois sa crême de tartre soluble, avec une partie de crême de tartre, et le cinquième du poids de borax en poudre; mais ce procédé donnoit une crême de tartre qui attiroit l'humidité de l'air. Pour éviter cet inconvénient, il emploie avec avantage l'acide boracique; mais au lieu d'un cinquième de borax, il ne faut que moitié moins d'acide.

On fait dissoudre le tout dans une marmite vernissée, et l'on y ajoute suffisante quantité d'eau, à peu près trois fois le poids du mélange : on filtre à froid la liqueur, et l'on fait ensuite évaporer jusqu'à siccité. A mesure que le sel s'évapore, il prend une consistance tenace et glutineuse. Lorsque la matière est froide et cassante, on la pulvérise, et on la renferme dans un vase.

Le procédé du C. *Lartigue* consiste à prendre une partie d'acide boracique par cristallisation, réduit en poudre; de le mettre avec le double de son poids d'eau pure, sur un feu doux, dans un vase inattaquable par les acides végétaux; lorsqu'elle est chaude, on y ajoute par portions, en remuant continuellement, 8 parties d'acidule tartareux en poudre fine : le tout forme une pâte très-liée. On continue à tenir le vase sur le feu, et à remuer la matière jusqu'à ce qu'elle soit sèche, ayant soin d'écraser le plus possible les pelotes qui se forment, et d'éviter que la partie qui adhère au vase ne brûle pas. On la réduit ensuite en poudre, et on la passe par un tamis fin.

Les combinaisons de l'acidule tartareux avec les différentes terres, n'ont pas encore assez été examinées pour en décrire les résultats, on sait seulement que la chaux décompose ce sel; décomposition que nous examinerons en traitant de *l'acide tartareux pur*.

Avec les alcalis, on obtient des sels très-usités en médecine.

Si on jette dans une dissolution de carbonate de potasse de l'acidule tartareux en poudre, il se fait une vive effervescence, produite par le dégagement de l'acide carbonique; on ajoute de l'acidule jusqu'à saturation; on filtre cette liqueur, après l'avoir fait bouillir quelque temps;

on l'évapore jusqu'à ce qu'elle donne 40 degrés de l'aréomètre de *Mossy*; pour les sels, à une chaleur lente, ou par l'évaporation spontanée, il s'y forme des cristaux en carrés longs, terminés par deux biseaux; c'est ce qu'on nomme tartrite de potasse.

Ce sel portoit autrefois les noms de *sel végétal*, *tartre soluble*, *tartre tartarisé*.

Ce sel a une saveur amère, il devient charbonneux lorsqu'on le chauffe fortement.

Distillé dans une cornue, il se décompose et donne une liqueur acide, de l'huile, beaucoup d'acide carbonique, et un peu de carbonate ammoniacal.

Il est peu altérable par l'air.

Il est six fois plus dissoluble que l'acidule tartareux.

Il est en partie décomposé par les acides minéraux qui lui enlèvent l'excès de potasse inutile à la formation de l'acidule tartareux, celui-ci se précipite aussitôt.

La chaux, la barite et la strontiane le décomposent, il se forme un tartrite insoluble.

La plupart des dissolutions métalliques décomposent aussi le tartrite de potasse.

De nouvelles expériences du C. *Vauquelin*, sur la combinaison de l'acidule tartareux avec la soude, ont prouvé que le sel appelé *sel de Seignette*, nom d'un pharmacien de la Rochelle, qui l'a composé le premier, ou tartrite de soude, étoit un sel triple. Nous lui donnerons donc le nom de tartrite de potasse et de soude.

Pour le préparer, on prend du carbonate de soude cristallisé, et on le sature avec une suffisante quantité d'acidule tartareux : lorsque la saturation est complète, il se dépose au fond de la liqueur une poudre blanche,

parfaitement insipide, qui n'est que du tartrite de chaux, substance qui se trouve combinée avec le tartrite acidule de potasse, puisqu'en combinant directement l'acide tartareux pur avec la soude, on n'a pas de semblable précipité. Lorsque l'on est parvenu au point de saturation, on filtre la liqueur, on la fait évaporer, et on obtient par le refroidissement, de très-beaux cristaux, dont chacun représente des prismes à huit pans sans sommets.

Pour s'assurer si ce sel étoit une combinaison triple, le C. *Vauquelin* fit les expériences suivantes:

1°. Il a fait évaporer la combinaison d'acide tartareux pur, et de soude, et il a obtenu un sel beaucoup moins soluble que le sel de Seignette, qui cristallise en aiguilles très-fines ou en plaques minces irrégulières, et jamais comme le tartrite de soude.

2°. Il a mêlé ensemble une dissolution très-concentrée de tartrite de soude neutre et de *sel végétal* également concentré, qui ne cristallisoit pas séparément; mais sitôt que les liqueurs furent mêlées, il obtint des prismes à 8 pans, parfaitement semblables au sel de *Seignette*. Voilà donc un acidule formé par l'addition de l'acide tartareux.

Il résulte du travail du C. *Vauquelin*, que la crême de tartre du commerce contient sur 100 parties, 7 de tartrite de chaux, et que 100 parties de tartre brut en contiennent environ 0,16.

Ce sel a une saveur légérement amère, il retient beaucoup d'eau dans sa cristallisation, aussi s'éfleurit-il à l'air.

Comme le tartrite de potasse, ce sel est décomposé par les mêmes réactifs.

Avec l'ammoniaque, l'acidule tartareux forme un sel

appelé tartrite ammoniacal, qui cristallise très-bien par l'évaporation et le refroidissement.

Ce sel a une saveur fraîche, il se décompose au feu, s'efleurit à l'air.

La chaux et les alcalis fixes en dégagent l'ammoniaque, ainsi que les acides forts.

On emploie l'acide tartareux, ou *tartre brut* dans la teinture, dans la foulerie des chapeaux, dans la dorure, dans la docimasie, en médecine, etc.

§. IX.

Acide tartareux.

Pour obtenir cet acide pur, on fait dissoudre 32 parties de crême de tartre dans l'eau; on y jette peu à peu de la craie jusqu'à saturation complète; il se fait un précipité qui est un vrai *tartrite de chaux*: on met ce tartrite dans une cucurbite; on verse dessus 9 parties d'acide sulfurique et 5 d'eau; on fait digérer pendant douze heures, en observant de remuer de temps en temps; alors l'acide tartareux reste libre; on le débarrasse par l'eau froide, du sulfate de chaux qu'on a formé.

Pour s'assurer si cet acide ne contient pas d'acide sulfurique, on verse quelques gouttes d'acétite de plomb; si le précipité qui se forme est entiérement soluble dans l'acide acéteux, la lessive ne contient pas d'acide sulfurique; s'il ne l'est pas, c'est qu'il contient de l'acide sulfurique: il faut, pour l'en débarrasser, faire digérer la liqueur sur une certaine quantité de tartrite calcaire.

On peut aussi, en place de craie, employer la chaux vive, comme l'indique le C. *Fourcroy*; cette substance

donne plus d'acide. Alors la lessive ne contient que de l'alcali, au lieu de tartrite de potasse, comme dans le premier procédé.

Si l'on fait rapprocher l'acide tartareux, on le fait cristalliser.

Cet acide a une saveur très-piquante; il rougit les couleurs bleues végétales.

Exposé au feu, ces cristaux noircissent et laissent un charbon spongieux.

Traité à la cornue, on obtient une liqueur acide et de l'huile; il se dégage de l'acide carbonique et de l'hidrogène carboné.

Le charbon qui reste ne contient ni acide ni alcali.

Cet acide s'altère très-peu à l'air, et se dissout assez facilement dans l'eau. Il se combine avec toutes les bases salines et avec quelques métaux.

Il enlève la chaux aux acides nitrique, muriatique, phosphorique et acéteux.

Il précipite les dissolutions nitrique de mercure, muriatique de plomb, etc.

Les combinaisons de cet acide sont maintenant mieux connues, depuis le travail du C. *Thenard*.

Voici les principaux faits que ce chimiste a observés. Il a remarqué que le tartrite de potasse avoit la propriété de s'unir en sel triple, avec ceux de chaux, de barite, de strontiane; que ces tartrites, qui étoient peu solubles lorsqu'ils étoient seuls, le devenoient davantage lorsqu'ils étoient ainsi combinés. Il examine quelques-unes des propriétés de ces sels triples. Une des plus remarquables, est celle du tartrite de potasse et d'alumine : ce sel n'est point précipité par les alcalis fixes caustiques ou carbo-

nates ; cependant la potasse et la soude ont réellement plus d'affinité avec l'acide tartareux que l'alumine ; aussi l'alumine est-elle effectivement séparée de cet acide par les alcalis ; mais elle ne se précipite point, parce qu'elle est tenue en dissolution par le tartrite de potasse ou par le sel triple tartrite de potasse et de soude.

Les tartrites acidules métalliques sont comme les tartrites acidules à base terreuse ou à base alcaline, moins solubles que les tartrites neutres. Le C. *Thenard* l'a remarqué sur le tartrite acidule de cuivre ; il a observé, de plus, que ce sel est complétement dissoluble dans les alcalis fixes purs ou carbonatés.

Les tartrites métalliques sont également susceptibles de s'unir en sels triples avec le tartrite de potasse, et ces sels triples sont généralement plus solubles que les sels doubles. Le C. *Thenard* l'a du moins observé ainsi sur les tartrites de manganèse, de zinc, d'étain, etc., unis au tartrite de potasse.

Ces tartrites triples ne sont précipités, ni par les alcalis purs, ni par les carbonates alcalins ; aucun n'est décomposé par l'hidrogène sulfuré, mais ils le sont tous par les hidrosulfures et l'acide gallique.

Le tartrite de potasse et de cuivre est décomposé par l'hidrogène sulfuré, les hidrosulfures et l'acide gallique.

Le tartrite de potasse et de plomb n'est pas même décomposé par les sulfates ; mais il l'est par l'hidrogène sulfuré et les hidrosulfures.

Le tartrite de potasse et de mercure, celui de potasse et d'argent sont décomposés par les mêmes corps que les précédens : ils le sont en outre par les alcalis et les carbonates alcalins.

Enfin, le C. *Thenard* a vu que le tartrite neutre de potasse avoit la propriété de dissoudre en assez grande quantité les oxides métalliques, et que la chaux étoit la base qui avoit le plus d'affinité avec l'acide tartareux.

En traitant du sulfate de potasse avec de l'acide tartareux, on obtient de l'acidule tartareux et du sulfate acide de potasse.

Cette décomposition n'a lieu que par l'affinité du sulfate de potasse pour un excès d'acide, de même que le tartrite de potasse.

L'acide tartareux pur est très-utile comme réactif; on pourroit aussi l'employer en médecine comme l'acide citrique.

§. X.

Acide pyrotartareux.

Pour l'obtenir, on remplit à moitié, de tartrite acidule de potasse pulvérisé, une cornue de verre; on y adapte un ballon tubulé, auquel on ajoute un tube qui s'engage sous une cloche dans l'appareil pneumato-chimique. En graduant le feu, on obtient une liqueur acide empyreumatique mêlée avec de l'huile, on sépare ces deux produits au moyen d'un entonnoir, et c'est la liqueur acide qu'on a nommée *acide pyrotartareux*.

Il se dégage dans cette distillation une très-grande quantité de gaz acide carbonique.

Cet acide n'est pas parfaitement pur; il contient toujours de l'huile, qu'il seroit à souhaiter qu'on en pût séparer. Quelques auteurs ont conseillé de le rectifier; mais le C. *Guyton* a constaté que cette opération étoit dangereuse, et qu'il y avoit explosion.

L'acide pyrotartareux a une odeur et une saveur empyreumatiques; il rougit le tournesol.

Il dégage avec effervescence l'acide carbonique de ses bases.

Il forme avec les terres et les alcalis des sels qui constituent les *pyrotartrites*.

§. XI.

Acide pyromuqueux.

Toutes les matières sucrées, gommeuses, farineuses, peuvent produire cet acide par la distillation.

On met dans une cornue la quantité de sucre que l'on veut; on a soin de prendre une cornue très-ample, parce que la matière se boursoufle, et on y adapte un récipient d'une assez grande capacité pour pouvoir condenser les vapeurs : il se dégage, à la première impression du feu, une grande quantité d'acide carbonique et du gaz hidrogène : il reste dans le récipient une liqueur brune, dont la plus grande partie est un acide foible, rougissant le papier bleu, coloré par une portion d'huile.

On trouve dans la cornue un charbon spongieux.

C. *Guyton* a obtenu cet acide bien moins coloré, en le redistillant sans intermède.

Lorsqu'il est concentré, il a une saveur très-piquante, il rougit fortement les couleurs bleues végétales, il tache la peau en rouge.

Cet acide combiné avec les différentes bases, forme les *pyromucites*, dont le C. *Guyton* a déterminé les attractions chimiques.

§. XII.

Acide pyroligneux.

Pour obtenir cet acide, le C. *Guyton* a conseillé de distiller dans une cornue de fer, au fourneau de réverbère, de petits morceaux de hêtre bien secs, de changer de récipient lorsque l'huile a monté, et de rectifier le produit par une seconde distillation.

Pour reconnoître la nature des fluides élastiques qui se dégagent dans cette opération, on peut se servir d'une cornue de grès bien lutée, que vous placez dans un fourneau de réverbère; on ajoute à la cornue une alonge qui va plonger dans un récipient tubulé, auquel on adapte un tube qui va se rendre sous une cloche destinée à recevoir les gaz; on pousse le feu doucement d'abord, et l'on distille ensuite à l'ordinaire.

On peut reconnoître l'acide carbonique par l'eau de chaux, et l'hidrogène en le brûlant; il donne pour résidu de l'acide carbonique qu'on reconnoît de la même manière.

Les matières végétales contiennent donc toutes les trois principes, hidrogène, carbone et oxigène; deux substances végétales seulement donnent l'azote, c'est le gluten et l'extractif.

Distillation d'une substance végétale.

Toutes les fois qu'on distille une substance végétale quelconque, il passe d'abord dans le récipient de l'eau, qui étoit toute contenue dans la substance végétale, et qui

en emporte avec elle une portion qui lui donne une saveur fad et un peu acide, qui la fait appeler *phlegme acide*; il passe ensuite de l'eau formée dans la distillation par la décomposition de la substance dont l'équilibre entre les principes est rompu par la chaleur; l'hidrogène se porte sur l'oxigène; une partie de celui-ci forme, avec le charbon, l'acide carbonique; l'hidrogène et le carbone se combinent aussi et forment de l'hidrogène carboné; il est probable qu'il se forme aussi de l'oxide carboneux, l'hidrogène, le carbone et l'oxigène, en certaines proportions, donnent naissance à une huile plus ou moins empyreumatique.

Cette huile est noire, épaisse, odeur forte, désagréable, plus ou moins pesante; ces mêmes principes forment de l'acide acéteux, qui passe avec l'huile dans le récipient, et qui donne naissance à l'acide pyroligneux.

Cet acide rougit fortement les couleurs bleues végétales.

Chauffé doucement, il s'élève en vapeur; une forte chaleur le décompose, il est toujours liquide.

Il s'unit aux terres, aux alcalis et aux métaux; il a une si grande affinité pour la chaux, qu'il ne la cède même pas à la barite; il forme avec ces substances autant de *pyrolignites*.

On désignoit ainsi, sous des noms différens, trois acides auxquels on avoit bien reconnu la propriété commune d'être produits par l'action du feu, et d'en recevoir quelques caractères communs; on n'avoit jamais pensé que, non seulement ils étoient les mêmes entr'eux, mais qu'ils étoient encore semblables par leur nature à l'acide du vinaigre, nommé acide acéteux. Les C. *Fourcroy* et *Vauquelin*, en cherchant des caractères certains pour

distinguer les acides pyromuqueux, pyrotartareux et pyroligneux, n'ont pu en trouver aucun. En les comparant, on peut s'assurer, comme ils l'ont fait, qu'ils sont vagues, fondés seulement sur de légères différences dans l'odeur et la couleur, et par conséquent illusoires.

Quelques faits, observés dans des analyses végétales, avoient fait soupçonner aux chimistes précédens que ces acides, déjà les mêmes, pourroient bien ne différer de l'acide acéteux que par des corps étrangers. Ils établirent des expériences pour confirmer leurs soupçons. Ils obtinrent par la distillation, du sucre, de l'amidon, de la gomme, etc., de l'acide pyromuqueux; par celle du tartre, de l'acide pyrotartareux; et par celle du bois, de l'acide pyroligneux. Ils combinèrent ces acides avec une base alcaline; et les ayant séparés de cette base par l'acide sulfurique, ils obtinrent, par ce moyen, auquel il falloit ajouter quelquefois la filtration sur la poussière de charbon, une liqueur acide et limpide, privée de l'huile empyreumatique qui la salissoit précédemment, et qui avoit empêché de la reconnoître pour de véritable acide acéteux. Cette liqueur en avoit alors l'odeur, la saveur, tous les autres caractères, et formoit avec les bases alcalines des acétites reconnoissables.

Il falloit essayer de reformer les acides empyreumatiques avec l'acide acéteux, en ajoutant à cet acide l'huile et l'odeur empyreumatiques, que les expériences précédentes lui avoient enlevées. C'est ce que firent les C. *Fourcroy* et *Vauquelin*: ils distillèrent de l'acide acéteux sur des huiles empyreumatiques de mucilage, de tartre et de bois, et formèrent les trois acides énoncés ci-dessus. Il suffit même de jeter quelques gouttes de ces huiles empy-

reumatiques dans de l'acide acéteux, pour reformer sur le champ ces acides. *Voyez*, aussi, l'article de l'acide acéteux.

Acides factices qui n'ont point encore été trouvés dans la nature.

§. XIII.

Acide muqueux.

En traitant la gomme par l'acide nitrique, j'ai indiqué le procédé pour obtenir cet acide, que *Schèele* avoit nommé acide sachlactique, parce qu'il l'avoit obtenu du sucre de lait. Mais, comme l'observe le C. *Fourcroy*, cet acide n'étant pas particulier à ce dernier corps, puisqu'on l'obtient par tous les mucilages fades, doit avoir une dénomination différente. Ce chimiste le nomme *acide muqueux.*

Cet acide est sous forme concrète, en poudre blanche, un peu grenue, d'une saveur foiblement aigre : il se décompose au feu, donne un phlegme acide qui cristallise en aiguilles par le repos, un peu d'huile colorée, âcre et caustique, du gaz acide carbonique et du gaz hidrogène carboné; il reste un charbon assez volumineux; une partie paroît se sublimer en aiguilles ou lames brunes, d'une odeur analogue à celle de l'acide benzoïque, ou peut-être, comme le pense le C. *Fourcroy*, forme-t-il ainsi un acide modifié différent de ce qu'il étoit d'abord, comme le fait l'acide tartareux.

L'acide muqueux est peu soluble dans l'eau; il décom-

pose, à la chaleur de l'eau bouillante, les carbonates. Il forme avec la potasse un sel dissoluble dans huit parties d'eau chaude, cristallisable par le refroidissement. Le mucite de soude est également susceptible de cristalliser, et ne demande que cinq parties d'eau pour se dissoudre: ces deux sels sont beaucoup plus solubles par un excès de leur acide ou de leurs bases. On ne connoît pas les autres combinaisons de l'acide muqueux avec les autres bases.

Cet acide décompose le nitrate et le muriate de chaux, ainsi que le muriate de barite; il précipite le nitrate d'argent, de plomb et de mercure.

Les C. *Fourcroy* et *Vauquelin* ont trouvé, dans leurs expériences, que 100 parties de gomme donnoient 0,14 à 0,26 d'acide muqueux; que l'acide nitrique n'en changeoit pas la nature.

C'est donc un acide particulier formé dans le premier temps de l'action de l'acide nitrique sur les matières végétales fades, gommeuses et mucilagineuses.

§. XIV.

Acide camphorique.

Voyez l'histoire de cet acide à l'article du camphre.

§. XV.

Acide subérique.

Cet acide est encore obtenu par l'action de l'acide nitrique sur le liége. *Voyez* ce mot.

ACIDES ARTIFICIELS IMITANT CEUX DE LA NATURE.

§. XVI.

Acide malique factice.

On peut convertir les substances végétales fades ou non acides en acide malique. *Schèele* est le premier qui ait prouvé que toutes celles qui donnoient de l'acide oxalique par l'acide nitrique, fournissoient aussi de l'acide malique, et que l'on pouvoit même convertir beaucoup plus promptement ces mêmes substances en acide malique, en employant de l'acide muriatique oxigéné au lieu d'acide nitrique. Il suffit de jeter et d'agiter pendant quelques temps de la gomme en poudre dans de l'acide muriatique oxigéné liquide, pour la changer en acide oxalique.

§. XVII.

Acide tartareux factice.

MM. *Crell* et *Hermstadt* ont annoncé être parvenus a opérer la conversion d'un acide par l'acide nitrique en acide tartareux. Les chimistes n'ont pas encore répété leurs expériences.

§. XVIII.

Acide oxalique factice.

J'ai déjà indiqué les procédés que l'on devoit suivre pour obtenir cet acide par le moyen de l'acide nitrique

distillé sur de la gomme ou du sucre. Beaucoup d'autres substances végétales sont susceptibles de donner également cet acide ; on peut dire que c'est un de ceux que l'on imite avec le plus de facilité.

ACIDES OBTENUS PAR LA FERMENTATION.

§. XIX.

Acide acéteux.

§. XX.

Acide acétique.

Ces acides seront examinés en traitant des produits de la fermentation.

CHAPITRE VII.

Des Fécules.

TOUTE matière végétale qui est contenue dans le suc des végétaux, et qui n'y est pas tenue en dissolution, est ce qu'on appelle en général *fécule.*

Tous les organes des végétaux peuvent contenir de la fécule.

Le C. *Fourcroy* en distingue 6 principales espèces :

1°. La fécule *glutineuse.* On la rencontre dans le froment et en général dans toutes les graines céréales ;

2°. La fécule *extractive.* Elle se trouve dans les semences légumineuses et dans la farine qu'on en obtient par la meule ;

3°. La fécule *muqueuse.* Elle existe dans beaucoup de racines, dans toutes les amandes non mûres, dans les graines céréales en lait ;

4°. La fécule *sucrée.* C'est un mélange de fécule et de sucre. On trouve cette fécule sucrée dans plusieurs racines, dans quelques sèves et même dans les semences des graminées lorsqu'elles ont germé.

5°. La fécule *huileuse.* Celle-ci existe dans un grand nombre de graines émulsives, celles qui forment par leur broiement avec l'eau, une liqueur laiteuse.

6°. La fécule *âcre.* Elle est piquante comme celle des racines crucifères et anti-scorbutiques, caustique et brûlante comme celles du pied-de-veau, du cabaret, de la brione, etc., vénéneuse comme celle du manioque.

On doit distinguer parmi toutes ces fécules celles qui sont le plus ordinairement employées en médecine et comme aliment.

Parmi les racines féculentes et âcres.	La brione. L'arum. Le manioque. La pomme de terre. L'orchis.
Parmi les tiges, celle du palmier qui fournit	Le sagou.
Parmi les semences des graminées,	La farine proprement dite.
Dans la classe des végétaux qui semblent en être entièrement composés, la pâte nutritive du	Lichen d'Islande.

Le C. *Fourcroy* ajoute à ces espèces, la pâte du papier.

Pour faire une fécule, on choisit les racines les plus grosses et les mieux nourries, récemment tirées de terre ; prenons pour exemple celle de brione et de pomme de terre.

On prend la quantité que l'on veut de grosses racines de brione, récemment arrachées de terre ; on en ôte l'écorce extérieure avec un couteau, on les râpe, on les enferme ensuite dans un sac de grosse toile claire ; on les soumet à la presse pour tirer le suc.

Le suc qui en sort, est trouble, blanchâtre, et comme laiteux ; on le laisse reposer pendant environ vingt-quatre heures ; on décante la liqueur surnageante, on ramasse le sédiment blanc, on le lave avec de l'eau pure, on filtre, et on fait sécher la fécule restée sur le filtre.

On délaye aussi dans l'eau le marc resté sous la presse, on passe cette eau à travers un tamis de crin, pour en séparer les parties fibreuses grossières : on laisse reposer le fluide, on décante, et on fait sécher le dépôt.

La fécule d'arum, peut-être extraite de la même manière.

L'autre fécule, appelée *farine de pomme de terre*, s'obtient par un procédé très-simple et très-facile.

On pèle la pomme de terre. On écrase ce fruit bien lavé, ou bien on le râpe ; on met la pulpe sur un tamis, et on passe de l'eau-dessus, qui entraine la fécule, et la laisse déposer dans le fond du vase ; on décante l'eau qui surnage colorée par l'extrait de la plante et une partie du parenchyme, qui y est resté suspendu ; on lave le dépôt à plusieurs reprises, on le met à sécher ; sa couleur blanchit à mesure, et la fécule sèche est très-blanche et très-fine. Le parenchyme est une substance fibreuse, donnant,

à la distillation, les mêmes produits que le bois, il y a aussi dans la liqueur un peu de matière mucoso-sucrée.

Diverses espèces de Fécules.

1°. Le *manioc* est le *juka* des Caraïbes. Cette plante croît en Amérique; ses racines fournissent une farine avec laquelle on fait une sorte de pain appelé *cassave*. Les peuples de l'Amérique, depuis la Floride jusqu'au Magellan, la cultivent avec soin et usent de la cassave par préférence au maïs qu'ils ont en abondance.

On distingue deux espèces de *manioc*, le blanc et le rouge.

Voici la méthode simple des Indiens et des sauvages pour enlever à cette racine un suc laiteux qui est un vrai poison.

Après avoir arraché les racines du manioc, qui ressemblent à des navets, ils les lavent et enlèvent la peau ou écorce avec un couteau, comme on ratisse des navets; ensuite ils frottent cette racine sur des râpes de cuivre rouge ou de fer-blanc. Les sauvages construisent leurs râpes avec des petits cailloux pointus ou tranchans, implantés symmétriquement par leur base dans une planche de bois, par le moyen d'une résine fondue, et mettent la râpure dans un sac ou de jonc, ou tissu d'une manière lâche, avec de l'écorce de la tauière; ils disposent sous ce sac, qu'ils appellent couleuvre, un vase très-pesant, qui, faisant l'office de poids, exprime le suc du manioc, et le reçoit en même temps. On rejette ce suc qui est mortel pour les hommes et même pour les animaux, quoiqu'ils en soient très-friands. On fait sécher sur des plaques de fer, à l'aide du feu, la substance farineuse

qui reste, et on achève par là de dissiper toutes les parties volatiles et venimeuses. Les grumeaux de manioc dépecés et divisés par le moyen d'un hibichet (espèce de crèbe un peu gros), sont la farine de manioc, appelée au Brésil et au Pérou, *farina de Palo* : on en fait du *couac* et de la *cassave* pour la nourriture de quelques habitans et des esclaves. La cassave est d'un goût fade, de facile digestion, et ne charge point l'estomac.

2°. Le *sagou* est une espèce de pâte végétale, moëlleuse, alimenteuse, faite en petits grains, qu'on nous apporte des îles Moluques, des îles Célèbes et de Java : elle se tire d'une espèce singulière de palmier appelé *landan*.

Le *sagou* se prépare avec la moëlle du tronc des *toddapana* (quelquefois avec celle du *palmar-occacourri*, qui, étant cuite, donne le pain *oracouryrouan* de quelques Indiens). Cette moëlle est plus ou moins transparente, blanche et fongueuse, suivant l'âge du palmier : elle se conserve très-longtemps. Les animaux vont souvent endommager l'écorce de ces palmiers épineux, pour en manger la moëlle.

Lorsque les feuilles de ces *palmiers sagoufères* ou *sagoutiers* se couvrent d'une poudre blanchâtre, qui est l'effet d'une pléthore farineuse, et que plusieurs épines, tant du sommet que des feuilles, commencent à tomber, alors on peut retirer abondamment la moëlle. Pour cette opération, on abat le palmier *landan*, on le coupe en plusieurs tronçons ou plusieurs morceaux de sept pieds de longueur, et on les fend par quartiers, à l'aide d'un instrument rond, appelé *nany*, et qui est fait de roseau de bambou. On arrache la moëlle, on la dépouille de ses

enveloppes, on l'écrase, et on la met dans un trou ou moule fait d'écorce d'arbre, qu'on appelle *coercerouge*, et dont l'orifice est plus large d'un bout que de l'autre. On l'assujétit sur un tamis de crin ; on agite fortement la pâte qui est dans le moule, avec de l'eau, jusqu'à ce que cette eau soit devenue laiteuse ; enfin, on la retire, et on fait passer cette bouillie, ainsi préparée et délayée, au travers des trous du tamis. On jette aux pourceaux les filandres qui restent sur la toile ; c'est ce qu'on appelle *ella*. On met la colature dans un pot appelé *praauw*, afin que la farine se dépose : on décante l'eau, soit en inclinant le vase, soit au moyen d'un trou qu'on a ménagé exprès sur les côtés. On retire cette fécule très-blanche, très-fine, et on la fait dessécher par portion dans de petites corbeilles couvertes de feuillages. Cette pâte se nomme alors *sagumenta* ; mais afin qu'elle se conserve dans les voyages de long cours, sur mer et sur terre, on est obligé de la passer et de la mouler avec des platines perforées, faites de terre cuite, et appelées dans le pays, *battu papoudi;* ensuite on les dessèche sur le feu. La pâte est alors en petits grains ; par le moyen du feu, elle s'est un peu gonflée, et a pris extérieurement une petite couleur rousse ; telle est la manière de préparer le sagou en grain.

3°. Le salep ou salep, *salep Turcarum*, est une racine blanchâtre, un peu rousseâtre et demi-transparente, qui est fort en usage chez les Turcs pour rétablir les forces épuisées. C'est la bulbe d'une espèce d'*orchis* que les Orientaux ont l'art de préparer.

Pour cela, ils choisissent les plus belles bulbes d'*orchis* dans le temps que la plante commence à fleurir, leur

ôtent la peau ou écorce, et les jettent dans l'eau froide, où elles séjournent pendant quelques heures; ensuite on les fait cuire dans une suffisante quantité d'eau, puis on les fait égoutter, après quoi on les enfile avec du fil de coton pour les faire sécher à l'air : on choisit, pour cette préparation, un temps sec et chaud. Elles deviennent transparentes, très-dures, et ressemblent à des morceaux de gomme adragant.

Lorsque ces racines sont ainsi préparées, on peut les réduire en poudre aussi fine que l'on veut.

4°. Le *lichen islandicus* fournit aussi une sorte de fécule; les Islandais en font un gruau très-délicat.

5°. Le *papier* est une espèce de fécule provenant de la portion de *liber* encore muqueux et succulent, avec lequel on a fabriqué la toile, qui, par son déchirement, sa macération plus ou moins longue, et sa décoction dans l'eau, finit par donner un mucilage féculent, qui se prend par le refroidissement en une couche mince et assez solide pour opposer un certain effort à sa rupture.

Mais c'est particuliérement des semences monocotylédones qu'on retire la plus grande quantité des fécules. Aucune plante, de quelque manière qu'on la considère, ne ressemble au froment. Il y a, non seulement des différences botaniques dans le froment avec toutes les autres plantes, mais il y en a encore plus dans l'analyse chimique.

Par exemple, il n'y a que la farine de froment qui forme une pâte, *proprement dite*, avec l'eau; car celle de seigle est déjà très-différente, à plus forte raison toutes celles des autres graminées. L'expérience va nous le prouver.

Analyse de la Farine.

La farine est un mélange de gluten, d'amidon, d'albumine végétale et de matière muco-sucrée. Pour séparer ces diverses substances, il suffit d'abord d'une analyse mécanique.

On forme une pâte avec de la farine et de l'eau, on la malaxe sous un filet d'eau, en la pétrissant dans les mains jusqu'à ce qu'elle ne trouble plus l'eau; il reste alors une matière tenace, ductile et très-élastique, qui devient de plus en plus gluante à mesure que l'eau qui l'imprègne s'évapore; c'est ce qu'on appelle *gluten*.

L'eau du lavage contient une poudre blanche qui, déposée, est la *fécule* ou *l'amidon*.

Il reste dans l'eau deux matières.

L'une appelée *albumine*, qui paroît sous forme de flocons lorsqu'on la fait évaporer. Si l'évaporation est ensuite portée jusqu'à siccité, on obtient une autre substance, connue sous le nom de *mucoso-sucrée*.

La farine de froment contient donc quatre parties distinctes; savoir, la fécule, le gluten, l'albumine et la partie mucoso-sucrée : c'est ce qui la fait différer de toutes les autres substances végétales.

De l'Amidon.

L'amidon que l'on obtient par l'analyse de la farine, n'est pas celui dont on se sert dans les arts.

Quand on prépare en grand cette substance, on en fait ordinairement de deux espèces : *amidon fin* et *amidon commun*.

Le fin est fait avec des recoupettes et des griots; il sert pour l'intérieur, et à poudrer les cheveux.

L'amidon commun se fait avec du bled gâté et moulu; il sert à faire de la colle.

Pour l'obtenir parfaitement blanc, les amidonniers le font séjourner dans une eau acide, qu'ils nomment *eau sure*. On peut voir les détails de cette opération dans l'Encyclopédie, art. de l'Amidonnier.

L'amidon peut s'obtenir sous une forme régulière; on le réduit en poudre très-fine, douce au toucher, sans saveur, et d'une grande blancheur.

Il brûle sans répandre une odeur empyreumatique; il se boursoufle, et passe à différentes couleurs: son charbon contient un peu de potasse.

A la cornue, il donne de l'eau chargée d'acide pyromuqueux, quelques gouttes d'huile rouge ou brune, beaucoup de gaz acide carbonique et hidrogène carboné. Il reste un charbon un peu spongieux, facile à brûler, qui ne laisse que quelques traces de potasse et de chaux: cette dernière est unie à l'acide phosphorique.

L'amidon n'est point soluble dans l'eau froide; si on le fait bouillir, il forme avec ce fluide l'*empois* que l'on colore avec un peu d'azur.

Si l'on fait sécher cette gelée ou empois, il en résulte un solide transparent qui peut se broyer, et qui ressemble alors à la gomme, mais qui en diffère par son insolubilité dans l'eau froide.

Si on laisse de l'amidon séjourner longtemps dans de l'eau froide, il fermente, se soulève, s'échauffe un peu et s'aigrit. Ces phénomènes ont lieu beaucoup plus promptement quand l'amidon contient un peu de gluten, ou

une matière colorante et extractive : c'est ainsi que la farine de froment fermente, et devient spontanément aigre dans le travail de l'amidonnier.

L'acide qui se forme dans ce cas, et dont on ne faisoit que soupçonner la nature, vient d'être examiné par le C. *Vauquelin*, voici le résultat des expériences de ce chimiste sur les eaux sures des amidonniers.

L'eau sure des amidonniers contient, 1°. de l'acide acéteux; 2°. de l'ammoniaque; 3°. du phosphate de chaux; 4°. une substance semblable aux matières animales; 5°. de l'alcool. Le phosphate de chaux est la seule de ces substances qui existe toute formée dans la farine, les autres sont produites par la fermentation.

Le C. *Vauquelin* pense que l'acide acéteux n'est pas dû seulement à la fermentation du muceso-sucré, comme on l'a cru. Une partie de fécule décomposée en produit aussi; c'est une perte nécessaire pour le fabricant, puisque c'est à l'aide de cette quantité de vinaigre que le gluten est séparé complétement et promptement de la fécule.

Les acides agissent diversement sur l'amidon.

L'acide sulfurique le noircit, forme de l'eau et de l'acide acéteux, et en précipite du carbone. A l'aide du feu, il en dégage du gaz hidrogène carboné.

L'acide muriatique agit de même sur l'amidon; mais plus lentement.

Chauffé avec six fois son poids d'acide nitrique, l'acide se décompose, il y a dégagement de gaz nitreux et d'acide carbonique, et l'amidon passe à l'état d'acide muqueux, d'acide malique et d'acide oxalique.

Du Gluten.

La matière glutineuse est molle, tenace, élastique; elle s'alonge, et revient sur elle-même; elle imite parfaitement une membrane très-mince.

Elle a une odeur séminale très-caractérisée.

La saveur en est fade.

Mise sur des charbons ardens, elle se gonfle, s'agite, et brûle à la manière des substances animales.

A un air sec, ou à une douce chaleur, cette matière se dessèche; elle ressemble beaucoup à la corne; elle perd dans cet état son élasticité.

Distillée à la cornue, le gluten fournit peu d'eau ammoniacale, de l'huile brune fétide, épaisse et abondante, beaucoup de carbonate d'ammoniaque solide et cristallisé, un peu d'acide prussique dans l'état ammoniacal, et du gaz hidrogène carboné huileux. Il reste un charbon difficile à incinérer.

Si l'on expose du gluten frais à un air chaud et humide il s'y altère et s'y pourrit.

L'eau n'a aucune action sur le gluten; au bout de quelque temps, il s'y pourrit.

Si l'on fait bouillir de l'eau avec le gluten, il perd son extensibilité et sa vertu collante.

Les alcalis caustiques dissolvent le gluten à l'aide de l'ébullition; mais la dissolution est trouble, et dépose du gluten non élastique par l'addition des acides.

Si l'on distille du gluten avec de l'acide nitrique à l'appareil pneumato-chimique, on obtient du gaz azote, du gaz nitreux; et si l'on fait évaporer la liqueur dans la cornue, elle fournit des cristaux d'acide oxalique.

Les acides sulfurique et muriatique le dissolvent aussi, et on retire de ces combinaisons, d'après *Poultier*, des sels à base d'ammoniaque.

Les C. *Vauquelin* et *Alexandre Brongniart* ont aussi prouvé que le gluten trituré dans de l'acide acéteux, s'y dissolvoit très-bien.

Cette dissolution n'est point transparente; elle se conserve longtemps. En évaporant lentement la dissolution, ou y passant quelques gouttes d'alcali, et même en ajoutant de l'eau, le gluten reparoît avec toutes ces propriétés.

Ce moyen est donc très-bon pour conserver le gluten sans altération.

Le C. *C. L. Cadet* a fait une application utile aux arts des dissolutions du gluten.

Il a reconnu 1°. que le gluten qui a subi la fermentation acide, est en grande partie soluble dans l'alcool. Si on amène cette solution à la consistance sirupeuse, et qu'on l'étende avec un pinceau sur du bois, du verre, du papier, bientôt elle se sèche et forme un vernis transparent, qui adhère fortement, et qui ne s'écaille point:

On peut se servir de ce vernis pour préserver de l'influence de l'air humide plusieurs morceaux d'histoire naturelle: on peut aussi recoller les porcelaines brisées;

2°. Qu'en mêlant une certaine quantité de vernis glutineux avec de l'oxide blanc de plomb, avec du minium, de l'indigo, du carmin, on obtenoit des couleurs plus ou moins liées, et qui toutes s'étendoient facilement avec le pinceau, adhéroient fortement au verre, séchoient très-vîte et n'avoient aucune odeur désagréable. Les couleurs végétales se mêlent plus facilement que les oxides.

3°. Le C. *Cadet* a vu qu'on pouvoit employer cette

substance comme lut. Il a mêlé avec le gluten fermenté, étendu par l'alcool, une certaine quantité de chaux vive; il s'est dégagé de l'ammoniaque et du calorique; ce mélange a pris une consistance molle : il a luté avec cette pâte plusieurs vaisseaux, il a mis par dessus des bandes de linge trempées dans la solution de gluten, et les a saupoudrées de chaux vive, bientôt elles ont adhéré avec force.

Les C. *Vauquelin* et *Alexandre Brongniart* ont aussi montré, 1°. que la cendre de farine contenoit (anciens poids) 84 grains de phosphate calcaire par livre, en sorte qu'une personne qui mangeroit une livre de farine par jour, ne prendroit que 3 livres 6 onces 4 gros 44 grains par an de phosphate calcaire;

2°. Que la farine de froment ne donnoit point de carbonate de chaux par l'incinération, tandis que la paille de bled en fournit une quantité considérable, sans mélange presque sensible de phosphate de chaux.

CHAPITRE VIII.

Des Huiles fixes.

LONGTEMPS on a regardé l'huile comme une substance simple; mais aujourd'hui il est démontré, surtout d'après les belles expériences de *Lavoisier*, que l'huile est une substance essentiellement composée de carbone et d'hidrogène, et qui diffère des premiers produits de la végétation seulement par une proportion plus grande d'hidrogène et une combinaison plus intime.

L'huile, dans les végétaux, est un corps inflammable, ce caractère seul suffit pour le distinguer des substances pré-

cédentes ; l'huile est insoluble dans l'eau, ce qui est un deuxième caractère. L'huile donne beaucoup d'eau en brûlant, et de l'acide carbonique ; il se forme plus d'eau qu'il y avoit d'huile : expérience qui démontre un troisième caractère particulier ; d'où l'on voit que l'huile est composée de carbone, d'hidrogène et d'une petite quantité d'oxigène.

On distingue en général deux classes d'huiles ; les unes sont ce qu'on appelle *huiles douces*, *huiles grasses*, et qu'en chimie on nomme *huiles fixes* ;

La deuxième qu'on a appelée *huiles essentielles*, et que l'on nomme maintenant *huiles volatiles*.

Toutes les huiles fixes ont une saveur douce, plus ou moins colorées, plus légères que l'eau, se congelant et cristallisant par le froid ; elles s'attachent aux parois des vases, ce qui leur a fait donner le nom *d'huile grasse*. On les extrait ordinairement par expression.

Toutes les graines à mono-cotiledons ne contiennent pas d'huiles, mais beaucoup de fécules ; les bino-cotiledons, au contraire, en contiennent, et en général toutes les graines qui font une émulsion avec l'eau.

Il y a trois genres dans les huiles fixes.

PREMIER GENRE.

Huiles fixes, grasses, congelables, non-inflammables par l'acide nitrique.

Telles sont les huiles d'olive, d'amandes douces, de navette ou colsa, et de ben.

Je ne m'arrêterai pas ici à décrire les procédés usités

pour obtenir toutes ces huiles, cet objet appartient plus particuliérement aux arts ; il en est une cependant qui mérite de fixer un instant l'attention, c'est l'huile d'amandes douces. L'extraction de cette huile pouvant se faire dans le cours d'une séance, je vais décrire le procédé le plus usité.

On prend la quantité que l'on veut d'amandes douces, nouvelles et suffisamment séchées à l'air ; on les frotte dans un linge neuf et rude, pour en emporter la poussière jaune rougeâtre, qui se trouve à leur surface : on les pile dans un mortier de marbre, ou on les broie dans un moulin, afin de les réduire en pâte. On forme avec cette pâte une espèce de boule applatie, ou de gâteau, et on l'enferme dans un morceau de toile de coutil, en lui laissant occuper le moindre espace qu'il est possible, et on le soumet à la presse.

L'huile passe à travers les mailles de la toile, à mesure qu'on exprime : on la reçoit dans un vase convenable. Lorsque l'huile cesse de couler, on cesse aussi de l'exprimer ; il reste dans le linge le parenchyme de la graine.

On prépare de la même manière l'huile de ben, de lin, de noisettes, etc.

Ceux qui préparent l'huile d'amandes douces en grand, sont dans l'usage de les dépouiller de leurs écorces : ils les mettent tremper dans de l'eau chaude ; leurs enveloppes se gonflent et se détachent facilement, on les met de suite dans de l'eau froide. Lorsque les amandes sont ainsi préparées, on les jette sur un tamis, on les essuie, et on les fait légérement sécher à l'étuve. Quand elles sont convenablement sèches, on les réduit en poudre, en les faisant passer dans un moulin semblable à ceux dont on

se sert pour moudre le café, à l'exception qu'il est beaucoup plus gros et plus grand; on en retire ensuite l'huile par le moyen de la presse.

L'infusion dans l'eau chaude qu'on fait éprouver aux amandes, altère considérablement l'huile qu'on en tire: la chaleur qu'elle a éprouvée la dispose à rancir plus promptement.

Ces opérations sont faites, 1°. pour avoir la facilité de vendre plus avantageusement aux parfumeurs les pains de pâte d'amandes dont on a séparé l'huile; 2°. afin d'éviter que l'huile d'amandes douces ait de la couleur, parce que, lorsqu'on laisse l'écorce aux amandes, l'huile qui en sort se colore toujours un peu en prenant une légère teinture de la poussière rougeâtre qui reste à leur surface.

Lorsque cette huile est nouvellement exprimée, elle est toujours un peu trouble, à raison d'une certaine quantité de mucilage dans l'état de liquidité qui a été entraîné avec elle pendant l'expression; mais, peu de jours après, ce mucilage se sépare de l'huile, il se dépose; on peut encore la filtrer, alors elle devient claire et transparente.

L'huile d'olive se prépare à peu près de la même manière. On cueille les olives lorsqu'elles sont suffisamment mûres; on les fait sécher, afin de priver d'humidité le mucilage qu'elles contiennent abondamment, et par-là de détruire l'adhérence de l'huile avec ce mucilage: on les écrase, et on les soumet à la presse en les arrosant avec un peu d'eau chaude, afin de donner plus de fluidité à l'huile; on la laisse reposer ensuite pour en séparer l'eau et le mucilage qui ont pu passer avec elle.

DEUXIÈME GENRE.

Huiles siccatives non congelables, inflammables par l'acide nitrique, et séchant exposées à l'air.

Telles sont les huiles de lin, de noix, d'œillets.

On extrait l'huile des noix comme celle des amandes; mais au lieu de les broyer et de les arroser simplement d'eau chaude pour les soumettre une deuxième fois à la presse, on les fait griller, ce qui donne à la deuxième portion d'huile une odeur empyreumatique désagréable.

TROISIÈME GENRE.

Huiles concrètes, beurres.

Le caractère distinct de celles-ci, c'est de devenir solides, aussitôt qu'elles sont extraites. Il faut aussi moins d'oxigène, pour faire brûler les huiles concrètes, que pour les autres: ce qui vient de ce qu'elles en contiennent davantage dans leur composition: *Berthollet* l'a prouvé d'une manière évidente.

Il fit bouillir de l'huile du premier et du deuxième genres sur du cuivre, comparativement avec celle du troisième; le cuivre de cette dernière opération s'est oxidé en vert, tandis qu'il n'y a pas eu d'oxide de formé dans les deux autres.

Les huiles de ce genre, sont, le beurre de cacao, de croton-sebiferum, la cire de la Louisiane, et la cire du Gallé.

Pour exemple d'une huile concrète, j'indiquerai la manière de préparer le beurre de cacao.

On obtient ce beurre de beaucoup de manières différentes : celle décrite par le C. de *Machy*, *Journal de Pharmacie*, page 57, et le procédé que suit depuis longtemps le C. *Josse*, m'ont paru préférables. J'ai répété plusieurs fois l'un et l'autre dans mes cours, avec le même succès.

On prend du cacao des îles, le plus nouveau; on le frotte dans un linge rude, pour en nétoyer la surface; on le pile, écorce et lobes, et on le passe dans un tamis de crin. On étend la poudre sur un autre tamis de crin un peu plus serré que le premier; on le place sur le feu dans une bassine où il n'y a qu'autant d'eau qu'il en faut pour que la toile du tamis, sur laquelle est étendu le cacao, soit un peu élevée au-dessus de l'eau : on couvre le tamis avec les coutils qui doivent servir à l'expression du beurre, et même avec des linges, afin de retenir les vapeurs de l'eau, lorsqu'elle acquiert le degré d'ébullition.

Ces vapeurs pénètrent uniformément le lit de cacao en poudre; alors on plonge les plaques de la presse dans l'eau bouillante, on forme les pains dans les coutils, on retire les plaques, et on les essuie; on place les pains de cacao entre les plaques, et on soumet le tout à la presse : le beurre coule aussitôt.

Sur 16 parties de cacao, on obtient environ 5 à 6 parties de beurre.

Pour opérer, d'après le C. *Josse*, on torréfie légèrement le cacao, on l'épluche exactement, on le broie à l'aide d'un moulin, et on le passe ensuite sur la pierre à chocolat. Lorsque le cacao est réduit en pâte fine, on le

fait chauffer légérement, et on y mêle environ 5 parties d'eau bouillante sur 16 de pâte: le mélange prend une consistance plus ferme; on l'enveloppe d'un coutil, et on soumet ensuite cette pâte à la presse, entre deux plaques de fer légérement chauffées: le produit est toujours de 7 à 8 parties sur 16, surtout quand la pression a été exacte et forte.

Comme cette pression fait sortir un peu de matière colorante, il est nécessaire d'en débarrasser le beurre de cacao. A cet effet, le C. *Josse* a fait construire un entonnoir en fer blanc, soudé dans un vaisseau de cuivre formant un bain-marie; ce vase est percé à sa partie inférieure pour laisser passer le tube de l'entonnoir, que l'on prolonge de manière que l'extrémité du tube soit au dehors, et puisse entrer dans le col d'un flacon.

On pose cet appareil sur un fourneau, on garnit l'entonnoir d'un filtre en papier joseph, et on verse dessus le beurre du cacao que l'on veut purifier; on met ensuite de l'eau dans le vase de cuivre, et on l'entretient assez chaude pour conserver le beurre dans un état de fluidité, tel qu'il puisse passer facilement par le filtre. On peut purifier de cette manière, jusqu'à 48 hectogrammes de beurre de cacao, en trois heures de temps.

Pour examiner chimiquement l'huile fixe, nous nous arrêterons à celle que l'on extrait des olives; l'examen d'une seule suffit pour connoître les propriétés du genre.

Distillée dans une cornue à l'appareil pneumato-chimique, elle donne un peu d'eau chargée d'un acide très-âcre et très-piquant, de l'huile légère, une huile épaisse, une grande quantité de gaz hidrogène, mêlé d'acide carbonique.

Le charbon ne contient pas d'alcali.

En distillant à plusieurs reprises la même huile, on l'atténue de plus en plus; elle devient très-limpide et très-volatile, et acquiert une odeur particulière.

On peut débarrasser l'huile de sa partie colorante, en la distillant sur du sable, ou sur de l'argille.

On appeloit *huile des philosophes*, celle que l'on obtenoit en distillant une brique, qui étoit imprégnée d'huile.

Exposée à l'air, elle se combine facilement à l'oxigène; elle s'altère, se rancit et s'épaissit.

Pour faire cette expérience, on met de l'eau dans un vase, et on recouvre d'huile sa surface.

Si l'on met de l'huile dans un flacon, et que l'on y fasse passer du gaz oxigène, l'effet a lieu beaucoup plus promptement; l'oxigène est promptement absorbé.

Lorsque la combinaison de l'air pur est favorisée par la volatilisation de l'huile, il en résulte alors une inflammation ou combustion : pour mettre en jeu cette combinaison, il faut volatiliser l'huile par l'application d'un corps chaud; la flamme qui se produit est en état d'entretenir le degré de volatilité, et de soutenir la combustion; lorsqu'on établit un courant d'air dans le milieu de la mèche et de la flamme, alors la grande quantité de gaz oxigène qui passe, nécessite une combustion plus rapide, une chaleur plus forte; et de là vient que la lumière est plus vive, et qu'il n'y a pas de fumée : elle est détruite et brûlée par la grande chaleur qui s'excite, et le produit de cette combustion parfaite n'est que de l'eau et de l'acide carbonique. Les lampes d'*Argan* en sont une preuve.

Les huiles, qui contiennent du mucilage, des corps extractifs, etc. sont ordinairement colorées; on peut les

purifier par l'eau seule, qui se charge du mucilage et de la partie extractive : à cet effet, on l'agite fortement dans l'eau ; on peut même la chauffer légérement, ou bien par l'acide sulfurique comme l'a indiqué le C. *Thenard*.

Ce chimiste a fait ses expériences sur l'huile de colsa : suivant lui, on prend 100 parties d'huile de colsa et deux parties d'acide sulfurique concentré ; on mêle le tout ensemble et on agite ; aussitôt l'huile change de couleur, elle se trouble et devient d'un vert noirâtre ; au bout de trois quarts d'heure, elle se remplit de flocons : à cette époque, il faut cesser de l'agiter, y ajouter à peu près le double de son poids d'eau, pour enlever l'acide sulfurique, qui, s'il restoit trop longtemps avec l'huile, ne manqueroit pas d'agir trop fortement sur elle et de la charbonner. Il faut aussi battre ce mélange pendant au moins une demi-heure, pour mettre les molécules d'huile, d'acide et d'eau en contact les unes avec les autres, et laisser reposer.

Au bout de huit jours de repos, l'huile surnage l'eau, et celle-ci surnage elle-même une matière noirâtre précipitée de l'huile par l'acide sulfurique ; c'est cette matière noirâtre qui colore l'huile, et qui l'empêche de brûler avec facilité.

Il s'établit donc trois couches bien distinctes ; la supérieure est huileuse, la seconde est aqueuse et contient un peu d'acide sulfurique, et la troisième est charbonneuse.

L'huile qui forme la couche supérieure n'est pas encore limpide ; pour l'obtenir ainsi on la filtre à travers du charbon pilé, et mieux encore à travers le coton ou la laine. Ces substances peuvent servir plusieurs fois, seu-

lement il faut avoir soin, au bout d'un certain temps, de les dégraisser.

Par ce procédé, on obtient une huile qui a infiniment moins de couleur, d'odeur et de saveur que celle employée ; qui brûle avec la plus grande facilité, comparable enfin aux huiles du commerce les plus pures.

Si l'on veut obtenir cette huile encore plus blanche, on lui fait subir un deuxième traitement ; alors, sur 100 parties d'huile, un centième d'acide sulfurique concentré suffit ; l'acide ne fait plus dans l'huile déjà purifiée un précipité noirâtre, il est au contraire d'un blanc grisâtre et peu abondant, et se sépare plus difficilement que le précédent.

Lorsque l'huile a été traitée par $\frac{1}{100}$ d'acide sulfurique, si on la laisse digérer pendant vingt-quatre heures avec le quart de son poids de chaux, ou de carbonate de chaux, ou d'argille, on l'obtient presqu'aussi blanche que de l'eau.

La chaux, ni le carbonate de chaux, et surtout la première, ne pourroient point être employés avec avantage ; il y auroit trop de perte ; le C. *Thenard* croit que l'argille donneroit des résultats avantageux ; elle retient, à la verité, une assez grande quantité d'huile, mais on pourroit, par le moyen d'une presse, extraire presque les dernières portions d'huile de l'argille.

Si on jette de l'eau sur de l'huile enflammée, on l'enflamme davantage ; il y a tout-à-coup une forte détonnation, provenant de la décomposition de l'eau : elle fournit de l'oxigène à l'huile ; il se forme de l'acide carbonique, et il se dégage beaucoup de gaz hidrogène.

Le soufre s'unit à l'huile ; il forme le sulfure d'huile, ou *rubis de soufre*, *baume de soufre*.

On fait bouillir du soufre sublimé avec quatre fois son poids d'huile d'olive, jusqu'à ce que la dissolution ait acquis une couleur rouge foncée.

Lorsque l'huile est bien saturée, on obtient le soufre sous une forme régulière; il se précipite par le refroidissement.

Si l'on distille cette combinaison, il se dégage du gaz hidrogène sulfuré.

L'huile dissout le phosphore; c'est par ce moyen que *Pelletier* l'a obtenu cristallisé. *Voyez* aussi huile volatile et phosphore.

Il est à présumer que l'hidrogène sulfuré et carboné agit aussi sur les huiles.

Le charbon a la propriété de blanchir l'huile : à cet effet, on fait bouillir de l'huile sur du charbon; après une légère ébullition, on passe l'huile à travers un linge, ou on la filtre. L'huile que l'on obtient est très-claire, et ne dépose plus.

L'huile fixe dissout le cuivre et le fer; on ne connoît pas encore l'action de l'huile sur les autres métaux.

L'huile se combine facilement avec les oxides métalliques.

Berthollet dit qu'il suffit de verser dans une dissolution de savon une dissolution métallique, pour obtenir un savon métallique. L'acide se porte sur l'alcali du savon, et l'oxide métallique se précipite uni à l'huile.

Avec le sulfate de cuivre, on a un savon de couleur verte.

Avec le sulfate de fer, un savon brun foncé, assez éclatant.

On prépare avec les huiles fixes et les oxides métalliques, des combinaisons connues sous le nom d'*emplâtres*.

EXEMPLE.

On prend,

Oxide de plomb demi-vitreux. . . . . 3 parties.
Huile d'olives. . . . . 6 parties.
Eau. . . . . 6 parties.

On met toutes ces substances ensemble dans une bassine de cuivre, sur un feu capable d'occasionner une ébullition modérée ; on remue ce mélange sans discontinuer, avec une spatule de bois, jusqu'à ce que le mélange soit devenu d'un blanc sale, et qu'il ait acquis une consistance emplastique, un peu molle : on a soin d'ajouter de l'eau chaude de temps en temps, à mesure que celle de la bassine s'évapore, afin que l'emplâtre ne reste jamais sans eau. Lorsque cet emplâtre a la consistance convenable, on retire le vaisseau du feu, on le laisse refroidir, ou on le coule dans l'eau froide, pour en former une masse.

Dans cette expérience, l'oxide métallique cède une portion de son oxigène à l'huile.

Le C. *Deyeux* qui a fait quelques observations sur les emplâtres et sur leur préparation, prétend que la dénomination de savons métalliques donnée à ces sortes de compositions, est tout-à-fait vicieuse, puisque l'on n'y retrouve point la propriété la plus essentielle qui caractérise les substances avec lesquelles on prétend qu'elles ont de l'analogie. Les pharmaciens trouveront dans le mémoire du chimiste que je viens de citer, des détails dont l'art pharmaceutique peut tirer un grand avantage. *Voyez* le tome 53 des *Annales de chimie*.

Quant à l'oxidation de l'huile, dont j'ai déjà parlé à

l'article *Lut gras*, je crois utile d'indiquer ici les phénomènes qui se passent dans cette opération.

Il faut se rappeler que, pour préparer l'huile siccative, on fait bouillir 16 parties d'huile de lin sur 2 parties et $\frac{1}{2}$ de litharge. Une portion de l'huile est décomposée, il se forme de l'acide acéteux, aux dépens d'une partie de l'oxigène de l'oxide de plomb, qui, se trouvant moins oxidé, se combine avec l'acide acéteux, et donne naissance à l'acétite de plomb qui reste dans la liqueur. Une portion d'oxide de plomb est dissoute aussi par l'huile; et après avoir fait chauffer trois quarts d'heure ou une heure, on retire l'huile qui s'est épaissie et noircie peu à peu. Presque tout l'oxide de plomb a été dissout, il en reste tout au plus environ $\frac{1}{7}$. L'huile, dans cet état, est siccative, c'est-à-dire, qu'elle jouit de la propriété de sécher promptement, quand on l'étend sur quelque chose. Elle a aussi la propriété de dissoudre quelques résines, qu'elle ne dissolveroit pas sans cette opération. On pourroit de même l'oxider, en la faisant chauffer simplement dans un vase large pendant assez longtemps, ou en la traitant par l'acide nitrique dans une cornue.

Le mastic des vitriers n'est autre chose qu'une combinaison d'huile peu cuite avec de la craie. Le peu de cuisson de l'huile lui laisse une couleur blanchâtre.

Dans les combinaisons des huiles fixes avec les oxides de plomb, il se dégage de ces huiles une matière qui surnage, que *Schèele* a appelée *principe doux :* voici son procédé.

On fait dissoudre une partie d'oxide de plomb demi-vitreux, dans deux parties d'huile (avec la graisse, on obtient le même résultat) ; on y ajoute un peu d'eau, et on tient le mélange en ébullition, jusqu'à ce que le tout

ait acquis une consistance emplastique, un peu molle ; on laisse refroidir, et on sépare l'eau par décantation : on la fait évaporer jusqu'en consistance de sirop.

Lorsque l'huile ou la graisse est nouvelle, l'acide sulfurique n'y découvre aucune trace d'oxide de plomb ; et la liqueur n'est point troublée. Quand l'huile est vieille et rance, il s'y trouve de l'oxide de plomb, qui est précipité par l'acide sulfurique.

Si l'on expose cette liqueur épaisse à une forte chaleur, elle prend feu.

Sa distillation exige le même degré de chaleur que celle de l'acide sulfurique; il passe une partie du *principe doux*, qui n'est pas décomposé en forme de sirop épais, et qui conserve sa saveur : il devient ensuite empyreumatique : il monte enfin une huile brune, et il reste dans la cornue un charbon léger, friable, qui ne contient pas de plomb.

Cette matière ne cristallise pas.

Mêlée avec l'eau à une température élevée, elle n'éprouve point de fermentation.

Elle se mêle à l'alcool, et se précipite avec lui sous forme de matière gélatineuse.

Si l'on distille de l'acide nitrique sur cette matière, on obtient de l'acide oxalique. *Schèele* croit que ce *principe doux* est susceptible de se décomposer par des distillations répétées.

On prépare encore avec les huiles grasses, rendues siccatives, les résines et l'oxide de plomb, des composés que l'on nomme vernis gras.

Les vernis gras sont des dissolutions de résine dans une huile grasse.

Pour obtenir un vernis gras, on commence par rendre

plus siccative de l'huile de lin par la litharge ; à cet effet on ajoute à 100 parties d'huile 30 de litharge, il ne faut pas faire autant cuire cette huile que pour le lut gras, on ne doit la laisser qu'environ une demi-heure sur le feu, on laisse refroidir et l'on décante. D'une autre part on prend 25 parties de résine copal, on la réduit en poudre, et on la fait dissoudre dans l'huile. On fait chauffer doucement, et l'on a soin d'agiter ; presque toute la copal se dissout : on décante et on trouve au fond une matière analogue aux substances gommeuses. La liqueur constitue le vernis gras. Il s'étend très-facilement, et sèche au bout de quelque temps, moins promptement à la vérité que les autres, mais aussi il a l'avantage de ne pas s'écailler, défaut qu'ont plusieurs vernis. Il résiste assez bien à l'eau.

Le vernis à l'essence se prépare de la même manière que le vernis gras. On prépare d'abord une huile siccative, avec 100 parties d'huile de lin et 20 de litharge. On dissout ensuite 20 parties de succin dans l'huile siccative, et on ajoute 60 parties d'essence de térébenthine. (On pourroit prendre toute autre huile volatile). Le mélange est noir et épais, bientôt il devient clair et transparent ; il est alors susceptible de s'appliquer en couches excessivement minces, il résiste parfaitement à l'eau, ne s'écaille pas ; il est très-solide et transparent : c'est avec ce vernis qu'on enduit les instrumens de fer ; on l'applique sur le métal avec une éponge, et on en met plusieurs couches s'il est nécessaire ; mais une suffit ordinairement. On pourroit employer ce vernis à l'extérieur, il tiendroit lieu de peinture. Les horlogers s'en servent pour vernir les pièces de fer qu'ils emploient.

Les acides agissent plus promptement sur les huiles, que ne font les oxides métalliques.

Suivant *Achard*, on verse peu à peu de l'acide sulfurique concentré sur de l'huile fixe. On triture ce mélange, et il en résulte une masse soluble dans l'eau et dans l'alcool.

L'acide sulfurique concentré charbonne les huiles : dans cette expérience, l'acide désunit les principes ; il se forme de l'eau, et le carbone devient prédominant.

L'acide nitrique un peu foible agit sur l'huile, en lui cédant une portion d'oxigène : dans ce cas, l'huile s'épaissit, et devient sous forme de graisse : mais si l'on emploie de l'acide concentré, et si on aide son action par le calorique, il y a alors inflammation : il enflamme plus particuliérement celles appelées *siccatives*.

Quand on jette sur des huiles un mélange d'acide nitreux et d'acide sulfurique concentré, elles s'enflamment sur le champ, et laissent un charbon plus ou moins boursouflé et volumineux.

L'acide nitrique peut aussi convertir une huile en acide oxalique.

L'acide muriatique n'a pas d'action sur les huiles fixes.

L'acide muriatique oxigéné agit fortement, et les fait passer, de même que l'acide nitrique, à l'état de suif, ou voisin de la cire.

C'est cette affinité de l'huile avec l'oxigène, qui produit l'effet qu'ont les huiles de revivifier les métaux.

La barite, la chaux, la strontiane, la magnésie, et les alcalis en général, s'unissent aux huiles, et forment ce qu'on appelle *savon*.

Les savons terreux s'obtiennent facilement par le concours des doubles affinités.

On verse, à cet effet, dans une dissolution de savon, une dissolution nitrique de barite, de chaux, ou de strontiane; l'acide s'unit à l'alcali du savon, et la substance terreuse se précipite avec l'huile.

Les savons qu'on prépare avec les alcalis, sont plus ou moins solides.

Avec la potasse, ils sont ordinairement mous.

Ce savon se fait de la même manière que le savon de soude, mais il ne prend point en grumelot; ce savon est toujours mou: on peut cependant en faire un savon solide à bon marché, en ajoutant du muriate de soude bien pulvérisé dans la liqueur. Aussitôt après avoir fini de mettre les lessives, le muriate de soude décompose le savon; il se forme du muriate de potasse et du savon de soude qui se prend sur le champ en grumelot; on décante avec un siphon, et on fait fondre ces grumelots dans très-petite quantité d'eau; on les coule ensuite. Ce savon est à meilleur compte que celui qu'on fait directement.

On peut employer le muriate de potasse que l'on retire, pour décomposer les eaux mères des salpêtriers, qui contiennent toujours du nitrate de chaux en assez grande quantité, on peut former, par ce moyen, du nitrate de potasse.

Pour faire du savon amygdalin, on prépare d'abord de la soude caustique.

On fait bouillir une partie de bonne soude d'Alicante, et deux parties de chaux-vive, dans une suffisante quantité d'eau; on filtre la liqueur à travers une toile, et on la fait évaporer au point qu'une fiole qui contient 8 par-

ties d'eau pure, puisse contenir 11 parties de cette liqueur.

On mêle ensuite, dans une terrine vernissée, une partie de cette lessive contre deux d'huile d'amandes douces; on met le mélange en digestion à une chaleur telle que la liqueur ne fasse que frémir; on continue la coction, en remuant exactement avec un pilon de bois, jusqu'à ce que quelques gouttes, que l'on fait tomber sur un marbre, fassent voir que le savon se coagule, et que l'eau s'en sépare promptement; on ôte le savon avant qu'il soit refroidi, et on le coule dans des moules.

On prépare aussi ce savon à froid, en mêlant l'huile et la lessive ensemble, d'après des proportions convenables, proportions que l'on ne peut guère indiquer, à moins d'avoir un alcali toujours au même point de concentration; il faut donc en ajouter, peu à peu, jusqu'à ce que l'on voye que la matière prenne une consistance solide, ou plutôt jusqu'à ce que la combinaison soit exacte; on l'accélère ensuite, par l'agitation et le repos dans un lieu frais.

Dans les arts, on se sert d'huile d'olive, de noix, de navette, de graisses, d'huile de poisson, et même des matières animales, comme la laine, les rognures de draps, etc. *Chaptal* a préparé des savons avec ces substances; nous en parlerons aux matières animales.

Pour préparer en grand le savon de soude, on emploie ordinairement de la soude d'Alicante et de l'huile d'olive. on commence par la traiter par la chaux, et dans ce cas, on le fait à froid, parce que la soude est moins colorée, et que cela épargne du combustible : on emploie pour cela de grands baquets de bois, dans lesquels on met la

soude écrasée avec de la chaux éteinte, on y ajoute une certaine quantité d'eau et on brasse bien; quand la lessive est à un certain degré, on décante; mais comme le précipité contient encore beaucoup de soude, on repasse de l'eau dessus, on brasse et on décante. Cette seconde lessive n'est jamais aussi forte que la première; on fait encore de la même manière une troisième lessive qui est encore plus foible, ainsi de suite jusqu'à 5. (Si l'on opère à chaud, il ne faut que trois lessives). Quand toutes ces lessives sont ainsi préparées, on fait chauffer doucement l'huile d'olive dans une chaudière préparée pour cela, et on y ajoute sur le champ quelques pintes de la plus foible lessive; on fait chauffer doucement, en y ajoutant presque continuellement des portions des dernières lessives jusqu'à la plus forte qu'on ait, et ainsi peu à peu: il faut avoir soin de ne pas trop pousser le feu pour ne pas chasser toute l'eau, parce qu'alors l'huile se brûleroit, ou le savon, et on en perdroit beaucoup. A la fin il se forme des grumelots qui viennent à la surface: on jette alors dans la liqueur du muriate de soude, qui s'empare d'une grande partie de l'eau qui est dans le savon: on aperçoit à l'instant les grumelots augmenter considérablement; on les enlève avec une écumoire; on lave les grumelots avec une petite quantité d'eau; on les fait fondre et on coule ensuite dans des moules.

On prépare aussi des savons colorés; à cet effet, on se sert de la soude en nature, du sulfate de cuivre, du cinabre, etc. selon la couleur qu'on veut obtenir.

Dans l'union à froid de l'alcali avec l'huile, il y a dégagement de calorique.

En général, les huiles siccatives ou du deuxième genre,

ne font pas des savons aussi bons que les huiles des premier et troisième genres.

Ce qui est cause de l'épaisissement des savons, c'est d'abord la température, ensuite, c'est que les alcalis ont plus d'affinité avec l'huile qu'ils n'en ont avec l'eau; il y a en outre absorption d'oxigène pendant la saponification, c'est à dire, que l'huile se concrésie en absorbant de l'oxigène; car, lorsqu'on décompose le savon par un acide, l'huile séparée est solide.

Les savons doivent avoir une saveur douce. Tous les savons bien faits se dissolvent complétement dans l'eau; cette dissolution est toujours opaque, même filtrée.

Distillés dans une cornue à l'appareil pneumato-chimique, on obtient de l'eau, de l'huile et de l'ammoniaque.

Le charbon contient beaucoup d'alcali fixe. L'eau de chaux et tous les sels terreux décomposent le savon.

Tous les sels métalliques ont la même propriété. Nous en avons donné des exemples à l'article des savons métalliques.

Le savon se dissout aussi dans l'alcool, à l'aide d'un peu de chaleur, et forme l'*essence de savon*, que l'on aromatise avec une huile volatile.

Avec l'ammoniaque on prépare un savon connu sous le nom de *liniment volatil* ou *savon animal*.

On prend une partie d'huile d'amandes douces, que l'on mêle avec environ le quart de son poids d'ammoniaque. On fait ce mélange dans une bouteille à large ouverture, et on l'agite jusqu'à ce que les deux substances soient parfaitement unies.

L'huile se combine au sucre, il en résulte une espèce de savon, qui peut aisément se délayer dans l'eau, et s'y

tenir en suspension ; la trituration des amandes avec le sucre et l'eau, forme le *lait d'amandes*, *l'orgeat*, et autres émulsions, etc.

Les huiles fixes sont très-employées en médecine, elles servent à la préparation d'un grand nombre de médicamens; on sait aussi combien elles sont utiles dans les arts.

CHAPITRE IX.

Des Huiles volatiles.

Les huiles volatiles diffèrent des fixes, par leur saveur âcre, leur volatilité, leur odeur aromatique, leur solubilité dans l'alcool ; elles sont aussi plus combustibles, plus inflammables que les huiles fixes ; elles s'épaississent, se résinifient par le contact de l'oxigène, se figent au grand froid, et fournissent de petits cristaux salins, d'une odeur camphrée. Les huiles volatiles se combinent aussi plus difficilement aux alcalis.

Ces huiles sont aussi moins abondantes, moins généralement répandues dans le système végétal, que les huiles fixes ; elles n'existent que dans les plantes aromatiques, se trouvent quelquefois dans les feuilles; d'autre fois dans les racines, dans la fleur, dans l'écorce extérieure du fruit ; quelquefois, mais rarement, dans toute la substance de la plante.

Les huiles volatiles sont quelquefois concrètes, d'autres sont toujours liquides; elles diffèrent entr'elles par la couleur.

Parties des végétaux qui contiennent l'huile volatile.

Racine donnant de l'huile volatile	iris. dictame. benoite.
Tiges	santal. sassafras. rhodes.
Ecorces	canelle. cassia-lignea. écorse de Wintéranus.
Feuilles	menthe poivrée. romarin. thim. mélisse. absinthe.
Calices	roses. lavande. girofle.
Pétales	camomille. fleurs d'orange.
Fruits	poivre. bayes de genièvre.
Semences	anis. fenouil. muscade.
Huiles concrètes	roses. persil. aulnée. benoite.

De la Couleur, comme caractère distinctif des huiles volatiles entr'elles.

Huiles, 1°. jaune. — *Lavande.* 2°. — brune, *canelle, girofle.* 3°. — bleue, *camomille.* 4°. — aigue-marine, *mille-pertuis.* 5°. — verte, *persil.*

Huiles pesantes allant sous l'eau.

Ce sont celles de *sassafras, girofle.*

Extraction d'une huile volatile par expression.

Les huiles volatiles qu'on retire par expression, sont contenues dans des loges saillantes et visibles, telles sont celles de citrons, des oranges, du cédrat, de la bergamotte : il suffit de presser l'écorce de ces feuilles pour en faire jaillir l'huile qui y est contenue.

On peut donc se la procurer, en les frottant contre une râpe : on déchire par ce moyen, les vésicules, et l'huile coule dans le vaisseau destiné à la recevoir. Lorsqu'on a ainsi râpé une certaine quantité du fruit, on ramasse l'écorce divisée, qui ressemble à une pulpe; on l'exprime entre deux glaces, pour faire sortir l'huile volatile. Cette huile laisse déposer le parenchyme qu'elle a entraîné, et se clarifie par le repos.

La méthode la plus usitée, et en même temps la meilleure, de retirer l'huile volatile d'un végétal, par la distillation, est de prendre la plante dans l'âge de sa plus grande vigueur, et dans lequel son odeur est la plus forte, de choisir même celles des parties des plantes dont l'odeur

est la plus marquée ; de la mettre dans la cucurbite d'un alambic, sans bain-marie ; d'ajouter assez d'eau pour que la plante en soit bien baignée, et ne touche point le fond de la cucurbite ; d'ajouter un serpentin au bec de l'alambic, auquel on adapte un récipient particulier, appelé *récipient florentin.* Ce vase laisse échapper l'eau excédante, par un bec placé sur le ventre, et dont l'orifice est plus bas que celui du goulot ; de sorte que par ce moyen, l'huile se ramasse dans le goulot sans pouvoir s'échapper. On donne tout d'un coup le degré de chaleur convenable, pour faire entrer l'eau en ébullition.

L'eau monte dans cette distillation, très-chargée de l'odeur de la plante, et elle entraîne avec elle toute son huile volatile.

Tant que cette eau est à 80 degrés, elle est claire et transparente ; mais sitôt qu'elle a quelques degrés au-dessous, l'huile volatile qui y étoit dissoute s'en sépare, et la rend trouble et un peu laiteuse : alors l'eau n'en retient plus que ce qu'il en faut pour lui donner l'odeur aromatique, et la constituer *eau distillée, eau chargée d'esprit recteur* (voyez *huile volatile dissoute dans l'eau*) ; le reste de l'huile nage à la surface de l'eau, ou se précipite au fond, suivant la pesanteur spécifique de l'huile. On continue ainsi la distillation jusqu'à ce qu'on s'aperçoive que l'eau commence à devenir claire, en observant d'en ajouter de temps en temps dans la cucurbite, pour que la plante en soit toujours baignée.

Il y a encore un troisième moyen d'obtenir les huiles volatiles ; c'est celui que l'on nomme distillation, *per descensum* ; cette distillation se faisoit en appliquant le feu par dessus, et étoit plus particulièrement employée

pour extraire l'huile du girofle; on n'en fait plus d'usage.

Lorsqu'on chauffe une huile volatile avec le contact de l'air, elle s'enflamme promptement.

Dans les vaisseaux fermés, il s'en dégage une grande quantité de gaz hidrogène.

Si l'on expose à l'air l'huile volatile, elle brunit, s'épaissit, et passe à l'état de résine, en absorbant de l'oxigène; souvent elle laisse précipiter des cristaux en aiguilles, qui n'ont pas, comme on l'avoit dit, des propriétés analogues au camphre. Le C. *Marqueron*, pharmacien de Paris, a fait voir que les concrétions observées dans plusieurs huiles volatiles, se rapprochoient plutôt des résines, avec une surabondance d'acide, qui en forme une espèce de sel semblable à l'acide benzoïque.

Les C. *Deyeux* et *Vauquelin* ont aussi fait connoître que les concrétions déposées par l'eau de canelle avoient les propriétés de l'acide benzoïque.

Si l'on garde, pendant longtemps, de l'huile volatile dans un flacon, elle se décompose, il se forme de l'eau qui se rassemble au fond du vase; il se forme aussi des cristaux assez gros, qui paroissent être de l'acide oxalique; enfin, il reste une troisième partie qui est de l'huile non décomposée.

Les huiles volatiles s'unissent au soufre : on a donné à ces composés le nom de *baume*. En voici des exemples : le *baume de soufre térébenthiné*, le *baume de soufre anisé*.

Pour obtenir le baume de soufre térébenthiné, on prend deux parties de soufre sublimé, et six d'huile de térébenthine; on les mêle, et on met ensuite ce mélange en di-

gestion au bain de sable, jusqu'à ce que l'huile soit saturée de soufre.

Pour le baume de soufre anisé, on prend deux parties de soufre sublimé, six d'huile de térébenthine, et quatre d'huile volatile d'anis ; on met le mélange en digestion, comme dans le procédé précédent.

Les huiles volatiles dissolvent le phosphore. Quand l'huile en est bien saturée, on obtient par refroidissement du phosphore cristallisé, ou bien en ajoutant de l'alcool à la dissolution ; il se fait à la longue un précipité qui, vu à la loupe, est un octaèdre tronqué à sa partie supérieure et à sa partie inférieure, qui quelquefois s'alonge par les côtés, de manière à présenter un prisme hexagone.

Les huiles volatiles ont la propriété de dissoudre le gaz hidrogène sulfuré.

L'eau dissout l'huile volatile ; c'est ce qui constitue *les eaux distillées aromatiques.*

Pour les préparer, on peut suivre le procédé décrit à l'article *distillation d'une plante pour obtenir une huile volatile.*

Le C. *Fourcroy* a proposé, depuis longtemps, un procédé très-simple et très-économique pour préparer les eaux distillées aromatiques.

Ce chimiste propose de jeter dans de grandes masses d'eau pure et fraîche, quelques gouttes d'huiles volatiles, d'agiter quelque temps ce mélange, et de le laisser reposer pour éclaircir la liqueur et séparer la portion d'huile non dissoute. Après cette simple opération, l'eau est très-aromatique, très-odorante, et quelquefois même plus que celle qu'on distilleroit en grande quantité sur une matière végétale rop dépourvue d'huile.

Il n'y a dans ce procédé, ni appareil distillatoire, ni feu, ni temps à employer; on peut l'exercer partout, et dans toute saison : de grandes bouteilles ou de simples tonneaux suffisent.

Les eaux, dites *inodores*, par la distillation des plantes elles-mêmes au bain-marie, sans eau étrangère, sont foibles, herbacées, peu durables. L'eau qui tient cet extrait ou ce mucilage odorant en dissolution, se trouble, se remplit de flocons muqueux, et exhale l'odeur de moisi, au bout de quelque temps, telle que l'eau essentielle de *bourrache*, de *laitue*, de *plantin*, etc.

Les acides ne se comportent pas également avec les huiles volatiles; 1°. l'acide sulfurique concentré les épaissit et les charbonne, mais, s'il est foible, il en fait des savonnules; 2°. l'acide nitrique les enflamme quand il est concentré; mais lorsqu'il est affoibli, il les fait passer peu à peu à l'état de résine; 3°. l'acide muriatique réduit les huiles à l'état savonneux; l'acide muriatique oxigéné les épaissit et les résinifie.

Les huiles volatiles s'unissent difficilement aux substances terreuses et aux alcalis.

On ne connoît encore bien que l'union de la potasse avec une huile volatile; c'est ce qu'on nomme savonnule. *Starkey* est le premier qui ait essayé cette combinaison, mais son procédé est long et imparfait. Plusieurs autres chimistes ont aussi proposé différens moyens pour préparer ce savonnule, tels que *Stahl*, *Rouelle*, *Baumé*, *Geoffroy*, *Achard*; sans nous arrêter à tous ces procédés, celui décrit par *Pelletier* est un de ceux qui réussissent complétement.

On prend parties égales de térébenthine et d'alcali du

tartre ; on triture ce mélange, et on y ajoute par parties environ le quart du poids total du mélange, de carbonate d'ammoniaque.

Les nitrates brûlent les huiles volatiles à l'aide du calorique.

Le muriate sur-oxigéné de potasse les enflamme et les détruit par le choc.

Les sels et les dissolutions métalliques sont souvent décomposés par elles : c'est ainsi qu'une dissolution d'or, agitée avec une huile volatile, et longtemps séjournant avec elle, précipite des grains ou des lames d'or ; et, comme l'a observé le C. *Vauquelin*, l'huile acquiert dans ce cas la propriété de le séparer sous forme cristalline, solide et régulière.

Enfin, l'huile volatile s'unit au sucre. Si l'on frotte un morceau de sucre contre l'écorce d'un citron ou d'une orange, il s'imbibe de l'huile volatile, et forme un *oleo-saccharum*, soluble dans l'eau, et très-propre à aromatiser certaines liqueurs.

Les huiles volatiles sont plus particuliérement employées en médecine, et constituent principalement l'art du parfumeur.

CHAPITRE X.

Du Camphre et de l'Acide camphorique.

PARAGRAPHE PREMIER.

Du Camphre.

Je définis le camphre une huile volatile rendue concrète par le carbone.

On doit regarder cette substance comme un corps *sui generis*.

On la rencontre dans une infinité de plantes, notamment dans la famille des labiées.

On retire cette substance par sublimation, du *laurus camphora* de *Linné*, qui croît à la Chine et au Japon. Les Hollandais le purifient en le sublimant dans des espèces de ballon, et en ajoutant de la chaux.

Le camphre est ou brut, ou raffiné. Le premier varie par sa couleur : il y en a de brun, de gris, de rose et de couleur cendrée.

Ses propriétés physiques sont, d'être blanc, concret, transparent, cristallisé en octaèdres ou en lames carrées, dont la pesanteur est à celle de l'eau sur laquelle il surnage :: 9,887 : 10,000. Sa saveur est âcre, chaude, piquante et amère ; son odeur forte.

Le camphre a toujours été regardé comme plus volatil que les huiles que nous venons d'examiner : cependant, d'après les expériences de M. *Proust*, il paroît l'être moins que l'huile volatile.

Il se sublime à la plus douce chaleur, si on le chauffe brusquement, il se fond avant de se volatiliser.

Le camphre ne peut s'enflammer par le contact d'un corps incandescent; il faut toujours lui présenter un corps lumineux.

Le camphre présente quelques phénomènes intéressans à connoître. C'est en cherchant les moyens de rendre sensibles à la vue les émanations des corps odorans, que le C. *Bénédict Prévost* les a découverts.

Si l'on place un fragment de camphre sur une glace, ou sur le fond d'une soucoupe très-propre, couverte d'une couche d'eau pure peu épaisse, on voit à l'instant l'eau s'écarter, et laisser à l'entour du corps une place circulaire sèche.

Si l'on place sur de l'eau très-pure, un fragment de camphre, on le voit se mouvoir avec une grande rapidité.

Si l'on jette une goutte d'eau très-petite d'un corps odorant liquide, ou d'huile, à la surface de l'eau, le mouvement cesse sur le champ.

Si l'on puise dans un verre plein d'eau avec un bâton de cire des gouttes d'eau, et qu'on les fasse tomber dans le verre où le camphre est en mouvement, à la 5o ou 6o^e. goutte, le mouvement cesse : ce qui n'arrive pas, si l'on substitue à la cire un cylindre de métal bien décapé.

Si l'on jette le fragment de camphre dans l'eau où l'on a puisé avec la cire, il s'y meut comme à l'ordinaire : au bout de quelques instans, le mouvement du camphre cesse de lui-même.

Ce camphre, placé ainsi sur l'eau, se dissout plus vîte que dans l'air même humide : en se dissolvant ainsi, il s'arrondit et acquiert de la transparence.

Cette dissolution n'a lieu qu'au point de contact de l'air et de l'eau; M. *Venturi* l'a prouvé par l'expérience suivante :

Si l'on place dans l'eau un cylindre de camphre, dont l'une des extrémités soit chargée de manière à le faire enfoncer jusqu'à sa moitié, il se corrode un peu au-dessus de la surface de l'eau, en sorte qu'il finit par se couper en deux parties.

Décomposition du Camphre.

L'argille ou l'alumine pure, a la propriété de décomposer le camphre (1).

On prend une partie de camphre et six d'argille; on la fait sécher pour la réduire en poudre, et on la passe ensuite à travers un tamis de soie : d'une autre part, on réduit le camphre en poudre, par le moyen de l'alcool, et l'on mêle le tout ensemble dans un mortier. Lorsque le mélange est bien fait, on y ajoute un peu d'eau; il faut avoir soin de ne pas trop humecter, mais assez pour pouvoir faire une pâte, et former des boules de la grosseur d'une olive : on les place ensuite sur des tamis de crin, et on les laisse sécher à l'ombre.

Lorsqu'elles sont parfaitement sèches, on les introduit dans une cornue que l'on pose sur un bain de sable; on y ajuste un récipient, dans lequel on a eu soin de mettre de

---

(1) Ceux qui voudroient avoir des détails sur cet objet, ainsi que sur l'acide camphorique et ses combinaisons, peuvent consulter mes Mémoires. — *Annales de Chimie*, numéros 68 et 79.

l'eau distillée, et on lute bien toutes les jointures. L'appareil disposé, on commence par échauffer la cornue par degrés, et on l'entretient quelques heures dans le même état : on augmente ensuite le feu.

Si l'on n'a pas bien ménagé le feu, il arrive quelquefois qu'une partie du camphre se sublime au col de la cornue : cela ne doit pas arrêter ; il faut continuer l'opération, jusqu'à ce qu'on n'aperçoive plus couler d'huile : alors on arrête le feu ; et dès que l'appareil est refroidi, on délute, et l'on retire de la cornue le camphre sublimé, ainsi que la matière qui se trouve au fond : on broie le tout dans un mortier, et l'on recommence l'opération comme je viens de l'expliquer, jusqu'à ce qu'en donnant un degré de feu assez fort, on n'aperçoive plus ni sublimation, ni huile.

L'alumine est encore un intermède que l'on peut employer avec avantage.

On prépare de l'alumine par le moyen de l'ammoniaque ; on la lave ensuite avec l'eau distillée, afin de l'obtenir la plus pure possible, et on la fait légérement sécher.

On prend deux parties d'alumine, et trois lorsqu'elle est humectée, contre une partie de camphre, et l'on procède comme ci-dessus.

Par l'un ou l'autre procédé, on obtient dans le récipient une huile volatile, d'un jaune doré, qui reste à la surface de l'eau.

Elle a une saveur âcre, brûlante, et laisse sur la langue un sentiment de fraîcheur.

Son odeur est aromatique, approchant de celle de thym ou de romarin.

Exposée à l'air libre, au bout de quelque temps, elle se volatilise entiérement.

Avec les alcalis, elle forme des savonnules; elle est soluble dans l'alcool.

L'eau distillée, contenue dans le récipient, est très-aromatique, piquante, rougissant la teinture de tournesol, et faisant effervescence avec les carbonates alcalins, ce qui prouve qu'il y a un peu d'acide de formé pendant l'opération.

Ce qui reste dans la cornue, après l'opération, est d'un beau noir, et pèse plus que l'argille ou l'alumine employée.

Cette matière est de l'oxide de carbone, mêlé très-exactement avec l'alumine.

Pour séparer l'oxide de carbone de l'alumine, et l'avoir pur, il faut saturer l'alumine avec un acide.

Les acides dissolvent le camphre.

L'acide sulfurique le dissout à l'aide de la chaleur: cette dissolution est rouge.

L'acide muriatique, dans l'état de gaz, dissout le camphre, ainsi que le gaz acide sulfureux et le gaz acide fluorique.

Si l'on ajoute de l'eau dans ces dissolutions, elles se troublent, le camphre s'en sépare.

Avec l'acide nitrique, on fait une préparation connue sous le nom impropre d'*huile de camphre*. Cette préparation est très-défectueuse; on sait qu'il est impossible de l'employer dans quelques véhicules que ce soit, sans régénérer le camphre.

Si l'on fait passer du gaz acide muriatique oxigéné, dans de l'huile de camphre préparée par l'acide nitri-

que, sa couleur passe sur le champ au rose, et devient jaune un instant après : cette dernière couleur ne varie pas jusqu'à la fin de l'opération.

Les huiles fixes et volatiles dissolvent le camphre, à l'aide de la chaleur; ces dissolutions laissent précipiter des cristaux en végétation, semblables à ceux qui se forment dans les dissolutions de muriate d'ammoniaque, composés d'une côte moyenne, où adhèrent des filets très-fins et placés horizontalement.

J'ajouterai à tous ces faits chimiques, de nouvelles expériences faites par le C. *Marelot*, professeur au collége de pharmacie; elles ne peuvent qu'éclairer sur la connoissance immédiate du camphre.

A. Le champhre traverse l'éther avec une vîtesse presque incalculable, et s'y dissout très-promptement.

B. Sa vîtesse dans l'alcool rectifié, est un peu moindre que dans l'éther; mais elle est plus précipitée que dans l'alcool aqueux; et sa dissolubilité dans ce fluide est relative à ses degrés de légéreté.

C. La vîtesse du camphre dans les huiles, suit l'ordre ci-après, savoir : les huiles volatiles éthérées, les huiles volatiles légères, et les huiles grasses ou fines. Sa dissolubilité dans ces fluides huileux suit le même ordre qui vient d'être décrit, et les degrés de température pour opérer la dissolution doivent être élevés graduellement.

D. Le camphre surnage les huiles pesantes, notamment l'huile de girofles, et cette huile exige une plus haute température pour le dissoudre.

E. L'ammoniaque liquide est traversée par le camphre; mais elle n'exerce sur lui aucune action.

F. Le camphre surnage la potasse pure en liqueur,

mais il ne s'opère aucune action, ni aucune union par la trituration de ces deux corps sur le porphyre.

G. Tous les acides minéraux sont spécifiquement plus pesans que le camphre ; mais celui-ci mis en contact avec ces divers acides, se comporte tout-à-fait diversement.

H. Avec l'acide sulfurique, il y a émission de calorique : le camphre se dissout rapidement, sans dégagement d'acide sulfureux ; la dissolution devient épaisse, acquiert une couleur brune foncée qui est due au carbone du camphre lui-même.

I. Avec l'acide nitrique, le camphre manifeste des phénomènes remarquables. Dès le moment du contact avec cet acide, au lieu d'une émission de calorique, il y a au contraire une absorption sensible de calorique : le camphre se liquéfie assez promptement, et est d'une belle transparence.

Voici l'expérience que le C. *Morelot* a faite pour s'assurer que cette liquidité du camphre n'étoit due qu'au calorique du gaz nitrique.

Il mit dans un flacon garni de son bouchon de cristal, un poids égal de camphre et d'acide nitrique à 36 degrés. Le camphre a surnagé l'acide, et s'est liquéfié très-promptement, mais paisiblement. Il a ajouté deux nouvelles parties de camphre, en prenant soin de ne pas agiter le flacon ; ce nouveau camphre s'est liquéfié comme le premier. Enfin, trois nouvelles parties de camphre ont achevé la saturation du gaz nitrique. L'acide restant n'avoit plus ni force ni odeur ; de nouveau camphre y est demeuré intact. Six parties d'acide nitrique à 36 degrés, suffisent pour donner de la liquidité à onze parties de camphre ; on trouve dans le flacon quatorze parties

de camphre, et on sépare trois parties d'une liqueur acide foible qui ne laisse plus dégager de gaz nitrique.

K. Le camphre traité avec l'oxigène sans le contact de l'étincelle électrique, se convertit en un acide particulier; de ce fait et des expériences rapportées, le C. *Morelot* conclut que, 1°. ce combustible dans lequel il a reconnu la présence de l'hidrogène et celle du carbone, est à l'égard de l'oxigène, un principe acidifiable à deux bases; 2°. que tout porte à regarder le camphre comme formé de l'union très-intime de l'hidrogène, de moins de carbone, et d'un atome qui lui est particulier.

§. II.

Acide camphorique.

L'acide nitrique a encore sur le camphre une action différente de celle dont nous venons de parler.

Kosegarten a vu qu'en distillant huit fois de suite de l'acide nitrique sur du camphre, on en obtenoit un acide qui avoit des propriétés différentes de celles de l'acide oxalique.

J'ai répété les expériences de *Kosegarten*, dont nous n'avons qu'un simple énoncé dans une lettre imprimée, *Journal de physique*, tome 27, page 298, traduite du Journal de *Crell*.

Voici comme on doit préparer cet acide:

On prend une partie de camphre que l'on introduit dans une cornue de verre, on verse par-dessus quatre parties d'acide nitrique à 36 degrés, on y adapte un récipient, et on lute bien toutes les jointures. On pose la

cornue sur un bain de sable, et on l'échauffe par degrés: pendant l'opération, il se dégage beaucoup de gaz nitreux et du gaz acide carbonique; une partie du camphre se volatilise, tandis qu'une autre partie s'empare de l'oxigène de l'acide nitrique. Lorsqu'il ne se dégage plus de vapeurs, on délute les vaisseaux, et on détache le camphre qui s'est sublimé. On ajoute ce camphre à l'acide resté dans la cornue, on verse par dessus une même quantité d'acide, et l'on distille de nouveau. Il faut répéter cette opération jusqu'à ce que le camphre soit totalement acidifié: vingt parties d'acide nitrique à 36 degrés suffisent pour en acidifier une de camphre.

Lorsque tout le camphre est acidifié, il se cristallise dans la liqueur restant; alors on décante et on verse le tout sur un filtre, afin de passer de l'eau distillée, pour lui enlever l'acide nitrique qu'il pourroit avoir retenu. L'indice le plus sûr pour reconnoître l'acidification du camphre, est sa cristallisation par le refroidissement de la liqueur qui reste dans la cornue.

Pour purifier cet acide, il faut le dissoudre dans l'eau distillée chaude; alors on filtre la liqueur, et on la fait rapprocher à peu près à moitié de son volume, ou jusqu'à ce qu'il se forme une petite pellicule: on obtient par refroidissement l'acide camphorique cristallisé.

Comme cette expérience est longue, et ne peut être faite pendant la leçon, on peut y suppléer par celle-ci:

On retire d'abord du gaz oxigène du muriate sur-oxigéné de potasse, on en remplit une cloche, on la transporte dans la cuve à mercure, et on y fait passer un peu d'eau.

D'une autre part, on place dans une petite coupelle un

morceau de camphre, et un atome de phosphore; on courbe ensuite un tube de manière qu'une de ses extrémités soit placée dans la cloche, et l'autre dans une cuve pneumato-chimique, sous une cloche remplie d'eau.

L'appareil disposé, on allume le phosphore par le moyen d'un fer rouge: le phosphore s'enflamme et ensuite le camphre. La flamme que le camphre produit, est très-vive; il se dégage beaucoup de calorique, la cloche se tapisse d'une matière noire, qui peu à peu se détache et couvre l'eau placée au-dessus du mercure dans la cloche: c'est de l'oxide de carbone. On recueille en même temps un gaz qui a tous les caractères du gaz acide carbonique.

L'eau contenue dans la cloche, est très-odorante, et contient de l'acide camphorique en dissolution.

L'acide camphorique a un goût légérement acide, amer, et rougit la teinture du tournesol.

Il cristallise; l'ensemble des cristaux qu'on obtient, ressemble à ceux du muriate d'ammoniaque.

Exposé à l'air, il s'éfleurit: cet acide est très-peu soluble dans l'eau froide.

Placé sur des charbons ardens, il répand une fumée épaisse, aromatique, et se dissipe entiérement.

A une douce chaleur, il se fond et se sublime.

Si l'on distille seul cet acide, il commence par se fondre, et se sublime ensuite.

Les acides minéraux le dissolvent entiérement.

Il décompose le sulfate et muriate de fer.

Les huiles fixes et volatiles le dissolvent.

Il est aussi soluble dans l'alcool, et n'est pas précipité par l'eau; propriété qui le différencie de l'acide benzoïque.

car ce dernier est précipité par l'eau de sa dissolution dans l'alcool.

L'acide camphorique s'unit facilement aux terres et aux alcalis ; ces combinaisons portent le nom de *camphorates.*

§. III

Des Camphorates.

Pour préparer les camphorates de chaux, de magnésie et d'alumine, il faut délayer ces terres dans de l'eau, et y ajouter de l'acide camphorique cristallisé; on fait bouillir, on filtre la liqueur chaude, et on la fait rapprocher.

Celui de barite doit être préparé avec la terre pure ; alors on la dissout dans l'eau, et on y ajoute l'acide camphorique cristallisé.

Ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque doivent être préparés avec les carbonates dissous dans l'eau; on sature ensuite cette dissolution avec l'acide camphorique cristallisé ; on fait chauffer, on filtre; et par l'évaporation et le refroidissement, on obtient des camphorates.

Lorsque l'acide camphorique est très-pur, ils n'ont pas d'odeur; s'il ne l'est pas, ils conservent toujours un peu l'odeur du camphre.

Les camphorates d'alumine et de barite laissent un peu d'acidité sur la langue ; les autres ont une saveur un peu amère.

Ils sont tous décomposés par le calorique; l'acide s'en dégage et se sublime, la base reste pure, excepté celui d'ammoniaque, qui se volatilise entiérement.

S'ils éprouvent le jet du chalumeau, l'acide brûle avec

une flamme bleue; celui d'ammoniaque donne une flamme bleue, et sur la fin, rouge.

Excepté le camphorate de chaux et de magnésie, qui sont très-peu solubles, les autres se dissolvent plus facilement.

Les acides minéraux les décomposent tous.

Les alcalis et les terres agissent en raison de leurs affinités pour l'acide camphorique. L'ordre d'affinité est chaux, potasse, soude, barite, ammoniaque, alumine et magnésie.

Plusieurs dissolutions métalliques, et plusieurs sels neutres, décomposent les camphorates : tels que le nitrate de barite, et la plupart des sels calcaires, etc. sont solubles dans l'alcool.

Ceux de chaux, de magnésie et de barite, abandonnent leur acide à l'alcool.

CHAPITRE XI.

Des Résines.

Les huiles volatiles, exposées à l'air, s'épaississent plus ou moins vîte; ce qui reste après cette évaporation, est ce qu'on appelle *résine*.

Les anciens croyoient que dans la résinification des huiles, il n'y avoit que de l'eau qui s'évaporoit; mais on sait maintenant qu'il n'y a pas de résinification, si les vases qui les contiennent sont entiérement pleins, ou encore s'ils sont privés du contact de l'air.

Voici ce qui se passe dans cette opération :

L'huile absorbe une quantité d'oxigène assez considé-

rable, et perd une partie de son carbone, qui, uni à l'oxigène de l'atmosphère, fournit de l'acide carbonique ; preuve que la résine n'est autre chose qu'une huile volatile, plus une certaine quantité d'oxigène, moins une quantité de carbone.

On peut d'ailleurs faire des résines artificielles, par le moyen de l'acide nitrique, avec une huile volatile. Pour faire cette expérience, on prend un alambic de verre tubulé, auquel on adapte un appareil propre à recevoir les produits liquides et gazeux ; on met dans la cucurbite de l'alambic, dix grammes d'huile volatile de térébenthine, et on ferme la tubulure avec un bouchon de liége, au milieu duquel passe un tube de verre, élargi, évasé en haut en forme d'entonnoir, allongé, retréci, et terminé en bas par une petite ouverture. On fait ensuite tomber sur l'huile volatile de térébenthine, goutte à goutte, et souvent à de longs intervalles, vingt grammes d'acide nitrique pur et concentré : il se dégage du gaz acide carbonique, du gaz azote et du gaz nitreux.

Si l'on rectifie le produit obtenu dans le récipient, on obtient de l'acide prussique, et l'on trouve dans la cornue qui a servi à la rectification, un mélange d'acide ; une partie se cristallise par refroidissement, c'est de l'acide oxalique : l'autre partie est un mélange d'acide nitrique et d'acide malique.

La matière restée dans la cucurbite qui a servi à faire la première expérience, est une masse brunâtre, d'une odeur particulière, d'une consistance tenace, visqueuse, analogue aux résines.

La couleur noire qu'acquiert cette substance, est due à la précipitation subite du carbone, au lieu que dans la

résinification naturelle, le carbone s'unit peu à peu à l'oxigène, et forme l'acide carbonique qui se volatilise.

Il y a encore une quatrième opération dans la résinification, car une partie de l'hidrogène de l'huile se combine avec l'oxigène atmosphérique, et forme de l'eau qui se volatilise.

Les résines ont pour caractères d'être inflammables, solubles dans l'alcool et dans les huiles, mais non dans l'eau.

Il y a beaucoup d'arbres qui fournissent des résines; elles sont quelquefois liquides ou solides.

Pour obtenir ces résines, on fait des incisions aux arbres qui les produisent; quelquefois on est obligé de distiller les parties de ces arbres.

Les résines les plus connues sont celle *de la Mecque*, appelée baume;

De copahu. On lui a donné aussi le nom de baume;

Térébenthine de Chio, provenant du térébinthe, qui fournit les pistaches;

—— *De Venise*, provenant du mélèse;

—— *De Strasbourg*, provenant du sapin.

Dans les arts, on distille la térébenthine de Chio au bain-marie; elle fournit une huile volatile très-blanche, très-limpide, très-odorante.

On prépare aussi en pharmacie, avec la térébenthine, un médicament connu sous le nom de térébenthine cuite.

Pour l'obtenir, on met la quantité que l'on veut de térébenthine dans une bassine ou dans une terrine vernissée, avec trois ou quatre fois son poids d'eau; on fait bouillir le tout jusqu'à ce que la térébenthine ait acquis une consistance assez ferme pour pouvoir en former une

masse; ce que l'on reconnoît, en en faisant refroidir un peu, de temps en temps, dans de l'eau froide.

La térébenthine sert encore à préparer le savon de *Starkey*. *Voyez* la Leçon sur les huiles volatiles.

Le baume du Canada ne diffère de la térébenthine du sapin, que par son odeur qui est plus suave.

La poix est un suc résineux; elle est fournie par un sapin appelé *picea* ou *epicia*.

On en distingue de plusieurs espèces.

La poix fondue et exprimée à travers des sacs de toile, en est plus pure; on la coule dans des barils, et c'est alors la *poix blanche*, *poix de Bourgogne*.

La poix blanche, mêlée avec du noir de fumée, forme de la *poix noire*.

La poix blanche tenue en fusion se dessèche; on peut en faciliter le desséchement avec du vinaigre, et on la laisse encore quelque temps sur le feu; elle a alors beaucoup de sicoité, et on l'appelle *colophane*.

Le noir de fumée n'est que la fumée de la poix brûlée; on en prépare aussi en recueillant celle de charbon de pierre.

Le Galipot est un suc résineux concret, d'un blanc jaunatre, et d'une odeur forte; ce suc est fourni dans la Guienne par deux pins, *pinus maritimus majoret minor*.

Le pin fournit encore le *goudron* et l'*huile de cade*.

Pour cela, on met en tas le bois du tronc, les branches et racines; on les recouvre de gazon, et on allume du feu dessous, comme pour les charbonner: l'huile qui se dégage ne pouvant plus s'échapper, tombe au fond dans une gouttière, qui la conduit dans un baquet; la partie la plus fluide se vend sous le nom d'*huile de cade*, et la plus épaisse, sous celle de *goudron*.

Les autres substances résineuses sont:

Le mastic. On le trouve sous la forme de grains ou de larmes plus ou moins petites, sèches, fragiles, s'amollissant un peu sous les dents lorsqu'on le mâche pendant quelque temps, s'enflammant au feu. La couleur de cette résine est d'un jaune de citron très-pâle; son odeur est douce et légérement aromatique; sa saveur est foible et balsamique avec une légère astriction. Lorsqu'on la brûle, elle répand une odeur aromatique. On doit rejeter le mastic dont la couleur est foncée, livide, et qui est mêlé d'ordures.

Le mastic découle des incisions que l'on fait, au mois de septembre, à l'écorce des troncs d'un arbre qui croît dans l'île de Chio. Cet arbre se nomme *lentiscus, lentiscus vulgaris.*

La *Sandaraque* est une résine qu'on trouve en morceaux ou en larmes de différentes formes, tantôt alongées et quelquefois rondes, un peu repliées sur elles-mêmes. La couleur de cette résine est d'un jaune citrin; son odeur est balsamique, et sa saveur a de l'acreté. On retire cette résine du genevrier qui croît dans les pays chauds, surtout en Afrique. Il paroît que c'est le même arbre qui croît dans nos bois, et que la différence ne vient que du climat. La sandaraque nous arrive par Marseille.

On trouve deux espèces de *labdanum*: l'une est molle, gluante, en grandes masses, d'une couleur qui tire sur le noirâtre, d'une odeur et d'une saveur pénétrantes; si l'on en met sur le feu, il en sort une odeur assez agréable. Cette espèce est la plus estimée et la plus rare. L'autre est sous la forme de pains entortillés, et se nomme, pour cette raison, *labdanum in tortis;* elle est sèche, dure,

d'une couleur noire, d'une odeur et d'une saveur plus foibles que la première. Elle est ordinairement mêlée d'un sable ferrugineux très-fin, dont il faut la purifier. On doit choisir le *labdanum* le moins chargé de ce sable noir et d'ordures qu'il est possible. Le *labdanum* est une résine qui contient cependant aussi quelques parties gommeuses. On nous l'apporte des îles de l'Archipel et surtout de l'île de Candie. On retire cette substance d'un arbrisseau nommé *cistus ladanifera cretica, flore purpureo.*

Le *sang-dragon* est une résine sèche, inflammable, d'une couleur rouge foncé et presque brun à l'extérieur, d'un rouge de sang intérieurement, et lorsqu'il est pilé. Il n'a ni odeur ni saveur sensibles. Lorsqu'on le brûle, il répand une odeur légérement balsamique. On le retire d'un arbre qui croît dans les îles Canaries et dans la Jamaïque. Cet arbre s'élève assez haut: on le nomme *draco arbor.*

On retire aussi cette résine de quelques autres espèces d'arbres qui croissent dans les Indes-orientales. On doit choisir le sang-dragon pur, et prendre garde qu'il ne soit altéré ou par le bol d'Arménie ou avec des briques. La fraude est aisée à reconnoître, parce qu'une masse donnée de cette résine doit se dissoudre entiérement dans l'esprit de vin, au lieu que le bol ou la brique se précipite.

La résine *animée* est celle qui transsude d'un grand arbre de l'Amérique, appelé par *Pison jataiba*, et *Courbaril* par les Indiens. Cette résine est de couleur d'ombre, transparente, d'une odeur légère et agréable, et n'a presque pas de goût. Elle se dissout entiérement dans l'esprit de vin, quoique ce soit un peu lentement. Les parties impures qui y sont souvent en grande quantité, tombent

au fond ou surnagent. On dit que les habitans du Brésil emploient cette résine en fumigation contre les douleurs qui viennent de ce qu'on a ressenti du froid.

La résine *copal* est fournie par de grands arbres qui croissent dans la Nouvelle-Espagne. Elle s'apporte en masses irrégulières, les unes transparentes, d'une couleur jaune ou brune, les autres moins transparentes et blanchâtres.

Suivant le C. *Morelot*, le *copal* est une substance *sui generis*, qui n'est ni une gomme, ni une résine, qui n'est dissoluble ni dans l'eau, ni dans l'alcool, ni dans les huiles volatiles, si non dans celle de térébenthine élevée à une haute température. Sa dissolubilité dans l'alcool étoit donc un problème; il falloit trouver un dissolvant qui pût présenter cette substance de manière à être employée avec succès dans l'art du vernisseur. Voici le procédé que le C. *Morelot* a indiqué.

On concasse le copal, on le met dans un matras, on verse par dessus de l'alcool saturé de camphre, on bouche le matras avec un vaisseau de rencontre, on agite de temps à autre, et on remarque que le camphre se précipite dans son état naturel à mesure que le copal se dissout dans l'alcool. Lorsque la nouvelle dissolution est achevée, on filtre la liqueur, et on trouve sur le filtre le camphre que l'on avoit employé pour saturer l'alcool, avec une augmentation d'un dixième en poids, en sorte que ce camphre peut servir perpétuellement à la même opération.

L'auteur de ce procédé croit que cette dissolution du copal n'a lieu qu'en raison de ce que le camphre s'empare de l'oxigène, dont le copal est saturé et qui le rend insoluble; il se précipite dans l'état d'acide camphorique en

partie, d'où vient son augmentation de poids de $\frac{1}{12}$; et le copal rendu libre, devient soluble dans l'alcool.

La résine *elemi* nous vient d'Ethiopie et des Indes occidentales, en forme de gâteaux ronds, qui sont la plupart enveloppés dans des feuilles d'iris ou de cannes de palmiers. La meilleure espèce est un peu molle et transparente, d'un jaune blanchâtre tirant un peu sur le verd ; l'odeur est forte et assez gracieuse : elle approche de celle du fenouil : sa saveur n'est pas désagréable, et n'a que peu d'amertume.

La résine elemi qui vient de l'Amérique (et c'est la plus grande partie de celle qui se trouve dans le commerce), se retire d'un arbre que *Breyn* nomme *arbor suminamia sive americana, mirthi laureae foliis elemi resinam fundens.*

La combinaison de diverses résines, colorées par le cinabre et le minium, forme ce qu'on appelle *cire d'Espagne.*

Pour faire cette cire, on prend deux parties de térébenthine, autant de colophane, une partie de cinabre et autant de minium, et quatre parties de gomme-laque ; on fait fondre la laque et la colophane, on ajoute ensuite la térébenthine, et on y mêle les principes colorans.

CHAPITRE XII.

Des Baumes.

On appelle baume, une résine quelconque unie par l'acte de la végétation à l'acide benzoïque.

On en connoît plusieurs espèces.

Le *Benjoin* on tire cette résine par des incisions qu'on fait à une espèce de laurier qui croît dans l'île de Sumatra, dans le royaume de Siam, et dans quelques autres endroits de l'Inde. Cet arbre, qui est fort beau, porte le nom d'*arbor benzoini, folio citri.*

On distingue deux sortes de benjoin, dont l'une est nommé *benzoinum amygdaloïdes*, benjoin amandé. Cette espèce de benjoin, qu'on choisit toujours pour l'usage de la médecine, est sec, dur, inflammable. Il est d'un brun pâle, quelquefois un peu rougeâtre et parsemé de taches blanches et de grains blancs qui ont la figure d'amandes, d'où lui est venu son nom. Son odeur est agréable et assez pénétrante; elle le devient encore plus si on le brûle; sa saveur est résineuse avec un peu d'âcreté. L'autre espèce de benjoin est d'une couleur obscure noirâtre, et a très-peu de taches blanches.

Voyez *acide benzoïque*, pour la manière d'en extraire cet acide.

L'alcool dissout le benjoin en totalité : on peut le précipiter par le moyen de l'eau, et c'est ce qu'on appelle *lait virginal.*

Le baume de *Tolu*, du *Pérou* ou de *Carthagène*, est sous deux états dans le commerce, en *coque*, ou *fluide.*

On en extrait un acide analogue à celui qu'on retire du benjoin.

Le *storax*, *styrax calamit.*

Le *styrax liquide*, *styrax commun.*

Il se comporte à l'analyse comme les précédens. *Voyez* mon Mémoire, *Annales de Chimie*, n°. 77.

Baume artificiel de vanille, c'est la silique d'une plante qui rampe et s'attache aux arbres comme le lierre; elle

vient en Amérique : on en trouve aussi dans le Pérou, dans le Mexique et dans l'île de Saint-Domingue.

Elle donne de l'acide benzoïque.

CHAPITRE XIII.

Des Gommes résines.

Les gommes résines, sont des espèces de mélanges de résines mêlées avec un suc extractif. Elles ne sortent jamais des arbres que par incision, et elles ne sont que des sucs épais, plus ou moins blancs.

Les gommes résines sont appelées ainsi, parce qu'elles participent des principales propriétés des gommes et des résines. En effet, ces premières sont solubles dans l'eau et insolubles dans l'alcool, et les résines sont solubles dans l'alcool et insolubles dans l'eau. Les gommes résines, au contraire, sont en partie solubles dans l'eau et en partie dans l'alcool.

Pour analyser ces substances, on pulvérise une gomme résine, et on la met dans de l'alcool, qui s'empare de tout ce qui est résineux. Quand il ne dissout plus rien, on décante et on traite le résidu par l'eau qui le dissout. Il a toutes les autres propriétés des substances gommeuses; il se boursoufle au feu, et laisse dégager, avant de se brûler, une grande quantité d'hidrogène carboné, tandis que les résines brûlent avec assez de facilité. En versant de l'eau dans l'alcool qui tient en dissolution la résine, celle-ci se précipite en poussière blanche, et jouit de toutes les propriétés des résines.

On peut diviser les gommes résines en deux genres. *b*

PREMIER GENRE.

Gommes résines, fondantes et fétides;

Comme la gomme *ammoniaque*, *l'assa fœtida*, etc.

DEUXIÈME GENRE.

Gommes résines, purgatives;

Telles que la *scammonée*, l'*euphorbe*, la *gomme gutte*, etc.

Des Gommes résines les plus usitées.

La classe des gommes résines est très-nombreuse; les principales espèces sont :

L'oliban. On croit qu'il vient du cèdre à feuilles de cyprès.

La scammonée. On en connoît deux espèces; l'une vient d'Alep, et l'autre de Smyrne.

On l'extrait principalement de la racine de *convolvulus scammonia.*

L'euphorbe. Cette gomme résine coule des incisions de l'*euphorbium*, qui croît dans l'Ethiopie, la Libye et la Mauritanie.

La gomme gutte. Elle vient du royaume de Siam, de la Chine et de l'île de Ceylan, en cylindres, plus ou moins gros; l'arbre qui la fournit est appelé *coddam pulli.*

L'assa fœtida. La plante qui fournit ce suc, s'appelle *ferula assa fœtida.* On la tire de la racine par expression, et on fait dessécher le suc.

Cette substance est très-reconnoissable, par son odeur d'ail très-fétide et sa saveur amère.

La gomme ammoniaque. Ce suc vient des déserts de l'Afrique ; on ignore la plante qui la fournit.

Il y en a dans le commerce de deux sortes, l'une appelée en *larmes* ; elle est blanche à l'intérieur :

L'autre en morceaux réunis, plus ou moins jaunes.

Dissoute dans l'eau, ce liquide se trouble et devient d'un blanc jaunâtre; c'est une sorte d'*émulsion.*

La myrrhe. Elle vient d'Ethiopie ; on dit qu'il s'en trouve aussi en Egypte et en Arabie.

On ne connoît point encore l'arbre ou la plante d'où découle ce suc.

La sarcocolle. On apporte cette substance de Perse et d'Arabie.

Elle est en larmes, ou en petites masses friables, et qui s'égrainent aisément.

Le galbanum. Cette gomme résine vient du Levant ; on la retire par incision d'une plante nommée *oreoselinum africanum, galbaniferum, frutescens, anisi folio.* Cette plante croît en Syrie, en Arabie.

Le sagapenum. On ne connoît point la plante d'où découle cette gomme résine; on l'apporte de Perse et de quelques autres endroits du Levant.

Le bdellium. On ne connoît point encore l'arbre dont on le retire. Cette substance est en morceaux, ou en espèces de larmes de différentes grosseurs, d'un jaune doré, un peu rouge.

L'opopanax. Cette gomme résine est en larmes de différentes grosseurs, d'une consistance un peu grasse, quoique friable, roussâtre extérieurement, et blanchâtre dans l'intérieur.

CHAPITRE XIV.

Du Caoutchouc, ou Gomme élastique.

Le caoutchouc a été improprement rangé, jusqu'à présent, parmi les gommes résines.

L'arbre qui le fournit est connu sous le nom de *siringa*, par les Indiens du Para; les habitans de la province d'Esmeraldas, province de Quito, l'appellent *hhévé* et ceux de la province de Mainas, *caoutchouc*.

Le citoyen *Richard* a prouvé que cet arbre étoit de la famille des *euphorbes*.

On fait des incisions sur l'écorce, on reçoit dans un vaisseau le suc blanc, et plus ou moins fluide, qui en découle; on l'applique couche par couche sur des moules de terre, on le laisse sécher au soleil ou au feu; on y fait, à l'aide d'une pointe de fer, des dessins très-variés, on expose ces ustensiles à la fumée, et lorsqu'ils sont bien secs, on casse les moules.

Cette substance est très-élastique.

Exposée au feu, elle se ramollit, se boursoufle, et brûle en donnant une flamme blanche. L'eau la ramollit.

Si on la fait bouillir dans une dissolution d'alun du commerce, on parvient à la ramollir parfaitement, au point de pouvoir réunir plusieurs morceaux ensemble.

L'alcool n'a point d'action sur cette substance.

L'éther nitrique est le vrai dissolvant du caoutchouc.

L'éther sulfurique, d'après *Berniard*, ne dissout pas complétement cette matière.

L'acide nitrique foible la jaunit et la change en acide oxalique et en corps graisseux.

L'acide nitrique concentré la détruit très-facilement

Aucune action de la part de l'acide muriatique.

L'huile volatile de lavande, de térébenthine et d'aspic, la dissolvent, à l'aide d'une légère chaleur; on peut alors l'étendre sur le papier, ou en enduire des étoffes.

Le mélange de l'huile volatile et d'alcool forme un meilleur dissolvant que l'huile pure, et le vernis se dessèche plus vîte.

On dissout aussi cette substance dans de la cire jaune fondue et bouillante; on l'y met peu à peu; et la cire s'en sature.

Cette dissolution, portée sur des étoffes avec un pinceau, y forme un vernis souple, peu gluant, peu écailleux.

Ces diverses solutions sont plutôt une altération du caoutchouc, qu'une analyse de cette substance, car ces solutions évaporées restent toujours gluantes.

Cette matière diffère des substances végétales, en ce que l'on obtient à la distillation de l'ammoniaque.

On s'en sert pour faire des sondes, des seringues; on en enduit des étoffes, dont on fait des aérostats, etc.

Suivant le C. *Morelot*, le caoutchouc est une substance qui n'a point d'analogues; ce n'est ni une gomme ni une résine, et la dissolution s'opère facilement par le procédé suivant:

Pour dissoudre le caoutchouc, on le coupe par morceaux; on met cette substance dans un matras, on verse par dessus un mélange d'une partie de camphre nitrique saturé, vulgairement huile de camphre, et de sept parties d'alcool saturé de camphre. Cette matière se ramollit très-promptement: on la sépare du fluide qui surnage, et on l'expose à l'action de l'essence de térébenthine, la dissolution s'opère à froid.

De la Glu.

On range ordinairement la glu parmi les substances résineuses, mais on n'en a pas encore fait une analyse exacte : on sait seulement que cette substance se trouve dans des baies de plusieurs végétaux ; qu'elle n'est point dissoluble dans l'eau ; qu'elle donne à l'analyse les mêmes produits que les résines, qu'elle est peu soluble dans l'alcool, entièrement soluble dans l'éther, et que l'eau trouble cette dissolution.

CHAPITRE XV.

Matières colorantes.

PARAGRAPHE PREMIER.

Considérations sur les couleurs ; leur classification.

Les matières colorantes des végétaux ont été examinées jusqu'à présent par les philosophes et les physiciens, sous le point de vue des couleurs ; mais les teinturiers, qui ne considèrent que la manière de les extraire et de les fixer, ont suivi une route tout-à-fait différente des premiers. *Hellot*, *Macquer et Berthollet*, ont été chargés successivement de faire des observations chimiques sur l'art du teinturier et sur les principes colorans ; ils ont prouvé qu'une foule de phénomènes de la teinture, s'expliquoient très-bien par la théorie chimique.

Les C. *Haussman* et *Chaptal* ont ajouté aussi aux travaux de ces chimistes.

Macquer considéroit deux couleurs différentes ; les couleurs *extractives* et les *extracto-résineuses*.

Les premières sont celles obtenues des végétaux par la décoction, et qui restent transparentes.

Les secondes sont de même obtenues des végétaux ; mais elles se précipitent par le refroidissement. Le même chimiste considéroit encore deux autres couleurs, les couleurs *huileuses* et celles *résino-huileuses*.

Berthollet, après une suite d'expériences et d'observations, a démontré que les principes colorans ne sont pas les mêmes que ceux indiqués par *Macquer* ; que la plupart des matières colorantes avoient beaucoup d'affinités avec une grande partie des terres ; que presque toutes les couleurs avoient aussi beaucoup d'affinités avec les oxides métalliques blancs ; que les principes colorans avoient une grande affinité pour l'oxigène : c'est sur cette propriété qu'est fondé le blanchiment, parce qu'après cette absorption de l'oxigène, les matières colorantes sont solubles dans les alcalis. Les différentes nuances que prennent, par exemple, les feuilles pendant l'été, ne viennent encore que de l'absorption de l'oxigène, qui fait passer ces couleurs ou au jaune, ou au brun. Enfin, que les parties colorantes ont une très-grande affinité avec les matières animales fibreuses.

Le C. *Fourcroy* présente une division des couleurs qui paroît être plus exactement fondée que celle de *Macquer*, d'après l'état actuel de l'analyse végétale.

Il partage les couleurs en

Couleurs..... { extractives pures.
extractives oxigénées.
carbonées.
hidrogénées huileuses, ou résineuses.

Mais il est encore plus utile pour l'usage, et plus rapproché de la pratique, de suivre la division des couleurs, comme l'a fait le C. *Berthollet* dans son ouvrage.

Pour traiter cet objet d'une manière générale, et dans l'espace d'une seule séance, il est impossible, comme on doit le penser, de présenter tous les détails et tous les procédés usités dans l'art de la teinture : ce n'est point l'art ici que l'on peut faire connoître, mais les principes de cet art.

Je crois donc devoir adopter un ordre différent dans cet ouvrage ; j'indiquerai,

1°. Les mordants ; 2°. les substances qui servent à la teinture ; 3° quelques exemples des procédés à suivre dans la teinture, afin que les élèves puissent opérer par eux-mêmes.

§. II.

Des Mordants.

L'on donne le nom de *mordant* aux substances qui servent d'intermèdes entre les parties colorantes et les étoffes que l'on teint, soit pour faciliter leur combinaison, soit pour la modifier.

C'est par les mordants qu'on varie les couleurs, qu'on leur donne plus d'éclat, qu'on les fixe, et qu'on les rend plus durables.

Un mordant n'est pas toujours un agent simple : mais dans le mélange dont il est composé, il se forme quelquefois des combinaisons nouvelles ; de sorte que les substances qu'on a employées, n'agissent pas immédiatement, mais les combinaisons qui en sont les résultats.

Les agens chimiques, dont on fait usage en teinture, sont :

Les acides *sulfurique, nitrique, muriatique, les muriates d'étain, de chaux, de magnésie, de soude, d'ammoniaque, oxigéné de mercure*, en général les sels muriatiques ont la propriété de rendre les couleurs plus foncées, et d'augmenter leur solidité.

L'acide muriatique oxigéné est aussi employé pour avoir plusieurs couleurs, et les rendre plus claires.

Il sert aussi à éprouver la solidité des couleurs, et à comparer la solidité des substances colorantes d'une même espèce.

On en fait usage pour blanchir le fond de quelques toiles peintes ; il peut servir à détruire les couleurs des pièces qui ont éprouvé quelqu'accident dans la teinture, ou qui ont été dégradées par la vétusté.

L'acide nitro-muriatique est encore très-usité pour faire des dissolutions métalliques, telles que celles *d'étain* de *bismuth*, etc.

La dissolution d'étain produit des effets très-avantageux dans l'art de la teinture.

L'oxide d'étain a une grande disposition à abandonner son dissolvant pour se combiner, soit avec l'étoffe, soit avec les parties colorantes ; il donne aux couleurs une base blanche, qui n'est pas sujète à changer d'état ; il ne produit pas de combustion sensible dans les parties colorantes qui sont le plus disposées à changer de couleur par cette cause, telles que celle du sumac et de noix de galle.

Le muriate d'étain sert ordinairement de mordant à l'écarlate. On le fait dans les arts avec l'eau régale, celle qu'on obtient par la décomposition du nitre de première

cuite, par l'argille qui retient la potasse, et laisse dégager l'acide nitrique mêlé d'acide muriatique. Cette eau régale varie dans ses proportions d'acide nitrique et d'acide muriatique, ce qui la rend plus ou moins susceptible de dissoudre l'étain : quelquefois il n'y a pas assez d'acide muriatique ; d'autre fois, il y en a trop. Quand il n'y en a pas assez, on ajoute dans la liqueur du muriate d'ammoniaque, qui est décomposé par l'acide d'étain ; alors l'ammoniaque se volatilise. Quand il y a trop d'acide muriatique, l'inconvénient est plus grand.

Le tartre purifié, *le vinaigre*, sont aussi d'un grand usage en teinture.

L'oxalate acidule de potasse produit aussi de très-bons effets dans certaines occasions.

L'alun est d'un usage très-étendu dans la teinture.

L'alunage doit être considéré comme une des opérations générales de la teinture en soie, parce que sans l'alun, la plupart des couleurs qu'on applique sur la soie, n'auroient ni beauté ni solidité.

L'alunage doit se faire à raison de quatre parties d'alun sur seize de matière.

On fait dissoudre d'abord l'alun (on se sert ordinairement d'alun de Rome) dans une chaudière pleine d'eau, suffisamment chaude, en remuant avec soin, pendant le mélange, pour prévenir la cristallisation de l'alun ; on y ajoute une dissolution de soude, que l'on peut évaluer à un seizième à peu près de soude, contre une partie d'alun ; quelques-uns y ajoutent une très-petite quantité de tartre et d'arsenic.

L'on imprègne bien le fil de cette dissolution ; il faut prendre chaque fois environ quatre hectogrammes de

fil; l'on verse ensuite le restant du bain sur le fil, que l'on a réuni dans un vase; on l'y laisse vingt-quatre heures; au sortir de l'alunage, on le met dégorger dans une eau courante pendant une heure et demie à deux heures, et on le lave.

L'engallage doit être aussi regardé comme une opération générale de la teinture du coton et du lin. *Voyez* l'article de la *noix de galle*, pour la manière de préparer l'*engallage*.

Le sulfate de fer est d'un grand usage dans les teintures, particuliérement pour le noir, le gris et les autres nuances que l'on rembrunit par son moyen.

L'on se sert encore en teinture de la *dissolution du fer, par l'acide acéteux, et par quelques autres acides végétaux*; mais ces préparations se font dans les endroits mêmes où on les emploie.

Le sulfate de cuivre est employé dans peu de circonstances.

L'oxide de cuivre se combine facilement avec la plupart des parties colorantes qui le précipitent des acides; il leur communique souvent une couleur agréable; mais, comme la couleur qu'il a lui-même, et qui influe sur celle de sa combinaison, est facilement altérée par l'air, il n'en résulte que des couleurs variables et de peu de durée.

On a aussi remarqué que le sulfate de cuivre attaquoit plus les étoffes que celui de fer: cet effet provient en partie de ce que dans l'un, il y a beaucoup plus d'acide effectif que dans l'autre.

On a fait jusqu'à présent très-peu d'usage du *sulfate de zinc* en teinture. Il rend les couleurs plus foncees; mais

cet effet est dû, en grande partie, au fer qu'il contient toujours.

En général, les précipités produits par le sulfate de zinc, se foncent un peu avec le temps; ce qui annonce que l'oxide de zinc produit un peu de combustion dans les parties colorantes; il paroît d'ailleurs ne se combiner qu'en petites proportions avec elles. L'on voit par-là d'où vient qu'il donne des couleurs plus foncées que l'oxide d'étain, quoique l'un et l'autre soient blancs.

Du vert-de-gris et de l'acétite de cuivre. C'est principalement et peut-être uniquement par l'oxide non combiné, qu'agit le vert-de-gris qu'on emploie dans la teinture en noir : cet oxide sert à précipiter le fer non combiné avec le principe astringent, en se combinant lui-même avec l'acide sulfurique.

L'acétite de plomb forme un précipité abondant avec les dissolutions des parties colorantes; il fonce les couleurs, il les rend plus solides, mais plus ternes. Le plus grand usage qu'on en fasse est pour la composition du principal mordant qu'on emploie pour les toiles peintes, et dans lequel il sert à former une combinaison de la base de l'alun avec l'acide acéteux.

La potasse est d'un usage très-étendu dans les teintures; en général, elle facilite la dissolution des parties colorantes et elle fonce leurs couleurs.

Comme l'alcali fixe a une action très-vive sur les substances de nature animale, et comme il les dissout, lorsqu'il est dans l'état caustique, il faut faire beaucoup d'attention, et aux proportions de ce sel, qui entrent dans les procédés dont on fait usage pour ces substances, et à l'état plus ou moins caustique dans lequel il se trouve.

Quand on fait usage du *sel de soude*, il est essentiel de faire attention à l'état dans lequel il se trouve; car, lorsqu'il est en cristaux, il contient plus de la moitié de son poids d'eau de cristallisation; de sorte que, lorsqu'il est tombé en effervescence, une partie produit autant d'effets que deux parties de cristaux.

Le savon sert aussi en teinture; son principal usage est pour le blanchiment de la soie.

Il faut choisir, pour cet objet, un savon blanc, dur et qui soit préparé avec l'huile d'olive.

On se sert de soufre en teinture, pour une opération appelée *soufrage*.

Le soufrage sert à donner aux soies qui sont destinées aux étoffes blanches, ainsi qu'aux étoffes de laine, le plus grand degré de blancheur auquel on puisse les amener.

Cette opération procure, non seulement une grande blancheur à la soie, mais elle lui donne en même temps du *cri* ou du *maniment*, c'est-à-dire, une espèce de trémoussement élastique, qui se fait apercevoir lorsqu'on la presse entre ses doigts.

La soie qui a été soufrée prend mal la plupart des teintures; et si on veut la teindre, il faut auparavant la désoufrer, en la trempant et en la lissant, à plusieurs reprises, dans l'eau chaude.

L'on faisoit autrefois un grand usage de *l'oxide d'arsenic* dans plusieurs teintures, et particuliérement dans celles des toiles peintes; mais l'on a reconnu son inutilité, et l'on n'emploie plus cette substance vénéneuse que dans un petit nombre de procédés.

On se sert aussi *d'arsenite de potasse*.

L'orpiment est employé dans quelques procédés de tein-

ture, et particuliérement pour quelques cuves d'indigo.

Enfin, la qualité des eaux est un objet essentiel pour les teintures.

Les eaux agissent sur les parties colorantes, principalement par les sels à base terreuse qu'elles contiennent. Ces sels sont: le nitrate de chaux et de magnésie, le muriate de chaux et de magnésie, le sulfate de chaux, le carbonate de chaux et de magnésie.

§. III.

Substances qui servent à la teinture.

Des astringens en général, et particuliérement de la noix de galle.

La noix de galle est une excroissance qu'on trouve sur les jeunes branches du chêne, principalement de l'espèce qu'on appelle *rouvre*, qui croît dans le Levant, l'Istrie, la Provence et la Gascogne.

Cette excroissance est produite par la piqûre d'un insecte, qui dépose ses œufs dans la petite incision qu'il fait au printemps; le suc qui transsude de cette blessure s'épaissit, s'accumule, et sert d'abri au jeune insecte jusqu'à ce qu'il puisse s'échapper; lorsqu'il ne se trouve point d'issue, on trouve l'insecte mort dans la noix de galle; quelquefois après qu'il a quitté sa loge, d'autres insectes viennent l'occuper.

Il y a différentes espèces de noix de galle; il y en a qui tirent sur le blanc, le jaune, le vert, le brun, le rouge; il y en a de cendrées et de noirâtres: elles diffèrent beaucoup par la grosseur; elles sont rondes ou irrégulières, légères ou pesantes; quelques-unes sont lisses, et d'autres

sont couvertes de protubérances : celles qui sont petites, noirâtres, grenues et pesantes, sont les meilleures ; ce sont celles-là qu'on connoît sous le nom de noix de galle d'Alep, et qu'on nous apporte d'Alep, de Tripoli et de Smyrne.

On range au nombre des astringens que l'on peut comparer à la noix de galle, la sciure de bois de chêne, la noix de galle du pays, et les myrobolans citrins.

L'engallage consiste à faire macérer une étoffe dans une décoction de noix de galle ; elle y prend un poids qui ne peut lui être ôté, ou qui ne peut être diminué que jusqu'à un certain point, par les lavages réitérés.

Une étoffe engallée peut se combiner avec d'autres parties colorantes, dont les couleurs acquièrent par là de la fixité, si elles n'en ont pas par elles-mêmes, de sorte que l'astringent communique sa solidité à la combinaison triple, et quelquefois plus complexe, qui s'est formée ; mais ordinairement la couleur devient plus foncée par cette combinaison.

Lorsque l'on donne l'engallage à des étoffes qui ont déjà reçu une couleur, il faut le faire à froid, pour ne pas altérer cette couleur.

L'engallage se fait à raison de différentes doses de noix de galle, ou d'autres astringens, selon la qualité des astringens, et selon l'effet qu'on en veut obtenir.

L'on fait cuire, environ deux heures, la noix de galle pilée dans une quantité d'eau qui doit être proportionnée à la quantité de fil qui doit être engallée ; ensuite on laisse refroidir le bain au point d'y pouvoir tremper la main ; on le partage en parties qu'on rend égales, autant qu'on le peut, pour travailler le fil par portions d'environ

quatre à cinq hectogrammes, et on verse le reste sur la totalité. On le laisse vingt-quatre heures, surtout lorsqu'il est destiné au garançage et au noir, car, pour d'autres couleurs, douze à quinze peuvent suffire; après cela on l'exprime et on le fait sécher.

Nous avons vu, à l'article du *sulfate de fer*, que ce métal étoit précipité de ses dissolutions, par les matières végétales astringentes. Les teintures en noir, la fabrication de l'encre sont fondées sur ce fait reconnu.

La base de l'encre est la dissolution du fer par l'acide gallique.

Il existe un grand nombre de procédés. Je vais en indiquer quelques-uns.

1°. On pulvérise grossiérement 30 parties de noix de galle, on y mêle moitié de bois de campêche, coupé très-menu. On renferme le tout dans un petit sac, on en fait une décoction, à laquelle on ajoute 3 parties de sulfate de cuivre. On verse ensuite dans la liqueur une dissolution de 20 parties de sulfate de fer rapproché, ou d'acétite de fer, et 5 parties de gomme arabique dissoute dans une petite quantité d'eau; lorsque le mélange est exact, on fait fondre dans la liqueur une petite quantité de sucre candi.

On emploie environ 24 parties d'eau pour une de noix de galle. L'acide gallique, contenu dans la noix de galle, décompose le sulfate de fer, il se forme un gallate de fer qui se précipite en noir, et que la gomme retient en suspension; le campêche n'est employé que pour donner une teinte rougeâtre, le sulfate de cuivre et le sucre candi, pour lui donner du luisant en cristallisant sur le papier.

Il vaut mieux employer de l'acétite de fer, au lieu de sulfate de fer, dans la composition de l'encre; parce que quand le sulfate de fer est décomposé par l'acide gallique, l'acide sulfurique reste dans la liqueur, et est porté avec l'encre sur le papier qu'il ronge peu à peu, au lieu qu'en employant de l'acétite de fer, c'est de l'acide acéteux qui est mis à nu et qui ne ronge pas le papier.

2°. Suivant le citoyen *Chaptal*, on prend noix de galle, 6 parties; gomme arabique, 6 parties; sulfate de fer, 6 parties; eau commune, 128 parties: on concasse la noix de galle, et on la fait infuser pendant quatre heures sans bouillir; on ajoute la gomme concassée, et on la laisse dissoudre; enfin on met le sulfate de fer qui donne aussitôt la couleur noire. On peut aussi y ajouter du sucre.

3°. On prend noix de galle noire et épineuse, 8 parties; gomme arabique blanche, une partie et demie; on concasse ces deux substances, et l'on verse dessus 48 parties de vin blanc; on laisse macérer pendant huit jours à une douce chaleur, en agitant de temps en temps; on expose ensuite le mélange à une chaleur plus forte, l'espace de deux heures, de manière à ne point faire bouillir; on ajoute ensuite sulfate de fer calciné et sucre candi, de chaque une partie; muriate d'ammoniaque et bitume de Judée un seizième. On passe et on laisse reposer avant de mettre en bouteille.

§. IV

De l'Indigo.

On appelle indigo, une matière colorante ressemblant à la fécule.

On distingue deux espèces d'indigofère, le franc et le bâtard.

Lorsque l'indigofère donne des signes de maturité, on le coupe et on le transporte dans des cuves destinées à lui faire subir une fermentation à laquelle il est très-disposé. Lorsqu'il est coupé dans l'état de maturité, il donne une plus belle couleur, mais il rend beaucoup moins; s'il est coupé trop tard, on perd encore plus, et on a un indigo de mauvaise qualité.

On peut voir, dans l'ouvrage de *Berthollet* sur la teinture, le procédé que l'on suit, soit en Amérique, soit en Afrique, pour obtenir cette substance.

Ce qu'il y a de certain, c'est que dans l'opération que l'on fait, il y a fermentation des matières végétales, dégagement d'ammoniaque et de gaz acide carbonique; ce dernier fait est positif, puisqu'en ajoutant de la chaux éteinte, délayée dans de l'eau ou lait de chaux, dans les cuves, on facilite beaucoup la précipitation.

Bergman, qui a fait une belle dissertation sur l'indigo, prétendoit qu'il devoit sa couleur au fer, mais cela n'est pas exact, car, si le fait étoit vrai, l'indigo seroit dissoluble dans les alcalis.

Si l'on ajoute à l'alcali une substance avide d'oxigène, surtout le sulfure d'arsenic, et qu'on verse le tout sur l'indigo, il se dissout très-facilement, en perdant son

oxigène. Ce fait, qui a été découvert par un manufacturier, a jeté le plus grand jour sur l'histoire de l'indigo. La dissolution de l'indigo est en général ce que font les teinturiers qui se servent de cette substance; on voit qu'ils enlèvent d'abord l'oxigène à la substance colorante, et qu'ils le lui rendent ensuite en exposant les étoffes à l'air. Voici où est arrivé *Berthollet*, après une foule d'expériences. Il savoit que l'indigo contenoit beaucoup de carbone et d'hidrogène, en sorte que quand on verse un acide concentré, excepté le sulfurique, sur l'indigo, cette substance passe successivement par différentes couleurs, et en dernière analyse, il devient noir, parce que son hidrogène se combine avec l'oxigène de l'acide, tandis que le carbone reste prédominant.

Outre l'hidrogène et le carbone, l'indigo contient une assez grande quantité d'oxigène, un peu d'azote et une très-petite portion de fer. Mais c'est surtout la proportion de charbon, qui y est telle, qu'on n'en obtient autant d'aucune substance végétale; c'est ce qui a fait dire à *Berthollet* que les matières colorantes qui contiennent le plus de carbone dans leur composition, sont aussi les plus riches en couleur, et en même temps les plus solides.

Il résulte de là, 1°. que l'indigo, dans son état naturel, contient de l'oxigène; 2°. que, pendant qu'il a cet oxigène, il ne peut se combiner avec la chaux et les alcalis; 3°. que les substances qui peuvent le priver de cette portion d'oxigène, le rendent soluble dans les alcalis et dans la chaux; 4°. que cette dissolution est décomposée, et que l'indigo reprend son état naturel lorsqu'il est en contact avec l'air atmosphérique, et qu'il attire l'oxigène dont il étoit privé.

La poudre d'indigo, digérée dans l'alcool, donne une teinture d'abord jaune, puis rouge, et enfin brune.

L'eau sépare de cette teinture une matière résineuse brunâtre.

L'éther agit sur l'indigo à peu près comme l'alcool; mais les huiles, tant fixes que volatiles, ont peu d'action sur lui.

L'acide sulfurique concentré attaque promptement l'indigo, et le mélange devient opaque et noir; si l'on ajoute de l'eau, il s'éclaircit en donnant successivement toutes les nuances de bleu, selon la quantité d'eau.

Si l'acide sulfurique est étendu d'eau, il n'attaque que le principe terreux qui se trouve confondu avec l'indigo et quelques parties mucilagineuses.

L'acide nitrique concentré attaque l'indigo avec une telle violence, qu'il l'enflamme, s'il est affoibli à un point convenable, il agit avec moins de vivacité : la couleur de l'indigo devient ferrugineuse; le résidu, après cette opération, a l'apparence de la terre d'ombre, et ne fait que le tiers de l'indigo.

L'alcali fixe précipite de l'acide nitrique, qui a agi sur l'indigo, un peu d'oxide de fer mêlé avec une terre calcaire, etc.; mais si l'on ajoute trop d'alcali, une partie du précipité se redissout, et rend la couleur de la liqueur plus foncée qu'elle n'étoit auparavant.

L'acide muriatique qu'on fait digérer, et même bouillir avec l'indigo, se charge de la partie terreuse du fer, et d'un peu de matière extractive, qui le colore en brun jaunâtre, mais sans attaquer en aucune manière la couleur bleue : si l'indigo est précipité de l'acide sulfurique, alors l'acide muriatique en dissout très-facilement une

certaine quantité, et forme une liqueur d'un bleu foncé.

Les autres acides, tels que le tartareux, l'acéteux et le phosphorique, se comportent avec l'indigo comme l'acide muriatique; ils dissolvent fort bien l'indigo précipité.

L'acide muriatique oxigéné a peu d'action sur l'indigo en substance ; mais il en détruit la couleur lorsqu'il est dans l'état de dissolution.

L'indigo détonne fortement avec le nitre.

§. V.

Du Pastel et du Vouëde.

Le pastel est une plante de la famille des crucifères.

On en extrait une couleur, en faisant fermenter les feuilles de la plante après les avoir écrasées ; on facilite la fermentation, en les mouillant avec l'eau la plus infecte qu'on puisse se procurer.

Le vouëde ne diffère du pastel ordinaire qu'en ce qu'il en faut une plus grande quantité pour produire le même effet.

§. VI.

De la Garance.

La garance est la racine d'une plante dont il y a deux espèces.

La garance, préparée pour l'usage de la teinture, se distingue en différentes qualités. On appelle *garance grape*, celle qui provient des mères racines, et *non grape*, celle qui est le produit des tiges qui ont été enfouies dans la terre où elles se sont transformées en racines, et auxquelles on donne le nom de *couchis*.

La couleur rouge de la garance est soluble dans l'alcool, qui, par l'évaporation, laisse un résidu d'un rouge foncé. L'alcali fixe forme dans cette dissolution un précipité violet, l'acide sulfurique un fauve, le sulfate de potasse un précipité d'un beau rouge; enfin, on obtient des précipités de différentes nuances avec l'alun, le nitre, la craie, l'acétite de plomb, le muriate d'étain.

§. VII.

De la Cochenille.

La cochenille est un insecte qu'on apporte du Mexique.

On récolte au Mexique deux sortes de cochenille : la cochenille silvestre, qu'on y appelle d'un nom espagnol, *grana silvestra*, et la cochenille fixe, ou *grana fina*, qu'on nomme aussi *mestèque*, du nom d'une province du Mexique, et qu'on élève sur le nopal.

La décoction de cochenille est d'un cramoisi tirant sur le violet.

Une petite quantité d'acide sulfurique fait prendre à cette liqueur une couleur rouge, tirant sur le jaune, et il se forme un léger précipité d'un beau rouge.

L'acide muriatique produit à peu près le même changement dans la couleur, mais sans précipité.

La dissolution du tartre change la liqueur en rouge jaunâtre; il se forme lentement un petit précipité d'un rouge pâle : la liqueur surnageante reste jaune; en y versant un peu d'alcali, elle prend une couleur pourpre. L'alcali dissout rapidement le précipité, et la dissolution est pourpre : la dissolution d'étain forme un précipité rose avec la liqueur jaune.

La dissolution d'alun éclaircit la couleur de l'infusion, et lui donne une teinte plus rouge; il se forme un précipité cramoisi, et la liqueur surnageante conserve une couleur de cramoisi un peu rougeâtre.

Il y a encore une foule de phénomènes produits par diverses dissolutions, dont on trouvera les détails dans l'ouvrage de *Berthollet.*

Le *carmin* est la laque que l'on obtient de la cochenille, par le moyen de l'alun; mais l'on mêle à la cochenille une certaine proportion d'autour, qui est une écorce qui nous vient du Levant, et qui est d'une couleur plus pâle que la canelle. Ordinairement on ajoute encore du chouan, qui est une semence d'une espèce inconnue, qui nous vient aussi du Levant, et qui est d'un vert jaunâtre. Il y a apparence que ces deux substances fournissent avec l'alun un précipité jaune, qui sert à éclaircir la couleur de la laque de la cochenille; de même qu'une partie colorante jaune sert à donner à l'écarlate une couleur de feu.

Le carmin se préparoit autrefois avec le kermès, d'où il tire son nom. *Voyez* aussi l'article 22, *substances animales utiles aux arts, etc.*

§. VIII.

Du Kermès.

Le kermès est un insecte qui se trouve dans plusieurs parties de l'Asie et de l'Europe méridionale.

Lorsqu'on écrase l'insecte vivant, il donne une couleur rouge : il a une odeur assez agréable, une saveur un peu amère, âcre et piquante. Lorsqu'il est sec, il communique la même odeur et la même saveur à l'eau et à l'alcool,

auxquels il donne une couleur rouge foncée ; l'extrait qu'on obtient de ces infusions retient cette couleur. *Voyez* l'article 22.

§. IX.

De la Laque.

La laque est une substance d'un rouge plus ou moins foncé, qu'on nous apporte des Indes, sous différentes formes. Cette substance est un ouvrage analogue à celui des ruches d'abeilles, construit par une espèce de fourmis volantes, ordinairement sur les petites branches du *croton lacciferum*.

On distingue plusieurs espèces de laque : les principales sont, 1°. la laque en bâtons : c'est l'ouvrage que les fourmis ont construit autour de petites branches ou rameaux que les habitans ont soin de planter pour servir de soutien à leur ouvrage. Cette espèce est la plus riche en couleur ; 2°. la laque en grains ; elle est moins colorée que la précédente ; 3°. la laque en table ; on l'apporte en plaques plus ou moins considérables, plus ou moins transparentes : on croit que les Indiens en ont déjà extrait la partie colorante. *Voyez* l'article 22, *substances animales*.

§. X.

De l'Orseille.

L'orseille, dont on se sert en teinture, est sous la forme d'une pâte d'un rouge violet.

On en distingue principalement deux espèces : l'or-

seille d'herbe, ou des Canaries, et l'orseille de terre ou d'Auvergne, qu'on nomme aussi *pérelle*.

La première est beaucoup plus estimée : elle se prépare avec une espèce de lichen, *lichen roccella*, qui croît sur les rochers voisins de la mer, aux Canaries et au Cap-Vert ; la seconde espèce se prépare avec un lichen, *lichen parellus*, qui croît sur les rochers d'Auvergne.

L'orseille préparée donne très-promptement sa couleur à l'eau, à l'ammoniaque et à l'alcool. C'est de sa dissolution par l'alcool qu'on se sert pour les thermomètres ; et lorsque ces thermomètres sont bien privés d'air, la liqueur perd sa couleur dans quelques années ; le contact de l'air rétablit la couleur, qui se détruit de nouveau dans le vide par le laps de temps.

L'infusion aqueuse perd sa couleur par la privation de l'air dans peu de jours.

L'infusion d'orseille est d'un cramoisi qui tire sur le violet : les acides lui donnent une couleur rouge ; comme elle contient de l'ammoniaque qui a déjà modifié sa couleur naturelle, les alcalis fixes y produisent peu de changement : seulement ils la foncent un peu, et la rendent plus violette.

L'alun y forme un précipité d'un rouge brun ; la liqueur qui surnage conserve une couleur rouge jaunâtre.

La dissolution d'étain donne un précipité rougeâtre qui se dépose très-lentement.

§. XI.

Du Carthame.

Le carthame, ou safranum, *carthamus tinctorius*, dont la fleur seule est employée en teinture, est une plante annuelle que l'on cultive en Espagne, en Egypte, et dans le Levant.

Le carthame contient deux parties colorantes, l'une qui est jaune, et l'autre qui est rouge : la première seule est soluble dans l'eau; sa dissolution est toujours trouble; les acides la rendent plus claire, les alcalis la foncent et la rendent plus orangée : les uns et les autres y produisent un petit précipité fauve, au moyen duquel elle s'éclaircit. L'alun forme un précipité d'un jaune foncé peu abondant.

L'alcool ne tire qu'une légère teinture des fleurs dont on a extrait, par des lotions suffisantes, toute la substance jaune.

§. XII.

Du Bois de Brésil.

Ce bois, qui est d'un grand usage en teinture, tire son nom de la province d'Amérique, d'où il nous a premièrement été apporté; on lui donne aussi le nom de *fernambouc*, de *bois de Sainte-Marthe*, du *Japon*, de *Sapan*, suivant les endroits qui l'ont produit.

La décoction récente de Brésil donne avec l'acide sulfurique, un précipité peu abondant, d'un rouge tirant au fauve; la liqueur reste transparente et de couleur jaune.

L'acide nitrique fait d'abord passer la teinture au

jaune ; mais si l'on en ajoute davantage, la liqueur prend une couleur jaune orangée foncée, et devient transparente, après avoir déposé un précipité de couleur à peu près semblable au précédent, et plus abondant.

L'acide muriatique se comporte comme le sulfurique.

§. XIII.

Du Bois d'Inde.

Le bois d'Inde, de Campêche, de la Jamaïque, a reçu ces différens noms des endroits où il croît le plus abondamment ; il est très-commun à la Jamaïque et sur la côte orientale de la baie de Campêche.

Il donne sa couleur aux menstrues aqueux et spiritueux : l'alcool l'extrait plus facilement et plus abondamment que l'eau. La couleur de ses teintures est d'un beau rouge tirant un peu au violet ou au pourpre, ce qui s'observe principalement dans sa décoction à l'eau ; celle-ci, abandonnée à elle-même, devient par la suite jaunâtre, et finit par être noire ; les acides la font passer au jaune, et les alcalis foncent sa couleur et l'amènent au pourpre ou violet. Les acides sulfurique, nitrique, ou muriatique, y occasionnent un léger précipité, lent à se séparer. Le sulfate de fer lui donne sur le champ une couleur bleuâtre comme celle de l'encre ; il s'y forme un précipité assez abondant de même couleur.

§. XLV.

De la Gaude.

La gaude, ou vaude (*reseda luteola*, Lin.), est une plante qui est fort commune aux environs de Paris, dans la plupart de nos provinces, et dans une grande partie du reste de l'Europe.

Lorsque la décoction de gaude est bien chargée, elle a une couleur jaune tirant sur le brun; si on l'étend de beaucoup d'eau, son jaune, plus ou moins clair, tire un peu sur le vert.

Les alcalis foncent sa couleur.

Les acides la rendent plus pâle.

§. XLV.

Du Bois jaune.

Ce bois vient d'un grand arbre (*morus tinctoria*), qui croît dans les Antilles, et principalement à Tabago.

Ce bois est fort abondant en parties colorantes. Lorsque la décoction de ce bois est bien chargée, elle a une couleur jaune-rouge foncée; en l'étendant d'eau, elle devient jaune orangée: les acides troublent cette liqueur. Les alcalis la rendent très-foncée et presque rouge.

§. XVI.

Du Rocou.

Le rocou, ou roucou, est une pâte assez sèche et assez dure, qui est brunâtre à l'extérieur, et d'un beau rouge dans l'intérieur; on l'apporte ordinairement en mottes enveloppées de feuilles de roseaux très-larges, d'Amérique, où on la prépare avec les semences d'un arbre (*bixa orellana*) en les broyant dans l'eau, et les y laissant fermenter.

Le rocou se dissout beaucoup mieux et plus facilement dans l'alcool que dans l'eau; d'où vient qu'on le fait entrer dans les vernis jaunes auxquels on veut donner un œil orangé.

Pour employer le rocou, on le mêle toujours avec de l'alcali qui en facilite la dissolution, et qui lui donne une couleur qui tire moins au rouge.

Il y a encore beaucoup d'autres ingrédiens propres à teindre en jaune; tels que la *garette*, le *genêt des teinturiers*, la *génestrole*, la *camomille*, le *fenugrec*, le *cucurma*, *terra merita*, le *fustet*, la *graine d'Avignon*, les *feuilles de saule*, l'écorce, et surtout les jeunes branches du peuplier d'Italie, et de quelques autres espèces de peuplier, donnent aussi une couleur jaune, belle et solide, la semence de *trèfle rouge*, la *verge d'or du Canada*, les *fleurs d'œillet d'Inde*, l'*écorce de quercitron*, espèce de chêne qu'on appelle chêne jaune dans la Nouvelle-Angleterre, etc.

§. XVII.

Du Brou de noix.

Le brou de noix est l'écorce verte de la noix; si on la plonge dans l'acide muriatique oxigéné très foible, l'intérieur du brou de noix récent s'y brunit.

Le brou de noix est d'un excellent usage, parce qu'il donne des nuances assez agréables et très-solides.

§. XVIII.

Du Sumac, et de quelques autres substances propres à donner une couleur fauve.

Le sumac ordinaire est un arbrisseau qui croît naturellement en Syrie, en Palestine, en Espagne, en Portugal.

L'infusion du sumac, qui est d'une couleur fauve, tirant un peu sur le vert, brunit promptement à l'air.

L'écorce de l'*aune* donne une décoction d'un fauve clair; se trouble et brunit à l'air; avec la dissolution d'alun, elle donne un précipité jaune assez abondant.

La décoction de la plupart des végétaux, et particuliérement des écorces, telles que l'écorce du quinquina, etc., la patience, le bois de santal, etc. donnent, non seulement une couleur qui ne diffère que par des nuances; mais elle présente avec les réactifs, des caractères qui s'éloignent peu.

Il y a quelques parties colorantes dissolables dans les huiles.

L'orcanette, ou la racine rouge d'une espèce de bu-

glose, communique la couleur à l'huile : l'alcool en dissout aussi plusieurs ; les fécules vertes s'y dissolvent ainsi que dans l'huile.

Les expériences indiquées prouvent, 1°. que les matières colorantes végétales ont une attraction plus ou moins forte pour l'oxigène ; elles sont toutes plus ou moins altérables par ce principe : nous en avons encore une preuve ; si on expose des pommes coupées sous des cloches, bientôt elles noircissent ; du bois frais coupé, des cardons d'Espagne, des artichaux, etc. présentent le même phénomène ; 2°. que l'acide muriatique oxigéné les altère, et les fait passer au jaune ou au blanc.

§. XIX.

Procédés généraux de teinture.

Pour appliquer les couleurs convenablement sur une étoffe, il faut la préparer et la disposer à recevoir le principe colorant ; à cet effet, il faut la laver, la blanchir, la dépouiller de cette matière gluante qui la garantit de l'action destructive de l'air, lorsqu'elle est sur l'animal qui la fournit, et l'imprégner du mordant qui fixe la couleur, et lui donne des propriétés particulières.

Il y a des couleurs qui s'appliquent immédiatement sur l'étoffe et qui sont susceptibles de fournir ainsi des teintures solides ; d'autres, et ils sont en grand nombre, en forment de très-passagères sans l'addition d'un corps intermédiaire (les mordants) qui ont en même temps beaucoup d'affinité pour l'étoffe, et beaucoup pour la matière colorante.

Pour blanchir le coton, et le disposer à la teinture, on le décreuse par le moyen d'un savon liquide, qu'on fait avec l'huile et la soude.

Par le décreusage, on dépouille les étoffes de ce vernis, qui ne permettroit pas à la couleur de s'appliquer et d'adhérer d'une manière fixe, et on ouvre les pores de l'étoffe, de façon qu'elle peut mieux recevoir les principes colorans qu'on veut déposer sur elle.

Le décreusage varie suivant la nature du tissu, s'il est végétal, on peut employer un alcali; s'il est animal, il faut employer le savon; car toutes les fois qu'on met un alcali avec une matière animale, celle-ci est décomposée, il se forme un savon.

Lorsque l'étoffe est ainsi préparée, que les pores sont bien ouverts, et que la couleur en est très-blanche, il ne s'agit plus que de l'imprégner du mordant, ou de ce principe qui doit être l'excipient de la couleur, et qui doit tellement le dénaturer, que l'eau, les savons, et tous les réactifs employés dans les débouillis, ne puissent pas l'en extraire.

Quand les étoffes ont subi ces opérations préparatoires, on les trempe dans une dissolution d'alun, *voyez alunage*, ou de muriate d'étain; et lorsqu'elles en sont imprégnées, on les passe dans le bain colorant.

Par la décomposition qui se fait entre le mordant et le principe qui tient sa couleur en dissolution, la couleur se précipite sur la base du mordant et y adhère.

Noir sur coton.

Pour teindre en noir le coton, il faut le décreuser d'abord dans une lessive alcaline faible, ou fait chauffer un peu, on lave après avoir exprimé, et l'on fait sécher. D'une autre part on fait une décoction de noix de galle, on la passe à travers un linge, on met le coton sec dedans, on fait chauffer pendant une heure, on retire le coton, on le laisse sécher, on lave légèrement et on le fait encore sécher; on le trempe ensuite dans une dissolution d'acétite d'alumine, que l'on entretient chaude environ une heure; on retire le coton du bain; lorsqu'il est sec, on le passe dans une dissolution d'acétite de fer, à laquelle on ajoute un peu de décoction de bois de Campêche; on fait chauffer pendant environ une heure et demie, on lave ensuite.

Voilà ce qui se passe dans cette opération : lorsqu'on décreuse l'étoffe, on enlève des parties grasses qui s'opposeroient à ce que le coton prît la couleur. Quand on trempe dans la noix de galle, l'acide gallique se combine avec la matière, il ne reste que le tannin. L'excès d'acide gallique s'en va par le lavage, en traitant par l'acétite d'alumine; celui-ci est décomposé par l'étoffe sur laquelle l'alumine se fixe. On préfère l'acétite d'alumine à l'alun, parce que, malgré le soin que l'on a de saturer l'excès d'acide par la potasse, il y a toujours un peu d'acide sulfurique qui réagit sur l'étoffe et la brûle, tandis que l'acide acéteux libre ne l'attaque aucunement. Lorsqu'on trempe le coton dans la dissolution d'acétite de fer, ce sel est décomposé; le fer se porte sur l'acide gallique; il se forme un gallate de fer qui se précipite sur l'étoffe, à cause de

l'alumine qui le fixe, et rend la couleur durable et solide. Le Campêche est employé pour donner du luisant et une teinte violète à la couleur.

Si, après avoir teint le coton, on ne le trouve pas assez noir, on peut le tremper dans l'acétite de fer, et recommencer l'opération jusqu'à ce qu'il ait acquis la couleur que l'on desire.

Proportions : acétite d'alumine sec, 30 parties; noix de galle, 80; acétite de fer (dissolution rapprochée), 50; Campêche, 40.

Les proportions indiquées à chaque procédé sont celles suivies dans les laboratoires de l'école polytechnique. Ils suffisent pour donner aux élèves une idée des procédés de teinture; l'on ne doit donc pas s'attendre à trouver ici cette précision rigoureuse dans les quantités et dans la manipulation, qui ne peut être admise que dans les ateliers. C'est dans l'ouvrage du C. *Berthollet*, et dans plusieurs mémoires du C. *Chaptal*, que l'on trouvera les détails nécessaires à ceux qui voudroient se livrer particuliérement à l'art de la teinture.

Bleu sur drap.

Cette teinture se fait avec l'indigo. Cette substance contient une certaine quantité d'oxigène; dans cet état, elle est insoluble dans les alcalis et la chaux; l'acide sulfurique la dissout, mais il a l'inconvénient de brûler les étoffes. Pour rendre soluble l'indigo dans les alcalis et la chaux, il faut le désoxider.

A cet effet on pulvérise l'indigo, on met la poudre dans un grand bocal ou dans un baquet si l'on a une quantité

de matière à préparer, on ajoute de l'eau, on laisse déposer quelque temps, et l'on décante; la poussière la plus fine reste en suspension dans la liqueur, on reporte la poudre précipitée dans le mortier, on broye le plus possible, on met de nouveau la poudre dans une autre quantité d'eau, on laisse déposer, et l'on recommence cette opération autant qu'il est nécessaire; on se procure ainsi de l'indigo le plus divisé possible.

On fait ensuite dissoudre dans une portion de la liqueur du sulfate de fer vert, on y ajoute de la chaux éteinte, et on verse cette dissolution dans l'eau d'indigo. Le sulfate de fer se décompose, une partie de l'oxigène de l'indigo se porte sur l'oxide de fer et l'oxide en rouge; l'oxide rouge, ne pouvant plus se tenir en dissolution dans l'acide sulfurique, se précipite, l'acide se porte sur une portion de la chaux, forme du sulfate de chaux qui se précipite avec l'oxide de fer rouge; on laisse reposer le bain, on décante, et on a dans la liqueur de l'indigo moins oxidé; il est à l'état vert, et soluble alors dans la chaux.

Après avoir décreusé l'étoffe, il ne s'agit plus que de la tremper dans la cuve; les mordants ne sont pas ici nécessaires, la chaux les remplace. En laissant l'étoffe plus ou moins longtemps, on a un bleu qui varie d'intensité. Quatre à cinq heures donnent le bleu de ciel; au bout d'un quart-d'heure, on a le bleu dit de Roi.

En sortant de la cuve, l'étoffe est verte; mais elle passe promptement au bleu, sitôt qu'on l'expose à l'air; dans ce cas elle absorbe de l'oxigène.

On pourroit aussi employer la dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique, en l'étendant de beaucoup d'eau, et en ajoutant de la potasse qui s'empare de l'acide sulfurique

mis à nu ; mais ce procédé est mauvais, parce qu'il brûle toujours l'étoffe. Dans les ateliers de teinture, on emploie souvent le pastel au lieu de sulfate de fer ; cette substance a la propriété de désoxider l'indigo, mais ce procédé est difficile à imiter dans les laboratoires ; il vaut mieux employer l'acétite de fer que le sulfate, à cause de la portion d'acide qui se porte sur l'étoffe et la rougit. L'acétite de fer ne doit être employé qu'après cinq ou six mois de fabrication, les fabricants ont reconnu qu'il étoit préférable à de l'acide nouvellement fait.

Proportions : indigo, 30 parties ; chaux, 60 ; sulfate de fer, 30.

Violet sur drap.

Cette teinture se prépare avec une décoction de bois d'Inde ; on y ajoute ensuite une dissolution d'alun, dont on a saturé l'excès d'acide avec de la potasse, on peut en mettre un excès. D'une autre part, on alune l'étoffe comme dans la teinture en noir, ayant soin d'ajouter à l'alun de la crême de tartre ; quand l'alunage est fait, on laisse sécher l'étoffe, on la fait ensuite bouillir pendant une demi-heure ou trois quarts d'heure dans la décoction de bois d'Inde, qu'on a décantée ou passée à travers un linge ; lorsque la matière a acquis la teinte que l'on désire, on lave, mais il ne faut pas trop laver, car la couleur se détruit.

Phénomènes : en alunant l'étoffe après l'avoir décreusée, l'alumine se fixe dessus, et la potasse sature l'excès d'acide sulfurique ; on ne sait pas bien comment agit la crême de tartre ; on a cependant éprouvé que, quand on n'en mettoit pas, la couleur étoit moins belle. Lorsqu'on fait ensuite bouillir l'étoffe dans le bois d'Inde, l'alumine fixe

la partie colorante, et si l'on n'ajoute pas d'alun à la cuve, on n'obtient qu'une couleur terne sale.

On fait plus souvent le violet avec du bleu et du rouge, la couleur est la plus solide; celle avec le bois d'Inde s'altère promptement.

Proportions: tartrite acidule de potasse, 15; alun, 25; potasse, 10; bois d'Inde, 70.

Jaune sur coton.

Dans les arts on fait cette teinture à froid; on laisse agir environ 24 heures, en ajoutant toujours un peu de potasse.

Dans nos laboratoires, on accélère l'opération en faisant à chaud. On commence par décreuser et aluner l'étoffe; on la fait ensuite bouillir dans un bain de gaude; on obtient ainsi une couleur plus ou moins intense; on alune souvent une deuxième fois pour rendre la couleur plus solide.

Il faut aussi avoir soin de sécher toujours entre chaque opération, si l'on veut avoir une couleur plus solide.

Proportions: potasse, 10; alun, 25; gaude, 80.

Rouge sur drap.

Cette teinture se divise en deux parties, le bouillon et la rougie.

On fait une décoction de cochenille; on y ajoute du muriate d'étain et du tartrite acidule de potasse qui agissent ici comme mordants; on fait bouillir et l'on plonge l'étoffe décreusée: on la laisse macérer environ une heure à un degré de chaleur approchant de l'ébullition. Lorsque le bain est presque décoloré, on retire l'étoffe, on l'agite dans l'air, afin d'oxider davantage l'oxide d'étain, on lave ensuite.

Pour la rougie, on fait encore une décoction de cochenille, à laquelle on ajoute du muriate d'étain, mais en plus grande quantité que dans la première opération, on se sert aussi quelquefois de crême de tartre, mais pas régulièrement. Quand la liqueur est prête à bouillir, on y plonge l'étoffe, on la laisse dans le bain environ deux heures, au même degré de chaleur; on la retire ensuite, on agite dans l'eau et on lave avec soin. On obtient, de cette manière, une belle couleur écarlate. Si l'on a bien opéré dans le procédé, le muriate d'étain est décomposé, l'oxide d'étain sert de mordant, et la couleur est très fixe. On ne sait pas comment agit la crême de tartre.

Pour faire le cramoisi, il suffit de plonger le drap teint dans de l'ammoniaque très-peu étendu d'eau.

L'objet de ces deux opérations est d'imprégner mieux l'étoffe de la couleur; en général, quand on emploie l'oxide d'étain comme mordant, il faut plonger l'étoffe à plusieurs reprises, pour obtenir une belle couleur.

Proportions : tartrite acidule de potasse, 4 grammes; muriate d'étain cristallisé, 6; cochenille 1, 8 décigrammes; muriate d'étain, 2 grammes; cochenille, 0, 2 décigrammes.

On peut augmenter, pour chaque bain, ces proportions, suivant la quantité d'étoffe à teindre.

Nankin sur coton.

Nous n'employons pas le même procédé qu'à Nankin; il paroît que celui des Indes est teint avec des végétaux: la partie colorante que l'on emploie en France est l'oxide de fer.

Après avoir décreusé le coton, on le plonge dans une

dissolution étendue de sulfate de fer, à 4 ou 5 degrés à l'aréomètre ; après deux ou trois heures de macération, on le retire, on le passe dans une dissolution de potasse à 2 degrés ; l'oxide de fer est mis à nu, il se porte sur l'étoffe, et lui donne une couleur verdâtre qui bientôt passe au jaune à l'air.

Ce nankin est presque toujours rose ; pour corriger cette couleur, on passe l'étoffe dans une infusion de carthame, qui est composé d'une partie rougeâtre, presque point soluble dans l'eau, et d'une partie jaune soluble, on le rend ainsi plus jaune.

La couleur du vrai nankin n'est point altérée par le sel d'oseille, celle du faux est détruite ; du reste, la couleur est assez solide.

Proportions : coton, 20 parties ; potasse, 40 ; sulfate de fer, 100.

Rose sur soie.

Cette couleur se fait avec le safranum, ou carthame ; on lave bien cette substance pour enlever la partie jaune ; on se sert pour cette opération, dans les laboratoires, d'un entonnoir dans lequel on met le carthame ; on verse ensuite de l'eau, jusqu'à ce qu'elle passe incolore ; on traite le résidu avec un alcali, principalement avec celui de soude, qui donne une liqueur plus ou moins rosacée ; on y plonge la soie décreusée, et l'on verse dessus un acide, soit acéteux, soit sulfurique ou muriatique, mais de préférence du suc de citron ; l'acide s'empare de la soude, il y a dégagement d'acide carbonique, et la partie colorante se porte sur l'étoffe.

Cette couleur n'est pas très-solide, elle disparoît dans

un acide concentré, et si on la plonge de suite dans une eau légèrement alcaline, ou de savon, la couleur reparoit aussitôt.

Proportions: safranum, 20; carbonate de soude cristallisé, 12; suc de citron, quantité suffisante.

CHAPITRE XVI.

Matière ligneuse.

On appelle matière ligneuse, une substance qui ne participe pas des propriétés des matières examinées jusqu'à présent; d'après cette définition, on voit que c'est le squelète des matières végétales. En soumettant du bois à la distillation, on obtient, comme nous l'avons indiqué à l'article de l'*acide pyroligneux*, des produits bien distincts, d'où résultent un acide particulier, une huile, du gaz hidrogène carboné. Le carbone restant dans la cornue, est très-volumineux; en sorte qu'on pourroit dire que le bois ne doit sa dureté et ses autres propriétés qu'à la proportion de carbone qui y est très-considérable.

Si on traite le corps ligneux par des acides qui dissocient les principes de ce corps, on le change en des acides végétaux, qui ne diffèrent entr'eux que par la proportion des principes.

CHAPITRE XVII.

Du Tannin.

On a long-temps confondu le *tannin* avec l'acide gallique, ou substances astringentes. On connoît les recherches multipliées, les découvertes importantes que le C. *Séguin* a faites sur cet objet, et l'application heureuse qu'il en a faite pour simplifier et perfectionner l'art de la tannerie. On peut consulter avec avantage, 1°. un rapport des C. *Pelletier*, *Darcet*, etc. imprimé dans les *Mémoires* de *Pelletier* ou dans les *Annales*; 2°. le quatrième cahier du *Journal de l'Ecole polytechnique*, dans lequel on trouvera des détails intéressans sur cet objet, donnés par le C. *Chaussier*; 3°. un rapport que nous avons fait, *Vauquelin* et moi, sur la tannerie du C. *Séguin*, imprimé dans le *Journal de Pharmacie*.

Le tannin existe, non seulement dans le chêne, la noix de galle, le sumac, mais encore dans le gaînier, le rosier, le mélèse; plusieurs espèces de pins, d'acacias, d'aliziers; dans l'oignon de scille, les racines de bistorte, de rhubarbe, de patience, etc.

L'eau versée sur du tan, après quelques heures d'infusion, et à la seule température de l'atmosphère, se colore, prend une saveur acerbe, se charge des substances les plus solubles, qui existent dans le tan; en versant plusieurs fois de nouvelle eau, en répétant les infusions, on enlève successivement toutes les parties solubles du tan, l'eau cesse de se colorer; il ne reste plus qu'une masse fibreuse, qu'un tissu parenchymateux acide, insoluble dans

l'eau, et entièrement impropre à l'opération du tannage.

Cette liqueur contient deux substances très-différentes par leurs propriétés ; l'une qui précipite le fer en noir, c'est l'*acide*, ou le principe gallique ; l'autre qui précipite la gélatine animale, ou la colle forte, est désignée sous le nom de *tannin*, à cause de son action pour la préparation des cuirs.

Pour conserver dans les laboratoires une dissolution de colle, il faut y ajouter un vingtième d'alcool. On prévient la putréfaction à laquelle passent promptement les substances animales.

On peut démontrer par beaucoup d'expériences, que la liqueur des dernières lixiviations ne donne avec la colle aucun précipité ; ce qui semble indiquer que l'acide gallique, qui se trouve dans le tan, n'a pas une aussi grande solubilité que le tannin ; que la liqueur de la première lixiviation, après avoir été saturée de colle, ou gélatine animale, après avoir formé avec cette substance, un précipité abondant, est entièrement dépouillée du tannin ; que, comme le tannin a une grande affinité avec la gélatine animale, comme il forme toujours avec cette substance, un précipité insoluble, ce moyen fournit un réactif très-commode pour reconnoître sur le champ, dans une liqueur, et déterminer d'une manière précise, la quantité de gélatine qui s'y trouve ; ainsi l'*infusum* de tan, versé dans du lait, du petit lait, de la sérosité du sang, du bouillon de bœuf, etc. forme dans ces liqueurs un précipité plus ou moins abondant, suivant la quantité de gélatine qui s'y trouve.

Ainsi toute substance, dont l'*infusum* peut précipiter la colle animale, jouit de la propriété tannante ; toute

substance, qui a la propriété tannante, précipite aussi en noir le sulfate de fer ; toute substance, qui précipite le sulfate de fer, mais ne précipite pas le *solutum* de colle, n'a pas la propriété tannante.

Le point essentiel, dans l'opération du tannage, est de connoître, de diriger, d'une manière précise et invariable, les circonstances, les conditions qui déterminent le passage de la fibre à l'état de gélatine, et de saisir l'instant et les procédés pour opérer à propos la combinaison avec le tannin ; et comme l'a dit le C. *Séguin*, la fibre n'est que de la colle oxigénée, qui, à l'état de fibre, ne peut se combiner avec le tannin ; mais qui acquiert cette propriété en passant à l'état de gélatine, en perdant une partie de son oxigène.

La colle a une si grande affinité avec le tannin, qu'elle forme sur le champ avec cette substance, un précipité soluble, imputrescible, sec, cassant.

M. *Proust* a indiqué un procédé pour obtenir ce principe pur ; il a en même temps fait connoître quelques expériences sur ces caractères chimiques. C'est spécialement dans la noix de galle qu'il a reconnu l'existence de l'acide gallique et du tannin, l'acide ne précipitant pas le muriate sur-oxigéné d'étain, tandis que le tannin jouit éminemment de cette propriété.

Au lieu du muriate d'étain, M. *Proust* précipite la décoction de noix de galle par le carbonate de potasse en poudre ; il lave avec de l'eau bien froide les flocons gris-verts que l'on obtient, et on les fait sécher ensuite à l'étuve. Le précipité brunit à l'air, devient cassant et brillant comme une résine, et reste néanmoins soluble dans l'eau chaude : c'est du tannin très-pur.

Le sulfate de fer rouge forme avec le tannin un dépôt abondant qui est d'abord bleu sale, et qui devient noir en séchant. Ce précipité diffère beaucoup, suivant M. *Proust*, du gallate de fer, qui est très-léger, reste longtemps suspendu, et d'un noir semblable à celui de l'encre de la Chine. Le sulfate de fer vert, bien pur ne précipite pas plus par le tannin que par l'acide gallique. Le gallate de fer est entiérement dissoluble dans les acides; le tannate de fer est au contraire décomposé, leur abandonne le fer, et dépose le tannin pur; tous les acides séparent aussi le tannin de l'eau.

Quand on précipite le sulfate de fer rouge par le tannin, une portion de celui-ci désoxide le fer, et le fait repasser à l'état de sulfate de fer vert; le tannin oxigéné reste en dissolution dans la liqueur: on l'obtient également par l'acide muriatique oxigéné qui fonce la couleur de la dissolution de tan, et qui lui fait perdre sa propriété tannante. M. *Proust* ne connoît pas encore l'état nouveau de ce tannin oxigéné; il compare ce principe à l'acide gallique, et trouve entr'eux de grandes analogies. Suivant ces expériences, l'acide gallique perd, comme le premier, ses propriétés, et surtout celle de précipiter le sulfate de fer en noir. C'est ce qu'il croit se passer dans les encres et les écritures vieilles, où l'acide gallique s'oxigène par le contact de l'air.

CHAPITRE XVIII.

Du Liége et de l'Acide qu'on retire de cette substance.

AVANT *Brugnatelli*, aucune expérience exacte n'avoit été faite sur le liége. Les travaux de plusieurs chimistes modernes, sur différens acides végétaux, avoient fait penser que l'acide obtenu du liége, par *Brugnatelli*, étoit l'acide oxalique; j'ai cherché par l'expérience à fixer les idées sur cet objet. Celles que je vais rapporter, sont extraites de deux mémoires imprimés. *Annales de Chimie*, tome 23, page 42.

Pour obtenir l'acide du liége, que je nomme *acide subérique*, de *suber*, liége, on prend du liége très-sain: après l'avoir râpé, on le met dans une cornue; on verse dessus six fois son poids d'acide nitrique à 30 degrés. (Quand l'acide est trop concentré, le liége s'enflamme). On adapte un récipient à la cornue, et on distille à un feu doux: aussitôt que l'acide nitrique reçoit le contact de la chaleur, il se dégage de fortes vapeurs rouges; le liége se boursoufle et jaunit, et, à mesure que la distillation s'opère, le liége s'affaisse et reste écumeux à sa surface.

Si cette écume ne se forme pas bien, c'est que le liége n'a pas été totalement attaqué par l'acide. Dans ce cas, lorsque la distillation commence à s'avancer, on renverse dans la cornue l'acide obtenu dans le récipient, et l'on distille jusqu'à ce qu'on n'aperçoive plus de vapeurs rouges; alors on retire promptement la cornue du bain de sable: sans cette précaution la matière s'attache et noircit.

Tandis que la matière est chaude, on la verse dans une capsule de verre ou de porcelaine, on la pose sur un bain de sable, et on y entretient une douce chaleur, en remuant, sans discontinuer, avec une spatule de verre.

La matière s'épaissit peu à peu, et sitôt que l'on voit se dégager des vapeurs blanches, qui même, quand on les respire, excitent un picotement à la gorge, on enlève la capsule de dessus le bain de sable, en agitant toujours, jusqu'à ce que la masse soit presque refroidie.

On obtient ainsi une substance d'une consistance de miel ferme, d'un jaune citron et d'une odeur vive et pénétrante, lorsqu'elle est chaude, tandis qu'il s'en dégage une odeur aromatique particulière lorsqu'elle est froide.

Pour obtenir l'acide qui est contenu dans cette substance, on la met dans un matras, et l'on verse dessus le double de son poids d'eau distillée; on chauffe jusqu'à liquéfier la masse, et l'on sépare, par le moyen du filtre, la partie non soluble dans l'eau.

La liqueur qu'on obtient, est claire ambrée, d'une odeur particulière, approchant un peu de celle de l'acide prussique.

La liqueur filtrée se trouble par le refroidissement, se couvre d'une légère pellicule, et dépose un sédiment pulvérulent.

On sépare le précipité de la liqueur par le moyen du filtre, et on le fait sécher à une douce chaleur.

Pour réussir à cette opération, il ne faut donner qu'une température de 30 degrés, échelle de *Réaumur*.

On peut aussi faire rapprocher la liqueur qui a passé par le filtre, afin d'obtenir tout l'acide qui s'y trouve en dissolution.

L'acide qu'on obtient par ce procédé est toujours coloré ; mais on le purifie, 1°. en saturant l'acide subérique par la potasse, faisant rapprocher la combinaison en consistance de sirop, et précipitant par un acide ; 2°. en faisant bouillir l'acide subérique avec du charbon.

La partie non soluble dans l'eau est une substance analogue à la cire.

L'acide subérique est sous forme solide, point cristallisable ; on l'obtient, par précipitation, pulvérulent, et par évaporation, en pellicules minces et irrégulières.

Saveur légérement amère, acide ; l'action du calorique le volatilise, il se sublime, est soluble dans l'eau froide, mais beaucoup plus dans l'eau bouillante.

Il décompose le nitrate et l'acétite de plomb.

Avec le nitrate de cuivre, l'on n'obtient pas de précipité, mais le bleu passe au vert.

Les nitrates de mercure, d'argent, les sulfates de cuivre, de fer et de zinc, sont tous décomposés par cet acide.

Quelques gouttes d'acide subérique versées dans une dissolution d'indigo par l'acide sulfurique, la font passer au vert.

L'acide subérique s'unit très-bien aux substances terreuses alcalines et à plusieurs oxides métalliques.

J'ai donné aux combinaisons de cet acide les noms de *Subérates*.

Ces sels n'étant point encore usités, je m'abstiendrai de les décrire tous ; je prendrai seulement pour exemple le *subérate de potasse*.

Pour préparer le subérate de potasse, il faut se servir de carbonate de potasse cristallisé ; car, si l'on se servoit

de la potasse du commerce, ou de potasse caustique, les résultats ne seroient plus les mêmes, attendu que l'une n'est pas pure, et que l'autre agit sur l'acide et fait naître une couleur très-foncée; il en est de même pour le subérate de soude et d'ammoniaque; il faut employer des carbonates cristallisés.

Lorsqu'on est au point de saturation, on fait évaporer la liqueur dans une capsule à une douce chaleur, jusqu'en consistance de sirop clair, on laisse refroidir, et l'on obtient des cristaux qui sont des prismes à quatre pans inégaux.

Ce sel a une saveur amère, salée, rougit les couleurs bleues végétales, mais très-foiblement lorsque l'évaporation a été très ménagée.

L'action du calorique le boursoufle et le fond, et finit par volatiliser l'acide; la potasse reste à nu.

Il est très-dissoluble dans l'eau.

La barite le décompose; les acides minéraux en précipitent l'acide.

Toutes les dissolutions métalliques sont décomposées; et parmi les sels neutres, il n'y a que le sulfate d'alumine, les muriates d'alumine et de chaux, les nitrates de chaux et d'alumine, et le phosphate d'alumine.

CHAPITRE XIX.

Des Fermentations.

Les matières végétales diffèrent principalement des minérales, en ce que celles-ci restent toujours dans leur état naturel, à moins qu'une force puissante ne rompe leur équilibre : mais le végétal peut se détruire très-faci-

lement par la fermentation, ce qui nous prouve que les principes des végétaux ne restent pas toujours dans le même état; on doit distinguer, d'après le C. *Fourcroy*, cinq espèces de fermentations. A. *saccharine*; B. *vineuse*; C. *acide*; D. *colorante et panaire*; E. *putride*.

La fermentation est un mouvement spontané qui se passe dans les végétaux, et dont le *maximum* tend toujours à désorganiser les organes des végétaux.

PARAGRAPHE PREMIER.

Fermentation saccharine.

Le C. *Fourcroy* nomme *fermentation saccharine* un mouvement intestin et spontané qui s'excite souvent dans plusieurs substances végétales, et par lequel il se forme dans leur intérieur une matière sucrée qui n'y existoit pas auparavant.

Il donne pour exemples, 1°. l'art du brasseur. L'orge, le froment, le maïs, et la plupart des graines céréales, pénétrés d'abord d'une certaine quantité d'eau, exposés ensuite en tas à une température supérieure à celle de 12 degrés, se gonflent, et annoncent le mouvement intestin qui s'excite en elles par le développement du germe qui sort au-dehors de ces semences. Si l'on arrête à cette époque le mouvement, le grain desséché a pris une saveur sucrée, et l'eau qui a bouilli sur cette matière, en a extrait une véritable substance sucrée.

2°. La maturation des fruits. On sait que l'on cueille souvent des fruits qui sont loin d'être mûrs et sucrés, que leur maturation n'a lieu que dans les fruitiers où on les conserve, et dans des temps plus ou moins longs. Au

lieu d'une saveur âpre, acerbe, aigre, que l'on trouve dans ces fruits, bientôt elle devient douce, sucrée et agréable.

5°. La cuisson dans les cendres ou dans l'eau donne à beaucoup de racines et de fruits un goût sucré qu'ils n'avoient point, et paroît y développer cette matière particulière, à l'aide du changement que l'action assez forte du feu a porté dans leurs principes.

4°. Les acides puissans produisent un effet analogue dans plusieurs substances végétales fades, spécialement dans les gommes et les fécules amilacées.

On ne peut donc attribuer tous ces changemens qu'à une véritable fermentation.

§. III.

Fermentation vineuse.

Les *conditions* de la fermentation vineuse sont d'abord une substance sucrée, dissoute dans l'eau, une température de 15 degrés au moins; enfin, l'addition d'une troisième ou de plusieurs autres produits immédiats des végétaux.

Les *phénomènes*; la liqueur se trouble, elle se boursoufle, il se dégage du gaz acide carbonique qui emporte souvent avec lui du muqueux et beaucoup d'autres substances; il y a aussi du calorique qui se dégage, tenant de l'acide carbonique pur en dissolution.

Au bout de quelques jours, ces mouvemens tumultueux s'appaisent, la masse s'affaisse, la liqueur s'éclaircit, et on observe qu'elle est moins sucrée, qu'elle a plus d'odeur, et qu'elle s'est colorée en rouge par la réaction

de l'esprit ardent sur la partie colorante de la pellicule du raisin.

Si l'on arrête ou suffoque cette fermentation, alors les principes gazeux sont retenus : c'est ce qui fait le mousseux de quelques vins.

Les vins mousseux ne sont autre chose que des vins imparfaits, enfermés avant la fin de la fermentation ; aussi, si on laisse dégager l'acide carbonique que contiennent ces vins mousseux, la liqueur qui reste est très-peu généreuse, et ne contient presque pas d'alcool.

Dans les laboratoires, nous obtenons une fermentation artificielle, à l'aide du sucre que l'on fait passer à l'état vineux en très-peu de temps. A cet effet, on réduit du sucre en poudre, on le met dans un matras, on verse dessus une certaine quantité d'eau, assez pour le dissoudre ; on ajoute 20 parties environ de levure de bière sur 100 de sucre ; la levure n'est autre chose que l'écume qui vient à la surface des cuves de bière, et qui contient du gluten et de l'acide acéteux ; cette matière est à demi liquide. Lorsque le mélange est fait, on chauffe légérement, la liqueur devient laiteuse, au bout de 7 à 8 minutes, il y a une effervescence considérable, due au dégagement du gaz acide carbonique. Lorsqu'il n'y a plus d'effervescence, la fermentation est au point convenable, la matière de sucrée qu'elle étoit, est devenue vineuse, elle contient alors beaucoup de rhum, qu'on sépare facilement par la distillation.

Plusieurs substances végétales peuvent aussi faire subir au sucre la fermentation vineuse.

Voyez troisième volume. 1°. Le tableau des substances en action dans la fermentation spiritueuse, 2°. un autre

tableau des produits résultant de la fermentation spiritueuse.

Le suc de raisins n'est pas le seul susceptible de la fermentation spiritueuse.

Les *pommes* contiennent un suc qui fermente facilement, et produit le *cidre*.

Le cidre fournit les mêmes produits que le vin. *Darcet* a démontré qu'on pouvoit en retirer une très-bonne eau-de-vie.

L'analyse du cidre se fait de la même manière que celle du vin; on trouve dans le résultat beaucoup d'acide malique, peu de tartrite acidule de potasse, beaucoup de mucilage, et très-peu d'acide acéteux.

Pour reconnoître si l'on a mêlé du cidre avec le vin, il suffit de verser, sur le résidu de la distillation, de l'acétite de plomb, on obtient un précipité considérable. On sépare l'acide malique de l'acide acéteux par l'acétite de plomb, après avoir traité ce résidu par la chaux pour séparer l'acide oxalique.

Le sucre des *poires acerbes* fournit, par la fermentation, une espèce de cidre qu'on appelle *poiré*.

Des *cerises*, on retire un vin qui fournit une eau-de-vie nommée par les Allemands *kirchenwasser*.

Dans le Canada, la fermentation du suc sucré de l'*érable* fournit une liqueur assez bonne; et les Américains, en faisant fermenter les gros sirops du sucre avec deux parties d'eau, forment une liqueur qui fournit l'eau-de-vie appelée *taffia*, *rhum*, ou *arack* par les Anglais.

On prépare encore avec les semences des graminées, spécialement avec l'orge, une espèce de vin appelé *bière*.

Le procédé que l'on suit dans les Ardennes, n'ayant point été décrit, je crois utile de le faire connoître.

On prépare la bière avec différentes espèces de graines; L'*orge*, l'*épautre* et le *froment*.

Si l'on mêle ces substances suivant les doses ci-après, on obtient une bière excellente.

Orge $\frac{1}{3}$	Epautre $\frac{1}{4}$	Epautre $\frac{1}{4}$	Epautre $\frac{1}{7}$
Epautre $\frac{1}{3}$	Orge $\frac{1}{4}$	Orge $\frac{2}{4}$	Orge $\frac{2}{7}$
		Froment $\frac{1}{11}$	Froment $\frac{1}{7}$

Après avoir nétoyé les bleds, on les fait germer.

PREMIÈRE OPÉRATION.

Germination.

On met les grains dans un cuvier; on y verse de l'eau de 20 à 25°. *Réaumur*, jusqu'à ce qu'elle surnage les grains qu'on laisse tremper pendant deux heures. On ôte l'eau du cuvier; on met les grains en un tas de quatre à cinq pouces d'épaisseur, dans un lieu où la température ne soit pas au-dessus de 12°.; l'on recouvre le tas avec des couvertures, tant pour empêcher l'évaporation, que pour conserver la chaleur nécessaire à la germination. La germination est suffisamment avancée, lorsque la partie du germe, qui doit produire la tige, a environ un millimètre : alors il faut étendre le tas en couche mince, afin que l'air le dessèche le plus promptement possible. Pour la bonté du produit, la dessication à l'air est préférable à celle de l'étuve, usitée dans les brasseries.

DEUXIÈME OPÉRATION.

Mouture des grains.

Les grains germés et suffisamment séchés, doivent être moulus très-grossièrement, ou concassés.

TROISIÈME OPÉRATION.

Moût de bière.

On met les grains moulus dans une cuve; la capacité de la cuve doit être telle que les grains ne l'emplissent qu'environ moitié de sa hauteur. On fait chauffer l'eau dans une chaudière, placée à côté de la cuve; on verse l'eau de la chaudière dans la cuve, en trois fois. La première eau ne se prend qu'à la température de 26 à 30°, et l'on en met une quantité suffisante pour imbiber et surnager les grains de quelques centimètres; l'on a soin de bien agiter le mélange d'eau et de grains. La deuxième eau, qui chauffoit pendant cette opération, se prend à la température d'environ 50°; l'on en met environ moitié de la hauteur de la partie vide de la cuve, et l'on agite de nouveau le mélange : l'on achève de remplir la cuve avec l'eau de la chaudière bouillante ou presque bouillante, et l'on agite de nouveau. Il reste de l'eau bouillante dans la chaudière (sous laquelle il faut avoir eu soin de diminuer le feu, en raison de la diminution d'eau) : on jette dessus cette eau le houblon; il doit rester suffisamment d'eau bouillante pour obtenir le houblon en suspension.

QUATRIÈME OPÉRATION.

Filtration du moût de bière.

Cette opération se fait à l'aide d'un tampon de bois, qui surmonte la cuve, et qui bouche un trou pratiqué à son fond. Le tampon entre avec effort dans un rond de paille fixé sur le fond de la cuve avec des clous. On filtre la liqueur, en desserrant un peu le tampon : on la reçoit filtrée dans une cuvette, et on la verse de suite dans la chaudière où est le houblon. Lorsqu'on y a versé toute la liqueur filtrée, on la réduit de moitié par l'ébullition ; après la réduction, on la met dans des tonneaux, en la faisant passer à travers un tamis, pour retenir le houblon. L'on a soin de ne pas emplir le tonneau, et de laisser la place pour le ferment dont on va parler.

CINQUIÈME OPÉRATION.

Fermentation du moût de bière.

On délaie la mesure de levure dans une mesure à peu près double de moût de bière, à la température de 20° ; cette levure ainsi délayée, doit être étendue d'environ quatre litres de moût, à la même température de 20° environ. On la laisse dans un lieu chaud de 25 à 30°, jusqu'à ce que la fermentation soit bien établie ; et lorsqu'elle a lieu, on verse le tout dans les tonneaux qui renferment le moût de bière, ayant eu soin de tenir ce moût à la température de 20 à 25°.

On met dans les tonneaux des cuvettes, pour recevoir l'écume qui sort pendant la fermentation. On se sert de

cette écume pour remplir les tonneaux, à mesure que la fermentation diminue) et comme elle n'est pas suffisante, on conserve du moût de bière, dans lequel on a mis un peu de ferment.

On remplit les tonneaux avec l'écume et le moût conservé, et on les bouche légérement.

Doses de Grains, de houblon, et d'eau pour 157 litres de bonne bière.

Environ 90 kilogrammes de grains, 7 hectogrammes et demi de houblon, 314 litres d'eau, qu'on réduit à moitié par l'evaporation.

Le houblon doit avoir au moins un an.

La dose varie beaucoup en raison du temps qu'on veut conserver la bière : en n'en mettant, par 157 litres, que 7 hectogrammes et demi, elle n'est plus amère; en augmentant la dose, l'amertume est très sensible, mais la bière est de plus longue garde.

A. *Vins étrangers.*

Parmi les vins étrangers, on distingue particuliérement les vins de *Rhin* et de la *Moselle*; ceux d'*Espagne* et de *Grèce* sont en général cuits, doux et peu fermentés, etc.

Pour examiner chimiquement toutes ces liqueurs, nous prendrons pour exemple le vin.

Du moment que le vin est dans la cuve, il se fait une espèce d'analyse, qui est annoncée par la séparation de quelques principes constituans, tels que le *tartre* qui se dépose sur les parois, et la *lie* qui se précipite dans le fond: il ne reste que l'esprit ardent et la partie colorante

délayés dans un volume de liquide plus ou moins considérable.

La lie est un composé de pepins, de pelures de raisins, de tartre grossier, et de sulfate de potasse.

On en retire de l'eau-de-vie. *Voyez* cet article.

L'incinération de la lie du vin, faite à l'air libre, fournit de la potasse caustique, mêlée de carbonate et de sulfate de potasse, qui est connue dans les arts, sous le nom de *cendres gravelées*.

Le vin est susceptible de dissoudre beaucoup de corps; il s'unit aux extraits, aux résines, à certains métaux, etc. c'est ce qui constitue les *vins médicinaux*.

On prépare les vins médicinaux de deux manières: par la fermentation et par l'infusion. On ne fait plus guère usage maintenant en pharmacie que de ceux préparés par infusion.

On emploie le vin blanc, le vin rouge, et les vins de liqueurs.

Les vins en usage en médecine sont les vins d'absinthe, anti-scorbutique, de quinquina, aromatique, astringent, chalybé, émétique, d'énula campana, scillitique, etc.

On décompose ordinairement le vin par la distillation, et le premier produit de l'opération est connu sous le nom d'*eau-de-vie*.

La forme des vases n'est pas indifférente pour obtenir une eau-de-vie de bonne qualité. Le C. *Chaptal*, qui a fait plusieurs essais avantageux sur cet objet, a décrit un appareil qu'il est important de connoître.

On fait construire des chaudières plus larges que hautes, le fond bombé en dedans, afin que le feu soit presque à une égale distance de tous les points de la surface du cul

de la chaudière : les côtés sont élevés perpendiculairement, de façon que la chaudière présente une portion de cylindre, et cette chaudière est recouverte d'un vaste chapiteau entouré de son réfrigérant ; ce chapiteau a une rainure d'environ 5 décimètres de saillie sur le bord inférieur et intérieur ; les parois ont une inclinaison de 75 degrés, parce qu'à ce degré une goutte d'eau-de-vie coule sans retomber dans la chaudière : le bec du chapiteau en a toute la hauteur et toute la largeur, il va insensiblement en diminuant, pour s'emboîter dans le serpentin : le réfrigérant accompagne le bec, et porte à son extrémité un robinet qui laisse couler l'eau, qui tombe sans cesse par le haut.

Le vin distillé donne pour produits, 1°. l'eau-de-vie ; 2°. une liqueur acide ; 3°. un extrait coloré en rouge, contenant du tartre que l'on peut séparer par l'alcool, car il ne s'empare que de la partie colorante.

Quand on veut montrer tous les produits que l'on peut obtenir du vin, on distille du vin dans une cornue de verre ; on y adapte un ballon et l'on chauffe doucement. Le vin étant un composé d'eau-de-vie, d'eau, d'acide acéteux, de tartre, de mucilage, de matière colorante, surtout lorsqu'il est rouge, de carbonate de potasse avec excès de potasse, il passe d'abord de l'eau-de-vie à 12 ou 14 degrés. Si l'on retire à temps ce produit, il ne reste plus dans le vin que de l'acide acéteux, de l'eau, etc. ; si l'on continue la distillation, il passe dans le récipient une liqueur fade, et ensuite de l'acide acéteux, il ne reste dans la cornue que du tartre, la matière colorante, le mucilage, etc.

Pour analyser ce qui reste dans la cornue, il faut laver avec très-peu d'eau ; elle dissout le mucilage, et emporte

avec elle la matière colorante, et l'acide acéteux qui a décomposé le carbonate de potasse, et qui a formé de l'acétite de potasse. On traite alors par l'alcool, qui dissout l'acétite de potasse ; on décante et l'on sépare ainsi l'acétite de potasse du mucilage et de la matière colorante.

Lorsque le vin est bon, il n'y a presque pas et même point d'acide acéteux : il contient quelquefois de l'acide malique, mais en très-petite quantité.

B. *De l'Eau-de-vie.*

L'eau-de-vie est un fluide ordinairement blanc ; lorsqu'elle est colorée, elle ne doit sa couleur qu'à la matière extractive du bois qu'elle a dissout dans les tonneaux qui ont servi à la contenir.

Sa saveur est âcre et chaude ; sa force dépend de sa légéreté comparée à celle de l'eau.

L'eau-de-vie a des usages très-étendus, soit dans les arts, soit dans la société.

On en fait des ratafiats, souvent elle est conservatrice des fruits.

Elle dissout le camphre ; c'est ce qui constitue l'eau-de-vie camphrée.

L'eau-de vie de grain s'obtient en distillant les liqueurs que l'on a retirées des farineux par la fermentation ; les distillateurs allemands attendent qu'elle ait passé à l'acide.

On retire encore de l'eau-de-vie de la lie du marc, ou des rafles de raisins : il faut pour cela les laisser fermenter à sec dans des tonneaux, ensuite les délayer ; mais, comme la chaleur de la fermentation a fait naître un commencement de putréfaction, il s'élève d'abord de

l'ammoniaque, et il est nécessaire de jeter le premier produit.

Si l'on soumet l'eau-de-vie à l'action du calorique dans les vaisseaux clos, l'on obtient une liqueur plus volatile; c'est l'alcool.

A cet effet, on met de l'eau-de-vie dans un bain-marie d'étain; on le place dans la cucurbite d'un alambic; l'on y adapte un chapiteau et le serpentin. L'appareil disposé, on procède à la distillation par une chaleur modérée; on sépare le premier produit, environ le quart de la quantité employée; on retire encore un second produit, dont la quantité doit être égale au premier; on mêle ces deux liqueurs: c'est l'alcool le plus pur et le plus fort.

On continue ensuite la distillation, jusqu'à ce que l'on ait tiré tout l'alcool: ce dernier produit donne l'alcool le plus foible.

Il reste dans l'alambic un fluide épais, qui laisse précipiter des flocons bruns, imbibés de quelques gouttes d'huile.

En redistillant l'alcool une seconde fois, et le réduisant aux deux tiers, on l'obtient très-pur; c'est ce que l'on nomme *alcool rectifié.*

Lowitz a entiérement privé l'alcool de toute l'eau étrangère à sa composition, en le distillant avec une grande quantité d'alcali.

Pour en séparer ce liquide, il agite de l'alcool dans une bouteille avec de la potasse sèche; il verse de cet alcool sur de la potasse fortement calcinée, et encore un peu chaude, autant que le sel peut en absorber; il prend ordinairement 0,50. On adapte ensuite un récipient à la cornue, et après 24 heures, on commence à distiller à un

feu si léger, que les gouttes ne tombent qu'à deux secondes d'intervalle. Quand on remarque que la distillation se ralentit, on délute l'appareil, et l'on conserve l'alcool passé séparément. Il fait ordinairement les deux tiers de celui employé; ce qui passe ensuite est de l'alcool plus foible, et à la fin il paroît du phlegme pur. La pesanteur spécifique d'un alcool ainsi obtenu, est diminuée de=815 jusqu'à 791, à une température de+16°. R.

Le résidu dans la cornue peut servir à de nouvelles opérations, aussi longtemps qu'il peut absorber de nouvelles portions d'alcool:

On a proposé divers moyens pour juger du degré de concentration de l'alcool.

1°. Par la poudre à tirer; 2°. l'aréomètre de *Baumé*; 3°. celui de *Borie*: *Chaptal* le trouve plus vigoureux que celui de *Baumé*, attendu que l'auteur y a adapté un thermomètre; 4°. l'alcool parfaitement rectifié, d'après *Baumé*, ne doit peser que 6 gros 48 grains, dans une bouteille qui tient une once d'eau: la température à dix degrés au-dessus de la congélation.

5°. En s'en frottant les mains, il doit s'évaporer promptement, et ne laisser ni humidité, ni odeur étrangère: si le contraire arrive, c'est qu'il n'est pas pur, et mal rectifié.

C. *De l'Alcool.*

Après avoir fait connoître les procédés pour obtenir l'alcool, nous allons examiner les phénomènes qu'il présente.

L'alcool est un fluide parfaitement transparent, beaucoup plus âcre, plus chaud que l'eau-de-vie, et beaucoup

plus léger : le plus fort est de 38 à 40 degrés. La pesanteur de l'alcool est à celle de l'eau :: 8,293 : 10,000.

Sa principale propriété chimique est sa grande volatilité.

Il bout à 64 degrés, il se réduit en vapeurs, il brûle très-aisément : sa flamme est légère, blanchâtre au centre, bleuâtre vers les bords ; elle ne laisse aucune espèce de fumée, ni de suie.

Boerhaave s'étoit aperçu que le résidu de cette inflammation étoit de l'eau pure ; *Lavoisier* expliqua le premier ce phénomène. Il fit brûler de l'alcool dans une cheminée propre à en recueillir les vapeurs ; il obtint de l'eau et de l'acide carbonique : mais ce qu'il remarqua, c'est que sur 16 parties d'alcool brûlé, il retira 18 parties d'eau ; preuve que l'alcool contient beaucoup d'hidrogène.

Si l'on fait passer de l'alcool à travers un tube de porcelaine très incandescent, on obtient dans le flacon adapté au tube, de l'eau ; et il se dégage une très-petite quantité d'acide carbonique, et un peu de gaz hidrogène carboné. On trouve dans le tube un peu d'oxide de carbone à nu.

Pour faire cette opération, on passe un canon de porcelaine à travers un fourneau, on adapte à son extrémité supérieure un tube en siphon, terminé par un entonnoir. L'extrémité inférieure est garnie d'un tube courbe, plongeant dans un flacon à deux tubulures, d'où part un autre tube qui va se rendre sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique.

On fait chauffer le tube de porcelaine jusqu'au rouge ; on verse ensuite de l'alcool par l'entonnoir ; il faut avoir soin d'en verser peu à la fois.

Quelques chimistes assurent que dans cette expérience on obtient un produit éthéré. Il se dépose sur les parois du vase de petits cristaux blancs et brillans, qui ont été reconnus par le C. *Vauquelin* pour une espèce d'huile volatile concrète.

L'alcool qui est un composé d'hidrogène, d'oxigène et de carbone, se volatilise et se décompose; une partie du carbone s'empare de l'oxigène et forme de l'oxide de carbone, qu'on retrouve dans le tube. L'hidrogène s'empare d'une autre partie du carbone, et forme de l'hidrogène carboné qui se dégage en même temps que l'acide carbonique, formé par une autre partie d'oxigène qui se porte sur le carbone, il se forme aussi un peu d'eau. On recueille donc sous la cloche, de l'hidrogène carboné et de l'acide carbonique.

Pour séparer le gaz hidrogène de l'acide carbonique, on y porte de la potasse caustique qui s'en empare; on reconnoît le gaz hidrogène carbonique aux propriétés suivantes :

A la température ordinaire il est à l'état de gaz, il est sans couleur, il brûle avec une flamme bleue tranquille, tandis que l'hidrogène pur brûle avec une flamme d'un blanc rougeâtre; il est plus lourd que ce dernier, et plus léger que l'acide carbonique, on le distingue de l'hidrogène sulfuré en ce que celui-ci dépose du soufre sur les parois du vase; en brûlant, le gaz hidrogène carboné a une odeur.

Cette expérience prouve que l'alcool est composé d'hidrogène, de carbone, et d'une petite quantité d'oxigène.

Exposé à l'air, l'alcool s'évapore à une température de dix degrés au-dessus de la glace.

Si on verse de l'eau dans l'alcool rectifié, il y a augmentation de chaleur, ce qui vient de l'action réciproque de ces deux substances l'une sur l'autre. Cette dissolution forme des espèces d'eau-de-vie d'autant plus fortes que l'alcool y est en plus grande quantité.

Si, au lieu d'eau, on emploie la neige ou la glace, le mélange de l'alcool fait au contraire descendre le thermomètre de 17 degrés, suivant *Baumé*, ce qui est l'effet de la grande évaporabilité de ce fluide.

L'alcool se combine en général avec les corps combustibles simples, plus ou moins facilement.

Le soufre s'unit à l'alcool. *Voyez attraction de composition*, deuxième loi, page 142 du premier volume.

Le phosphore digéré avec l'alcool, se change en une espèce d'huile blanche transparente qui reste au fond du vase, sans se laisser dissoudre. Cette huile ne se coagule qu'à un grand froid; mais lavée plusieurs fois dans l'eau, le phosphore recouvre sa consistance; il s'enflamme après cela plus facilement par la chaleur, il ne brille plus dans l'obscurité, et perd la couleur jaune; quoique la liqueur que l'on a retirée de dessus cette huile, sente fortement le phosphore, elle n'a qu'une foible vertu lumineuse, qui se manifeste à l'instant où on la mêle avec de l'eau.

Si l'on distille, à une douce chaleur, la combinaison de l'alcool avec le phosphore, et que l'on arrête la distillation, on peut obtenir par refroidissement le phosphore cristallisé.

Cette combinaison laisse précipiter le phosphore quand on y ajoute de l'eau.

Les acides forts et l'alcool réagissent fortement l'un sur l'autre, et il se forme par cette réaction l'*éthéréfication*.

Lorsque l'on fait un mélange d'acide et d'alcool d'après des proportions connues, il en résulte des préparations connues sous le nom d'*acides dulcifiés.*

Trois parties d'alcool mêlées avec une partie d'acide sulfurique, donnent une liqueur qui a retenu le nom d'*eau de Rabel*, quoique le procédé de cet inventeur fût bien différent et compliqué, comme toutes les recettes anciennes de manipulations inutiles.

L'esprit de nitre dulcifié, appelé maintenant *alcool nitrique*, se fait aussi très-aisément.

On met deux parties d'alcool sur une d'acide nitrique; on laisse digérer à froid pendant quelques jours : l'acide s'adoucit considérablement; ce n'est plus qu'un apéritif, un diurétique.

M. Brugnatelli est parvenu à avoir une combustion vive de l'alcool par les acides nitrique et sulfurique. On introduit, à cet effet, dans une cornue tubulée, 2 onces d'alcool très-pur et autant d'acide nitrique; on adapte à la cornue deux récipiens spacieux en communication. On ferme bien les jointures, et on enveloppe le récipient de draps trempés dans de l'eau très-froide. La température est à un degré au-dessus de zéro. On introduit l'acide sulfurique dans la cornue, au moyen d'un entonnoir construit de manière qu'aucune bulle de gaz ne puisse s'échapper pendant cette introduction. L'effervescence et la combustion sont des plus vives. Le premier récipient contient une portion de la matière de la cornue que l'effervescence y fait passer. Dans le second se trouve de l'éther par l'acide nitrique, légèrement acide : ce liquide est surnagé par une huile verdâtre, qui repand une odeur aromatique assez agréable.

Deux parties d'alcool et une partie d'acide muriatique digérées ensemble, donnent ce que l'on nomme, dans les pharmacies, *esprit de sel dulcifié*. C'est une mauvaise préparation, il n'y a pas une combinaison parfaite.

Tous ces *acides dulcifiés* sont décomposés par les alcalis.

Il paroît que dans la préparation de ces *acides dulcifiés* il s'y forme un peu d'éther ; mais la surabondance d'eau et d'acide empêche d'en reconnoître les propriétés.

Des Éthers.

Le plus ancien de tous, est l'éther sulfurique.

Pour le préparer, on met dans une cornue une certaine quantité d'alcool, sur laquelle on verse peu à peu poids égal d'acide sulfurique concentré ; on remue et on agite le mélange, pour que la cornue ne casse point par la chaleur qui en résulte, on place la cornue sur un bain de sable chauffé ; on y adapte une alonge et un ballon, ou deux grands ballons plongeant dans des terrines pleines d'eau froide ; il faut, en outre, pendant l'opération, avoir attention de rafraîchir le premier ballon avec des linges mouillés. Lorsque l'appareil est monté et luté, on porte le mélange à l'ébullition.

Lorsque la température est élevée à 78 degrés, la liqueur entre en ébullition, il se produit un fluide qui se condense par le froid en une liqueur blanche, légère et odorante, qui, à cause de ses propriétés, a reçu le nom d'*éther*. En conduisant artistement l'opération, il ne se développe aucun gaz permanent jusqu'à ce que la moitié environ de l'alcool soit convertie en éther.

Si, dès que l'acide sulfureux se manifeste on change de récipient, on observe qu'il ne se forme plus d'éther

mais de l'huile douce du vin, de l'eau, de l'acide acéteux, et pas un atome d'acide carbonique.

Lorsque l'acide sulfurique fait environ les $\frac{2}{3}$ de la masse restante dans la cornue, il se dégage un gaz inflammable qui a une odeur d'éther, et qui brûle avec une flamme blanche huileuse : c'est ce gaz que les chimistes hollandais ont appelé *gaz hidrogène carboné*, ou *gaz oléfiant*, parce que, mêlé avec l'acide muriatique oxigéné, il forme de l'huile. A cette époque, la température de la matière contenue dans la cornue est élevée à 88 ou 90 degrés.

Lorsque l'huile douce du vin cesse de couler, si l'on change de nouveau de récipient, on voit qu'il ne passe plus que de l'acide sulfureux, de l'eau précédemment formée, du gaz acide carbonique, et qu'il ne reste dans la cornue qu'une masse dont la plus grande partie est de l'acide sulfurique épaissi par du carbone.

Les phénomènes que nous venons d'exposer, ont été reconnus et décrits par les C. *Fourcroy* et *Vauquelin*; comme la théorie de cette opération est absolument neuve, et que ces chimistes l'ont présentée d'une manière satisfaisante, je crois utile de la faire connoître telle qu'elle est dans leur Mémoire.

D'abord, les auteurs observent que le mélange d'acide sulfurique et d'alcool, dans des proportions égales, n'entre en ébullition qu'à la température de 78 degrés, tandis que l'alcool seul bout à 64 degrés; d'où ils concluent que l'alcool est retenu par l'affinité de l'acide sulfurique qui le fixe. Ils comparent ce qui lui arrive alors, à ce qui a lieu pour toute autre matière végétale exposée au feu, dont les principes se volatilisent suivant l'ordre de leur affinité pour le calorique, en entraînant avec eux une

petite quantité des élémens plus fixes. Ainsi, à mesure que l'acide sulfurique attire l'alcool et l'eau, dont il favorise la formation, l'éther qui se développe attire le calorique et se volatilise ; et lorsque la plus grande partie de l'alcool a été changée en éther, ce mélange devient plus dense, la chaleur qu'il acquiert est plus considérable, et l'affinité de l'acide sulfurique pour l'alcool non encore décomposé étant augmentée, les principes de cet acide se séparent ; en sorte que, d'une part, son oxigène se porte sur l'hidrogène de l'alcool, et forme de l'eau qui se volatilise peu à peu ; tandis que de l'autre, l'éther retenant une plus grande quantité de carbone, avec lequel il peut se volatiliser à cette température, donne naissance a l'huile douce du vin, qui doit être considérée comme un éther plus chargé de carbone : ce qui est prouvé par sa pesanteur plus considérable, par sa volatilité moins grande, et par sa couleur citrine.

A l'aide de cette théorie simple, qui n'est que le résultat des faits et observations contenus dans leur Mémoire, les auteurs sont conduits à des conclusions utiles à l'art chimique.

A. La formation de l'éther n'est pas due, comme on l'avoit pensé, à l'action immédiate des principes de l'acide sulfurique sur ceux de l'alcool, mais à une véritable réaction des élémens de ce dernier les uns sur les autres, et particuliérement de l'oxigène et de l'hidrogène, occasionnée seulement par l'acide sulfurique.

B. L'on pourroit, à la rigueur, changer une quantité quelconque d'alcool en éther, sans le secours de la chaleur, en augmentant assez la proportion de l'acide sulfurique.

C. L'opération ordinaire est partagée en deux temps principaux par rapport à l'altération de l'alcool, dans l'un desquels il n'est formé que de l'éther et de l'eau; dans l'autre, de l'huile douce du vin, de l'eau et de l'acide acéteux.

D. Tant qu'il se forme de l'éther, l'acide sulfurique n'est pas décomposé, et il ne se forme pas d'huile douce du vin; dès que celle-ci paroît, il ne se dégage plus, ou au moins que très-peu d'éther, et en même temps l'acide sulfurique est décomposé par l'hidrogène seulement: d'où résulte de l'acide sulfureux.

E. On peut éviter la formation de l'huile douce du vin, en entretenant la température du mélange entre 75 à 78 degrés par l'addition bien ménagée de quelques gouttes d'eau dans la cornue.

F. Enfin l'alcool diffère de l'éther, en ce qu'il contient plus de carbone, moins d'hidrogène et d'oxigène, et l'huile douce du vin est à l'éther à peu près ce que l'alcool est à ce dernier.

L'opération de l'éther est donc partagée en trois époques; la première, dans laquelle une petite quantité d'éther et d'eau est formée par le secours d'une chaleur étrangère; la seconde, par laquelle toute la somme d'éther qui peut être obtenue, se dégage sans être accompagnée d'acide sulfureux; enfin, la troisième, où l'huile douce du vin, le gaz oléfiant, l'acide acéteux, l'acide sulfureux et l'acide carbonique, prennent naissance. Ces trois époques n'ont de commun entr'elles qu'une formation continuelle d'eau depuis le commencement jusqu'à la fin de l'opération.

Il arrive souvent que l'éther retient un peu d'acide

sulfureux; la rectification est donc indispensable pour porter cette préparation à son dernier degré de perfection.

Plusieurs moyens sont employés; les uns se servent de la potasse, les autres de magnésie, etc. L'une ou l'autre de ces bases se combine avec l'acide sulfureux, et l'éther passe très-pur à la plus douce chaleur. Si l'on sépare la première moitié de ce produit, on obtient l'éther le plus suave et le plus rectifié.

Le C. *Dizé* a proposé de rectifier l'éther par l'oxide de manganèse; il a remarqué que son procédé augmentoit son produit d'un sixième de plus que la quantité fournie par les procédés ordinaires à la cornue et aux ballons. C'est sur le résultat d'une expérience en grand de trois années, qu'il fonde la certitude de ce procédé.

Il consiste à neutraliser l'acide sulfureux que peut contenir l'éther non rectifié avec de l'oxide de manganèse réduit en poudre. On décante ensuite l'éther dans un bain-marie d'étain; ce vase est plongé dans une cucurbite aux trois quarts pleine d'eau; on lui adapte le chapiteau, et un serpentin proportionné qui est fixé dans une chaudière, dont l'eau fraîche se renouvelle sans cesse par la partie inférieure: en sorte que l'eau qui s'échauffe toujours par le haut, est rejetée continuellement par le trop plein pratiqué à l'extrémité supérieure; par ce moyen, la température de l'eau du serpentin est continuellement au même degré de fraîcheur. Les choses ainsi disposées, on procède à la distillation, en élevant la chaleur à 36 degrés.

Suivant la méthode de Woulf, on ajoute au produit éthéré, contenu dans un flacon au trois quarts plein, quelques onces d'eau et une portion de chaux éteinte,

qui a été garantie de la poussière. On agite le flacon avec la plus grande force, et on ne l'ouvre, pour juger de son odeur, qu'après l'avoir remué, pendant quelques minutes, dans l'eau froide, et lorsqu'on aperçoit que le gaz éthéré ne fait aucun effort contre le bouchon.

Si l'odeur sulfureuse n'a pas disparu, on continue jusqu'à sa parfaite destruction, en se servant toujours du moyen de ces rafraîchissemens alternatifs.

Dès que les liquides sont déposés, on tire l'éther qui surnage, avec un siphon, pour le verser immédiatement dans la cornue destinée à la rectification.

Il reste un sulfite de chaux que l'on peut conserver pour obtenir à volonté du gaz sulfureux.

Le C. *Cadet* fils, pharmacien à Paris, a indiqué le phénomène suivant :

Ayant laissé dans un flacon environ 8 à 9 livres d'un mélange d'alcool et d'acide sulfurique, destiné à faire de l'éther, le C. *Cadet* s'aperçut, au bout de 30 heures de repos de la liqueur dans un lieu frais, que le fond du flacon étoit rempli d'une fort belle cristallisation en aiguilles. Ce sel lui a présenté tous les caractères de l'acide oxalique.

L'éther est beaucoup plus inflammable que l'alcool : il suffit d'approcher une bougie d'un vase qui en contienne, pour l'allumer; sa flamme est plus grande, plus blanche, plus lumineuse; et ce qui constitue une différence essentielle, elle est accompagnée d'une légère fuliginosité, qui noircit les corps blancs que l'on place au-dessus.

L'éther a une saveur chaude et piquante ; il est si volatil, que si l'on en verse une quantité déterminée d'un flacon de large ouverture dans un autre, et surtout lors-

qu'il fait chaud, on trouve qu'il s'en est perdu environ un quart.

Il est si évaporable, qu'il produit un très-grand froid; de sorte qu'on peut, par ce moyen, faire de la glace très-promptement.

A cet effet, on remplit d'eau une fiole, et après l'avoir entourée d'un linge fin, on la plonge dans l'éther; dès que le linge est imbibé, on la retire pour l'exposer à l'action de l'air : on favorise si l'on veut l'évaporation, en agitant la bouteille; on la replonge lorsque le linge est sec : en 7 ou 8 minutes l'eau se convertit en glace.

L'éther se mêle difficilement à l'eau; elle n'en peut dissoudre, même par l'agitation, que la dixième partie; ce qui donne un moyen d'éprouver si cette liqueur a été altérée par l'alcool.

L'éther n'a point d'action sur les terres et les alcalis fixes : ils lui prennent seulement la partie acide surabondante, et non combinée; c'est pour cela qu'on les emploie dans sa rectification.

L'ammoniaque caustique s'y mêle en toutes proportions.

L'acide sulfurique s'échauffe beaucoup avec l'éther, et il peut en convertir une bonne partie en huile douce du vin par la distillation.

M. *Brugnatelli* a obtenu une inflammation très-vive en versant sur 2 onces d'éther sulfurique une égale quantité d'acide nitrique, et, 2 minutes après, autant d'acide sulfurique en 2 reprises. Il s'élève d'abord une vapeur blanche, qui bientôt est suivie d'une combustion vive.

L'acide nitrique fumant y excite une effervescence considérable, et l'éther devient plus coloré.

Le professeur *Driessen*, de Groningue, ayant traité de l'éther avec de l'acide nitrique, dans la vue d'y démontrer la présence de l'acide sulfurique, à la manière de *Schèele*, obtint une grande quantité de cristaux d'acide oxalique.

Cette observation confirmeroit ce que le C. *Van Mons* a annoncé relativement à la possibilité de convertir toute une quantité d'alcool en acide oxalique mêlé d'un peu d'acide nitrique et acéteux, en distillant à plusieurs reprises ce liquide sur de l'acide nitrique.

L'éther a la propriété d'enlever l'or de sa dissolution.

Il suffit de verser de l'éther sur une dissolution d'or, de mêler les deux liqueurs par quelques secousses qu'on donne à la fiole qui les contient; aussitôt que le mélange est en repos, l'éther se débarrasse de l'acide nitro-muriatique, et le surnage : alors l'acide dépouillé d'or, devient blanc, tandis que l'éther se colore en jaune; de cette manière, on fait très-promptement une teinture d'or, ou cette fameuse et inutile préparation, *or potable*. En effet, peu de temps après, l'or se sépare de l'éther, reprend son brillant métallique, et quelquefois on le trouve cristallisé à la surface.

Proust prétend que le muriate d'or se trouve dans l'éther doré : les cristaux de ce muriate s'y dissolvent sans laisser de résidu; et quand on fait usage d'une dissolution ordinaire, l'acide nitrique est celui qui occupe le fond du flacon.

L'éther dissout le phosphore : nous devons le procédé suivant au C. *Pelletier*, frère du célèbre chimiste.

On prend : phosphore, 318 millièmes de grammes, ou 6 grains; éther sulfurique, 30 grammes, 572 millièmes, ou une once : on divise le phosphore, et on le met dans un

flacon qui contient l'éther; l'on agite, et la dissolution s'opère à froid.

Le C. *Pelletier* observe que l'éther qui n'a été rectifié qu'une fois, par les procédés ordinaires, ne dissout qu'imparfaitement le phosphore; mais si on le rectifie une seconde fois, sur le muriate calcaire, résidu de l'opération de l'ammoniaque caustique, il le dissout beaucoup plus facilement.

Cette préparation est appelée *éther phosphoré.*

M. *Trommsdorff* prépare un *éther martial*, en faisant digérer de l'éther sur de l'oxide rouge de fer. Cet oxide est dissous, et on obtient, suivant ce savant professeur, un éther martial.

L'éther dissout facilement le muriate oxigéné de mercure.

Il dissout les huiles volatiles et les résines, comme l'alcool.

En pharmacie, on prépare des teintures éthérées.

La réunion des trois produits de la distillation de l'éther forme ce qu'on appelle *liqueur minérale anodine d'Hoffman;* elle est composée de parties égales d'alcool et d'éther, et d'un peu d'huile douce éthérée; l'on en met environ 1 gramme sur 15 décagrammes.

Le C. *Boudet* fils, pharmacien de Paris, a donné un procédé pour obtenir de l'éther phosphorique.

Il consiste à mélanger dans un mortier de porcelaine, à l'aide d'un pilon de verre, parties égales d'acide phosphorique très-pur, d'une consistance huileuse, et d'alcool rectifié, portant 38 degrés aréomètre de *Baumé.* Au moment du mélange, il se dégage une quantité de calorique, capable d'augmenter la température de 14 degrés.

On introduit le mélange dans une cornue tubulée, que l'on place sur un bain de sable. On y adapte un ballon également tubulé, que l'on fait communiquer par un tube recourbé à un flacon de Woulf, rempli aux deux tiers d'eau de chaux; de ce flacon part un tube qui établit communication entre l'appareil et une cuve hydropneumatique. Lorsque les vaisseaux sont convenablement lutés, on chauffe légérement, on augmente peu à peu le feu jusqu'à l'ébullition; dans cet état, le thermomètre marque 60 degrés.

Il se condense d'abord dans le récipient un fluide incolore, ayant l'odeur d'alcool, on le sépare à l'aide d'un siphon; le deuxième produit est également incolore, d'une odeur d'abord éthérée, qui participe un peu de celle de l'ail, rougissant le sirop violat. La matière de la cornue prend alors une teinte brune, qui se fonce de plus en plus. Si, après avoir séparé ce deuxième produit, on continue la distillation, on obtient une liqueur acide très-légérement colorée, une huile d'abord légérement jaune, puis d'un jaune plus foncé, surnageant le liquide acide; il se dégage en même temps du gaz hidrogène carboné. Si l'on augmente le feu jusqu'à vitrifier la cornue, on trouve dans la cornue, après l'opération, une masse blanche salie par du carbone, c'est de l'acide phosphorique vitrifié.

Si l'on distille le deuxième produit obtenu sur du carbonate de magnésie, il y a dégagement de gaz acide carbonique; il se volatilise un fluide qui va se condenser dans le récipient. On cesse la distillation, lorsqu'il y a environ un tiers de la liqueur obtenue.

Les propriétés de cet éther sont:

D'être volatil, d'avoir une odeur qui se rapproche de celle de l'éther sulfurique; sa pesanteur comparée à celle de l'alcool est : : 94 : à 100, à celle de l'éther sulfurique : : 426 : 482 ou 213 : 241, de brûler avec rapidité et sans fumée, de nager sur l'eau et de s'y dissoudre si on l'agite, de brûler à la surface de l'eau, sans laisser aucun résidu, de dissoudre les huiles volatiles, d'avoir une action marquée sur le phosphore, qui lui communique promptement l'odeur qui lui est propre.

L'acide nitrique fournit aussi avec l'alcool une liqueur éthérée.

Plusieurs chimistes ont donné divers procédés, tels que *Navier*, *Woulf*, *Laplanche*, *Bogues*, etc. Nous ne nous arrêterons ici qu'au procédé décrit par *Chaptal*; c'est celui que l'on suit le plus ordinairement.

On prend parties égales d'alcool et d'acide nitrique, marquant 30 à 35 degrès; on met ce mélange dans une cornue tubulée, que l'on pose sur un bain de sable : on y adapte deux récipiens à la suite l'un de l'autre; le premier plonge dans une terrine pleine d'eau, ou dans un baquet; le second est entouré d'un linge mouillé, et de sa tubulure part un siphon qui plonge dans l'eau. Lorsque la chaleur a pénétré le mélange, il se dégage du gaz nitreux et beaucoup de vapeurs, qui se condensent en stries sur les parois des vases, dont on rafraîchit l'extérieur sans relâche; on retire environ le quart du mélange employé d'éther nitrique très-pur.

Proust regarde la proportion de parties égales d'alcool et d'acide, comme produisant, surtout en été, une effervescence trop forte, en causant une perte considérable; il propose 32 onces d'alcool et 24 d'acide. *Voyez* ses ré-

flexions sur les éthers, *Annales de chimie*, tome 42, page 266.

Black a indiqué un procédé pour faire de l'éther nitrique à froid.

Il consiste à verser dans un matras plongé dans de l'eau de neige, quelques onces d'acide nitreux fumant; d'ajouter par-dessus environ un doigt d'eau, en la laissant couler doucement sur le côté du vase, pour qu'elle nage sur l'acide, et enfin de verser aussi égale quantité d'alcool, en ayant la même précaution. L'éther se forme en dix ou douze heures de temps, surnage dans le liquide, et peut être séparé avec un siphon: s'il tarde à se séparer, il se détruit, et il ne reste plus à sa place que quelques parties d'huile.

L'éther nitrique est aussi évaporable que l'éther sulfurique; son odeur est moins suave, il est plus lourd que l'alcool, plus léger que l'eau; on croit que c'est de l'alcool oxigéné.

Il a de même la propriété d'enlever l'or à l'acide nitro-muriatique. *Navier* a observé que cette teinture d'or, mise sur du verre ou sur quelque plaque métallique, s'évaporoit et laissoit la surface dorée.

Le phosphore, qui ne se dissout que très-foiblement dans l'éther sulfurique, se dissout mieux dans l'éther nitrique, auquel il communique une foible vertu phosphorique.

Le C. *Deyeux*, qui a donné des observations sur l'éther nitreux, pense que cet éther doit sa grande volatilité au gaz nitreux, qui tend à s'en exhaler sans cesse.

Pour reconnoître la présence de ce gaz, le C. *Deyeux* fit l'expérience suivante:

On met huit parties d'eau sur une demi-partie d'éther nitrique ; on verse le mélange dans une bouteille, garnie d'un tube recourbé, plongeant sous une cloche pleine d'eau : au bout de quelque temps, il se dégage des bulles qui vont déplacer l'eau sous la cloche.

Le C. *Deyeux* examina ensuite le produit de cette opération.

Le gaz contenu dans le récipient fut d'abord lavé à diverses reprises, afin de le séparer des fluides aériformes, avec lesquels il auroit pu se trouver mêlé. Le lavage n'ayant produit aucun effet sensible, il mêla une portion du gaz avec de l'air atmosphérique ; l'absorption devint considérable, et en même temps le haut du tube se remplit de vapeurs rutilantes. Cet effet devint beaucoup plus sensible, lorsqu'à une autre portion de ce gaz, il présenta du gaz oxigène ; à peine furent-ils en contact, qu'on vit paroître, dans le récipient, une vapeur aussi rouge que celle qu'exhale l'acide nitreux le plus concentré.

Si l'on plonge une bougie allumée dans ce gaz, on a une flamme semblable à celle qui résulte de la combustion de l'éther nitrique.

Ce chimiste conclut donc que ce gaz, en se séparant, entraîne toujours avec lui une certaine quantité d'éther nitrique ; que son dégagement spontané est beaucoup plus lent que lorsqu'il est aidé par l'eau. Il attribue la présence du gaz nitreux à l'extrême facilité avec laquelle l'acide nitrique se décompose ; il ne le regarde pas comme essentiel à la constitution de l'éther nitrique, qui, lorsqu'il en est privé, peut se conserver comme les autres éthers, sans briser les vaisseaux qui le renferment.

Cet éther a souvent une couleur jaune. Le C. *Deyeux*

a cherché les moyens de la séparer; le procédé suivant lui a parfaitement réussi.

On distille sur une partie de sucre en poudre, quatre parties d'éther : l'opération se fait tranquillement et presque sans dégagement d'air. La liqueur que l'on obtient est très odorante, et bien moins colorée. Une seconde distillation sur de nouveau sucre, la blanchit encore davantage; mais l'éther nitrique se décompose à chaque opération. La chaleur de l'eau bouillante suffit, le sucre reste fondu et jaune; on trouve à sa surface une huile de cette couleur, d'une saveur âcre, et d'une odeur pénétrante, très-combustible, tachant les étoffes, dissoluble dans les huiles, l'alcool et l'éther sulfurique, formant un savon avec les alcalis; *c'est de véritable huile douce du vin.*

L'auteur conclut de là que cette huile est la cause de la coloration de l'éther nitrique.

Suivant M. *Brugnatelli*, si l'on verse de l'acide sulfurique sur de l'éther par l'acide nitrique, il produit une effervescence semblable à celle qui se manifeste pendant la décomposition d'un carbonate alcalin par un acide minéral.

On obtient encore un autre éther, connu sous le nom d'éther muriatique.

Pour préparer cet éther, d'après *Pelletier*, on introduit dans une grande cornue tubulée, un mélange de 8 parties de manganèse et de 24 parties de muriate de soude; on ajoute ensuite 12 parties d'acide sulfurique et 8 d'alcool, on procède à la distillation, et on obtient une liqueur très-éthérée, pesant environ 31 décagrammes, dont on retire 13 décagrammes de bon éther, par la distillation et rectification.

On obtient encore un éther, en faisant passer, comme l'a indiqué le C. *Berthollet*, de l'acide muriatique oxigéné à travers l'alcool; on distille, à cet effet, à un feu doux, de l'alcool qu'on a saturé de gaz acide muriatique oxigéné.

On obtient encore la même liqueur éthérée en distillant sur l'oxide de manganèse un mélange d'alcool très-rectifié et d'acide muriatique très-concentré.

D'après *Klaproth*, on distille parties égales d'alcool et de muriate oxigéné d'étain.

Le résidu, dans la cornue, est une masse résiniforme, brune et transparente; ce qui passe, contient encore de l'acide tenant en dissolution de l'étain. On en sépare ce muriate par le moyen de la potasse caustique, et on soumet une seconde fois la liqueur à la distillation.

Cet éther est très-volatil, nage sur l'eau, s'enflamme de très-loin, s'empare de l'or dissous dans l'acide nitro-muriatique, et du fer dans l'acide muriatique oxigéné.

Il diffère de l'éther sulfurique, en ce qu'il exhale en brûlant, une odeur aussi piquante et aussi vive que l'acide sulfureux, et par une saveur styptique semblable à celle de l'alun.

M. *Trommsdorff* a annoncé qu'il avoit décomposé l'éther muriatique pesant, et qu'il l'avoit trouvé composé d'acide muriatique, d'hidrogène et de carbone. Ce chimiste croit que l'acide n'est pas seulement adhérent au liquide, mais engagé dans la composition intime. Ne connoissant pas encore les expériences de M. *Trommsdorff*, je ne puis présenter cette décomposition comme certaine.

L'alcool s'unit facilement à l'acide boracique.

Cette liqueur s'allume et donne une flamme verte.

On a fort peu examiné l'action des autres acides sur l'alcool.

L'alcool dissout facilement la potasse : c'est ce moyen que l'on a employé pour la purifier, et l'obtenir cristallisée. *Voyez* potasse pure.

On prepare en pharmacie deux mèdicammens connus sous les noms de *teinture de sel de tartre*, et *teinture des métaux*, ou *lilium de Paracelse*, en faisant digérer de l'alcali obtenu du tartre, dans de l'alcool.

Le *lilium de Paracelse* ne diffère de la teinture âcre de tartre, que parce que l'alcali qu'on emploie pour le préparer, a été rendu caustique par la chaleur forte qu'on lui fait subir.

L'alcool s'unit en général à tous les sels déliquescens, et ne les laisse pas précipiter par l'eau.

Si l'on prend, par exemple, une dissolution de muriate de chaux dans l'alcool, et qu'on enflamme la liqueur, elle donnera une couleur rouge.

Avec le muriate de strontiane, on a une couleur rouge purpurine.

Quelques sels métalliques y sont aussi très-solubles, tels que le sulfate de fer sur-oxigéné, le nitrate de cuivre, les muriates de fer et de cuivre, le muriate oxigéné de mercure ; tous les sels cuivreux donnent une très-belle couleur verte à la flamme.

On peut consulter la table du C. *Guyton*, sur les degrés de solubilité de sels par l'alcool, insérée 3°. volume

Le savon est très-soluble dans l'alcool, surtout lorsqu'on y ajoute un peu de potasse ; cette dissolution aromatisée, est ce que l'on nomme *essence de savon*.

Il y a des produits immédiats des végétaux qui sont dissolubles dans l'alcool, d'autres qui ne le sont pas : parmi ces deux classes, il y en a en même temps de dissolubles dans l'alcool et dans l'eau, d'autres qui sont seulement dissolubles dans l'un des deux, d'autres qui ne le sont ni dans l'un ni dans l'autre ; tel est le corps ligneux.

Parmi les substances solubles par l'alcool, on compte les extraits, le sucre, quelques acides végétaux ; tels que l'acidule tartareux, l'acide oxalique, l'acide camphorique et l'acide benzoïque.

Si l'on ajoute de l'eau distillée dans une dissolution d'acide camphorique, on n'a point de précipité, tandis que l'on obtient un précipité, en versant de l'eau dans une dissolution alcoolique d'acide benzoïque ; ce qui établit une différence très-marquée entre ces deux acides.

Si l'on distille au bain-marie l'alcool avec des plantes odorantes, on obtient un liquide odorant, qui a entraîné un certaine quantité d'huile volatile ; ce qui fait qu'il blanchit avec l'eau : c'est ce qu'on appelle en pharmacie, *eaux distillées spiritueuses.*

Les huiles volatiles sont entièrement solubles dans l'alcool.

Le camphre est aussi très-dissoluble dans l'alcool ; mais il en est précipité par l'eau.

C'est ainsi que l'on prépare, pour l'usage de la médecine, un médicament appelé *alcool camphré.*

L'alcool dissout les résines et les gommes résines ; ces dissolutions portent le nom de *teintures, d'élixirs, quintessences*, etc.

On peut séparer les résines de l'alcool, en versant de l'eau sur les teintures.

La dissolution d'une gomme résine dans l'alcool étendu d'eau, donne d'abord un précipité résineux ; mais l'eau reste encore colorée, et contient une partie de gomme en dissolution ; ce qui prouve que l'alcool dissout, à l'aide de la résine, une petite portion de gomme, et réciproquement l'eau dissout une petite partie de résine, à l'aide de la gomme : c'est pourquoi il ne faut pas regarder l'analyse d'une gomme résine par l'eau et l'alcool comme très-exacte. Les baumes se divisent aussi dans l'alcool.

Le benjoin, par exemple, dans l'alcool, donne une teinture connue sous le nom d'*eau virginale.* Si l'on en met quelques gouttes dans de l'eau, aussitôt elle devient blanche : ce qui l'a fait appeler *lait virginal.*

L'eau ne décompose pas les teintures formées avec les extracto-résineux, comme celles de rhubarbe, de safran, d'opium, etc. parce que ces matières sont également solubles dans ces deux liquides.

La propriété qu'a l'alcool de dissoudre les résines, a donné le moyen de les étendre à la surface des corps que l'on veut décorer ou préserver, ce qui forme les *vernis.*

Pour faire de très beaux vernis, il faut employer des résines très-transparentes.

On ajoute quelquefois à ces teintures une certaine quantité d'huile volatile, telle que celle de térébenthine, ou celle de la grande lavande (huile d'aspic); elles donnent de la consistance au vernis, l'empêchent de sécher trop promptement, et servent enfin à lier les parties résineuses, lorsque l'alcool s'est évaporé.

Ainsi, le sandaraque, le mastic, le copal, la laque, la colophane, fournissent un très-beau vernis.

On prend, pour faire un vernis à l'alcool, ordinaire-

ment une partie de sang-dragon, 5 de succin, autant de gomme laque et 100 parties d'alcool. On commence par pulvériser séparément ces substances, on met ensuite le succin dans l'alcool, et on fait chauffer doucement, pour ne pas volatiliser l'alcool. Quand la moitié du succin est dissoute, on ajoute les deux autres résines, et on continue à chauffer, en augmentant un peu le feu, à mesure que la matière se dissout, ayant soin cependant de ne pas passer 60 degrés. En chauffant ainsi, l'alcool acquiert une couleur rouge foncée, on arrête alors l'opération, si tout ne s'est pas dissout, on décante et on a le vernis à l'alcool. Ce vernis se dessèche très-promptement et ne s'écaille pas, mais il se laisse attaquer par l'eau; on y ajoute ordinairement un peu de safran qui lui donne la couleur d'or. C'est de cette manière qu'on l'applique sur le cuivre après l'avoir bien décapé; on fait chauffer légérement, et on applique le vernis avec un pinceau, de manière à ce que les coups de pinceau ne paroissent pas, il se dessèche très-vîte.

Ce vernis s'emploie ordinairement sur les instrumens en cuivre, particuliérement ceux de physique.

§. III.

De la Fermentation acide.

Boerhaave appeloit fermentation acéteuse, l'opération par laquelle le vin passoit à l'état d'acide.

Trois causes sont nécessaires pour que cette fermentation ait lieu :

1°. L'existence d'une matière muqueuse, ou du mucilage et du tartre;

2°. Une chaleur de 18 à 35 degrés;

3°. La présence du gaz oxigène ou le contact de l'air. Tous les vins sont également propres à former du vinaigre. On en fait aussi avec le cidre, le poiré, les gommes, les fécules amylacées dissoutes dans l'eau bouillante, passent aussi à la fermentation acide.

Chaptal a fait du vinaigre, en recueillant l'acide carbonique qui se dégage de la fermentation vineuse.

Il en a de même obtenu, en ajoutant de l'alcool à du lait aigri.

Souvent aussi on retire le vinaigre de la lie; on exprime, au moyen de la presse, tout le vin qu'elle peut contenir; on met la liqueur dans des tonneaux, et on la laisse fermenter.

En général, c'est le vin de raisin que l'on emploie pour préparer cette liqueur acide.

Pour changer le vin en vinaigre, on le mêle avec sa lie et son tartre; on le place dans un lieu dont la température soit assez chaude, comme de 18 à 25 degrés; on agite la liqueur, et dès-lors il s'excite un mouvement assez vif, accompagné de chaleur, que l'on arrête de temps en temps, afin d'empêcher la fermentation de s'emporter trop fortement; la liqueur s'échauffe et se trouble; elle offre une grande quantité de filamens; elle exhale une odeur vive, et il absorbe beaucoup d'air.

A mesure que le vinaigre s'éclaircit, il se dépose beaucoup de lie: cette lie est très-analogue à la matière fibreuse.

Dans les arts, on suit divers procédés pour faire du vinaigre: celui de *Boerhaave* est le plus usité. *Voyez ses Élémens de Chimie.*

M. *Heber*, de Berlin, a indiqué une nouvelle méthode de faire du vinaigre.

Elle consiste à exposer à une température convenable un mélange de 72 parties d'eau, et de 4 parties d'esprit de grain rectifié; après deux mois, l'acétification est achevée.

En examinant les expériences des C. *Fourcroy* et *Vauquelin* sur les acides empyreumatiques, rapportées page 457, on reconnoîtra que l'acide acéteux n'est plus un produit nécessaire de la fermentation vineuse, puisqu'il peut être extrait sans aucune fermentation. On peut ajouter que beaucoup de substances fort différentes du vin, contiennent des acétites : telles sont les sèves gardées seulement quelques heures, les terreaux, le tan échauffé, les eaux où s'aigrissent l'amidon, les légumes, les fruits aigres exposés quelques heures à un air chaud; le lait, les gelées animales, cette partie des urines nommée l'urée, en s'aigrissant, fournissent une assez grande quantité de cet acide.

Les C. *Fourcroy* et *Vauquelin* connoissent quatre circonstances bien distinctes dans lesquelles est produit un acide acéteux, caractérisé par quelques particularités qui tiennent aux phénomènes de sa production.

Le premier mode d'*acétification* est l'action décomposante du feu : il y a dans ce cas de l'eau et de l'acide carbonique formé du carbone dégagé, et l'acide acéteux, ainsi obtenu, se reconnoît par sa couleur et son odeur empyreumatique.

Le second mode est celui dû à l'action des acides puissans, tels que le sulfurique, le nitrique, le muriatique oxigéné; sur les composés végétaux, comme le sucre, la

gélatine, etc.; l'alcool et les acides végétaux eux-mêmes, excepté l'acide acéteux, sont entièrement décomposés par ces acides. Il se forme aussi de l'eau et de l'acide carbonique, et l'acide acéteux produit, contient de l'acide oxalique, de l'acide malique et beaucoup d'eau.

Le troisième mode le plus connu est la fermentation acéteuse du vin; il n'y a ni eau ni acide carbonique de produit, mais de l'oxigène absorbé. Cet acide acéteux contient du tartre, de l'alcool et une matière colorante.

Le quatrième mode, assez semblable au troisième, et n'en différant peut-être que parce que ce n'est plus la liqueur végétale, nommée *vin*, qui produit l'acide acéteux, est une fermentation particulière qui a lieu dans certains produits végétaux ou animaux, cités ci-dessus, et notamment dans les urines. Cet acide est toujours uni à de l'ammoniaque.

On distingue dans le commerce deux sortes de vinaigre, le *rouge* et le *blanc*; cette différence de couleur provient du vin employé.

Cette liqueur contient, outre l'acide acéteux, une certaine quantité de tartre, une matière extractive colorante, un peu de mucilage, et souvent de l'acide malique et de l'acide citrique. On y trouve encore du sulfate de potasse et un peu de sulfate de chaux.

A. *Du Vinaigre.*

Le vinaigre a une saveur aigre; il rougit les couleurs bleues végétales.

Il pèse de 10,155 à 10,251, l'eau étant 10,000.

Exposé à la gelée, on le concentre; l'eau surabondante

se gèle, et l'acide est plus condensé : c'est ce qu'on appelle *vinaigre concentré à la gelée.*

Schèele a indiqué un procédé bien simple, à l'aide duquel on peut conserver le vinaigre.

On met le vinaigre dans une ou plusieurs bouteilles, on les place dans une chaudière pleine d'eau sur le feu. On laisse l'eau bouillir un moment, on retire ensuite les bouteilles.

Le vinaigre, ainsi préparé, se conserve plusieurs années.

Le vinaigre est très-employé en pharmacie. On en prépare des vinaigres simples ou composés, connus sous le nom de *vinaigres médicinaux.*

On les obtient par infusion et par macération; tels que les vinaigres de *scille*, *colchique*, des *quatre voleurs*, de *sureau*, *d'estragon.*

Quelquefois on le distille sur des plantes aromatiques dont il se charge du principe odorant; tel est le *vinaigre de lavande distillée.*

Mêlé avec le miel, on fait des préparations qui portent le nom d'*oximels.*

Avec le sucre, on prépare le *sirop de vinaigre*, et si l'on y ajoute des framboises, il porte le nom de *vinaigre framboisé.*

Si l'on expose le vinaigre à une chaleur douce, il s'altère, perd sa partie spiritueuse, dépose une grande quantité de flocons et de filamens muqueux, et prend une odeur et une saveur putrides.

Si, lorsqu'il est concentré, on le fait évaporer dans une capsule plate, on peut, en approchant le feu, l'enflammer comme l'alcool.

On purifie le vinaigre par la distillation. A cet effet, on choisit du vinaigre, le plus fort possible, on l'introduit dans une cornue de verre que l'on pose sur un bain de sable; on y adapte un grand ballon, et on lute les jointures.

On donne d'abord un feu très-doux, que l'on augmente par degrés; il faut aussi avoir soin de rafraîchir le ballon avec des linges mouillés. Les premières portions qui passent sont foibles, mais bientôt après l'acide acéteux monte, et il est d'autant plus fort, qu'il passe plus tard: c'est ce qu'on appelle *vinaigre distillé*, *acide acéteux* des chimistes.

B. *De l'Acide acéteux.*

Cet acide débarrassé de son principe colorant, du tartre, et de cette lie qui est toujours plus ou moins abondante, est d'une transparence parfaite, d'une odeur agréable, d'une saveur aigre piquante, rougissant les couleurs bleues végétales, s'évaporant au feu tout entier, ce qui prouve qu'il est plus volatil que décomposable.

Il n'a aucune action sur les corps combustibles; il s'unit à l'eau en toutes proportions.

On ne connoît pas encore bien l'action des acides forts sur l'acide acéteux.

Cet acide s'unit avec toutes les terres, excepté la zircone, la silice et l'alumine.

Pour former ces sels, on prend les terres à l'état de carbonates, on verse dessus de l'acide acéteux qui les dissout, en en dégageant l'acide carbonique.

Si on évapore lentement, on parvient à les faire cristalliser.

L'acétite d'alumine s'obtient en décomposant l'acétite de plomb par l'alun. Dans le commerce on ajoute de l'amidon à l'acétite d'alumine, pour l'épaissir et pouvoir l'appliquer sur la toile.

Ce sel sert de mordant à la plupart des couleurs.

Ces acétites sont tous plus ou moins déliquescens.

Les acétites de chaux et de magnésie se ressemblent beaucoup, mais on les reconnoît facilement; car le premier est très-peu déliquescent, tandis que le second l'est beaucoup.

La combinaison de l'acide acéteux avec la glucine, ne cristallise pas; elle se réduit en substance d'apparence gommeuse, elle conserve toujours une légère ductilité; sa saveur est sucrée, mais on y distingue encore celle du vinaigre; elle est très-astringente.

L'acétite de barite se prépare avec la barite pure; c'est un très-bon réactif pour reconnoître la présence de l'acide sulfurique dans le vinaigre, c'est elle qui a le plus d'affinité pour l'acide acéteux.

Tous les acétites terreux sont décomposés par le feu, ils donnent tous une petite quantité de liqueur huileuse acide, et il reste dans la cornue la base salie par du carbone.

Les alcalis et les acides minéraux les décomposent aussi.

L'acide acéteux forme, avec les alcalis, des sels que l'on connoissoit sous les noms de *terre foliée de tartre*, *terre foliée cristallisée*, *esprit de Mendererus*. On les nomme maintenant *acétites*.

Pour préparer l'acétite de potasse, on verse du vinaigre distillé sur de la potasse obtenue du nitrate ou du tartre:

on laisse appaiser l'effervescence ; on continue de verser du vinaigre, on en ajoute même encore un peu, après que l'effervescence est passée ; on filtre la liqueur, on l'évapore dans une bassine d'argent à un feu très-doux, observant d'agiter souvent pour hâter l'évaporation. Lorsqu'elle commence à s'épaissir, on porte le vaisseau au bain-marie, où l'on achève de la dessécher. C'est le procédé que l'on suit dans les pharmacies : quant à moi, je prépare cet acétite d'une manière plus simple.

Je fais rapprocher la liqueur saturée dans une capsule de verre, au bain de sable, à une douce chaleur, jusqu'à consistance de sirop clair ; et j'obtiens, par le repos et le refroidissement, des cristaux en aiguilles, parfaitement purs et très-blancs.

L'acétite de potasse a une saveur piquante et légérement acide.

Ce sel attire l'humidité de l'air, il est très-soluble dans l'eau.

Distillé dans une cornue, ce sel est décomposé. On obtient de l'eau mêlée d'un peu d'acide, une huile empyreumatique, un peu d'ammoniaque avec un peu d'acide prussique, et il se dégage une très-grande quantité de gaz acide carbonique, mêlé de gaz hidrogène carboné.

Le résidu de la distillation donne du carbonate de potasse et du prussiate de potasse pur ; si l'on chauffe fortement et longtemps, on peut obtenir de la potasse pure.

L'acide sulfurique le décompose.

A cet effet, on verse dans une cornue tubulée une partie de cet acide concentré sur deux d'acétite de potasse ; on adapte un récipient à la cornue, et on la pose sur un bain de sable. A une douce chaleur, il se dégage,

avec une vive effervescence, de l'acide sulfureux et de l'acide acétique. On trouve dans la cornue du sulfate de potasse.

Les acides tartareux et oxalique décomposent aussi ce sel, et forment avec sa base un tartrite de potasse.

Ce sel précipite aussi beaucoup de dissolutions métalliques, à l'aide des attractions doubles. Distillé avec l'acide arsenieux, on obtient un produit volatil, fétide, qui fume, et s'enflamme spontanément à l'air.

L'acide acéteux dissout aussi, avec effervescence, le carbonate de soude.

On fait évaporer la liqueur jusqu'à pellicule, et l'on obtient, par le refroidissement, des cristaux en prismes striés.

Ce sel a les mêmes propriétés que l'acétite de potasse, il en diffère en ce qu'il n'attire pas l'humidité de l'air.

En donnant un bon coup de feu en distillant les acétites alcalins, on a pensé qu'ils laissoient un résidu qui forme un pyrophore très-actif. M. *Proust* croit qu'ils n'ont cette propriété que lorsqu'ils sont encore chauds, parce qu'alors ils peuvent s'enflammer, comme il arrive au charbon de bois, quand on le découvre trop tôt. Les résidus pyrophoriques, suivant le même chimiste, sont ceux qui proviennent des acétites terreux et métalliques, lesquels présentent à l'atmosphère un charbon suffisamment divisé pour pouvoir obéir à l'attraction de l'oxigène, tandis qu'aux acétites alcalins, le charbon étant trop empâté par les matières salines qu'ils contiennent, l'effet ne peut avoir lieu.

L'acide acéteux et l'ammoniaque s'unissent avec effervescence ; le produit se nomme *esprit de Mendererus*,

acétite d'ammoniaque. Il prend très-difficilement la forme concrète; car l'ammoniaque étant très-volatile, elle s'élève en partie pendant l'évaporation. On peut cependant, avec beaucoup de précaution, l'obtenir cristallisé. Ce sont des aiguilles, dont la saveur est chaude et piquante, et qui attirent l'humidité de l'air.

La chaux, les alcalis, le feu et les acides décomposent ce sel.

L'acide acéteux attaque aussi les substances métalliques.

Parmi les acétites métalliques, nous distinguerons ceux de fer, de zinc, de mercure, de plomb, de cuivre, d'argent et d'or.

Si on met des oxides d'argent et d'or avec l'acide acéteux, on obtient des acétites. Ces sels n'ont pas encore été examinés.

La limaille de fer se dissout dans l'acide acéteux avec une légère effervescence; la liqueur prend une couleur brune foncée; on obtient des cristaux avec difficulté.

L'acétite de fer a une saveur styptique.

Il est décomposé par le feu, l'eau de chaux et les alcalis. L'ammoniaque en sépare surtout le fer à l'état d'oxide presque noir.

L'infusion de noix de galle versée dans une dissolution acéteuse de fer, donne une encre très-noire.

Le zinc et son oxide se dissout dans l'acide acéteux.

On obtient, par évaporation, des cristaux en lames plates.

L'acétite de zinc fulmine sur les charbons, et répand une petite flamme bleuâtre.

L'acétite de mercure se forme par voie de double

échange ; si l'on fait cet échange lentement, on a l'acétite de mercure cristallisé en petits feuillets.

A cet effet, on verse de l'acétite de potasse dans une dissolution nitrique de mercure (il faut que ces dissolutions soient très-concentrées); l'acide nitrique s'unit à l'alcali, et l'oxide de mercure se combine avec l'acide acéteux, et se précipite sous la forme de paillettes blanches. On filtre le mélange; et l'acétite mercuriel reste sur le filtre.

L'acide acéteux peut aussi dissoudre le mercure à l'état d'oxide. Il suffit de faire bouillir cet acide sur l'oxide de mercure rouge. La liqueur devient blanche, et s'éclaircit lorsqu'elle est bouillante; on la filtre : elle précipite par le refroidissement des cristaux argentés en paillettes. On donnoit autrefois à cet acétite le nom de *terre foliée mercurielle*, ou *sel acéteux mercuriel de Keyser*.

M. *Proust* a remarqué que lorsqu'on prépare l'acétite de mercure par l'oxide rouge de mercure, ou par le turbith, ces combinaisons ne se ressembloient point dans leurs bases. Par ces deux procédés, le mercure se trouve à son *maximum* d'oxidation, et à son *minimum* lorsqu'on emploie la dissolution nitrique de mercure.

Quand on fait bouillir le vinaigre, dit ce chimiste, avec ce dernier précipité, on obtient facilement et abondamment cette belle gaze argentée, appelée acétite de mercure. Sa base qui est semblable à celle du nitrate, au *minimum* du muriate doux, du sulfate de mercure blanc, etc. se précipite en noir avec la chaux et les alcalis purs. Mais quand on fait le contraire, cette dissolution acéteuse avec les oxides rouges, se trouve être au sel précédent ce qu'est le muriate corrosif au muriate doux,

le sulfate ou turbith jaune au sulfate blanc etc.); enfin il précipite en jaune avec ces mêmes précipitans. L'oxide rouge donne l'acétite cristallisable, mais en petite quantité, et il est sujet à se teindre en jaune. Pour le conduire à la cristallisation, il faut l'évaporer, et alors une portion de l'oxide qui descend depuis le *maximum* jusqu'au *minimum*, par la décomposition d'une partie de l'acide acéteux, est celle qui donne ces cristaux; ils se noircissent avec les alcalis purs, et sont insolubles dans l'alcool. La dissolution qui n'a pas bouilli encore, ou celle qui ne réussit pas à se cristalliser, se dissout dans l'alcool, et précipite en jaune avec ces mêmes alcalis.

Enfin, sur la différence de propriétés de ces deux oxides, est fondée celle qu'a l'acide acéteux et acétique de donner avec le nitrate au *minimum* l'acétite mercuriel, tandis qu'il ne le produit pas dans une dissolution nitrique contenant l'oxide au *maximum*.

L'acide acéteux dissout le plomb avec beaucoup de facilité.

Si on met des lames de ce métal à la vapeur de l'acide acéteux, elles se couvrent d'une poudre blanche, qu'on appelle céruse, et qui n'est qu'un oxide de plomb contenant de l'acide carbonique, et si cette substance n'a pas été exactement lavée, on y trouve un peu d'acide acéteux.

Dans la céruse, suivant *Proust*, l'oxide est à neuf pour cent d'oxigène, et ne diffère en rien du carbonate qui s'obtient du nitrate de plomb par le moyen des carbonates alcalins.

Cent livres de céruse pure ne donnent pas de gaz nitreux par l'acide nitrique. Le plomb est donc là oxidé

en jaune, comme dans le nitrate, par le moyen du carbonate de potasse : il rend 101 ou 102, suivant la surabdition terreuse qu'il reçoit, en reprenant dans ce cas autant d'acide carbonique qu'il en avoit perdu.

Enfin, en cent trente livres de céruse ou de carbonate de plomb, il y a toujours 109 livres d'oxide jaune.

La potasse pure dissout la céruse, sans laisser aucun résidu. On peut se servir de ce procédé pour connoître la céruse qui a été falsifiée avec une substance terreuse.

Si l'on broie cette céruse avec un tiers de craie, on forme le *blanc de plomb.*

Quand on veut achever de saturer la céruse d'acide acéteux, on verse dessus de cet acide ; on fait digérer le mélange sur un bain de sable : le mélange prend une saveur sucrée, il s'excite beaucoup de chaleur. On filtre ensuite, et l'on fait évaporer la liqueur jusqu'à 50 et 55 degrès aréomètre de *Mossy.* Elle fournit par le refroidissement des cristaux groupés en petites aiguilles. C'est ce qu'on appelle *acétite de plomb, sel,* ou *sucre de Saturne.*

Ce sel a une saveur sucrée ; il est décomposé par la chaleur, il fournit une liqueur acide rousse très-fétide. Le résidu donne un pyrophore. L'acétite de plomb n'est pas décomposé par l'eau distillée pure, surtout si les cristaux ne sont pas recouverts de carbonate de plomb, comme cela arrive ordinairement.

La chaux, les alcalis et les acides forts le décomposent.

L'acide acéteux attaque également l'oxide de plomb demi-vitreux.

On prend parties égales de l'un et de l'autre, ou 60 parties de litharge sur 100 d'acide. On fait bouillir légé-

rement dans une terrine vernissée, et l'on évapore jusqu'à ce que la liqueur ait la consistance d'un sirop clair; elle acquiert une couleur rouge-brun. Cette préparation est connue en pharmacie sous le nom de *vinaigre de Saturne, d'extrait de Saturne.*

Si l'on étend d'eau cette liqueur, elle blanchit; elle forme, dans cet état, l'*eau végéto-minérale de Goulard.* Quelquefois l'on y ajoute un peu d'eau-de-vie. On peut encore faire bouillir le mélange ci-dessus dans un matras, filtrer, faire évaporer, et par le refroidissement, en obtenir des petites aiguilles brillantes.

L'acide acéteux attaque l'oxide de cuivre avec vivacité, mais difficilement la limaille de cuivre.

De toutes les préparations de cuivre, il n'en est pas de plus précieuse que celle qu'on fait par le vinaigre.

Le C. *Chaptal* a communiqué un procédé très-simple très-économique pour préparer le *verdet, vert-de-gris.*

On prend le marc exprimé du raisin, on le fait fermenter dans des tonneaux, en ayant la précaution de l'aérer le plus possible en le soulevant avec la main; et lorsque la chaleur développée par la fermentation, commence à rétrograder, on le met couche par couche, avec les lames de cuivre, dans des pots de terre disposés à cet usage. Au bout de dix, douze, quinze jours les lames sont recouvertes de petits cristaux soyeux, et, dans cet état, on les place de champ sur des bâtons disposés à cet effet dans un coin de l'attelier. Après trois ou quatre jours de repos, on les trempe dans l'eau, et on les remet à la même place. On renouvelle cette immersion, et ce desséchement de huit en huit jours, pendant un mois et demi ou deux mois; après lequel terme, on racle avec

un couteau de bois la couche de vert-de-gris qui recouvre les deux surfaces de chaque plaque de cuivre. Cette substance n'est qu'un oxide de cuivre tenant de l'acide acéteux et de l'acide carbonique.

Ceux qui voudroient avoir des détails sur cet objet, surtout sur l'art de conduire et de gouverner la fabrication du vert-de-gris, peuvent consulter son Mémoire, *Annales de Chimie*, n°. 75.

Le vert-de-gris se dissout facilement dans l'acide acéteux.

Le même chimiste a encore communiqué la description du procédé par lequel on fabrique les *cristaux de verdet*, ou acétite de cuivre.

Ce procédé consiste à dissoudre le vert-de-gris dans l'acide acéteux, à rapprocher la dissolution jusqu'à pellicule, et à laisser refroidir pour obtenir la cristallisation.

Ce chimiste a essayé de simplifier l'opération, en oxidant le cuivre par divers moyens économiques, et le présentant dans cet état à l'acide acéteux; il a surtout employé à cet effet l'acide muriatique oxigéné.

Il a enfin proposé un moyen à-la-fois simple, ingénieux et économique, qui consiste à mêler une dissolution de sulfate de cuivre à une dissolution d'acétite de plomb : dans le moment, il y a échange de base, et l'acétite de cuivre qui surnage le sulfate de plomb qui s'est précipité, n'a besoin que d'être rapproché par l'évaporation pour fournir des cristaux de verdet.

L'acétite de cuivre a une saveur très-forte; c'est un poison très-violent.

Il se décompose par l'action du feu.

Il s'éfleurit à l'air.

Il se dissout facilement dans l'eau.

L'eau de chaux et les alcalis le décomposent.

Si l'on distille ce sel réduit en poudre dans une cornue de verre lutée ou de grès, on obtient d'abord un fluide blanc et peu acide, mais qui acquiert bientôt une acidité considérable. A cet effet, on pulvérise les cristaux de verdet, on introduit la poudre dans une cornue de grès, qui communique à un récipient tubulé par une alonge, on adapte au récipient un tube recourbé qui plonge dans l'eau.

On échauffe peu à peu la cornue, en augmentant le feu par degrés. L'acétite de cuivre se décompose : la partie mucilagineuse cède son hidrogène et son carbone à l'oxigène de l'oxide de cuivre; il se forme de l'eau et de l'acide carbonique qui se dégagent. L'acide acétique passe dans le récipient; il y a deux produits distincts qu'il faut séparer. Le premier est moins fort que le deuxième, c'est de l'eau chargée d'acide acéteux; celui qui vient après, a une odeur extrêmement forte, et se trouve coloré par de l'oxide de cuivre, *non* décomposé et dissout par ce gaz. On distille de nouveau dans une cornue de verre, afin d'avoir l'acide très-blanc. C'est ce que l'on nomme *vinaigre radical*, et que les chimistes modernes ont appelé *acide acétique*.

Il reste dans la cornue une poussière de la couleur du cuivre, noircie par du carbone, et il arrive souvent que cette substance est pyrophorique.

Nous devons au C. *Pérès* un autre procédé pour obtenir cet acide.

On prend un demi-kilogramme de vert-de-gris, qu'on arrose avec de bon vinaigre jusqu'à ce qu'il ait dissout

tout l'oxide de cuivre; alors on le réduit en poudre ; on le met dans une cornue avec un kilogramme d'acide sulfurique concentré, et on distille à une très - douce chaleur. Il s'élève sur le champ des vapeurs d'acide acétique, que l'on recueille dans le récipient.

Le résidu, lavé et évaporé, fournit des cristaux de sulfate de cuivre.

Le C. *Badollier*, pharmacien à Chartres, conseille, pour obtenir cet acide, de distiller au bain de sable, dans une cornue de verre adaptée à un récipient, un mélange de parties égales de sulfate de cuivre et d'acétite de plomb.

Lorsque la distillation a été faite à un feu très-modéré, l'acide qu'on obtient n'a point l'odeur empyreumatique.

C. *De l'Acide acétique.*

Cet acide a une odeur vive et pénétrante : il est extrêmement volatil ; il a une telle causticité, qu'il ronge la peau et la cautérise : il s'enflamme lorsqu'il est chauffé avec le contact de l'air.

Exposé à l'air, il s'évapore en entier, et s'unit à l'eau avec beaucoup de chaleur.

On regardoit autrefois cet acide comme de l'acide acéteux, plus de l'oxigène.

De nouvelles expériences viennent de fixer les idées des chimistes sur cet acide.

Le C. *Pérès* est le premier qui ait annoncé, *Journal de Pharmacie*, que l'acide acétique n'étoit pas de l'acide acéteux, plus de l'oxigène. Plusieurs expériences lui firent soupçonner que l'acide acétique n'étoit que de l'acide

acéteux très-concentré et dépouillé de la plus grande partie de son carbone.

Dans le même temps, le C. *Adet* a donné un Mémoire très-intéressant sur cet objet, dont les conclusions diffèrent un peu de l'assertion présentée par le C. *Pérès.*

Ce chimiste conclut de ses expériences, 1°. que l'acide du vinaigre, n'absorbant pas d'oxigène dans ses combinaisons successives avec les oxides métalliques, ne se présente point dans des états différens; 2°. qu'il se présente constamment au degré le plus élevé d'oxigénation où il puisse arriver, et qu'il est par conséquent dans l'état d'acide acétique; 3°. qu'il n'existe point d'acide acéteux, à moins qu'on ne comprenne sous ce nom, les acides tartareux, oxalique et malique, qui, en absorbant de l'oxigène, passent à l'état d'acide acétique; 4°. que la différence qui existe entre l'acide acétique retiré de l'acétate de cuivre, et celui retiré du vinaigre, dépend de la moindre quantité d'eau que contient le premier.

Depuis les mémoires du C. *Adet*, le C. *Chaptal* a fait d'autres expériences, dont les résultats se rapprochent infiniment de l'opinion présentée par le C. *Pérès.*

Ce chimiste a démontré par l'expérience, qu'il y avoit une différence entre l'acide acéteux et l'acide acétique, et que cette différence provenoit d'une moindre proportion de carbone dans l'acide acétique que dans l'acide acéteux.

D'où il conclut :

Que l'acide est à l'état d'acide acéteux, dans les sels métalliques;

Qu'il ne passe à l'état d'acide acétique, que par la décarbonisation.

De nouvelles expériences, faites par le C. *Darracq*, viennent enfin de fixer les opinions sur ce sujet. Je vais les indiquer.

L'acide acétique, étendu d'eau jusqu'à ce que la pesanteur spécifique fût la même que celle de l'acide acéteux, avoit presque la même odeur et la même saveur que ce dernier : ces deux acides n'ont subi aucune altération par l'acide nitrique. L'un et l'autre ont passé à la distillation, et ont formé avec de l'oxide de plomb une égale quantité d'acétite de plomb.

L'acide acéteux, soumis à l'action de l'acide muriatique oxigéné, n'a éprouvé aucun changement; il a donné des cristaux d'acétite de plomb avec l'oxide de ce métal, quand il a été débarrassé d'un reste d'acide muriatique oxigéné, et d'acide muriatique ordinaire.

L'acide acétique et l'acide acéteux donnent avec la potasse un sel absolument semblable. Des quantités égales de cette substance saline ont présenté des résultats semblables, à la distillation. Les résidus contenoient des quantités de charbon qui étoient dans la proportion de 24 à 25. Dans ce cas-ci, le nombre le plus fort appartient à l'acétate. L'auteur attribue cette différence dans les poids du charbon à la plus ou moins exacte dessication des sels.

Un mélange d'acétite de plomb et de sulfate de cuivre en quantité égale, distillé à feu nu dans une cornue de verre, a produit un liquide qui avoit toutes les propriétés du vinaigre radical. Le résidu ne présentoit aucune trace de charbon. Il ne s'étoit dégagé d'autres matières gazeuses qu'une portion de l'air des vaisseaux.

Le C. *Darracq* conclut des expériences précédentes,

que l'acide acétique n'est pas moins charbonné que l'acide acéteux.

L'acétite de cuivre que l'on emploie ordinairement pour obtenir l'acide acétique produit, par la distillation beaucoup de gaz, et laisse du charbon dans la cornue. En répétant cette expérience avec des cristaux préparés par l'acide acétique et l'oxide de cuivre, le C. *Darracq* a obtenu les mêmes produits ; les quantités des gaz et du charbon étoient les mêmes. Les gaz étoient de même nature et en même proportion que dans l'expérience avec les cristaux de Vénus. L'auteur attribue le charbon et ces substances gazeuses, à une portion d'acide décomposé par le feu.

Malgré les rapports constans entre ces deux acides, lorsqu'ils sont d'égale pesanteur spécifique, il existe des différences dont l'auteur a cherché à connoître la cause. Il a voulu voir si l'acide acétique, comme l'avoit pensé le C. *Chaptal*, ne seroit pas uni à une certaine quantité de matière mucilagineuse ou extractive qui marqueroit ses propriétés naturelles ; il a en conséquence cherché, mais vainement, à le débarrasser de cette substance par la distillation. Il a été plus heureux en le saturant avec un alcali : il a constamment obtenu un résidu floconneux qu'il n'a jamais aperçu avec l'acide acétique.

Pour vérifier ainsi, d'une manière positive, l'opinion du C. *Adet*, qui regarde l'acide acétique comme de l'acide acéteux moins de l'eau, il a mélangé du muriate calcaire bien sec avec du vinaigre, et il a obtenu par la distillation, un acide déjà plus fort. En réitérant plusieurs fois cette opération, il a rendu son acide aussi piquant, aussi lourd que l'acide acétique. Il n'y avoit avec le muriate

calcaire aucun résidu charbonneux, mais seulement une matière végétale floconneuse. Cet acide n'a présenté avec les alcalis aucun dépôt floconneux. Il a produit, par la distillation avec l'alcool, à parties égales, de l'éther acétique. Etendu d'eau, il n'a pas l'odeur empyreumatique de celui qui est obtenu par les acétites métalliques.

De ces faits l'auteur conclut que l'acide acéteux et l'acide acétique ne sont qu'une seule et même substance dans deux états différens, qui ne diffèrent que parce que l'un est uni avec une certaine quantité d'eau et d'une matière mucilagineuse qui manque à l'autre. Il propose de donner à cette substance le nom d'acide acétique, parce qu'elle paroît être portée au plus haut degré d'oxigénation où elle puisse se trouver, sans être reduite dans ses élémens.

L'acide acétique se combine avec les bases salifiables. On nomme ces sels *acétates*.

On ne connoît pas encore assez ces sels pour les décrire.

On fait respirer cet acide aux personnes qui tombent en foiblesse.

Pour pouvoir s'en servir plus commodément, on prend de très-petits cristaux de sulfate de potasse, on les met dans un flacon, et on les arrose d'acide acétique; c'est ce qu'on appelle improprement *sel volatil de vinaigre*.

Avec l'alcool, cet acide forme l'éther acétique.

Pour préparer cet éther, on prend parties égales d'alcool et d'acide acétique; on introduit ce mélange dans une cornue de verre; on y adapte un ballon que l'on met dans une terrine pleine d'eau, et on procéde à la distillation.

Le C. *Pelletier* conseille de distiller le mélange trois fois, et c'est le produit de la troisième distillation qu'il faut passer sur la potasse.

A cet effet, on met l'éther dans un flacon, dans lequel on introduit une dissolution de carbonate de potasse : cet alcali absorbe l'acide, et l'éther vient nager à sa surface. On le décante, et on le rectifie par une nouvelle distillation dans une cornue de verre.

Un mélange de 7 hectogrammes d'alcool et d'autant d'acide acétique, ne donne que 366 grammes 859 millièmes d'éther acétique.

Le C. *Pelletier* a, en outre, observé que le premier produit ne marquoit que 30 degrés, le second 35; ensuite la force diminue. Il se propose d'examiner cette différence de force.

C'est ce procédé que l'on suit dans la pharmacie du C. *Pelletier*.

Le C. *Durozier*, pharmacien de Paris, suit depuis longtemps, à la pharmacie centrale des hôpitaux militaires, un autre procédé pour obtenir l'éther acétique.

Voici la manière d'opérer :

On prend une cornue tubulée, dans laquelle on introduit environ cinq hectogrammes (une livre) d'acétite de cuivre réduit en poudre ; on pose la cornue sur un bain de sable, et l'on y adapte une alonge et un ballon tubulé ; de la tubulure part un tube qui plonge dans un flacon qui contient un peu d'alcool. L'appareil ainsi monté, on fait un mélange de parties égales d'alcool et d'acide sulfurique, (environ cinq hectogrammes) de chaque ; quand le mélange est entiérement froid, on le verse peu à peu dans la cornue, à l'aide d'un tube recourbé, terminé par un petit entonnoir. L'on échauffe ensuite la cornue avec précaution jusqu'à l'ébullition, que l'on soutient au même degré jusqu'à ce que le mélange soit presqu'à siccité. Le

produit du récipient est un éther qui est un peu acide, et qu'on obtient entiérement pur par la rectification sur la potasse.

L'éther acétique a une odeur extrêmement agréable, qui lui est particulière; il ne rougit ni ne verdit les teintures bleues des végétaux; il fonce plutôt le papier teint en tournesol: versé sur le dos de la main, il s'évapore à l'instant, sans laisser aucune trace d'humidité à la peau qui devient douce. Enfin, mis dans une bouteille alongée avec parties égales d'eau, il vient nager à sa surface dans les proportions de ses quatre septièmes environ; c'est-à-dire, que les trois septièmes de son volume se combinent avec l'eau, et disparoissent: en vieillissant, l'éther ne perd rien de ses propriétés.

§. IV.

Fermentation panaire et colorante.

La fermentation colorante, nommée ainsi par le citoyen *Fourcroy*, tient le milieu entre la fermentation acide et putride. Suivant le même chimiste, on doit y ajouter la fermentation panaire, parce qu'elle tient également le milieu entre l'acide et la putride.

« Les fermentations panaire et colorante ne sont, dit » le C. *Fourcroy*, dans leur véritable essence que des com- » mencemens de décomposition spontanée qui se termi- » neroient promptement par la putréfaction et la dissolu- » tion complète des matières végétales, si on ne les arrêtoit » pas à une certaine époque, en soumettant le produit » de la première à une cuisson qui en fait du pain, et en » enlevant la fécule divisée et bleue de l'autre, du milieu

» du liquide où elle marchoit vers la putréfaction, pour
« la faire dessécher avec rapidité: dans la première, la
» pâte est voisine de l'aigreur quand on la cuit; dans la
» seconde, il s'est déjà formé, aux dépens de la plante,
» une quantité considérable d'acide carbonique et d'am-
» moniaque: si l'une et l'autre de cette production con-
» tinuoient, une dissolution complète des élémens du
» végétal en seroit la suite; arrêtée à temps, cette décom-
» position montre une matière déjà très-charbonnée,
» dont le carbone fait le principe excédant, et dont il
» rend la durée, comme substance colorante, si perma-
» nente, et l'altérabilité si difficile. »

§. V.

Fermentation putride.

Il n'y a aucune partie des plantes qui ne soit susceptible de fermenter.

Il est plusieurs conditions nécessaires pour que la putréfaction s'établisse dans les végétaux:

1°. Leur tissu doit être relâché par de l'eau;

2°. Le contact de l'air;

3°. Dix à quinze degrés de température suffisent.

Les phénomènes sont un changement de couleur et de consistance dans les parties des plantes; leur tissu se relâche et s'amollit; leurs lames, leurs fibres s'écartent, se soulèvent; leurs parties molles et liquides se boursouflent, se couvrent d'écume; des fluides élastiques les distendent, les traversent et s'en échappent; leur température s'élève et va quelquefois jusqu'à l'inflammation. Les gaz qui se dégagent sont de l'hidrogène carboné, de l'acide carbonique

et de l'azote, accompagnés d'une odeur désagréable et légérement ammonicale; il reste pour résidu les terres, les acides qui les saturent, et partie du carbone qui constituoit le végétal.

Les résidus que donne la décomposition putride des végétaux, sont spécialement des produits dont la société retire un grand avantage. Tels que le *chanvre* et les *plantes textiles rouies, le bois pourri, le fumier et le terreau.*

Le C. *Fourcroy* a donné sur tous ces objets des détails intéressans, ainsi que sur la décomposition lente et les altérations diverses que les végétaux éprouvent dans le sein de la terre; ce qui lui donne occasion d'examiner quatre genres de produits également formés par des altérations souterraines: 1°. le bois fossile; 2°. la tourbe; 3°. les bitumes; 4°. le bois pétrifié. Voyez *son Systéme des Connoissances chimiques.*

MANUEL

D'UN COURS

DE CHIMIE.

CINQUIÈME PARTIE.

MANUEL

D'UN COURS

DE CHIMIE,

CINQUIÈME PARTIE.

Propriétés chimiques observées dans les composés animaux.

CHAPITRE PREMIER.

Classification et Analyse chimique des substances animales en général.

On distingue les matières animales des végétales par leur tissu, leur aspect, leur composition, etc. Leurs différences les plus marquées sont : 1°. la loco-mobilité des animaux ; 2°. d'avoir tous leurs organes très-irritables, ce qui n'a pas lieu en général pour les végétaux ; 3°. d'être doués d'une sensibilité qu'ils doivent à l'organe cérébral.

Caractères génériques des substances animales.

Les substances animales contiennent toutes en général, de l'hidrogène, de l'oxigène, du carbone et de l'azote en différentes proportions.

A. Traiter une substance animale par le calorique en à la cornue :

Pour faire cette expérience, on prend de la chair musculaire, qu'on introduit dans une cornue de grès, à laquelle on adapte une alonge qui communique à un ballon tubulé. On chauffe très-doucement ; il se dégage premiérement des vapeurs qui vont se condenser dans le récipient : ce n'est autre chose que de l'eau que l'on regarde comme formée en partie dans l'opération ; cette eau a une odeur désagréable ; il passe ensuite un flegme rousseâtre d'une odeur très-fétide ; il se dégage alors de l'acide carbonique et de l'hidrogène carboné très-fétide : on trouve aussi dans le ballon une huile empyreumatique noirâtre, et qui surnage la liqueur. (On peut priver le gaz hidrogène carboné de sa fétidité en l'agitant dans l'eau, mais l'acide carbonique conserve toujours son odeur, et pour l'en priver, il faut employer l'eau de chaux.) La liqueur qu'on recueille dans le ballon est légérement acide ; c'est ce que le C. *Berthollet* avoit appelé acide zoonique, et que de nouvelles expériences ont fait reconnoître pour de l'acide acéteux. *Voyez* acide zoonique.

Il se forme, pendant cette opération, une très-grande quantité de carbonate d'ammoniaque, qui s'attache aux parois de l'alonge et du ballon ; c'est avec ce carbonate d'ammoniaque que l'on fait du muriate d'ammoniaque à javelle. *Voyez* l'article muriate d'ammoniaque, page 563.

Dans nos laboratoires, on le prépare en faisant digérer à une douce chaleur une dissolution de carbonate d'ammoniaque sur du sulfate de chaux bien pulvérisé ; il y a décomposition, il se forme un sulfate d'ammoniaque qui reste en dissolution dans la liqueur, et le carbonate de chaux se précipite. On filtre, et l'on fait évaporer jusqu'à siccité ; on mêle ensuite ce produit avec du muriate de

soude bien décrépité, et l'on introduit le tout dans une cornue, ou dans un ballon, et l'on chauffe ; il y a décomposition ; il se forme du sulfate de soude qui reste dans le ballon, tandis que du muriate d'ammoniaque se sublime.

Enfin, il reste dans la cornue qui a servi à la distillation de la chair musculaire, un charbon noir, spongieux, très-difficile à incinérer, qui contient du muriate de soude et du phosphate de soude, peut-être un peu de muriate d'ammoniaque et du phosphate de chaux. On sépare le phosphate de chaux par le lavage ; en chauffant la liqueur, le muriate d'ammoniaque se sublime, et le muriate de soude cristallise à chaud, le phosphate de soude reste dans la liqueur.

On a attribué pendant quelque temps la difficulté d'incinérer ce charbon à la petite quantité d'oxigène qu'il contenoit, par rapport aux autres charbons ; mais on s'est assuré qu'il y en avoit autant : cela paroît venir plutôt de l'affinité d'agrégation qui est beaucoup plus grande dans cette espèce de charbon que dans les autres.

B. L'eau a une action déterminée sur les substances animales ; froide, elle les pénètre, en écarte les fibres, grossit leurs tissus ; chaude et bouillante, dissolvant les tissus membraneux blancs, formant alors les gelées par refroidissement et les colles par évaporation. C'est ainsi que dans le digesteur de *Papin* on parvient à ramollir les os.

La nature des substances animales est encore changée d'une manière très-marquée, lorsqu'elles éprouvent une longue macération dans l'eau. Elles se convertissent en une substance grasse, voisine du blanc de baleine, que le C. *Fourcroy* a indiquée sous le nom *d'adipocire.*

C. Les phénomènes de l'action de l'acide sulfurique ont été examinés par les C. *Fourcroy* et *Vauquelin*; ces chimistes ont reconnu que l'acide sulfurique concentré, sans être aidé du calorique, coloroit la matière animale en fauve, en rouge, en brun et en noir; qu'elle se ramollissoit, se divisoit, se fondoit et formoit une espèce de pâte. Il ne se dégage rien, quoique le mélange s'échauffe. Quand l'action est terminée, on trouve l'acide sulfurique affoibli par de l'eau qu'il ne contenoit pas d'abord; la matière animale est charbonnée, et il s'en détache des molécules graisseuses. En analysant l'acide sulfurique, on le trouve en partie saturé d'ammoniaque et de soude. Dans cette expérience, l'acide a donc décomposé la substance animale; il en a séparé de l'hidrogène et de l'oxigène, qui se sont unis pour former de l'eau : une autre portion a composé de l'ammoniaque, une troisième a passé à l'état de graisse, et une quatrième à celui de résidu charbonneux.

Les C. *Fourcroy* et *Vauquelin* ont aussi examiné l'acide après l'avoir étendu d'eau; ils en ont séparé, par la filtration, la graisse et la matière charbonnée, et en analysant la liqueur filtrée, ils ont trouvé du sulfate d'ammoniaque, du sulfate de soude, du sulfate de chaux, et une quantité plus ou moins grande d'acide acéteux qu'on peut obtenir par la distillation.

Quand on aide l'action de l'acide sulfurique par la chaleur, les principes de l'acide sulfurique tendent à se séparer; on voit naître une effervescence qui se prolonge; il se dégage de l'acide carbonique, du gaz acide sulfureux, du gaz hidrogène sulfuré et carboné. Il passe beaucoup d'eau à la distillation: l'acide acéteux est détruit; on ob-

tient du sulfite d'ammoniaque, et le résidu charbonneux est moindre.

D. L'acide nitrique agit sur elle d'une manière prompte et rapide ; il en dégage l'azote, les fait passer à une couleur jaune, puis rouge.

Pour résidu de l'opération, on a de l'acide prussique, de l'acide oxalique, de l'acide carbonique et une matière grasse.

E. Les acides muriatique, phosphorique et les acides végétaux ne font que dissoudre la partie fibreuse et musculaire, la réduisent en une espèce de gelée, et finissent par la décomposer et en convertir une partie en ammoniaque, qui les sature.

F. L'acide muriatique oxigéné épaissit les liquides animaux, les coagule, les condense en flocons, en glèbes muqueuses ; durcit les solides, les resserre, affoiblit leur couleur sans la détruire, avive même celle de plusieurs.

G. Les alcalis dissolvent toutes substances animales ; ils dégagent de l'ammoniaque.

Avec les alcalis, on obtient une huile qui n'y étoit pas auparavant, mais qui se forme.

Chaptal s'est servi de cette propriété pour fabriquer des savons de laine ; il a observé dans ce procédé, qu'il se dégageoit avec chaleur de l'ammoniaque formée par une partie d'hidrogène et d'azote. Le résidu, privé d'azote dans les proportions d'hidrogène, tend à passer à l'état huileux, qui n'est que la combinaison de l'hidrogène et du carbone.

Pour préparer ce savon, on porte une lessive caustique à l'ébullition, dans une chaudière ordinaire ; lorsqu'elle est parvenue à ce degré de chaleur, on y jette la laine

peu à peu, et l'on agite pour en opérer une dissolution plus prompte. On a l'attention de n'ajouter de nouvelles laines, que lorsque la précédente est dissoute. On arrête l'opération, du moment qu'on s'aperçoit que la liqueur refuse de dissoudre.

Ce qui se passe dans cette opération se passe aussi dans la manière d'agir de la pierre à cautère ; il se forme de l'amoniaque qui se dégage, et l'escarre se rapproche de l'état huileux.

H. L'azote est encore un caractère général et distinctif des substances animales.

I. On doit encore considérer comme caractère des substances animales, l'action des matières salines, des oxides et des sels métalliques, celle des matières végétales, la propriété de former l'acide prussique et quelques autres acides, enfin la putréfaction.

Les matières organiques étant différentes des inorganiques, doivent aussi éprouver un mode d'altération différent parmi les organiques, les unes étant végétales et les autres animales. Il y a aussi un mode d'altération différent: les premiers fermentent, les seconds se putréfient.

On peut diviser la putréfaction en six parties: son histoire, ses causes, ses phénomènes, sa nature, l'art de l'arrêter et les moyens de la prévenir.

PREMIERE PARTIE.

Putréfaction appelée, par Boerhaave, fermentation.

Beau phénomène offert à la physique par la nature dans cette opération. *Bacon* en sentit toute l'importance; le conseil qu'il donna aux médecins, quoique suivi, laisse encore à desirer; *Rouelle* s'en occupa aussi. *Pringle* est celui qui en a le mieux traité.

Magbride examina les rapports qu'il y avoit entre l'air fixe et les matières animales; il remarqua que dans la putréfaction il se dégageoit, 1°. de l'air fixe; 2°. qu'en mettant des substances en putréfaction avec de l'air fixe, la putréfaction s'arrêtoit, rétrogradoit même; 3°. que toutes les substances animales qui donnoient de l'air fixe étoient anti-septiques.

DEUXIEME PARTIE.

Examen des causes de la putréfaction.

Il n'y a pas de putréfaction dans les substances animales sans la présence de l'eau; le meilleur anti-septique est donc l'air très-desséchant : voilà pourquoi les sables brûlans de la Libye conservent si bien les corps en leur enlevant l'eau.

Deuxième circonstance : Au-dessous de zéro, il n'y a pas de putréfaction; un peu au-dessus, elle va lentement; c'est au degré 15 qu'elle est plus accélérée.

Troisième circonstance : Les substances animales ont

en elles une cause qui les rend plus ou moins propres à la putréfaction. Les albumineuses et fibreuses sont appelées *plus animalisées*, parce qu'elles sont plus près de la fermentation ; les unes et les autres de ces matières passent à l'état acide avant de passer à l'état putride.

TROISIEME PARTIE.

Renfermant les phénomènes des substances animales qui se pourrissent.

Il n'y a pas une partie dans les animaux qui ne fermente et ne se pourrisse à sa manière, lorsquelle est exposée à un air chaud et humide; on peut les distinguer en phénomènes généraux et particuliers, les premiers sont toujours constans.

On compte six états :

1°. Changement de consistance ;

2°. Changement dans sa couleur ;

3°. Changement dans l'odeur ;

4°. Changement dans l'organisation ;

5°. Changement dans le volume et le poids ;

6°. Changement dans sa nature ; elle finit en se réduisant en une espèce de terreau inorganique, dans lequel les substances végétales y germent plus ou moins.

QUATRIEME PARTIE.

Nature même de ces phénomènes.

Pour saisir la nature de la putréfaction, il faut s'attacher à une de ces matières quelconques.

Le C. *Fourcroy* a fait des observations intéressantes

dans les fosses du ci-devant cimetière des Innocens ; il observa que dans les fosses où on avoit mis les corps qu'on venoit de transporter, lorsqu'on y mettoit de la chaux, les ouvriers ne pouvoient s'y tenir, et qu'ils étoient forcés de remonter s'ils ne vouloient pas être dans un état d'asphyxie ; leurs yeux etoient rouges ; ils éprouvoient des douleurs insupportables. *Fourcroy* descendit dans la fosse ; il reconnut que cet effet étoit dû au dégagement de l'ammoiaque ; il trouva de plus que ce que les ouvriers appeloient *matière grasse*, n'étoit qu'un savon ammoniacal.

Dans la putréfaction complète, il y a dégagement de beaucoup de fluides élastiques dangereux.

Par la putréfaction, les matières composées passent à un état qui l'est moins. *Exemple :* Si le carbone s'unit à l'oxigène, il se forme de *l'acide carbonique ;* si c'est le phosphore, ce sera de l'*acide phosphorique ;* si c'est le soufre, de l'*acide sulfurique ;* si le phosphore et le soufre s'unissent à l'hidrogène, il se forme un *gaz hidrogène sulfuré* ou *phosphoré*, qui brûlera s'il vient à être en contact avec l'air. C'est à cette combinaison que sont dus les phénomènes auxquels le vulgaire met de la superstition. Si c'est le carbone qui s'unit à l'hidrogène, il se forme de l'*huile ;* si c'est l'azote avec l'hidrogène, de l'*ammoniaque.* Enfin, si l'azote se degage, il s'unit avec l'oxigène de l'air, et forme de l'*acide nitrique.*

Il existe encore une grande variété dans les matières putrescibles : les unes se détruisent vîte, les autres lentement dans une terre argilleuse ou grasse. Toutes changent suivant les corps avec lesquels elles sont mises en contact ; on peut expliquer pourquoi quelques-unes servent à la vitrification, et comment d'autres servent à

l'engrais, comment elles peuvent passer à la momification ou à l'état gras.

On a proposé en Angleterre d'enfouir les animaux morts, de les mettre en contact avec des corps humides pour les faire convertir en gras, et se servir de cette substance pour l'illumination.

CINQUIEME PARTIE.

Manière d'arrêter la putréfaction ; art de conserver les corps.

Ce n'est pas une chose rare que la momification, moyen par lequel on fabriquoit des saints.

Dans les matières grasses, il y a une partie qui paroît ne pas avoir été altérée, fournissant encore du gluten ; c'est cette partie qui est la cause de la conservation des momies.

SIXIEME PARTIE.

Moyen de prévenir, d'arrêter les progrès de la putréfaction.

Prévenir la putréfaction, c'est éloigner les causes qui la produisent. Tout ce qui absorbe l'humidité est antiseptique ; les alcalis, la chaux, les acides, les substances sucrées préviennent la putréfaction ; tous les sels neutres, surtout ceux qui sont avec excès d'acide, tous les aromatiques, toutes les plantes labiées, le simarouba, l'écorce de grenade, les baumes secs, les gommes résines ; toutes ces substances peuvent être employées avec succès.

Quand on veut préserver de la putréfaction les villes, les cimetières, les égoûts, les cloaques habités, c'est de disposer ces endroits de manière que les matières fécales soient emportées par un courant d'eau.

L'art de détruire les effets de la putréfaction, c'est de dégager de l'acide *muriatique* du muriate de soude par l'acide sulfurique; on peut encore obtenir le même effet par l'acide muriatique oxigéné, qui détruit et les couleurs et les odeurs; et comme l'a dit le C. *Fourcroy*, il pourroit être *un odorimètre* dans les travaux anatomiques; on pourroit frotter les corps avec l'acide muriatique oxigéné.

On peut consulter sur cet objet important, l'ouvrage du C. *Guyton*, intitulé: *Traité des moyens de désinfecter l'air, de prévenir la contagion et d'en arrêter les progrès* 2^e^. édition, chez Bernard, an dix.

Les matières animales sont composées de liquides et de solides, qui en font le tissu, les liquides circulent dans des vaisseaux interposés dans le tissu des solides.

On distingue les liquides en *récrémenticiels*, *excrémenticiels* et *récrémenticiels - excrémenticiels*;

Récrémenticiel: *le sang* servant de nourriture aux animaux, et ne sortant de leur corps que par une disposition maladive;

Excrémenticiel: celle qui sort du corps, l'*urine*;

Recrémenticiel-excrémenticiel: *la bile*, qui se sépare du sang pour y repasser de nouveau: *le lait* agit comme excrément pour la mère, et comme aliment pour l'enfant.

Le C. *Fourcroy* divise les parties constituantes des animaux en *liquides mous et solides*.

Les matières animales liquides sont: le sang, la lymphe,

la graisse, la transpiration, l'humeur des cavités intérieures, la synovie.

— *Molles :* le tissu cellulaire; — membraneux; — tendineux; — aponevrotique; — ligamenteux; — glanduleux; — musculaire; — cutané; — épidermoïde.

Solides : le poil, le cartilage, les os.

Toutes les matières animales, suivant le C. *Fourcroy*, considérées dans leurs rapports mutuels, peuvent être divisées en trois classes.

Premières matières animales appartenant à tous les corps.

Cette première classe est celle énoncée ci-dessus.

La deuxième appartient à quelques régions particulières du corps des animaux : 1°. au crâne ; 2°. à la face ; 3°. au thorax; 4° à l'abdomen.

La troisième appartient à chacun des sept ordres d'animaux en particulier : 1°. aux mammifères ; 2°. aux oiseaux ; 3°. aux amphibies; 4°. aux poissons; 5°. aux mollusques; 6°. aux insectes et aux vers ; 7°. aux zoophytes. *Voyez* le système des connoissances chimiques.

CHAPITRE II.

Analyse du sang.

PARAGRAPHE PREMIER.

Du Sang entier.

On considère le sang comme un liquide circulant dans des vaisseaux artériels et veineux, par le moyen du cœur, qui en est le mobile.

Le sang est plus rouge et plus vermeil dans les animaux qui ont de vastes poumons, qui reçoivent beaucoup d'air ; il est plus noir dans ceux qui habitent dans l'eau.

Les altérations que le sang éprouve dans les diverses maladies, doivent être attribuées au système lymphatique ou absorbant de ses vaisseaux ; car ce n'est pas lui qui change de nature.

Son goût est fade ; il a une légère odeur d'ail ; il s'épaissit quelque temps après être sorti des vaisseaux.

Sa température est de 28 à 32 degrés, *Réaumur.*

On peut considérer le sang sous six divisions :

1°. Suivant la région à laquelle il appartient ;

2°. L'âge ;

3°. Le sexe ;

4°. Le tempérament ;

5°. Les différens cas morbifiques ;

6°. Les classes des différens animaux.

Les expériences sur le sang se font ordinairement sur celui de bœuf ou de l'homme, qui, en quelque sorte, sont semblables, tandis que celui des oiseaux et des poissons n'est pas le même.

On le considère encore,

1°. Tout entier ; } artériel.
2°. Lorsqu'il est séparé ; } veineux.

3°. Le sang veineux, et artériel en même temps ;

4°. Ses élémens.

On distingue dans le sang,

1°. Le caillot, ou partie colorante ;

2°. La partie séreuse ;

3°. La partie fibreuse.

Si on laisse reposer le sang sorti d'une veine, dans le

vase dans lequel on l'a reçu, une partie se colle aux parois et y adhère.

Pour connoître la nature du sang, on l'examine,

1°. Par le calorique;

2°. Par les acides;

3°. Par les alcalis;

Exposé à l'air libre, dans des vaisseaux ouverts, le sang s'y colle promptement aux parois du vase, se solidifie, puis se sépare en deux parties, le *caillot* ou partie fibreuse, et le *sérum*.

Si on l'expose à l'air, il prend une couleur de pourpre à la surface; tandis qu'au-dessous il est d'une couleur foncée.

S'il est exposé dans un vase très-plat, il s'épaissit, change de couleur, devient concret en forme de lames sèches, semblables à l'hyacinthe.

Combiné avec l'air, il tient un plus grand espace dans ces vaisseaux. On peut le démontrer par la machine pneumatique.

Si on l'agite, il reste fluide.

Tiré d'une veine, à 24 degrés il se solidifie comme à une température plus basse.

Exposé à une température douce sur le feu, il change de couleur, se coagule, et devient semblable à du foie, se carbone, se dessèche en laissant échapper une eau qui a une odeur ambrée; elle est produite par le dessèchement.

Le sang, exposé à un degré inférieur à celui de l'eau bouillante, se coagule; et le coagulum, mis à la presse et calciné, donne au barreau aimanté des preuves non-équivoques de l'existence du fer.

Dans les vaisseaux clos à l'appareil pneumato-chimique, on retire,

Une eau fétide chargée de carbonate et de zoonate d'ammoniaque;

Plus un savon ammoniacal qui la colore en rouge brun;

Une huile d'abord rouge et légère, ensuite épaisse et très-fétide;

Du gaz hidrogène sulfuré fétide;

Du gaz hidrogène carboné.

Le charbon qui reste, est brillant, cristallisé, ressemble à du carbure de fer; il contient,

Du phosphate de soude;

Du muriate de soude;

Du phosphate de fer et du phosphate de chaux;

De l'oxide de carbone uni à un peu de fer.

Ce charbon est très-difficile à incinérer; sa cendre est de couleur rougeâtre, on en obtient le fer par le lavage; on peut encore le séparer par le barreau aimanté.

On peut manifester la présence du fer dans le sang, en y mêlant tout simplement un peu de noix de galle en poudre; le mélange devient, en moins de deux fois vingt-quatre heures, d'un noir foncé.

On calcine aussi le sang dans un creuset, on n'obtient alors que les produits fixes.

Si on distille du sang desséché, et que l'on fasse bouillir le produit liquide avec de la chaux vive, on obtient une combinaison saline calcaire. On décompose ensuite ce sel par l'acide phosphorique ou sulfurique. A cet effet, on met la liqueur dans une cornue, et l'on distille; il passe un acide que *Berthollet* a découvert, et qu'il a nommé *acide zoonique*. *Voyez* cet acide.

Si on mêle du sang frais avec le gaz oxigène, il acquiert une couleur plus vive et plus vermeille.

Si au contraire on le mêle avec du gaz hidrogène, il brunit considérablement, il devient terne et passe enfin au brun foncé.

Le sang s'unit en toute proportion avec l'eau, s'y dissout très bien, et prend avec elle une belle couleur pourpre. Si l'on chauffe ce mélange, il se forme des flocons, et le sang se coagule.

Mêlé avec deux parties d'eau, et évaporé, il forme une liqueur semblable à la bile; mais qui n'en a pas les propriétés.

Les oxides métalliques de telle nature qu'ils soient, épaississent le sang.

Les acides l'épaississent et en changent la couleur, ce qui prouve qu'il n'existoit pas d'acide libre dans le sang. On peut voir cette expérience dans la veine d'un animal, dans laquelle on auroit injecté un acide; l'animal périt sitôt qu'on a lié le vaisseau.

Si on filtre la liqueur et qu'on l'évapore à un feu doux jusqu'à siccité, en lessivant cette matière, on en retire les sels que la soude forme avec chaque acide.

Les sels neutres mêlés au sang, s'opposent à sa coagulation.

Le tannin précipite abondamment le sang; le gallin et l'acide gallique pur le noircissent et y forment un dépôt atramenteux, ce qui sert à y faire reconnoître le fer.

On obtient un effet semblable avec toutes les substances astringentes.

L'alcool coagule aussi le sang: mais l'eau délaie les flocons et les dissout presqu'en entier.

Le sang est dissous par les alcalis caustiques.

On se sert de ce moyen pour obtenir une préparation connue dans les arts, sous le nom de *bleu de Prusse, prussiate de fer.*

§. II.

Du Bleu de Prusse, ou Prussiate de fer.

Pour préparer *le bleu de Prusse*, on mêle quatre parties de potasse avec autant de sang de bœuf desséché, (plusieurs chimistes emploient 400 parties de sang desséché et 100 pa[illegible] de potasse caustique). On calcine ce mélange dans un creuset qu'on recouvre d'un autre jusqu'à ce qu'il soit en charbon, et ne produise plus de flamme; on le lave avec la quantité d'eau suffisante pour dissoudre toute la matière saline qu'on connoît sous le nom d'*alcali phlogistiqué*, ou *lessive colorante*, prussiate de potasse avec excès d'alcali.

On concentre cette lessive par l'évaporation, on fait dissoudre ensuite deux parties de sulfate de fer et quatre de sulfate d'alumine dans trente-deux parties d'eau; si l'on a suivi les doses de 400 parties de sang, etc. on ajoute 80 parties de sulfate d'alumine et 200 de sulfate de fer; on mêle la dissolution de ces sels avec la lessive d'alcali; il se fait un dépôt verdâtre que l'on sépare par le filtre, et sur lequel on verse de l'acide muriatique. Le dépôt devient alors d'un bleu plus beau et plus foncé, on le fait sécher à une chaleur douce ou à l'air.

Dans cette expérience, le sang est décomposé, la matière se boursoufle, il se dégage des vapeurs blanches extrêmement fétides, auxquelles il arrive souvent de s'en-

flammer. S'il n'y a point d'inflammation, il faut pousser le feu jusqu'à ce que les matières soient en fusion. On ne sait pas d'ailleurs le point où il faut s'arrêter pour obtenir le plus possible de prussiate de potasse; quand on ne chauffe pas assez, le sang n'est pas entiérement décomposé, et l'on a peu de prussiate de potasse; si l'on chauffe trop, une partie de l'acide prussique se décompose, et l'on a moins encore de prussiate. Quand on croit l'opération au point nécessaire, on arrête, et l'on met pour le surplus du procédé ce que nous avons dit ci-dessus.

L'alun qu'on ajoute est décomposé presqu'entiérement par la potasse en excès qui précipite l'alumine. Cette substance se mêle avec le prussiate de fer, et en augmente le poids sans nuire à son usage : elle sert au contraire à étendre un peu la couleur qui seroit trop foncée. Comme la quantité d'alumine varie considérablement, les prix des prussiates de fer diffèrent aussi en raison de la quantité d'alumine qui s'y trouve.

Le sulfate de fer est aussi décomposé par le prussiate de potasse; le prussiate de fer se précipite, et le sulfate de potasse reste dans la liqueur. Comme il y a presque toujours du sulfate de fer en excès, ainsi que de la potasse, il y a une portion d'oxide de fer précipité à l'état vert, et qui est un peu carbonaté, parce que la potasse qu'on emploie contient toujours un peu de carbonate de potasse. De plus, l'oxide de fer n'étant pas très-oxidé dans le sulfate de fer vert qu'on emploie, le prussiate de fer précipité, quand même il seroit pur, tireroit toujours un peu sur le vert : voilà la raison pour laquelle le précipité est vert; et si l'on n'a pas mis trop de sulfate de fer, il suffit de le laisser à l'air, en l'agitant, pour le faire passer au

bleu; mais il vaut mieux faire digérer dessus le précipité de l'acide muriatique oxigéné qui, en cédant son oxigène au fer du prussiate de fer, le fait passer au bleu, tandis que l'acide muriatique dissout l'oxide de fer carbonaté, et une très-petite quantité d'alumine : on obtient aussi un très-beau bleu.

Dans les manufactures, on suit une autre marche; on prend parties égales de sang, de corne, d'ongles, ou de rognures de cuirs, etc.; on les réduit en charbon, on en mêle ensuite dix parties avec trente parties de potasse; on calcine ce mélange dans une chaudière de fer; après douze heures de feu, le mélange est en pâte-molle; on le verse dans des cuves pleines d'eau; on filtre, et l'on mêle cette dissolution avec une autre faite avec trois parties d'alun, et une de sulfate de fer.

Le bleu de Prusse s'enflamme plus aisément que le soufre.

Il détonne fortement avec le muriate oxigéné de potasse.

Distillé à l'appareil pneumato-chimique, on obtient du gaz ammoniaque, du carbonate d'ammoniaque et du gaz hidrogène.

Il reste dans la cornue de l'oxide de fer et de l'alumine.

L'ammoniaque chauffé sur le bleu de Prusse, le décompose en s'emparant de la matière colorante.

Le C. *Fourcroy* a découvert que l'eau de chaux mise en digestion sur le bleu de Prusse, avoit la propriété de le décomposer à l'aide d'un peu de chaleur. On peut préparer ainsi le prussiate de chaux, car l'eau de chaux se sature entiérement du principe colorant qui, dans ce cas, fait l'office d'un acide, aussi lui a-t-on donné le nom d'*acide prussique*. Voyez prussiate de chaux.

Le prussiate de chaux est le moyen le plus rigoureux pour reconnoître la présence du fer dans une eau minérale.

Les alcalis fixes purs décolorent à froid, et sur le champ, le bleu de prusse : cette combinaison se fait avec chaleur, et il faut les préférer aux carbonates d'alcalis.

La magnésie s'empare aussi de la partie colorante du bleu de Prusse, mais beaucoup plus foiblement que la chaux.

La barite a la même propriété.

§. III.

De l'Acide prussique.

Schèele a fait voir que l'oxide de mercure rouge enlève la matière colorante au bleu de Prusse: c'est ce moyen que l'on emploie pour se procurer l'*acide prussique.*

Le procédé consiste à mettre dans une cucurbite de verre ou dans un matras, 60 parties de bleu de Prusse pulvérisé, 30 d'oxide rouge de mercure et six parties d'eau, ou, suivant *Schèele,* 2 onces de bleu de Prusse, une once d'oxide rouge de mercure et six onces d'eau : on fait bouillir ce mélange l'espace d'une demi-heure en le remuant continuellement, il prend alors une couleur jaune tirant au vert; on filtre, et on jette sur le résidu deux autres parties d'eau bouillante; on réunit les liqueurs, et on fait évaporer pour obtenir des cristaux.

Dans cette expérience, l'acide prussique quitte l'oxide de fer pour s'unir à l'oxide de mercure, avec lequel il a plus d'affinité, et forme un sel soluble qui cristallise en prismes tétraèdres terminés par des pyramides quadrangulaires,

dont les plans répondent aux arêtes du prisme. C'est le *prussiate de mercure.*

Ce prussiate n'est décomposé ni par les acides, ni par les alcalis.

Quand on veut en retirer l'acide prussique, on fait dissoudre dans l'eau le prussiate de mercure, ou bien on prend tout simplement la liqueur ci-dessus, rapprochée en consistance sirupeuse; on verse la quantité obtenue dans l'expérience précédente, dans un flacon dans lequel on a mis 30 parties de limaille de fer; on y ajoute 12 parties d'acide sulfurique concentré (*Berthollet* préfère l'acide muriatique), et on agite fortement pendant quelques minutes; ou, d'après les doses ci-dessus, une once de limaille de fer et 4 gros d'acide sulfurique; le mélange devient tout noir par la réduction du mercure; la liqueur perd sa saveur mercurielle, et manifeste celle de la lessive colorante : le fer s'unit à l'oxigène du mercure, et se combine avec l'acide sulfurique. On laisse reposer environ 12 heures, on décante la liqueur, et on la met dans une cornue que l'on pose sur un bain de sable; on y adapte un récipient dans lequel on met un peu d'eau distillée, pour absorber l'acide, et on lute exactement toutes les jointures. A l'aide d'une chaleur douce, le principe colorant passe le premier comme plus volatil que l'eau; on arrête l'opération lorsqu'il a passé le quart de la liqueur.

La liqueur qui passe contient un peu d'acide sulfurique: pour l'en débarrasser, on la redistille à un feu très-doux sur de la craie pulvérisée, et on a pour lors l'acide prussique dans sa plus grande pureté.

Dans cette opération, l'oxide de mercure est désoxidé par le fer, à cause de l'attraction prédisposante de l'acide

sulfurique pour l'oxide de fer ; le mercure métal ne pouvant plus retenir l'acide prussique, celui-ci reste libre dans la liqueur ; quand on distille ensuite, il passe dans le récipient, et on trouve dans la cornue du sulfate de fer et du mercure.

Si on distilloit sur le champ, après avoir ajouté l'acide sulfurique et la limaille de fer, on obtiendroit infiniment moins d'acide prussique, parce que la chaleur décomposeroit l'eau plutôt que l'oxide de mercure, et il se formeroit du sulfate de fer et point d'acide prussique.

Le C. *Fourcroy* a proposé un procédé très-simple pour obtenir cet acide.

Il consiste à traiter du sang coagulé par l'acide nitrique. Quand cet acide est foible, il commence par dégager de l'azote ; quand il est fort et concentré, il en volatilise immédiatement de l'acide prussique, en même temps qu'il se forme de l'acide carbonique, de l'acide oxalique et une matière adipo-cireuse.

On peut encore obtenir de l'acide prussique, en distillant de l'acide nitrique sur de la gomme.

Cet acide a une odeur particulière qui approche de celle de l'amande amère, ou de fleurs de pêcher.

Sa saveur est douce, ensuite âcre, chaude et virulente ; elle excite la toux.

Il ne rougit pas le papier bleu.

Il prend facilement la forme gazeuse, et se décompose à une haute température et par le contact de la lumière : il se change ainsi en acide carbonique, en ammoniaque et en gaz hidrogène carboné.

Il trouble les dissolutions de savon et de sulfure d'alcali.

Il précipite l'alumine de sa dissolution nitrique. Il dé-

compose l'acide muriatique oxigéné; il en absorbe l'oxigène et devient odorant.

Dans cet état, il ne paroît pas avoir une grande tendance avec les substances alcalines.

Il ne précipite plus le fer en bleu, mais en vert. Ce précipité vert est dissoluble dans les acides. Il redevient bleu par le contact des rayons du soleil, ainsi que par l'addition de l'acide sulfureux et du fer.

Lorsque l'acide prussique a été mis en état de former un précipité vert avec le fer par le moyen de l'acide muriatique oxigéné, il s'y forme de l'ammoniaque sitôt qu'on y mêle un alcali ou de la chaux.

Un acide versé dans ce dernier mélange, ne rétablit plus l'odeur propre à l'acide prussique. Le C. *Berthollet* en a conclu qu'il étoit détruit. Quoiqu'on emploie la potasse parfaitement pure, un acide versé après son action produit une effervescence, et dégage de l'acide carbonique qui se forme de toutes pièces.

Suivant le C. *Berthollet*, les prussiates métalliques distillés donnent du gaz hidrogène carboné et du carbonate d'ammoniaque, et leurs oxides se réduisent plus ou moins, parce que l'oxigène des oxides, se portant sur le carbone, laisse l'azote et l'hidrogène s'unir l'un à l'autre; l'acide muriatique agit de la même manière.

Le C. *Berthollet* n'ayant pas trouvé d'oxigène dans ces expériences de décomposition sur l'acide prussique, conclut que l'azote, l'hidrogène et le carbone unis dans des proportions et une condensation qu'on ne connoît pas, forment ce qu'on appelle *acide prussique*.

Le C. *Vauquelin* a donné quelques observations sur la formation de cet acide.

Pour rechercher s'il ne contenoit point d'oxigène, il fit les deux expériences suivantes :

1°. On met dans une cornue 100 parties de muriate d'ammoniaque, 50 parties de chaux et 25 parties de charbon en poudre fine; on adapte à la cornue un récipient contenant une légère dissolution de sulfate de fer, et dans laquelle plonge le bec de la cornue. On chauffe brusquement, et on continue l'action du feu jusqu'à ce qu'il ne se soit plus rien dégagé.

2°. On met dans le même appareil 100 parties de muriate d'ammoniaque, 50 parties d'oxide de plomb demi-vitreux, et 25 parties de charbon; on chauffe de la même manière que dans la précédente expérience; on agite fortement les liqueurs contenues dans les récipiens, et on les abandonne à l'air pendant plusieurs jours, afin que la combinaison entre l'oxide de fer et l'acide prussique soit parfaite, et que le prussiate de fer puisse absorber autant d'oxigène qu'il est nécessaire pour passer à l'état de prussiate bleu et inattaquable par les acides. Ensuite on verse dans ces liqueurs des quantités égales d'acide sulfurique très-étendu d'eau, et on a du bleu de Prusse, dont les quantités sont comme 1 est à 6, c'est-à-dire, que celui de l'expérience dans lequel le C. *Vauquelin* avoit employé de l'oxide de plomb, étoit six fois plus abondant que celui de l'expérience où il n'avoit mis que de la chaux pour dégager l'ammoniaque.

Quelle peut-être, dit l'auteur, la cause de la différence du résultat de ces deux expériences? Seroit-ce à la présence de l'oxigène contenu dans l'oxide de plomb, ou bien à ce que cet oxide dégageant plus lentement l'ammoniaque de sa combinaison, lui donneroit le temps de dissoudre plus de carbone?

Je rapporte d'autant plus volontiers cette question, qu'elle pourra intéresser les chimistes, et conduire, à l'aide de nouvelles expériences, à quelques résultats avantageux.

Quoique le C. *Vauquelin* ne l'ait point encore résolue, il paroît certain que toutes les fois qu'il entre dans le mélange propre à former l'acide prussique, une substance qui contient de l'oxigène, il se produit une plus grande quantité de cet acide.

Le même chimiste a aussi remarqué qu'un prussiate alcalin, quelque desséché qu'il fût, décomposé dans des vaisseaux exactement fermés, donnoit toujours du carbonate d'ammoniaque.

Le C. *Curaudeau* a fait voir qu'en chauffant dans un creuset de platine, de la potasse caustique avec de la poudre de charbon ordinaire, en lessivant, on obtenoit une liqueur qui précipitoit le fer en véritable bleu de Prusse.

§. IV.

Des Prussiates.

L'acide prussique se combine avec différentes bases.

Avec la potasse et l'acide pur, on obtient, à une légère chaleur, un sel qui cristallise en lames carrées, à bords taillés en biseau, formées d'octaèdres, dont les deux pyramides opposées sont tronquées. Pour l'avoir ainsi cristallisé, on fait évaporer la liqueur à siccité, puis on redissout, on filtre, et on fait rapprocher à une légère chaleur.

Dans cet état, ce prussiate ne donne plus de bleu avec les acides. Le prussiate de fer est aussi décomposé par la potasse.

On prépare encore ce sel, en saturant la potasse caustique de partie colorante; on la fait digérer sur du blanc de plomb, pour lui enlever *le gaz hépatique* qu'elle peut contenir; on la mêle avec de l'acide acéteux; on l'expose au soleil, pour en précipiter le fer, et l'on y ajoute deux parties d'alcool; alors le prussiate de potasse se dépose en flocons lamelleux et brillans; on le lave dans de nouvel alcool, on le fait sécher, et on le dissout dans de l'eau distillée. Voyez l'article *bleu de Prusse.*

Si l'on mêle dans une dissolution de prussiate de potasse ordinaire de l'acide sulfurique, il se fait un précipité bleu quand on l'expose à la lumière solaire, ou à une vive chaleur : ce qui prouve que ce sel est triple, et qu'il contient de l'oxide de fer.

Le C. *Berthollet* n'a pas trouvé de différence sensible entre les prussiates de potasse et de soude, si ce n'est que ce dernier cristallise différemment.

Les acides minéraux en dégagent l'acide prussique, en partie fixé dans le bleu de Prusse qui se précipite.

Pour préparer le prussiate de chaux, on prend une certaine quantité de chaux pure; on verse dessus de l'acide prussique : on sépare ensuite la chaux surabondante par le filtre. Comme la liqueur, suivant *Schèele*, tient, indépendamment de la chaux dissoute, la portion que l'eau elle-même peut prendre, il conseille de s'en débarrasser, en y ajoutant la quantité précise d'eau chargée d'acide carbonique, qui est nécessaire pour précipiter une pareille quantité d'eau de chaux. L'acide ainsi saturé de chaux, doit être filtré de nouveau et conservé dans un flacon bien bouché, de manière que le gaz acide carbonique n'y ait aucun accès.

Le prussiate de chaux peut encore s'obtenir en décomposant le prussiate de fer par la chaux. A cet effet, on met du bleu de Prusse dans un matras, où y ajoute 10 parties de chaux délayée dans de l'eau, on chauffe légèrement. La couleur bleue disparoît peu à peu, et est remplacée par un précipité d'un jaune brunâtre; quand la couleur est totalement disparue, ce qui n'a lieu qu'après avoir ajouté plusieurs fois de l'eau, on filtre et on lave tant que la liqueur passe colorée: l'oxide de fer reste sur le filtre, le prussiate de chaux passe, mais il n'est pas pur, il est jaune, la liqueur trouble. Au bout de quelques jours, il se forme un précipité; en filtrant de nouveau, on obtient le prussiate de chaux pur. Ce phénomène est dû au prussiate d'alumine, qui est avec le prussiate de fer, qui passe dans la liqueur avec le prussiate de chaux, et qui est décomposé peu à peu par de la chaux en excès, en précipitant l'alumine.

Le prussiate de chaux est un très-bon réactif pour reconnoître les dissolutions de fer; il les précipite toujours en bleu, au lieu que le prussiate de potasse les précipite quelquefois en vert et en vert très-clair.

Tous les acides, même l'acide carbonique, et les alcalis fixes purs, décomposent le prussiate de chaux.

Si on le distille à siccité, la chaux laisse aller une partie de la matière colorante dès le commencement de la distillation, et il ne reste à la fin que de la chaux pure.

L'acide prussique s'unit aussi à la barite et à l'ammoniaque.

L'acide prussique n'a point d'action sensible ni sur les métaux, ni sur les dissolutions métalliques, excepté sur

le nitrate d'argent qu'il précipite en blanc, le nitrate mercuriel qu'il précipite en noir.

La dissolution sulfurique ou muriatique du fer par l'acide prussique, donne un précipité d'un bleu foncé.

D'après les expériences de *Proust*, on connoît deux espèces de prussiate de fer.

L'un produit par le mélange d'une dissolution de sulfate ou de muriate vert de fer, et d'une dissolution de prussiate de potasse saturée. Le mélange fait, on bouche aussitôt le flacon, et l'on obtient un dépôt blanc qui ne tarde pas à prendre une légère teinte verte occasionnée, ou par la petite quantité d'air contenue dans le vase, ou par l'oxide rouge qui est toujours contenu en plus ou moins grande quantité dans les prussiates alcalins. *Proust* regarde la blancheur comme la couleur naturelle de ce prusiate.

L'auteur recommande de verser un excès de prussiate alcalin sur le sulfate métallique, afin de le décomposer entièrement. Après quelques heures de repos, ce prussiate blanc est couvert d'une liqueur jaune qui est un mélange de prussiate et de sulfate à base d'alcali, et qui retient en dissolution un peu de prussiate blanc de fer. En ouvrant le flacon, ce dernier absorbe l'oxigène de l'atmosphère, se colore en bleu, devient insoluble, et se dépose sur le prussiate blanc qui, éprouvant à son tour l'influence de l'air atmosphérique, bleuit peu à peu depuis la surface jusqu'au fond du vase; enfin, tout est converti en prussiate bleu.

La même chose arrive en jetant le précipité blanc sur un filtre.

On peut encore faire passer le prussiate bleu à l'état

de prussiate blanc, en le conservant dans un flacon avec de l'eau et des lames de fer et d'étain. Dans ce cas, la substance métallique ajoutée, désoxide le fer, et le fait passer à l'état d'oxide vert.

La dissolution de gaz hidrogène sulfuré gardée avec du prussiate bleu dans un flacon bouché, l'y décompose, et le fait passer au blanc. Ce prussiate se comporte ensuite comme celui qui est formé immédiatement par le sulfate vert.

Le prussiate blanc, traité de la même manière, n'eat point altéré.

Les acides sulfurique et muriatique ordinaires n'altèrent point le prussiate blanc.

Les acides nitrique et muriatique oxigéné le font passer au bleu. Ce dernier perd en même temps son odeur.

L'acide prussique a une action plus marquée sur les oxides et les précipités métalliques : cependant tous les oxides ne sont pas attaqués ; car il ne produit aucun effet sur les oxides de platine, d'étain, de plomb, de bismuth, de fer, de manganèse et d'antimoine.

Après avoir examiné le sang entier, il est essentiel de connoître ses parties constituantes chacune en particulier. Il y en a trois que nous avons déjà indiquées ; le serum, la partie colorante et la partie fibreuse.

§. V.

Du Serum.

Le *serum* est la liqueur qui se sépare du sang caillé lorsqu'on ne l'a point agité. Il verdit le sirop violat et brunit la teinture de cucurma.

Il est d'une couleur jaune verdâtre, d'une saveur salée et fade, plus épais que l'eau; en sorte que dans quelques cas, il ressemble au blanc d'œuf; dans d'autres circonstances, il peut prendre la consistance d'un sirop léger; mais le plus communément celle d'un mucilage, ou d'une gomme dissoute dans l'eau.

Si, comme la démontré le C. *Deyeux*, on expose le serum à une douce chaleur, il se forme une couche grise et brune à la surface du vase; celle-ci est séparée d'une autre qui se trouve au fond, et qui est plus épaisse. La couche, qui occupe la partie supérieure, est jaune, transparente, légérement tremblante; c'est la *gélatine*; tandis que l'inférieure est de l'*albumine* concrète, plus blanche, plus ferme que la première; d'où on peut conclure qu'il y a deux parties dans le *serum*, l'*albumine* et la *gélatine*.

Lorsque l'on expose le *serum* à 60 degrés de température, la gélatine reste dissoute avec l'albumine, tandis que celle-ci se congule facilement.

Si on l'expose au-dessus de 60 degrés, il se dessèche, l'hidrogène s'en dégage, et forme de l'eau avec l'oxigène de l'atmosphère; la quantité d'eau qui est produite est évaluée à la septième partie du volume du serum; il reste ensuite une masse solide qui a une apparence cristalline de couleur d'hyacinthe, d'où il se dégage :

1°. Du gaz hidrogène carboné ; 2°. du gaz hidrogène sulfuré et fétide ; 3°. du prussiate d'ammoniaque.

Le charbon qui reste, contient :

Du carbonate de soude ;

Du carbonate de chaux ;

Du muriate de soude ;

Du phosphate de soude ;

Du phosphate de chaux ;

Il ne contient pas de fer.

Exposé à l'air, le serum change bientôt de caractère : il prend une couleur jaune, puis rougeâtre, et passe au vert. Il se dégage une odeur puante ; il se forme du carbonate d'ammoniaque, il tend donc à la putréfaction.

Le serum s'unit à l'eau en toute proportion ; avec celle qui est aérée, il change de nature ; ce qui n'arrive point avec celle qui n'est pas aérée. Mêlé avec la première, il devient rouge, des flocons blancs se précipitent ; avec l'autre, il perd de sa transparence.

Si l'on unit 10 parties d'eau à une partie de serum, il se forme une membrane à la surface de la liqueur ; si on la fait évaporer, on obtient de la gélatine.

Si l'on mêle deux parties d'eau avec une partie de serum, par l'action du calorique, on solidifie le mélange.

Si l'on verse dans l'eau mêlée d'une petite quantité de serum, de l'eau de chaux, on obtient un précipité qui est un phosphate calçaire.

Combiné avec le gaz oxigène, le serum s'altère.

Les C. *Deyeux* et *Parmentier* ont prouvé que le serum contenoit du soufre, et ils en ont démontré la présence, en faisant chauffer l'albumine dans un vaisseau d'argent ; l'argent perd son éclat métallique.

Ces chimistes ont même obtenu le soufre à part. Il suffit, pour cet effet, de triturer ensemble, dans un mortier de verre, de l'albumine et quelques gouttes d'une dissolution d'argent bien saturée; en laissant digérer le mélange *pendant un certain temps*, et le faisant ensuite chauffer, après l'avoir étendu avec un peu d'eau, on apercevra des filets grisâtres, qui, peu à peu, deviendront noirs, et offriront à la partie inférieure du vaisseau un précipité duquel on extrait le soufre.

Enfin, si l'on fait bouillir de la potasse pure avec de l'albumine et de l'eau, on obtiendra une liqueur qui, filtrée et mêlée avec de l'acide acéteux, exhalera une odeur hépatique, susceptible d'altérer la couleur et l'éclat de l'argent.

Si l'on mêle avec le serum un oxide qui cède facilement son oxigène, tel que celui de mercure, il lui enlève son oxigène, et le serum se solidifie, se cuit en quelque sorte; mais il faut que le mélange se fasse à froid.

Les acides coagulent le serum; et en filtrant et évaporant ce qui a passé, on obtient le sel neutre formé par l'acide employé et la soude; ce qui prouve que ce dernier sel existe à nu dans le serum.

Les alcalis très caustiques, non combinés avec de l'eau, coagulent l'albumine; mais l'ammoniaque la dissout et la décompose. Il faut faire de suite l'opération; si l'on ajoute ensuite des alcalis étendus d'eau, ils dissolvent l'albumine épaisse.

Les alcalis, en général, rendent le serum plus fluide.

Quand on ajoute au serum nouvellement séparé, de l'alcool, le mélange se trouble sur le champ, et l'albumine se sépare. Si l'on verse de l'alcali bien pur sur cette

matière ainsi séparée, on opérera aussitôt la dissolution, et l'eau avec laquelle on la mêlera, prendra de la transparence.

Le serum ne décompose point les sels neutres calcaires et albumineux; mais il décompose les sels métalliques.

Si l'on verse de la dissolution nitrique de mercure dans du serum, on a un précipité rose; le C. *Fourcroy* l'attribue au phosphate calcaire contenu dans le serum.

§. VI.

Du Caillot.

On nomme caillot du sang, cette matière coagulée demi-solide et resserrée sur elle-même, qui nage au milieu du serum.

L'examen chimique du caillot a été fait par les C. *Parmentier* et *Deyeux*; ils ont reconnu :

Que le caillot conserve son odeur et sa consistance pendant trois, quatre et cinq jours, surtout quand le vase qui le contient n'a pas une grande surface, et se trouve placé dans un lieu frais; car, dans une température chaude, il se ramollit assez promptement : son odeur alors commence à s'altérer, et finit par devenir très-désagréable.

Si, au lieu de laisser le caillot s'épurer dans le serum, on l'en sépare, il se conserve, et peut même se dessécher tout-à-fait sans s'altérer, et surtout en le plaçant dans un endroit chaud; sa couleur, dans ce cas, est d'un rouge très-foncé, et vers les bords il acquiert une demi-transparence.

En laissant égoutter le caillot, séparé du serum, pendant une heure environ, et le faisant chauffer au bain-marie, il prend plus de consistance, et la liqueur qui suinte ne diffère en aucune manière du serum ; elle contient autant d'albumine que celle dont la séparation s'est opérée d'abord.

Un caillot jeté dans une certaine quantité d'eau bouillante, donne à ce fluide un œil laiteux ; il s'élève en même temps à la surface de la liqueur une écume due à une portion d'albumine dissoute ; le caillot alors prend une couleur brune et plus de consistance.

Mis à digérer dans l'alcool, le caillot augmente aussi de consistance ; mais la sérosité qui s'en sépare ne contient plus d'albumine.

L'alcool, en séjournant sur le caillot, acquiert seulement une couleur citrine, pourvu qu'il soit parfaitement déflegmé : son mélange avec l'eau ne change rien à sa transparence.

Il n'en est pas de même de l'eau ; elle divise le caillot, se colore en rouge, et demeure transparente pendant plusieurs jours ; mais insensiblement elle se trouble et manifeste l'existence de pellicules membraneuses. *Voyez* fibrine.

Les acides agissent d'une manière plus ou moins marquée sur le caillot : mais tous en augmentent la concrétion, parce qu'ils coagulent l'albumine encore renfermée dans le serum qui lui sert d'excipient ; il faut cependant en excepter l'acide nitreux, qui semble au contraire en opérer la résolution : l'acide phosphorique et le sulfurique changent sa couleur en noir.

Le caillot qui a séjourné avec les acides, n'est plus

aussi soluble dans l'eau qu'auparavant, il s'y laisse seulement diviser, et en trouble la transparence.

Le carbonate de potasse et l'ammoniaque dissolvent le caillot, et lorsqu'ils sont l'un et l'autre dépourvus de leur acide carbonique, ils lui donnent une couleur rouge foncée; cette espèce de dissolution peut se conserver assez longtemps sans s'altérer, il n'est plus possible d'en séparer ces pellicules membraneuses déjà citées: il semble que l'alcali, en se combinant avec elles, leur ait communiqué de la solubilité.

Le caillot, distillé à la cornue, donne les mêmes produits que les substances animales, et le charbon qui en résulte, fournit du fer, de l'alcali fixe, etc.

§. VII.

De la Partie colorante du sang.

La partie colorante ne présente pas les mêmes caractères que l'albumine et la fibrine.

Il y a une chose importante à savoir, qui est de connoître la cause pour laquelle la partie colorante s'unit plus particulièrement à la fibrine qu'au serum; c'est que celui-ci tend à se coaguler le premier par le repos; l'oxigène s'y fixe plutôt qu'avec le serum, dont il se sépare facilement.

La partie colorante paroît être la plus riche en principe sanguin; elle présente un grand nombre de phénomènes dans la circulation des différentes régions du corps.

Si l'on expose la partie colorante au contact de l'air, elle absorbe de l'oxigène, prend du carbone et de l'hidrogène.

Soumise à l'action du gaz hidrogène, la liqueur brunit.

Avec le gaz acide carbonique, dans un flacon bien bouché, la liqueur devient d'un brun violet foncé.

Avec le gaz oxigène, la liqueur prend sur le champ une couleur d'un très-beau pourpre vermeil.

Si l'on met le caillot du sang en contact avec le gaz oxigène, celui-ci est absorbé : il se forme de l'acide carbonique : cette expérience peut se faire facilement, en jetant de l'oxide de mercure dans la partie colorante ; le mercure passe à l'état de métal, et la liqueur prend une couleur très-vermeille.

Exposé au feu, à une basse température, ou au bain-marie, on voit bientôt une matière épaisse d'un rouge très-foncé, nager dans le fluide qui, auparavant, la tenoit dissoute ; on la sépare par le moyen du filtre, et on la soumet à la presse. Elle s'écrase aisément sous les doigts, se réduit en poudre : elle n'a ni odeur, ni saveur sensible ; en l'exposant à l'air, ou à une douce chaleur, elle devient d'une couleur noire très-décidée.

Les C. *Parmentier* et *Deyeux* ont constaté que cette substance n'étoit que l'albumine du serum, combiné avec la partie colorante.

Distillé dans une cornue, jusqu'à siccité, il reste une masse solide, d'où il se dégage du gaz hidrogène carboné et du gaz hidrogène sulfuré.

Pendant que l'opération s'opère, on obtient une huile fétide, et du prussiate d'ammoniaque.

Le charbon contient :

Du carbonate de soude,

Du carbonate de chaux,

Du muriate de soude,

Du phosphate de soude,
Du phosphate de chaux,
Et du fer.

La partie colorante pure contient en outre de l'albumine et de la soude qui n'est pas libre, mais combinée avec l'albumine, la gélatine et du fer.

Le C. *Vauquelin* a reconnu que la matière colorante du sang avoit la propriété de dissoudre le cuivre avec beaucoup de facilité. Ce chimiste en a conclu que c'étoit à l'albumine qu'étoit due la dissolution du cuivre; qu'elle étoit opérée au moment de la séparation de l'albumine par la chaleur; que le cuivre s'unissoit et se précipitoit avec la matière albumineuse concrète.

§. VIII.

De la Fibrine.

Si l'on agite du sang tiré tout récemment, et qu'on le remue avec des morceaux de bois, on voit s'y attacher des flocons blancs fins et déliés; c'est la *fibrine.*

Quand on veut obtenir la fibrine séparée du caillot, on se sert du lavage.

A cet effet, on met le caillot sur un tamis de crin; on laisse couler dessus le tamis un filet d'eau; on frotte, on lave ainsi le caillot jusqu'à ce que l'eau ait entraîné toute la matière colorante. Le caillot bien lavé forme cette partie fibreuse qui reste blanche et entière:

Ou bien on renferme le caillot dans un linge, et on le froisse entre les mains, à diverses reprises, dans un vase rempli d'eau; peu à peu la substance soluble se sépare, et le résidu est la matière fibreuse.

La partie fibreuse a un tissu qui lui est propre ; étant exposée au microscope solaire, on n'aperçoit pas de globules rouges, on voit au contraire que ce sont des espèces de filets formant de petites branches.

La fibrine n'a pas de saveur ; elle ne contient pas de matières salines.

Si on l'expose au feu, elle présente des caractères tout différens de l'albumine, celle-ci se brûle en se boursouflant sans bruit. La fibrine, au contraire, se concrète, s'entortille, se crispe, se fronce telle qu'on l'observe dans la peau, le parchemin, les cordes à boyaux, etc.

Si on la soumet à la distillation à un feu vif, elle donne un flegme épais, se collant aux parois des vaisseaux, qui se chargent des flocons qui nagent dans la liqueur ; il passe ensuite une huile fétide épaisse, dont l'odeur est tenace, il se dégage en même temps un gaz fétide qui s'attache fortement aux étoffes de laine ; on obtient aussi du carbonate d'ammoniaque non saturé d'acide, et plusieurs autres sels encore peu connus.

Le charbon est dense, d'une forme cristalline, brillant, solide, ressemblant au carbure de fer, difficile à brûler, on en retire du phosphate calcaire et du carbone pur.

Si l'on expose la fibrine à l'air humide, elle se boursoufle ; répand une odeur dépendante du commencement de la putréfaction, elle est fade et nauséabonde.

A l'air sec, elle se dessèche.

Mise dans un vase avec un peu d'eau, et si on l'y fait séjourner longtemps, elle se change en une matière molle, pulpeuse, ressemblant à de la graisse.

Si on la fait tremper pendant longtemps dans une grande quantité d'eau, elle se pourrit.

Si l'on porte l'eau à l'ébullition, elle ne s'altère pas, elle laisse déposer un peu de gélatine : elle devient solide, dense ; mais on n'en peut faire ni de la gélatine, ni de la colle.

La fibrine n'est pas altérable par les corps combustibles : le charbon, le soufre, le phosphore, etc., n'ont aucune action sur elle.

La fibrine n'enlève pas l'oxigène aux oxides métalliques.

Avec l'acide nitrique foible, et une chaleur de 20 degrés on en retire de l'azote, du gaz acide prussique, du gaz acide carbonique mêlés de gaz nitreux ; le résidu fournit de l'acide oxalique.

Il reste à la surface du vase une substance grasse, qui ressemble à de la graisse qui surnage à la surface du liquide.

Les acides muriatique, acéteux et acétique, dissolvent la fibrine ; l'eau et les alcalis précipitent la partie fibreuse unie aux acides, mais elle ne présente plus les mêmes propriétés.

L'acide sulfurique concentré agit sur la fibrine, en fait changer la couleur, la fait passer au jaune, au brun, puis au noir, et épaissit la fibrine. Il n'y a point de décomposition de l'acide sulfurique, à moins qu'il ne soit très-foible. Alors, il passe à l'état d'acide sulfureux ; il se forme de l'eau par l'oxigène qui a été enlevé à l'acide sulfurique, et l'hidrogène de la fibrine qui se dégage pendant la combinaison de la fibrine avec l'acide ; le charbon se précipite au fond, et l'acide sulfurique reste plus foible.

Il se trouve de l'acide acéteux et de l'ammoniaque ; ce

qui démontre qu'il y a dans la fibrine de l'hidrogène, de l'oxigène, du carbone et de l'azote.

Les alcalis caustiques dissolvent la fibrine avec force, lorsqu'ils sont étendus d'eau. Si l'on soumet le mélange à la distillation, on obtient une substance ammoniacale, telle que de l'hidrogène, de l'oxigène, de l'azote et du carbone.

Le C. *Chaussier* assure avoir tiré du caillot, traité par l'alcool, un acide particulier; peut-être cette acidification est-elle due à une altération de la fibrine : on croit aussi qu'elle donne parmi les produits de sa distillation une quantité d'acide zoonique.

Toutes ces expériences prouvent donc que la fibrine est une matière très-animalisée, très-azotée, qui représente presque le dernier terme de l'animalisation ou de la composition animale.

CHAPITRE III.

De la Lymphe.

La plupart des ouvrages de physiologie et de médecine, présentent le serum du sang pour la lymphe.

Je ne connois pas d'analyse exacte de cette humeur.

CHAPITRE IV.

De la Graisse.

La graisse diffère selon les endroits qu'elle occupe; elle est plus molle, plus fluide autour du cœur et des gros vaisseaux; sa solidescence autour du cœur peut être regardée comme maladie. Dans le bas ventre, elle diffère encore suivant les lieux qu'elle occupe.

Elle a une saveur douce et fade, une odeur très-légère, quand elle est chaude; plus légère que l'eau, sa couleur varie ainsi que sa consistance.

Pour examiner la graisse, on prend celle des quadrupèdes, principalement celle des environs des reins du porc, appelée *axonge* ou *sain-doux*.

L'axonge, proprement dite, est une matière solide, renfermée dans beaucoup de vésicules ou aréoles du tissu cellulaire; on la sépare des parties étrangères pour en faire l'analyse; c'est ce qu'on nomme *purification*.

On coupe l'axonge par petits morceaux; on la fait fondre à une douce chaleur, en y mêlant un peu d'eau. L'eau qu'on y ajoute est pour empêcher la graisse de brûler et de noircir.

Il faut avoir soin, avant de fondre la graisse, de la séparer d'avec les peaux, les vaisseaux sanguins et les fibres, de la laver dans l'eau fraîche à plusieurs reprises, jusqu'à ce qu'elle ne teigne plus l'eau en rouge; on la fait fondre ensuite à une douce chaleur, ou au bain-marie; lorsqu'elle est fondue, on la passe à travers un linge et on la laisse refroidir.

Si on la fait fondre à feu nu, elle jaunit et acquiert une odeur désagréable.

Si on la laisse longtemps sur le feu, et avec le contact de l'air, elle répand une odeur piquante, elle brunit considérablement; c'est ce qu'on nomme *graisse roussie*.

Distillée au bain-marie, on en retire une eau d'une légère odeur animale, qui acquiert bientôt une odeur putride, et qui dépose des filamens comme mucilagineux.

Distillée à la cornue, il passe une eau acide, une huile en partie liquide et en partie concrète, et du gaz hidro-

gène carboné; il reste un charbon très-difficile à incinérer. Si l'on recommence cette opération plusieurs fois, la graisse se réduit, en dernière analyse, en eau et en acide carbonique, plus une petite quantité d'ammoniaque.

M. *Crell* se servit de ce moyen pour retirer de la graisse distillée, un acide particulier qu'on connoît sous le nom d'*acide sébacique*; mais son procédé est long et ne réussit pas toujours: le C. *Guyton* en a proposé un autre beaucoup plus simple; nous le décrirons à l'article de la combinaison de la graisse avec les substances terreuses.

Le C. *Thénard* a indiqué le moyen de séparer l'acide acéteux du produit de la distillation de la graisse. A cet effet on traite par l'eau le produit de la graisse distillée; on sature la liqueur par la potasse et on fait évaporer; quand la matière est sèche, on l'introduit dans une cornue avec de l'acide sulfurique affoibli ou de l'acide phosphorique, et on distille; on obtient un acide qui a tous les caractères de l'acide acéteux: il forme avec de la potasse un sel qui a toutes les propriétés de l'acétite de potasse.

Pour connoître la matière odorante de la graisse distillée, le C. *Thénard* a fait l'expérience suivante:

On introduit dans une cornue tubulée de la graisse nouvellement distillée et d'une odeur extrêmement piquante. On adapte au col de la cornue un récipient dans lequel on met de la teinture de tournesol, on distille à une chaleur douce; le récipient se remplit d'une forte odeur, et cependant la teinture ne change pas de couleur: ce qui prouve, comme l'observe le C. *Thénard*, que l'odeur de la graisse distillée n'est point due à un acide; d'ailleurs si cette odeur dépendoit d'un acide, elle disparoîtroit en la mettant en contact avec les alcalis, car l'acide seroit

absorbé, et c'est ce qui n'a pas lieu. Il faut donc qu'elle épende d'une partie de la graisse gazéifiée, et sans doute, changée de nature.

La graisse exposée à l'air chaud s'y altère très-promptement; de douce et inodore qu'elle est lorsqu'elle est fraîche, elle devient forte et piquante, elle se rancit.

L'eau et l'alcool ont la propriété de lui enlever l'acide qu'elle contient.

Le soufre s'unit très-facilement à la graisse, et il forme avec elle une combinaison peu connue. C'est ce qu'on nomme *pommade de soufre*. Si l'on chauffe cette graisse sulfurée, on obtient une grande quantité de gaz hidrogène sulfuré et de l'acide sulfureux. Il paroît qu'à une haute température, une portion d'oxigène de la graisse se porte sur le soufre et le brûle en partie, et son hidrogène sur une autre partie du soufre qu'il entraîne sous forme gazeuse.

Le phosphore se dissout aussi à chaud dans la graisse, et il se dégage par la chaleur, du gaz hidrogène phosphoré.

Avec les oxides métalliques, les graisses deviennent plus concrètes; si l'on expose ce mélange à l'action du feu, il se forme de l'eau par la combinaison de l'hidrogène de la graisse avec l'oxigène du métal. Le charbon de la graisse est plus à nu, et l'oxide d'autant plus rapproché de l'état métallique, qu'il aura plus cédé d'oxigène.

Le même phénomène a lieu, en faisant passer du gaz oxigène dans de la graisse fondue; elle devient jaune orangée, et approche du caractère de la cire; d'où on peut conclure qu'il y a de l'hidrogène dégagé, formant de l'eau avec l'oxigène et du charbon à nu.

Les C. *Fourcroy* et *Alyon* ont fait quelques expériences

sur la graisse oxigénée : ils ont vu que cette préparation pouvoit remplacer un onguent, connu dans les pharmacies, sous le nom de *pommade citrine, onguent citrin.*

Voici comme le C. *Fourcroy* propose d'oxigéner la graisse.

On prend un poids quelconque d'axonge purifiée, on la fait fondre à un feu doux, dans un vase de faïence; on y ajoute, quand elle est fondue, les deux tiers de son poids d'acide nitrique pur à 28 ou 30 degrés: on agite le mélange avec un pilon de verre ou de porcelaine, jusqu'à ce que le refroidissement soit complet. On fait fondre ensuite la masse dans 30 fois son poids d'eau de pluie ou de rivière; on laisse bouillir l'eau pendant une demi-heure, en agitant souvent la graisse dans toute la liqueur avec une spatule de porcelaine : on laisse ensuite refroidir; on sépare la graisse de l'eau; on la fait refondre seule à un feu doux, et on la coule dans des vases de verre, de porcelaine, ou de faïence.

Le procédé du C. *Alyon* consiste à prendre 16 parties de graisse purifiée, ou d'axonge, et une partie d'acide nitrique à 32 degrés; on fait fondre la graisse à un feu doux, et on y ajoute l'acide : on remue le mélange avec un tube de verre, en le laissant sur le feu, jusqu'à ce qu'il s'y forme des bulles; on le tire du feu: l'action continue, suivant l'auteur, jusqu'à ce que tout l'acide nitrique soit décomposé; il ne se dégage que du gaz azote pendant l'effervescence, et l'oxigène reste dans la graisse, sans lui donner d'acidité : ce principe, en augmentant son poids, ne fait que lui communiquer peu de consistance, la rendre grenue, en un mot, l'oxigéner.

Comme le C. *Alyon* assure que l'acide nitrique, entié-

rement décomposé, ne donne absolument que de l'oxigène à la graisse, il ne la lave point après l'avoir ainsi traitée. Dans cette manière d'oxigéner la graisse, elle prend plus d'oxigène que dans le procédé du C. *Fourcroy*; car celle de ce chimiste en contient ordinairement un trentième de son poids, tandis que celle du C. *Alyon* en contient près du double.

L'onguent citrin des pharmacies se prépare, en prenant trois parties de mercure, que l'on fait dissoudre dans quatre parties d'acide nitrique. Lorsque le mercure est entiérement dissous, on fait liquéfier dans une terrine vernissée 32 parties de graisse pure: on laisse un peu refroidir la graisse, et l'on y mêle, avec un pilon de bois, la dissolution du mercure; on agite le mélange jusqu'à ce qu'il commence à se figer; on le coule promptement dans un grand carré de papier, et lorsque l'onguent est refroidi, on le coupe par tablettes.

Ce composé est d'une consistance bien plus ferme que la graisse.

La graisse dissout aussi certains métaux: elle s'allie avec le mercure dans la préparation connue sous les noms de *pommade mercurielle*; *onguent napolitain*, *onguent double*.

On connoît plusieurs procédés pour préparer cet onguent.

Celui des pharmacies consiste à prendre parties égales de mercure et de graisse de porc très-purifiée: on triture d'abord, dans un mortier de marbre, avec un pilon de bois, le mercure avec une très-petite partie de la graisse, quelquefois même on préfère, pour favoriser l'extinction du mercure, se servir d'onguent anciennement préparé.

Lorsque le mercure paroît bien divisé, on ajoute le reste de la graisse, et on triture encore jusqu'à ce que le mercure soit parfaitement éteint: ce que l'on reconnoît, lorsqu'après en avoir frotté un peu avec le bout du doigt, sur le dos de la main, et qu'en regardant avec une loupe, il ne paroît aucun globule de mercure.

Le C. *Veau-Delaunay*, de Tours, a proposé un procédé plus court pour l'extinction du mercure dans la graisse. C'est de triturer le mercure avec de l'huile d'olive ancienne, dans une chaudière de fer, avec un pilon de bois à très-long manche d'environ deux mètres, retenue à sa partie supérieure par un anneau de fer.

C'est dans de semblables chaudières que, depuis longtemps, l'on prépare cet onguent à la pharmacie centrale des hôpitaux militaires.

Un procédé beaucoup plus simple et plus expéditif que ceux dont nous venons de parler, est de faire un oxide gris avec de l'oxide rouge de mercure et le mercure métal; en triturant ce mélange, on parvient en très-peu de temps à former un oxide de mercure gris. Si l'on mêle cet oxide gris à de la graisse, on obtiendra un onguent semblable au précédent.

Le C. *Vauquelin* a donné un moyen de blanchir les linges tachés, par des préparations de mercure et de plomb.

On lessive le linge dans une liqueur faite avec 50 parties d'eau, une de potasse et une et demie de chaux: lorsque toute la graisse est dissoute par l'alcali, et qu'il ne reste plus sur le linge que l'oxide de mercure, on le plonge dans un baquet contenant une liqueur composée de douze parties d'eau, et d'une partie d'acide muriatique oxigéné, le plus fort possible, à la température de 10 degrés. On

laisse tremper le linge jusqu'à ce que la tache soit enlevée, on lave ensuite le linge dans de l'eau de fontaine, et on le passe dans une eau de savon, pour lui enlever son odeur, et ensuite, si l'on veut lui donner un beau blanc, on peut le plonger pendant quelques heures, dans une eau où on aura mêlée 0,001 d'acide sulfurique ou sulfureux.

Le plomb, le cuivre, le fer, sont les trois métaux les plus altérables par la graisse.

Si l'on met de la graisse séjourner avec du cuivre, elle devient verte: la couleur même augmente à mesure qu'elle devient plus fluide.

Les acides n'agissent point sur les graisses comme sur les huiles; car aucune d'elles n'est inflammable par l'acide nitrique.

L'acide sulfurique la brunit; à chaud, un peu d'acide est décomposé; il se dégage du gaz acide sulfureux, du gaz acide carbonique et du gaz hidrogène sulfuré: la graisse est en partie décomposée.

On a vu ci-dessus l'action de l'acide nitrique sur la graisse.

L'action du calorique sur cette graisse oxigénée, présente d'autres phénomènes: la graisse brunit; il se forme de l'acide sébacique, un peu d'acide oxalique, et il se dégage beaucoup de gaz nitreux et d'acide carbonique.

L'acide muriatique oxigéné peut aussi oxigéner la graisse.

Les alcalis dissolvent la graisse, et forment des savons tout aussi bons qu'avec les huiles.

Si l'on traite ces savons avec une dissolution d'alun, on en sépare, d'après *Crell*, l'huile, et on obtient, par évaporation, du sébate de potasse; l'acide sulfurique distillé

ensuite sur ce sel, le décompose, et on sépare, par ce moyen, l'acide sébacique.

Le C. *Guyton* a donné un procédé plus simple pour obtenir cet acide.

On fait fondre du suif dans un poélon de fer; on y jette de la chaux vive pulvérisée, et on remue continuellement dans le commencement; sur la fin, on donne un feu assez fort, en observant d'élever les vaisseaux, pour n'être pas exposé aux vapeurs: lorsque le tout est refroidi, on s'aperçoit que le suif n'a pas la même solidité; on le fait bouillir à grande eau; on filtre cette lessive, et on obtient un sel brun et âcre, qui est du sébate de chaux.

Ce sel se dissout dans l'eau, mais il seroit trop long de le purifier par des cristallisations répétées; on y parvient plus aisément en l'exposant à une chaleur capable de brûler l'huile: après quoi, une seule dissolution suffit pour le purifier: il laisse son huile sur le filtre, à l'état de charbon, et il n'y a plus qu'à évaporer.

La dissolution tient ordinairement un peu de chaux vive, qu'on précipite par l'acide carbonique.

Pour obtenir l'acide libre, on verse de l'acide sulfurique sur le sébate de chaux purifié et sec, et on distille.

Crell conseille de le redistiller sur un quart de sébate, que l'on réserve pour cet usage, afin de le priver entiérement d'acide sulfurique.

On s'assure qu'il ne contient plus de cet acide, en l'essayant par l'acétite de plomb: si le précipité qu'il forme est soluble en entier dans le vinaigre, il ne contient pas d'acide sulfurique.

Cet acide est liquide, blanc, d'une odeur très-vive.

Il rougit les couleurs bleues végétales.

Si on le distille, il prend une couleur jaune, donne de l'acide carbonique, et se décompose en partie.

Il s'unit avec effervescence aux carbonates de chaux et d'alcali : on ne connoît pas encore ces combinaisons.

Mêlé avec l'acide nitrique, il attaque l'or.

Il précipite le nitrate d'argent et le nitrate de mercure.

Il attaque le mercure et l'argent.

Il précipite le nitrate et l'acétite de plomb.

Il décompose le tartrite de potasse, en précipitant l'acidule tartareux.

Il décompose les acétites alcalins.

Chauffé fortement avec les sels sulfuriques, il en sépare l'acide dans l'état sulfureux.

Enfin il décompose le muriate oxigéné de mercure.

Cet acide est composé d'oxigène, d'hidrogène, de carbone et d'azote.

Quoique de nouvelles expériences du C. *Thénard* viennent de prouver qu'on n'obtenoit, par les procédés de *Crell* et du C. *Guyton*, que de l'acide muriatique et de l'acide acéteux, j'ai cru devoir les faire connoître, afin de faciliter la comparaison des acides obtenus par l'un ou l'autre de ces procédés. Celui du C. *Thénard* consiste à distiller de la graisse de porc, à traiter à plusieurs reprises le produit par l'eau chaude, et à verser dans la liqueur de l'acétite de plomb; il se forme un précipité floconneux que l'on fait sécher. On l'introduit ensuite dans une cornue avec de l'acide sulfurique, et l'on chauffe. La liqueur du récipient n'a aucun caractère acide, mais il surnage dans la matière une cornue fondue, analogue à de la graisse, que l'on sépare avec soin, et, après l'avoir bien lavée, on la fait bouillir avec de l'eau. A l'aide de

l'action de la chaleur, l'eau la dissout totalement, et par le refroidissement, il se dépose des aiguilles cristallines qui ont peu de consistance. Ces aiguilles sont acides et jouissent de caractères particuliers.

Pour s'assurer qu'elles n'étoient pas le produit de l'acide sulfurique, le C. *Thénard* a traité de la graisse distillée par l'eau; il a filtré et fait évaporer la liqueur, et il a obtenu des aiguilles présentant absolument les mêmes propriétés.

On peut encore, suivant le même chimiste, se procurer cet acide, en saturant la liqueur filtrée, après avoir traité par l'eau la graisse distillée par de la potasse; la faire évaporer, et y verser une dissolution de plomb. Il se fait un précipité qui est un sébate de plomb, qu'on traite comme ci-dessus par l'acide sulfurique.

Les propriétés que le C. *Thénard* a reconnues à ce nouvel acide, sont:

D'être sans odeur, d'avoir une saveur légérement acide, de se fondre comme une espèce de graisse, de rougir assez fortement la teinture de tournesol, d'être plus soluble à chaud qu'à froid, et de se prendre en masse par le refroidissement lorsque l'eau bouillante en est saturée.

L'alcool en dissout une grande quantité; il cristallise en petites aiguilles: avec des précautions, on peut l'obtenir, sous la forme de longues, larges et belles lames très-brillantes. Il précipite l'acétite et le nitrate de plomb, le nitrate d'argent, l'acétite et le nitrate de mercure; il sature la causticité des alcalis, et forme des sels solubles; avec la potasse, il donne naissance à un sel qui n'attire point l'humidité de l'air, qui a peu de savour, et qui, lorsqu'on y verse de l'acide sulfurique, nitrique ou mu-

riatique, se trouble et dépose de l'acide sébacique : si sa dissolution est concentrée, mêlée avec l'un de ces acides, elle se prend en masse; enfin, il ne trouble point les eaux de chaux, de barite et de strontiane.

La graisse se combine très-bien avec la partie colorante des substances végétales; on en voit la preuve dans plusieurs préparations pharmaceutiques, telles que l'*onguent populeum*, etc. Elle dissout aussi les baumes, les résines et les gommes résines.

CHAPITRE V.

De la Transpiration, de la Sueur et de l'Humeur des cavités intérieures.

Beaucoup de physiciens ont fait des recherches très-étendues sur la transpiration pulmonaire. On peut consulter à ce sujet l'ouvrage de *Sanctorius*, les Mémoires de *Lavoisier*, *Seguin*, *Berthollet*, et le Système des connoissances chimiques du C. *Fourcroy*; ce chimiste a rassemblé tout ce que les physiciens modernes ont ajouté aux premières connoissances que l'on avoit.

CHAPITRE VI.

De la Synovie.

La synovie est une humeur onctueuse, que l'on peut comparer à une huile destinée à lubréfier les cavités articulaires, et à faciliter le mouvement des têtes des os les unes sur les autres.

Le C. *Bichat* a donné une savante dissertation sur la membrane qui renferme cette liqueur.

Le C. *Margueron*, pharmacien à Paris, a donné l'examen chimique de cette substance.

Il résulte du travail du C. *Margueron*, que 288 parties de synovie contenoient 34 parties d'albumine dans un état particulier, 13 parties d'albumine ordinaire, 5 parties de muriate de soude, 2 parties de carbonate de soude, 1 à 2 parties de phosphate de chaux, et 232 parties ou plus des trois quarts de son poids d'eau.

CHAPITRE VII.

Des Membranes, Tendons, etc., des Gelées et des Colles.

Les membranes, les tendons, les aponévroses, les cartilages, les ligamens, la peau, contiennent en général une substance muqueuse, très-soluble dans l'eau chaude, et insoluble dans l'alcool, qu'on connoît sous le nom de *gelée*.

Pour préparer une gelée, on prend une ou plusieurs de ces substances animales, comme le pied de veau, ou autres ligamens; on fait cuire à petit feu, on passe, on fait rapprocher; quelquefois même, pour rendre les gelées plus transparentes, on les clarifie avec des blancs d'œufs.

Si l'on évapore fortement la gelée, on obtient une substance sèche, cassante, transparente, qu'on connoît sous le nom de *colle*.

Dans les arts, on prépare les colles avec toutes les parties blanches des animaux, la peau, les cartilages; les pieds de bœuf servent à préparer la colle forte d'Angleterre, de Flandre, de Hollande, celle de poisson, etc.

Voyez, pour les détails des arts, l'*Art de faire différentes espèces de Colle*, par *Duhamel de Monceau*, *Mémoires de l'académie des sciences*.

La gelée, dans l'état naturel, n'a point de saveur; elle est fade.

Elle est muqueuse, collante, se ramollissant au feu.

Distillée à la cornue, à un feu doux, elle se boursoufle; elle donne une eau insipide susceptible de se pourrir; exposée à une chaleur de 60 degrés, elle devient fluide; si on laisse refroidir, elle reprend sa fermeté; si l'on continue la distillation, elle exhale une odeur très-fétide, elle donne une eau ammoniacale, un peu d'huile et du carbonate d'ammoniaque.

Le charbon en est dur, difficile à incinérer.

Si l'on expose la gelée à l'air, elle passe promptement à l'acidité, surtout si l'air est chaud, et se pourrit bientôt après.

Les gelées sont solubles dans l'eau.

Si l'on dissout dans l'eau chaude de la colle forte, ou de la colle de poisson, et que l'on verse dans la dissolution de l'infusion de noix de galle ou de l'eau chargée de tannin, il se fait un précipité d'un jaune fauve, épais, en flocons très-fins, qui se rapprochent tout-à-coup, et forment bientôt une masse filante, glutineuse, élastique. Ce composé de gélatine tannée se sèche par le contact de l'air, devient dur, cassant, d'un tissu lisse, brillant, vitreux et résineux dans sa cassure; il est indissoluble dans l'eau, inaltérable à l'air, analogue aux peaux très-tannées.

Les acides dissolvent les gelées ou les colles avec facilité.

Avec de l'acide nitrique, on convertit la colle forte en acide oxalique, et il se dégage du gaz azote.

Les alcalis ont aussi une action marquée sur les gelées; ils les dissolvent complétement.

L'alcool ne dissout point cette substance; il la sépare même de l'eau, lorsque sa dissolution est concentrée.

CHAPITRE VIII.

Des Organes musculaires.

Les muscles sont rouges dans certains animaux, blancs ou gris dans d'autres.

Les parties charnues, dans les animaux, sont maigres chez les uns et grasses chez les autres.

Tous les anciens chimistes, tels que *Geoffroy* et autres, malgré les expériences qu'ils ont faites sur ces substances, n'ont rien laissé d'exact et de précis; *Fourcroy*, qui s'en est occupé, y a trouvé, outre la gélatine, l'albumine, la fibrine, une quatrième partie qui est la graisse.

Berthollet a eu les mêmes résultats.

Lorsqu'on lave un muscle dans l'eau, de rouge, il devient blanc; la partie colorante s'unit à l'eau; c'est par ce moyen qu'on peut en séparer la gélatine, l'albumine et une matière extractive.

Le liquide rouge que l'on retire par expression, est tout semblable à celui du caillot du sang lavé et exprimé.

C'est un très-mauvais procédé de laver les muscles dans l'eau avant que d'en faire des bouillons.

Si l'on traite le résidu du lavage par l'alcool, il se forme un précipité de couleur de fleur de pêcher; l'alcool contient seulement quelques parties de sel, soit du muriate de soude ou de potasse, et la matière extractive. On en sépare cette dernière substance par l'évaporation.

Si l'on fait bouillir dans l'eau la chair traitée par ces deux procédés, ce fluide dissout la partie gélatineuse par l'ébullition, et il enlève aussi les portions d'extrait et de sel qui ont échappé à l'action des premiers dissolvans.

En évaporant lentement la première eau employée à froid, la partie albumineuse se coagule; on la sépare par le filtre, et l'évaporation lente de la liqueur filtrée fournit la matière saline.

Dans la coction de la chair à sec, ou le rôtissage, l'albumine se condense, la gélatine se fond, l'extrait se sèche, la fibrine pénétrée de suc s'attendrit, les sels se concentrent, et la chair, en prenant une couleur brune, acquiert une saveur et des propriétés très-différentes de celles qu'elle avoit dans son état de crudité.

La décoction fournit la gelée et l'huile graisseuse qui nage à la surface, et se fige par le refroidissement.

Il ne reste plus que le tissu fibreux; il est blanc, insipide, insoluble dans l'eau, donnant du gaz azote par l'acide nitrique, et ensuite de l'acide oxalique et de l'acide malique, se pourrissant facilement lorsqu'il est humecté, et donnant du carbonate d'ammoniaque à la distillation.

Lorsqu'on expose de la chair à l'ébullition, l'albumine se coagule et nage à la surface; c'est ce qu'on nomme *écume*; les parties salines qui restent dans l'eau, ainsi que la gélatine et la graisse qui se coagulent lorsqu'elles sont refroidies, c'est ce qui constitue le *bouillon*.

Pour obtenir un bouillon plus léger, on fait bouillir la viande autant qu'il le faut, on la passe ensuite à travers un tamis; par ce moyen, on la débarrasse d'une quantité de graisse.

Si l'on fait évaporer ce bouillon bien dégraissé, au bain-

marie, on obtient une gelée solide, que l'on nomme *tablettes de bouillon.* On fait entrer aussi dans ces tablettes de la volaille, des aromates; on en fait aussi aux herbes.

Le bouillon est susceptible de s'aigrir à une température de 15 à 20 degrés; il s'y forme de l'acide acéteux.

L'eau de chaux forme un précipité dans le bouillon: c'est un phosphate calcaire.

Les alcalis caustiques opèrent le même effet.

L'acide oxalique y montre aussi la présence de la chaux; le nitrate d'argent y indique l'acide muriatique; le nitrate de mercure y occasionne un précipité blanc, qui devient rose en se séchant à l'air, et qui est un mélange de muriate et de phosphate mercuriel coloré par une matière animale.

Si l'on verse de l'urine dans du bouillon, on obtient un précipité comme avec l'eau de chaux.

Dans l'alcali caustique, les muscles deviennent rouges, quoique le lavage les ait rendu blancs. L'alcali concentré les dissout, en y formant de l'ammoniaque et de l'huile avec laquelle il constitue un savon.

Les acides ramollissent le muscle, et le dissolvent en agissant sur sa partie fibreuse.

Avec l'acide nitrique, on obtient du gaz azote. *Voyez la Leçon sur ce gaz.*

Le C. *Berthollet* a découvert un acide nouveau, en distillant la chair musculaire.

On savoit que cette substance donnoit du carbonate d'ammoniaque, une huile, etc.; mais on ignoroit l'existence d'un acide dans le liquide aqueux obtenu par la distillation.

Le C. *Berthollet* l'a appelé *acide zoonique.*

Procédé pour obtenir l'acide zoonique.

Pour obtenir cet acide, on distille dans une cornue de grès lutée de la chair musculaire ; les produits doivent être recueillis dans un ballon adapté à la cornue par une alonge intermédiaire. On sépare d'abord l'huile du liquide aqueux, on fait bouillir avec de la chaux ce dernier, pour décomposer les carbonate et zoonate d'ammoniaque ; on filtre et la liqueur contient le zoonate de chaux avec un peu de chaux que l'on précipite par l'acide carbonique. On met ensuite la dissolution de zoonate calcaire rapprochée, jusqu'à consistance sirupeuse, dans une cornue tubulée, et on verse par-dessus de l'acide phosphorique. Par la chaleur de l'ébullition, l'acide zoonique se dégage, et on le recueille tout entier dans le premier flacon, à l'exception d'une portion qui se décompose. Le mélange devient brun sur la fin de l'opération ; ce qui a fait conclure au C. *Berthollet* que cet acide contenoit du carbone.

L'acide zoonique a une odeur assez semblable à celle de la chair fortement rissolée : sa saveur est austère.

Il rougit le papier teint avec le tournesol.

Il fait effervescence avec les carbonates.

Il est liquide à la température ordinaire ; il ne paroît pas former avec les bases terreuses et alcalines des sels cristallisables ; mais il forme des sels solubles avec la barite, la potasse, la soude, la strontiane, la chaux et l'ammoniaque.

Il donne un précipité blanc dans la dissolution d'acétite de mercure et de nitrate de plomb.

Il n'agit sur le nitrate d'argent que par affinité com-

plexe ; le précipité brunit avec le temps, d'où le C. *Berthollet* conclut que l'acide zoonique contient de l'hidrogène, qui réagit à la longue sur l'oxigène de l'oxide d'argent ; il se décompose avec le temps, et dépose du charbon.

Le zoonate de potasse calciné ne forme point de prussiate de fer avec une dissolution de ce métal.

Le C. *Berthollet* a aussi reconnu cet acide dans le liquide obtenu du gluten de la farine, de la levure de bière, des os et des chiffons distillés pour la préparation du muriate d'ammoniaque. Il paroît que c'est un produit de la distillation de toutes les substances animales.

De nouvelles expériences faites par le C. *Thénard* viennent de prouver que cet acide n'étoit que de l'acide acéteux, tenant en dissolution une matière animale qui se rapproche de l'état huileux, et que c'est cette matière animale qui donne à cet acide la propriété de précipiter différens sels métalliques, et particuliérement ceux de mercure et de plomb.

Le C. *Thénard* a ajouté à ces recherches, sur le produit de la distillation des matières animales, une observation importante.

Ce chimiste avoit abandonné à l'air, dans une capsule de porcelaine, du zoonate de chaux, évaporé en consistance sirupeuse, et préparé comme ci-dessus. Voulant redissoudre quelques temps après, il resta des flocons de matières animales qui s'étoient séparés. Il fit bouillir ces flocons dans de l'eau, ils s'y dissolvèrent ; la dissolution avoit une légère couleur jaunâtre, une foible saveur amère ; elle ne rougissoit pas la teinture du tournesol. Il en fit évaporer dans une capsule ; à mesure de l'évapora-

tion, la liqueur devint de plus en plus acide ; combiné avec la potasse, il obtint du nitrate de potasse cristallisé.

Cette matière s'est donc converti en acide nitrique, sans doute par l'absorption de l'oxigène de l'air.

Ce fait mérite toute l'attention des chimistes; revu avec soin, il ne peut que conduire à des résultats très-importans à l'analyse animale.

CHAPITRE IX.

Du Derme et de l'Épiderme.

Le premier organe blanc est la peau, corps très-élastique, susceptible de changer de dimension, se gonflant dans l'eau, ce qui est commun à tous les organes blancs, mais qui n'arrive pas aux muscles. Tous sont susceptibles d'absorber l'eau avec du tannin et de l'alun ; étant exposés seuls à l'air, ils se dessèchent et forment les colles, les gelées, etc.

Lorsque la peau a été tannée, elle n'est plus dissoluble dans l'eau, c'est alors une combinaison de quantité de gélatine avec le tannin. Cette matière devient cassante, inaltérable; le C. *Fourcroy* pense qu'elle peut être regardée dans cet état comme un anti-septique plus puissant que le quinquina, étant appliqué dans les maladies externes.

Le tissu du *derme* n'est pas de la même nature que celui de l'*épiderme*, qui est plus facile à détacher par lames transparentes, minces, tandis que le *derme* situé dessous est plus solide, plus fixe; il renferme de la fibrine, de l'alumine qui le maintient plus solide dans l'état d'ébullition.

Il paroît, d'après les observations du C. *Séguin*, rapportées par le C. *Fourcroy*, que le derme est en général formé de deux tissus ou de deux matières distinctes, l'une qui est gélatineuse, dissoluble tout-à-coup dans l'eau, précipitable tout-à-coup par le tannin ; l'autre véritable tissu solide, extensible, élastique, irritable ; elle contient la première dans ses mailles ; elle se resserre dans un sens et se gonfle dans sa longueur par les stimulans salins ; elle se débrûle par les acides, par une longue exposition dans l'eau et par l'ébullition ; elle repasse à l'état gélatineux ou demi-gélatineux, suivant la proportion d'oxigène qu'on lui enlève.

Nous devons au C. *Chaptal* de nouvelles observations sur l'épiderme ; ce chimiste a vu que la peau humaine est peut-être celle qui présente l'épiderme le plus développé et le plus facile à détacher.

La peau humaine se racornit par la chaleur de l'eau, et se sépare en deux parties distinctes, *épiderme* et *cuir*. Ce dernier ressemble alors, par la consistance, à du cartillage ramolli.

L'action soutenue de l'eau chaude, finit par dissoudre le cuir, et n'attaque pas sensiblement l'épiderme.

L'alcool longtemps tenu en digestion sur l'épiderme, ne l'attaque nullement.

L'alcali caustique le dissout, la chaux produit le même effet, quoique plus lentement.

Il y a donc de l'analogie entre l'enveloppe extérieure du corps humain et celle qui revêt la soie.

De ces principes, le citoyen *Chaptal* a tiré des conséquences qui peuvent s'appliquer aux opérations du tannage.

1°. Si l'on plonge dans une infusion de tan, une peau revêtue de son épiderme, le tan ne pénètre que le côté de la chair; le côté de la fleur en est garanti par l'épiderme, qui n'est susceptible d'aucune combinaison avec le principe tannant.

2°. Lorsque, par l'évaporation du débourrement, on a enlevé l'épiderme, alors le tan pénètre par les deux surfaces de la peau.

3°. La chaux généralement employée au débourrement, paroît n'agir qu'en dissolvant l'épiderme : l'eau de chaux a plus d'action que la chaux non dissoute; mais son effet cesse du moment que le peu de chaux tenue en dissolution, s'est combiné; de-là la nécessité de renouveler l'eau de chaux pour terminer le débourrement.

CHAPITRE X.

Des Poils, des Cheveux, des Ongles et des Cartilage.

Les poils, les ongles et les cartilages sont les parties qui tiennent le milieu entre les parties molles et les parties dures. Les parties dures, proprement dites, sont les os.

Les cheveux sont des espèces d'émonctoires; leur changement de couleur, leur sensibilité le prouvent : on sait qu'il est quelquefois dangereux de les couper dans certaines maladies.

Les cheveux noirs sont plus chargés de carbonate de chaux; ils sont plus durs, plus sujets à blanchir que les blonds. On a des exemples qu'une impression vive de l'ame a changé tout à coup les cheveux.

Si l'on distille des cheveux, ils donnent du carbonate d'ammoniaque, une eau sentant vivement les cheveux brûlés, ammoniacale dès le commencement de la distillation; une huile concrète, un charbon ressemblant à du carbure de fer, et sans doute du gaz hidrogène carboné. Les C. *Fourcroy* et *Vauquelin* pensent que ce charbon est chargé de phosphate calcaire, car ils ont trouvé ce sel dans les crins du cheval et dans les ongles de plusieurs animaux.

L'acide muriatique oxigéné blanchit les cheveux.

L'acide nitrique les jaunit.

L'acide muriatique peut, avec le concours du feu, les dissoudre, ce que ne fait pas l'acide acéteux, mais ce qui arrive complétement avec les alcalis.

Si l'on verse un acide dans cette dissolution, on a un précipité; mais il se dégage du gaz hidrogène sulfuré, si c'est de l'acide muriatique dont on s'est servi; et du gaz azote, si c'est de l'acide nitrique.

Les alcalis dissolvent les cheveux et les réduisent à l'état d'une espèce de savon, et en dégagent de l'ammoniaque.

Les cheveux ne changent pas à l'eau bouillante : à la longue, on obtient un peu de gélatine.

Les cheveux, rapprochés de l'état huileux, ont été regardés comme inaltérables; ils existent encore lorsque toutes les parties sont corrompues et détruites. Les cheveux peuvent être regardés comme la partie la plus durable.

L'art de colorer les cheveux consiste, pour colorer les cheveux blonds en noir, à les frotter avec de la dissolution acéteuse de plomb, ou bien on se sert encore d'oxide

de plomb, de la dissolution nitrique d'argent, même de celle de mercure; après avoir teint les cheveux, on y passe un peu d'huile, ce qui les noircit davantage. Toutes ces opérations tendent à brûler les cheveux; il n'est pas rare de voir le cuir chevelu se tuméfier, les glandes salivaires s'engorger chez les personnes qui se font ainsi colorer les cheveux.

Les cartilages sont des espèces d'os ébauchés; on peut en dire autant des tendons qui tendent quelquefois à ce caractère.

Traités par l'eau bouillante, ils se dissolvent sous forme de matière gélatineuse; et ce n'est qu'à la plus ou moins grande quantité de phosphate de chaux qu'ils contiennent, qu'ils diffèrent des os.

CHAPITRE XI.

Des Os.

Les os, dans leur principe, ne sont pas purement une substance terreuse, mais bien une combinaison d'acide phosphorique et de chaux.

L'os commence toujours par être membraneux.

Les os sont plus simples dans l'enfance que dans l'adulte, et très-cassans chez les vieillards; aussi sont-ils très-difficiles à reproduire la soude, et jamais elle n'a lieu si le sujet est trop âgé.

Des expériences des C. *Fourcroy* et *Vauquelin* ont ajouté une nouvelle précision à l'analyse du phosphate calcaire des os.

Voilà le précis de leur travail.

Les os exposés à l'air se blanchissent et ensuite se gar-

nissent d'une surface jaune onctueuse, s'y dessèchent; ils deviennent cassans et arides.

Exposés à un feu léger, ils se noircissent à l'intérieur et blanchissent à l'extérieur.

Qnand on les traite à la cornue, on obtient de l'eau qui prend peu à peu de la couleur et l'odeur ammoniacale huileuse, une grande quantité d'huile en partie liquide et légère, en partie lourde et concrète, du carbonate d'ammoniaque; il se dégage aussi du gaz hidrogène carboné, sulfuré et du gaz acide carbonique.

Le charbon s'incinère difficilement; il laisse un résidu blanc qui fournit, par son lavage à l'eau froide, un peu de carbonate de soude. L'eau chaude enlève ensuite une certaine quantité de sulfate de chaux, et il reste du phosphate calcaire.

L'huile animale qu'on obtient distillée de nouveau à une douce chaleur, est celle connue sous le nom d'*huile animale de Dippel.*

Lorsqu'on continue à calciner les os, le charbon se brûle; alors toute la matière gélatineuse est brûlée; il ne reste plus que le phosphate calcaire, friable; si on augmente, et que l'on continue l'action du calorique sur les os calcinés, on leur fait prendre une propriété fusible.

Si l'on soutient le feu au point de faire rougir la matière fusible des os, ils reprennent de la solidité; dans cet état, ils ressemblent à de la porcelaine. Le phosphate calcaire ne coule pas, mais les molécules se rapprochent au point de se porcelaniser.

Les os calcinés ne contiennent plus d'alcali: c'est par son moyen que la fusion s'est opérée, et que le phosphate calcaire a passé à l'état de vitrification.

Si l'on fait bouillir des os entiers ou rapés dans de l'eau, on obtient par le refroidissement une liqueur gélatineuse transparente.

On parvient aussi à ramollir complétement les os en les faisant bouillir dans une machine appelée *digesteur de Papin.*

Lorsqu'on met des os entiers dans un acide, ils se ramollissent, deviennent comme une espèce de membrane; si l'acide est actif, non seulement la partie terreuse est dissoute, mais la partie membraneuse est encore attaquée; elle jaunit, et l'on peut obtenir, par la distillation, de l'acide oxalique et de l'acide prussique.

Les os calcinés sont dissolubles par tous les acides minéraux et par les acides acéteux et tartareux.

L'acide phosphorique est plus susceptible de dissoudre les os que les autres acides.

Si l'on précipite la dissolution des os, dans les acides, par les alcalis, on a, suivant *Schèele*, une combinaison de l'alcali avec l'acide dont on s'est servi, et le phosphate calcaire reste à nu.

L'acide sulfurique a aussi la propriété de décomposer les os: il se forme un sulfate de chaux, et l'acide phosphorique reste à nu. C'est ce procédé que l'on suit pour obtenir le phosphore.

Les C. *Fourcroy* et *Vauquelin* ont cependant prouvé, comme je l'ai déjà indiqué, article *phosphate calcaire*, que les os n'étoient pas décomposés complétement par les acides, quoique tous eussent également la propriété de les ramollir et d'en dissoudre la partie solide; c'est ce qui arrive, quand on traite les os par l'acide sulfurique; le phosphate calcaire est réduit à l'état de phosphate acidule.

Ces chimistes ont reconnu qu'il ne falloit employer que $\frac{1}{7}$ de leur poids d'acide sulfurique concentré, pour décomposer les os calcinés, au lieu de $\frac{1}{3}$ que 100 parties d'os traités par l'acide sulfurique, se changeoient en 76 parties de phosphate acidule, formé de phosphate de chaux 59, et d'acide phosphorique 17 parties; qu'il n'y avoit que ces 17 parties d'acide libre, qui donnassent du phosphore dans leur distillation avec le charbon; que la portion du phosphate de chaux neutre restoit dans le résidu de cette opération, et que c'étoit pour cela que l'on n'obtenoit, de 100 parties d'eau, d'après les observations de *Pelletier*, que 0,05 de phosphore au plus, tandis que les 100 parties d'os en contiennent réellement 0,16, sur les 0,41 d'acide phosphorique qu'elles renferment; enfin, qu'on pouvoit, en traitant la lessive par du nitrate ou de l'acétite de plomb, décomposer complétement, et par double attraction élective nécessaire, le phosphate acide de chaux; tout son acide phosphorique se dépose uni au plomb; toute la chaux reste en dissolution combinée avec l'acide nitrique ou acéteux. Le précipité, bien lavé, distillé avec du charbon, donne plus du double de phosphore que le produit simple de l'évaporation: par-là, on a de 0,08 à 0,12, au lieu de 0,05 de phosphore.

Les alcalis caustiques et les carbonates alcalins, et, en général, aucuns sels, n'ont aucune action sur le phosphate calcaire.

Les huiles et quelques matières colorantes ont la propriété de pénétrer les os: c'est ainsi que, dans les arts, on parvient à donner aux os une teinte si variée.

CHAPITRE XII.

Du Cerveau.

Le cerveau peu connu encore dans sa nature, mérite quelques considérations.

Pour le conserver, il faut qu'il soit dans un vase avec de l'alcool. Au bout d'un certain temps, il s'en sature, et prend une odeur désagréable, il laisse au fond des petites paillettes qui paroissent être une substance *adipo-cireuse*, ressemblant à du blanc de baleine.

L'eau ne dissout pas en entier le cerveau, il reste toujours une matière blanche au fond.

Nous devons au C. *Thouret* un mémoire sur le cerveau, contenant beaucoup de détails. L'auteur reconnoît le blanc de baleine comme l'un des principes constituans, et l'un des élémens les plus naturels de l'économie animale. C'est lui, dit-il, qui, mêlé dans une certaine proportion aux sucs lymphatiques communs à toutes les parties du corps, et déposé dans un tissu particuliérement organisé, forme la base de l'organe du cerveau.

Le C. *Fourcroy* a analysé le cerveau de plusieurs animaux; son mémoire est inséré *Annales de Chimie*, *tome XVI.*

Ce chimiste démontre par ses expériences, que le cerveau, outre la pulpe animale, est composé de phosphate de chaux, d'ammoniaque et de soude; que chacune de ces substances n'y entre que dans une très-petite proportion, qu'il ne contient point d'alcali à nu, et que surtout, il n'y existe pas un atome de potasse.

Quant à la matière de la pulpe du cerveau, le C. *Fourcroy* pense qu'elle forme parmi tous les organes des animaux, une classe, ou plutôt un genre à part; les expériences mettent cette assertion hors de doute, elles prouvent surtout qu'elle n'a aucune analogie avec le blanc de baleine, et qu'elle diffère encore beaucoup de l'albumine du sang, quoique celle-ci soit de toutes les substances animales, celle dont le cerveau se rapproche le plus.

CHAPITRE XIII.

Des Humeurs de l'œil.

L'HUMEUR aqueuse est d'une transparence parfaite, d'une saveur légérement salée, d'une liquidité très-grande. Elle s'évapore entiérement et sans résidu, les acides et l'alcool n'y produisent point de coagulation; l'acide nitrique, le nitro-muriatique, et surtout l'acide muriatique oxigéné, ont la propriété de la troubler un peu. Elle se pourrit et exhale une mauvaise odeur; on y trouve aussi quelques traces légères de phosphates alcalins de soude et de muriate de soude.

On connoît très-peu les propriétés chimiques de l'humeur vitrée. On sait qu'elle se dissout un peu dans l'eau, tandis que le cristallin se coagule; les acides forts, les alcalis la troublent un peu.

Les larmes ont été examinées par les C. *Fourcroy* et *Vauquelin*; il résulte de l'analyse qu'ils ont faite, que les larmes sont formées d'une grande quantité d'eau qui tient en dissolution un mucilage animal qui n'est pas albumi-

neux, puisque les acides simples ne le coagulent pas, mais d'une nature gélatineuse, et plusieurs substances salines, du muriate de soude, de la soude pure, du phosphate de soude et du phosphate de chaux. Cette substance a la propriété d'absorber promptement l'oxigène et forme des flocons épais, concrets, indissolubles.

CHAPITRE XIV.

Du Mucus nasal.

Ce liquide, qui se sépare dans les cavités du nez et qui s'écoule au-dehors, a été examiné par les C. *Fourcroy* et *Vauquelin*.

Il est clair, limpide, un peu visqueux, sans odeur, d'une saveur salée et âcre, qui irrite la peau; exposé à l'air et au feu, il se comporte comme les larmes; on y trouve des cristaux de muriate de soude, de la soude à l'état de carbonate et des phosphates de chaux et de soude. L'eau ne dissout point le mucus du nez; les acides l'épaississent quand ils sont concentrés, et quand on les emploie à petite dose; et quand on en met une quantité, ils le redissolvent en lui donnant des nuances de diverses couleurs. L'alcali caustique le décompose, en dégage de l'ammoniaque qu'il y forme et en dissout une portion.

CHAPITRE XV.

Du Suc des amygdales, de la Salive, du Calcul salivaire et du Tartre des dents.

Le suc des amygdales est une humeur épaisse et glaireuse, dont on n'a point fait encore un examen particulier.

La salive a été examinée plus particulièrement par M. *Siebold.* Le C. *Lachenaye* a donné une analyse très-détaillée de la salive du cheval. La salive est un liquide légérement visqueux, caractérisé par son état écumeux, peu rapide et légérement salé, n'ayant point d'odeur; elle n'est ni acide ni alcaline. Quand on évapore de la salive jusqu'au tiers de sa quantité, et qu'on la laisse refroidir et reposer, elle donne du muriate de soude; évaporée jusqu'à siccité, elle laisse un résidu comme le glutineux de la farine; distillée dans une cornue, elle fournit tous les produits des matières animales et laisse un charbon dans lequel le C. *Fourcroy* a trouvé, outre le muriate de soude, des phosphates de soude et de chaux; il y a aussi de l'acide prussique très-sensible parmi les produits. Exposée à l'air, elle en absorbe et mousse beaucoup par l'agitation; au bout de quelques heures, elle se trouble et dépose des flocons; elle exhale une odeur ammoniacale, vive et très-pure. Elle oxide très-promptement le fer, le cuivre, le mercure; des feuilles d'argent et d'or, triturées avec la salive, s'oxident aussi. La salive ne se mêle qu'imparfaitement à l'eau; les acides forts l'épaississent; à grande dose ils la dissolvent. Les alcalis et les terres en dégagent de l'ammoniaque; l'eau de chaux,

la dissolution de barite, y forment un précipité de phosphate de chaux ; l'acide oxalique y montre la présence de la chaux. Les dissolutions métalliques et surtout les nitrates de plomb, de mercure, d'argent, troublent et précipitent abondamment la salive. C'est par-là que le C. *Fourcroy* a spécialement trouvé les phosphates qui existent dans ce liquide animal, car les précipités métalliques donnent des traces très-sensibles d'acide muriatique et d'acide phosphorique tout à-la-fois.

Les calculs salivaires sont des espèces de concrétions dont la source est dans la salive. Le C. *Fourcroy* en a examiné un, et l'a trouvé composé de phosphate de chaux et d'une espèce de mucilage animal.

Le tartre des dents est un véritable phosphate de chaux mêlé d'une portion de substance muqueuse et glaireuse.

CHAPITRE XVI.

Du Cérumen des oreilles.

Cette substance n'est bien connue que depuis l'analyse qu'en ont fait les C. *Fourcroy* et *Vauquelin ;* en voici le résultat.

Cette matière est poisseuse, d'une saveur amère, d'une couleur orangée foncée ; mise sur un papier et chauffée légérement, elle se fond, pénètre et tache ce tissu en le rendant transparent, comme le fait une graisse. Elle a une légère odeur aromatique et un peu âcre, quand elle est chauffée ou frottée entre les mains ; placée sur un charbon allumé, elle se boursoufle, se fond et répand une odeur ammoniacale.

Délayé avec de l'eau, le cérumen forme une espèce d'émulsion d'un blanc jaunâtre qui se pourrit promptement. Traité avec l'alcool, à l'aide de la chaleur, il lui communique une couleur jaune de safran, et il se dépose par le refroidissement, quelques flocons blancs. L'éther sulfurique dissout aussi quelque chose du cérumen, mais il ne laisse rien déposer. Il y a cependant une ressemblance frappante entre l'action de l'alcool et celle de l'éther sur le cérumen; tous deux lui enlèvent une matière de nature huileuse, plus dissoluble dans le premier que dans le second de ce liquide, et laissent une substance animale insoluble. Cette matière est de l'albumine; car outre les propriétés analogues à cette substance, lorsqu'on la brûle dans un creuset de platine, elle laisse un charbon léger, d'une saveur âcre et alcaline, contenant de la soude et du phosphate de chaux. Les mêmes chimistes ont aussi reconnu qu'outre ces deux substances, bases du cérumen des oreilles, il y a une matière colorante distincte qui paroît être la cause de son amertume.

Le C. *Vauquelin* a donné le résultat suivant : le cérumen des oreilles est un composé de trois substances : 1°. une huile graisseuse plus analogue à celle qui est contenue dans la bile, qu'à toute autre matière adipeuse animale; 2°. un mucilage animal albumineux; 3°. une substance colorante qui semble aussi se rapprocher de celle qui fait partie de la bile par sa saveur amère et par son adhérence à la matière grasse.

Ce seroit ici la place d'examiner l'*humeur trachéale et bronchique*, *le gaz pulmonaire et les concrétions calculeuses des poumons*; ces matières, excepté le *gaz pulmonaire*, dont j'ai parlé à l'article *air atmosphérique*,

étant peu susceptibles de présenter des expériences qui puissent intéresser ceux qui suivent un cours élémentaire, je renvoie pour les détails à l'ouvrage du C. *Fourcroy*.

CHAPITRE XVII.

Du Lait.

PARAGRAPHE PREMIER.

Analyse du lait entier.

Il faut considérer le lait comme un liquide propre aux femelles, dont le grand usage est de fournir à la nourriture des jeunes animaux.

Le caractère des mammeaux est d'être tous vivipares, d'avoir un appareil véritablement organisé, appelé *mamelles*, qui est l'organe propre à séparer le lait.

Les C. *Deyeux* et *Parmentier* ont donné sur le lait un travail important : il constitue aujourd'hui un ouvrage entier qui présente l'histoire la plus complète de cette substance.

Le lait est d'une couleur blanche opaque ; sa consistance est celle d'un liquide huileux et aqueux tout à-la-fois, un peu épais quand il est bon. Sa saveur est douce, agréable et presque sucrée. Il a une odeur particulière, et qui diffère dans les animaux.

On considère dans l'altération du lait plusieurs causes ;

L'action du calorique,

Celle de l'air,

Celle des acides, des oxides, etc.

Le lait soumis à l'action du feu, se boursoufle, se sou-

lève d'une seule masse; il se forme à sa surface une pellicule qui se renouvelle à mesure qu'on l'enlève.

A un feu très-doux, on obtient une eau sans saveur, sans odeur; au bout de quelque temps, cette eau se trouble, se putréfie, et donne une odeur ammoniacale: on en retire ordinairement la 7°. ou 8°. partie; le lait ensuite s'épaissit, se prend en une masse visqueuse. Lorsqu'il a bouilli, il est toujours plus épais, parce qu'il a perdu un peu d'eau; s'il n'a été coagulé au total, il se conserve plus longtemps, tandis qu'il s'aigrit très-vîte lorsqu'il a été coagulé.

Exposé à une température douce dans un matras au bain-marie, il se forme une bouillie solide, à laquelle on peut ajouter du sucre, de l'eau de fleurs d'orange, des amandes et de la canelle, et on a ce qu'on appelle de la *franchipane*.

Si, lorsqu'on a réduit le lait en cette espèce d'extrait, on le soumet à l'action du calorique dans une cornue, on a pour produit,

Une eau trouble rousseâtre chargée d'acide zoonique et d'ammoniaque;

Une huile grasse ayant une odeur fétide;

Une portion d'huile concrète et empyreumatique;

Du carbonate d'ammoniaque;

De l'hidrogène carboné;

Du gaz acide carbonique.

Le charbon restant contient,

Du muriate de potasse;

Du muriate de soude;

Et du phosphate calcaire.

Exposé à l'air libre dans un vase très-large, afin de

faire présenter au lait plus de surface, il se recouvre d'une lame, ou couche blanche plus ou moins épaisse : c'est ce qu'on appelle *matière butyreuse* ; c'est elle qui sert à faire le beurre : dans ce cas, le lait monte ; ce qui prouve qu'il absorbe de l'oxigène.

Les C. *Parmentier* et *Deyeux* ont prouvé, par un grand nombre d'expériences, que l'existence de la crême, à l'instant où le lait sort des mamelles, ne peut pas être révoquée en doute, puisqu'en prolongeant la durée de sa chaleur naturelle, elle ne s'en élève pas moins à la surface du lait, et qu'elle n'a pas besoin du contact de l'air pour se séparer, cette séparation ayant lieu également dans les vaisseaux fermés.

Si on le laisse longtemps en contact avec l'air, la surface jaunit, et devient orangée et huileuse ; celle qui est en dessous s'aigrit, et on y voit nager de petits flocons.

Si l'on met du lait dans un tonneau dont on aura laissé la bonde ouverte, afin de laisser accès à l'air, et que l'on agite souvent, il fermente, il s'aigrit, augmente de volume ; il y a dégagement de gaz acide carbonique, et il se forme une liqueur vineuse : ce procédé est employé par les Tartares pour tirer du lait un esprit vineux.

Plusieurs gaz s'unissent au lait, et le coagulent ; tels que le gaz hidrogène sulfuré, le gaz hidrogène carboné et le gaz acide carbonique.

Si l'on mêle le lait avec 10 parties d'eau, on n'obtient pas de fromage.

Beaucoup de substances ont aussi la propriété de coaguler le lait, quoiqu'elles ne soient pas acides : telles que les *fleurs d'artichaut*, de *cardon d'Espagne*, le *sucre*, des *extraits*, des *gommes*, la substance interne du *gézier*

des volailles, la *gelée des animaux*, la *colle de poisson*, la *corne de cerf*, les *sulfates*, les *poix-résines*, etc.

Les acides produisent sur le champ le même effet sur le lait.

Si l'on mêle, suivant *Schèele*, un peu d'alcool à du lait, et qu'on expose à la chaleur ce mélange dans des vases clos, avec l'attention de donner de temps en temps un peu d'issue au gaz qui se dégage de cette fermentation, on trouve, un mois après, que le petit-lait s'est changé en vinaigre.

§. II.

Du Serum.

La *présure*, ou le lait aigri dans l'estomac des veaux, est encore beaucoup employé, surtout quand on veut obtenir le fromage; c'est aussi ce moyen que l'on emploie dans les pharmacies pour préparer le *petit-lait*, ou *serum du lait.*

On prend, à cet effet, 4 hectogrammes environ de lait; on le met dans une bassine d'argent, ou dans un vase de terre; on place le vaisseau sur les cendres chaudes, on y ajoute environ 2 décigrammes de présure que l'on a délayée dans un peu d'eau: à mesure que le lait s'échauffe, il se caille, et le petit-lait ou la partie séreuse se sépare de la partie blanche ou caséeuse. Lorsque ces deux parties paroissent bien distinctes, on verse le tout sur une étamine; le petit-lait la traverse, et elle ne retient que le caillé qu'on laisse égoutter. Ce petit-lait est toujours rendu un peu blanchâtre, par une petite portion de la partie caséeuse très-divisée; mais on peut la séparer de manière

que le petit-lait reste limpide ou sans couleur ; c'est ce qu'on appelle *clarifier*.

On met dans une bassine un blanc d'œuf, un verre de serum du lait et quelques décigrammes d'acidule tartareux en poudre ; on bat le mélange avec un fouet d'ozier, on ajoute le reste du petit-lait non clarifié, et on remet le mélange sur le feu jusqu'à ce qu'il ait jeté quelques bouillons.

L'acidule tartareux achève de coaguler ce qui reste de la partie blanche du lait ; le blanc d'œuf en cuisant se coagule, et enveloppe la partie caséeuse. Lorsque le petit-lait est clair, on le filtre à travers du papier joseph ; ce qui passe est parfaitement limpide, et a une couleur verdâtre : c'est le *petit-lait clarifié*.

Le petit lait a une saveur douce ; il verdit le sirop de violette.

Exposé à l'action d'une douce chaleur, on obtient beaucoup d'eau, à peu près les 7 ou 8°. Elle retient avec elle une substance animale, qui ressemble à de petits flocons, qui devient fétide au bout de quelque temps : c'est de l'*albumine*.

Si l'on fait évaporer le petit-lait, il s'épaissit, devient comme du miel ; si, dans cet état, on le met dans des moules, et qu'on le laisse sécher au soleil, c'est ce qu'on appelle *sucre de lait en tablettes* ; on fait dissoudre ces tablettes dans l'eau, on les clarifie avec le blanc d'œuf, on évapore en consistance de sirop, et on laisse cristalliser la liqueur au frais ; il s'y forme des cristaux blancs en parallélipipèdes rhomboïdaux.

Quand on en a retiré tout le sel, il reste une matière gélatineuse, qui, distillée, donne de l'acide pyromuqueux

et du pyromucite ammoniacal, du gaz acide carbonique et peu de gaz hidrogène carboné.

Il reste un charbon dans lequel on trouve:

Du carbonate de potasse,

Du muriate de potasse,

Du muriate de soude,

Et du phosphate calcaire.

Les terres et les alcalis ont une action marquée sur le petit-lait.

La chaux, la barite, la strontiane donnent un précipité abondant, qui est du phosphate de chaux.

Avec la potasse, on a aussi du phosphate de chaux, d'où l'on peut conclure qu'il y étoit contenu.

Avec les acides, le petit-lait se trouble, mais il faut le concours de la chaleur; et si l'on s'est servi d'acide sulfurique ou de tout autre, on a des sulfates, ou autres sels, suivant l'acide employé; mais on n'obtient ni muriates, ni phosphates.

L'acide oxalique démontre dans le petit-lait la présence de la chaux: on obtient un phosphate de chaux et du phosphate de soude.

Ces précipités, que l'on obtient avec les sels métalliques, donnent des vestiges de phosphore, quand on les distille seuls, ou avec du charbon en poudre.

Par le nitrate de mercure, on obtient un précipité composé de nitrate et de phosphate de mercure.

§. III.

Du Sucre de lait.

Ce n'est que vers le 17.e siècle qu'on a découvert cette substance : on la prépare en Allemagne, en Suisse, aux Alpes.

Pour obtenir les substances salines contenues dans le serum, il suffit de le laisser évaporer spontanément dans une étuve, et de le filtrer à mesure qu'il se trouble. Le sel qui cristallise le premier, est connu sous le nom de *sucre de lait*.

Les C. *Deyeux* et *Parmentier* croyent que le sucre de lait n'est autre chose qu'une combinaison d'acide saccholactique avec la matière sucrée ; que c'est à la présence de cet acide saccholactique, que le sucre de lait doit, et son peu de saveur sucrée, et son peu de dissolubilité dans les fluides aqueux.

Le sucre de lait a une saveur légérement sucrée, fade, et comme terreuse : il est inaltérable à l'air.

Il faut quatre parties d'eau chaude pour en dissoudre une de ce sel, et plus de douze d'eau froide.

Sur les charbons ardens, il se boursoufle, brunit et répand une odeur de caramel.

A la distillation, il donne de l'acide pyromuqueux, du gaz acide carbonique mêlé de gaz hidrogène carboné, de l'huile et un peu d'eau.

Schèele et le C. *Chaptal* ont traité ce sel par l'acide nitrique.

Pour faire cette expérience, on réduit en poudre du sucre de lait ; on l'introduit dans une cornue ; on verse

dessus quatre fois son poids d'acide nitrique. On chauffe; on concentre ensuite la liqueur, lorsqu'il n'y a plus dégagement de gaz; lorsqu'elle est évaporée, on la laisse cristalliser; l'on obtient ainsi de l'acide oxalique.

Si, avant de faire cristalliser la liqueur, on l'étend d'eau, et que l'on filtre, il reste une poudre blanche, très-fine, à laquelle *Schèele* a trouvé les caractères d'un acide particulier, qu'il nomme *acide du sucre de lait.*

C'est à cet acide concret, découvert par *Schèele*, qu'on a donné le nom d'*acide sacchlactique*, et à ses combinaisons, le nom de *sacchlates.*

On trouvera dans le *Mémoire* de *Schèele*, et dans le *Nouveau Dictionnaire encyclopédique*, un travail du C. *Guyton* sur cet objet. *Voyez* aussi l'Histoire de cet acide, à l'article de la *gomme :* c'est cet acide que le citoyen *Fourcroy* a désigné sous le nom d'*acide muqueux*, parce que la gomme, comme le sucre de lait, a la propriété de donner cet acide par l'action de l'acide nitrique.

§. IV.

De l'Acide lactique.

Si on laisse à l'air le petit-lait, et qu'on élève sa température, il éprouve en quelques jours une fermentation qui y développe un acide; cet acide a été examiné par *Schèele;* voici comme on doit l'obtenir.

On fait réduire le petit-lait acide au huitième de son volume; on filtre, afin d'en séparer tout le fromage; on verse de l'eau de chaux sur le résidu : elle précipite du phosphate de chaux, que l'on délaye dans trois fois son poids d'eau. On déplace la chaux par l'acide oxalique, en

ne mettant pas plus d'acide qu'il n'en faut, de sorte que l'eau de chaux n'y fasse point de nuages ni de stries : il se forme un oxalate calcaire insoluble. On fait évaporer la liqueur jusqu'à consistance de miel ; on verse dessus de l'alcool qui dissout l'acide ; on filtre, pour en séparer le sucre de lait et les autres substances étrangères. Il ne reste plus ensuite, pour avoir l'acide lactique seul, que de chasser l'alcool par évaporation, ou par distillation : c'est l'*acide lactique*.

Cet acide ne cristallise pas : il a une saveur aigre ; il rougit la teinture du tournesol ; il attire l'humidité de l'air : sa couleur est jaune.

Distillé dans une cornue, il donne un acide empyreumatique, analogue au pyrotartareux, très-peu d'huile, des gaz acide carbonique et hidrogène carboné, et un charbon peu abondant.

Il s'unit avec presque toutes les bases salifiables, et forme avec elles des sels que l'on ne peut obtenir cristallisés, et qui sont presque tous déliquescens.

On nomme les combinaisons de cet acide avec les bases, *lactates terreux*, *alcalin*, etc. On les a encore peu examinés.

§. V.

Du Fromage.

Nous avons vu que la masse solide, qui se sépare du petit-lait, contient deux autres principes, le fromage et le beurre.

Lorsqu'on prépare le fromage pour la table, on n'en sépare pas le beurre, il en est plus doux et plus agréable.

Soit blanc et coulant, soit jaune et ferme, le fromage

est un mélange de plusieurs substances, qui n'est pas la même chose, pour le chimiste, que la partie caséeuse.

Le fromage, desséché et mis dans des lieux favorables, pour y subir un commencement de fermentation putride, prend de la consistance, du goût et de la couleur.

On distingue dans le commerce différentes espèces de fromage, tels que celui de *Roquefort*, de *Gruyère*, de *Hollande*, etc.

Pour obtenir le fromage du lait, on le fait cailler promptement par de la présure, on l'égoutte exactement de tout son petit lait; on le lave ensuite, à plusieurs reprises, avec de l'eau très-pure.

Le fromage se tient dans l'eau; mais en contact avec l'air, il se précipite au fond.

L'action d'un feu doux le ramollit; cette matière se fond en quelque sorte et acquiert une demi-transparence; mais en même temps elle perd sa couleur blanche; tant qu'elle est chaude, on peut la malaxer entre les doigts comme la térébenthine cuite; mais en refroidissant elle devient solide et cassante.

Distillé au bain-marie, on retire un flegme insipide, et qui se pourrit.

A feu nu, on obtient un fluide qui a une odeur d'ammoniaque; il passe ensuite une petite quantité d'huile, qui s'épaissit de plus en plus, et qui est fétide, et du carbonate d'ammoniaque.

Il reste un charbon difficile à incinérer qui contient de la chaux et de l'acide phosphorique.

En général, le fromage se pourrit à une température chaude; il se gonfle, répand une odeur infecte, prend une demi-fluidité, se couvre d'une écume due au déga-

gement d'un gaz très-odorant et très-méphitique, qui s'échappe difficilement de cette matière visqueuse.

Le fromage est indissoluble dans l'eau froide, la chaude le durcit.

La potasse et la soude caustique dissolvent cette matière. Si l'on fait chauffer la dissolution, elle devient d'un rouge foncé.

En général, les alcalis dissolvent le fromage. J'ai fait à ce sujet quelques expériences imprimées *Journal de physique, tome 37.* Celle qui m'a le mieux réussi, est de faire cailler le lait par le fluide électrique, et de le remettre dans son état naturel, par le moyen d'un alcali pur. Ce lait est aussi doux, aussi blanc et aussi crêmeux que s'il sortoit de l'animal. Si l'on veut ensuite le faire coaguler de nouveau, il faut y ajouter six fois autant d'acide ou de fluide électrique qu'il en auroit fallu avant l'expérience.

Pendant la dissolution de la matière caséeuse dans la soude caustique, il se fait une effervescence, et en même temps il s'exhale une odeur d'ammoniaque; il est vraisemblable que ce dernier produit a été fait pendant l'opération; la matière caséeuse contient en effet tout ce qu'il faut pour composer ce sel.

Il n'est pas, à beaucoup près, aussi facile d'expliquer la formation du gaz hidrogène sulfuré qu'on aperçoit en décomposant, à la faveur d'un acide, la dissolution de la matière caséeuse dans la soude caustique; la grande analogie de cette matière avec le blanc d'œuf, avoit d'abord fait soupçonner que comme ce dernier contient du soufre, elle en contenoit aussi; mais n'ayant pu en obtenir, il reste encore à déterminer comment le gaz hidrogène sulfuré dont il s'agit a été produit.

On a aussi cherché, mais inutilement, à séparer de la matière caséeuse l'acide phosphorique que *Schèele* prétend devoir y exister dans un état de combinaison avec la terre animale. On ne peut que regretter que ce chimiste n'ait pas fait connoître le procédé qu'il a employé pour obtenir cet acide, ainsi que la matière glutineuse du froment avec laquelle la matière caséeuse a beaucoup d'analogie. L'acide acéteux et tous les acides très-affoiblis la dissolvent : ceux qui sont concentrés la racornissent, excepté cependant l'acide nitreux fumant qui la jaunit d'abord, et ensuite se comporte avec elle comme avec toutes les substances animales.

§. VI.

Du Beurre.

Le lait abandonné à lui-même dans un endroit frais, se couvre, comme je l'ai déjà dit, d'une liqueur onctueuse, quelquefois jaunâtre, mais plus souvent d'un blanc mat, d'une saveur douce et agréable, et qui porte le nom de *créme*. Cette liqueur, agitée fortement, fournit le beurre.

On appelle lait de beurre la liqueur qui se sépare de la crême dès que le beurre se forme ; elle a une saveur douce et agréable ; par l'analyse, elle donne des produits analogues à ceux du lait parfaitement écrêmé. Il ne faut pas, au reste, confondre le lait de beurre fait avec de la crême fraîche, avec celui des laiteries, qui, pour l'ordinaire, est aigre, parce qu'il est retiré de crêmes anciennes.

Le beurre varie en saveur, en couleur et en consistance, suivant les saisons de l'année et l'espèce de nourriture qu'on donne aux animaux.

Le beurre est une substance grasse, inflammable, quelquefois jaune, à demi solide; d'une saveur douce et agréable, susceptible de se liquéfier à une température de 18 à 20 degrés, thermomètre de *Réaumur*, et de prendre une consistance assez ferme, dès qu'on l'expose au froid.

Si l'on met du beurre dans un tube de verre, et qu'on l'expose ensuite à la chaleur, on en sépare trois parties; une butyreuse et jaune, une séreuse, et une caséeuse.

En fondant du beurre, on le rapproche de l'état de graisse et non d'huile, comme on l'a annoncé; ses parties constituantes en sont une preuve.

On en sépare en même temps la partie albumineuse qui tend à l'altérer, et il devient plus jaune.

Parmi les substances propres à colorer le beurre, les C. *Parmentier* et *Deyeux* en citent plusieurs, qu'ils ont essayées dans cette vue: tels sont le fruit d'alkekenge, la graine d'asperge, les fleurs de souci, le suc de carotte rouge, etc. Toutes ces substances, mêlées à la crême, et battues avec elle, donnent au beurre, qui en provient, une couleur jaune plus ou moins foncée. Les sucs exprimés des plantes vertes battues avec la crême, fournissent aussi un beurre coloré. Il faut nécessairement, pour le succès de l'opération, que la matière colorante soit extraite auparavant, ou par l'alcool sous forme de teinture, ou bien, en exposant au feu le suc qui la contient. Le beurre que fournit la crême ainsi traitée, contracte non seulement une couleur qui approche de celle de la plante employée, mais encore son odeur et sa saveur: c'est ainsi

que ces chimistes sont parvenus à communiquer au beurre l'arôme de l'angélique, du persil, du cerfeuil, du céleri.

Le beurre est fusible à une température très basse ; figé, il se cristallise et devient grenu, prend un goût et une saveur particulières.

Si on le laisse long-temps sur le feu, l'acide se développe, c'est ce qu'on nomme *beurre roux*.

Distillé à feu nu, il se dégage de l'hidrogène, qui, avec l'oxigène de l'air atmosphérique, forme de l'eau. Si l'on continue l'action du feu, il fournit un acide d'une odeur très-piquante : c'est de l'*acide sébacique* ; une huile fluide, ensuite concrète, colorée, d'une odeur forte, et du gaz hidrogène carboné.

Il reste un charbon qui contient peu de substances salines ; on en retire très-peu de matières alcalines, et de phosphate calcaire.

Exposé à l'air, le beurre se rancit : en le lavant et l'agitant, il perd ce goût ; mais jamais il ne reprend celui de beurre frais.

L'eau qui a servi de lavage rougit les couleurs bleues végétales.

Suivant les C. *Parmentier* et *Deyeux*, la présence du lait dans le beurre leur a paru hâter la rancidité : ces chimistes croyent aussi qu'elle peut exister sans développement d'acide ; mais ils admettent qu'un des principes des acides contribue pour beaucoup à déterminer la rancidité. C'est donc une oxigénation réelle qui, à raison de sa plus ou moins grande intensité, doit présenter des nuances différentes dans l'état du beurre, et généralement dans celui de tous les corps gras qui deviennent rances.

Le beurre, comme la graisse, s'unit, par la fusion, au phosphore et au soufre.

L'acide sulfurique concentré le brunit, et l'acide nitrique lui cède une portion de son oxigène.

La barite, la strontiane et la chaux s'y combinent et le durcissent.

Les alcalis le dissolvent, et peuvent faire avec lui de très-bons savons.

Le muriate de soude a la propriété de conserver le beurre, en absorbant l'eau de l'atmosphère : ce qui empêche qu'elle ne se combine avec le beurre.

§. VII.

Comparaison du lait des différens animaux.

Le lait de femme ne peut jamais fournir de beurre ; la fadeur qu'il a, n'est jamais due à une saveur sucrée, mais au sucre de lait.

Le lait de brebis, de vache, de chèvre, de femme, a une crème très-épaisse.

La crème du lait de femme, de jument, d'ânesse, ne donne jamais de beurre.

La matière caséeuse n'est presque pas coagulable dans le lait de brebis, tandis qu'elle l'est facilement dans celui de vache et de chèvre.

Le serum est très-abondant chez la femme, la jument et l'ânesse ; moins dans le lait de vache et de chèvre, et beaucoup moins encore dans la brebis.

Haller, d'après *Hoffman*, a donné les proportions suivantes :

Lait de brebis, $\frac{11}{100}$
— de chèvre, $\frac{10}{100}$
— de femme, $\frac{17}{100}$
— de jument, $\frac{10}{100}$
— d'ânesse, $\frac{11}{100}$

Ce qui se trouve d'accord avec les expériences des C. *Parmentier* et *Deyeux*.

De la Bile.

La bile est une espèce de suc qui se sépare dans le viscère appelé foie. Plus le lieu où la bile se dépose est près de l'estomac, plus les animaux mangent.

La bile, après avoir été séparée, se porte dans la vésicule du fiel, et de-là, dans le *duodenum*; le cheval, le cerf, n'ont pas de vésicule de fiel, mais elle ne manque jamais dans les oiseaux et dans les poissons.

On la trouve dans tous les animaux, même dans ceux qui s'éloignent le plus de l'homme.

La bile est une liqueur gluante, amère, de couleur verte, tirant sur le jaune; moussant par l'agitation, comme les liqueurs savonneuses, se mêlant bien avec l'eau.

Elle est susceptible d'enlever les taches de graisse.

A une douce température, on l'évapore et elle prend la consistance d'un extrait, mais la matière colorante est altérée.

A 60 degrés de chaleur, elle s'épaissit à la manière de l'albumine

Distillée au bain-marie jusqu'à siccité, elle donne une assez grande quantité d'eau, qui n'a que très-peu d'odeur, et qui n'est ni acide ni alcaline. Au bout de quelques jours, elle prend une odeur ambrée très-marquée : le C. *Fourcroy* pense qu'on pourroit l'employer dans la parfumerie.

Ce qui reste dans la cornue, a une consistance d'extrait très-soluble dans l'eau, et qui attire l'humidité de l'air.

Si l'on distille cet extrait, il donne un flegme jaunâtre et alcalin, une huile animale, du carbonate d'ammoniaque, du gaz acide carbonique mêlé de gaz hidrogène.

Le charbon s'incinère facilement et contient du carbonate de soude, du phosphate calcaire et du fer.

Si on la distille lentement, on obtient de l'acide sébacique, de l'acide prussique, même beaucoup plus que d'autres substances animales, du carbonate d'ammoniaque, du sébate d'ammoniaque et du prussiate d'ammoniaque.

Il reste un charbon dense, lourd, résistant longtemps au feu sans se brûler; lorsqu'on la réduit en cendres, l'on obtient par le lavage, du phosphate calcaire et du sulfate de soude.

La bile exposée à une température plus chaude, s'altère; dans sa putréfaction, elle présente des filamens qui augmentent de plus en plus, et se précipitent; c'est l'albumine qui, dans ce cas, s'altère la première.

Le C. *Vauquelin* a découvert qu'en faisant chauffer de la bile de bœuf au bain-marie, et en l'épaississant un peu, elle se conserve ensuite plusieurs mois sans s'altérer.

La bile s'altère aussi à l'air : de tous les fluides animaux, aucun ne donne plus de fétidité.

La manière dont elle s'unit avec l'eau, fait qu'elle présente des stries, les flocons disparoissent : de terne, elle devient jaune et verte, si l'on en ajoute une plus grande quantité.

Mêlée avec l'eau, et chauffée, elle perd sa mauvaise odeur et peut se conserver sans s'altérer.

Les acides ont tous une action marquée sur la bile.

On peut employer ce moyen, pour en faire l'analyse.

Lorsqu'on la mêle avec un acide, de l'acide sulfurique par exemple, et qu'on laisse le mélange à l'air, la liqueur devient verte; il y produit un précipité jaune-vert, qu'on dissout en grande partie : en faisant digérer dessus de l'alcool, on obtient d'un côté du sulfate de soude et de l'autre une dissolution alcoolique d'une substance qui a beaucoup d'analogie avec les résines, et encore plus avec le blanc de baleine, ou *adipo-cire*. En ajoutant de l'eau à l'alcool, elle précipite cette substance résineuse; la partie qui ne s'est point dissoute dans l'alcool vient nager à la surface; on la reconnoit facilement pour de l'albumine.

Avec l'acide acéteux, on obtient de l'acétite de soude.

Les dissolutions métalliques donnent avec la bile des précipités colorés : ce sont des savons métalliques, qui pourroient servir pour la peinture.

La bile s'unit facilement aux huiles. Elle se dissout dans l'alcool qui en sépare la matière albumineuse.

L'éther la dissout aussi très-facilement.

CHAPITRE XIX.

Des Calculs biliaires.

Lorsque la bile s'épaissit dans le vésicule, elle forme des concrétions qu'on appelle *calculs biliaires.*

Le C. *Fourcroy* fait maintenant six genres de calculs biliaires :

Les premiers sont : les *hépatiques bilieux ;*

Les 2^es^. les *hépatiques adipo-cireux ;*

Les 3^es^. les *cystiques bilieux ;*

Les 4^es^. les *cystiques corticaux ;*

Les 5^es^. les *calculs cystiques adipo-cireux ;*

Les 6^es^. les *calculs cystiques mixtes*, ou *adipo-bilieux.*

On peut distinguer dans ces six genres trois variétés les plus généralement connues.

Les uns sont bruns, noirâtres, irréguliers, tuberculeux et formés comme par grumeaux.

Les autres plus durs, bruns, jaunâtres ou verdâtres, offrent des couches concentriques, et sont souvent recouverts d'une croute sèche, unie et grise.

La troisième variété comprend des concrétions blanches, ovoïdes, plus ou moins irrégulières, couvertes d'une écorce blanchâtre et souvent inégale, formées de couches comme spathiques, ou de lames cristallines, transparentes, et souvent rayonnées du centre à la circonférence. Tous ces calculs sont solubles dans les alcalis caustiques, dans les dissolutions de savons, dans les huiles fixes.

Poulletier a examiné les calculs biliaires de la deuxième

espèce, il a vu qu'ils étoient dissolubles dans l'alcool. On aperçoit au bout de quelques temps des particules brillantes et légères, qui forment un sel particulier analogue au sel acide, appelé acide benzoïque.

L'éther et l'huile de térébenthine dissolvent aussi les calculs biliaires.

Si l'on ajoute de l'eau à la dissolution des calculs biliaires par l'alcool; il se précipite une matière grasse que le C. *Fourcroy* appelle matière *adipo-cire*.

En suivant l'ordre méthodique adopté par le C. *Fourcroy*, il faudroit ici faire connoître les propriétés chimiques des sucs gastrique et pancréatique; des matières animales particulières contenues dans les intestins; des matières animales abdominales particulières au fœtus; et de la liqueur de la prostate et du sperme. Les détails dans lesquels il seroit nécessaire d'entrer, n'appartenant pas à un cours pratique, c'est dans l'ouvrage même de ce chimiste que l'on trouvera tous les développemens que l'on pourra desirer.

CHAPITRE XX.

De l'Urine.

Margraff est le premier qui ait fait une analyse raisonnée de l'urine en 1757. Il annonça y avoir trouvé plusieurs sels qui formoient le phosphore. *Rouelle*, le cadet, a aussi donné sur cet objet quatre Mémoires qu'on peut peut regarder comme autant de chefs-d'œuvre; *Schéele* y a découvert la matière du calcul: *Berthollet* y a fait voir l'acide phosphorique à nu.

L'urine est une liqueur saline, qu'on regarde comme une lessive animale.

On distingue deux sortes d'urine ; l'une appelée de la *digestion*, l'autre de la *boisson*, à cause du peu de temps qu'on met à la rendre après les alimens, et qui en prend l'odeur.

Quelques alimens communiquent quelques propriétés particulières à l'urine. La térébenthine et les asperges lui donnent la première une odeur de violette, la seconde une odeur fétide ; et en général, presque tous ceux dont l'estomac est foible, rendent des urines qui retiennent l'odeur des alimens qu'ils ont pris.

L'urine rougit la teinture du tournesol : sa chaleur est de 30 à 32 degrés. Elle a une saveur piquante, salée, un peu âcre et légérement amère.

Dans une atmosphère froide, elle se trouble plus vîte, et dépose plus promptement.

Si la température est de seize à dix-huit degrés, l'urine, en en perdant douze, ne se trouble pas comme dans l'hiver.

Si l'on expose l'urine à six degrés au-dessous de zéro, une partie se gèle ; celle-ci n'est pas salée, ce n'est presque plus que de l'eau : l'autre est plus condensée, plus facile à évaporer, plus propre à laisser extraire une plus grande quantité de sels.

D'autres phénomènes se présentent dans l'urine gardée.

Le C. *Hallé*, de l'institut national, a communiqué à ce sujet dans les *Mémoires de la Société de Médecine*, vol. de 1779, des observations très-intéressantes.

Abandonnée à elle-même, l'urine perd bientôt son odeur, qui est remplacée par une odeur d'ammoniaque :

celle-ci se dissipe à son tour; la couleur jaune devient brunâtre, et l'odeur paroît fétide et nauséabonde. L'urine putréfiée présente beaucoup plus d'alcali à nud, que lorsqu'elle est fraiche.

Si l'on évapore lentement l'urine, on sépare, par le repos, un peu d'albumine coagulée, un précipité pulvérulent composé de phosphate de chaux et d'acide urique du muriate et du phosphate de soude, du phosphate d'ammoniaque, et une substance particulière qui reste dans la dernière eau-mère, qui prend une forme sèche, quand on pousse l'évaporation à siccité. En même temps que cette séparation a lieu, il se forme de l'ammoniaque et du carbonate d'ammoniaque dans l'urine.

Si l'on fait rapprocher l'urine en consistance d'extrait, ou de miel, et qu'on mêle cet extrait avec du muriate de plomb et du charbon, on en retire du phosphore.

A cet effet, on mêle ensemble du muriate de plomb, résidu de la distillation de quatre parties de *minium* et de deux de muriate d'ammoniaque, avec dix parties d'extrait d'urine: on y ajoute une demie-partie de charbon en poudre; on dessèche ce mélange dans une chaudière de fer, jusqu'à ce qu'il soit réduit en une poudre noire; on met cette poudre dans une cornue, et on en retire l'ammoniaque, l'huile fétide et le muriate d'ammoniaque; le résidu contient le phosphore. On l'essaye en en jetant un peu sur les charbons ardens; s'il répand une odeur d'ail et une flamme phosphorique, on le met dans une bonne cornue de grès bien lutée; on place ce vaisseau dans un fourneau de réverbère, terminé par un tuyau; on adapte à la cornue un ballon à moitié rempli d'eau, on lute les jointures exactement, on laisse sécher l'appareil,

et on procède à la distillation par un feu bien gradué; on obtient du phosphore que l'on peut purifier par une deuxième distillation.

Dans cette opération, la muriate de plomb décompose le phosphate de soude, contenu dans l'extrait de l'urine, forme un phosphate de plomb, qui donne du phosphore, tandis que le phosphate de soude est indécomposable par le charbon. *Voyez* aussi *phosphate d'ammoniaque*.

L'analyse de l'urine a été faite par beaucoup de chimistes; on connoît leurs travaux; ils se trouvent décrits dans tous les ouvrages élémentaires: mais ce que l'on ne doit pas ignorer, est une nouvelle analyse plus étendue et plus exacte, qu'ont entrepris les C. *Fourcroy* et *Vauquelin*, non seulement sur l'urine, mais encore sur les calculs urinaires. Déjà ces chimistes célèbres ont communiqué à l'Institut plusieurs savans Mémoires sur l'urine et sur les calculs. L'objet est si important, que je crois utile de donner un résultat succinct de leurs travaux.

On fait rapprocher l'urine à une douce chaleur, jusqu'à consistance de miel. On traite ensuite cette substance par de l'alcool très-pur, qui dissout, 1°. une matière particulière, dont nous allons faire connoître les propriétés; 2°. du muriate d'ammoniaque; 3°. du muriate de soude: les autres sels sont insolubles par l'alcool.

Pour séparer cette matière urineuse, on fait évaporer l'alcool à une très-douce chaleur, ou l'on distille dans une cornue, afin de ne pas perdre le produit; on étend ensuite le résidu avec de l'eau, jusqu'à consistance de sirop liquide; on verse dans cette liqueur de l'acide nitrique; aussitôt il se forme un précipité abondant, qui est la combinaison de cette matière urineuse avec l'acide nitrique.

Les muriates d'ammoniaque et de soude restent en dissolution dans la liqueur salie par un peu de matière urineuse.

Pour avoir la matière pure, on dissout le précipité formé par l'acide nitrique dans de l'eau; on y ajoute de la potasse, pour saturer l'acide nitrique avec lequel elle est unie; on évapore ensuite jusqu'à consistance de miel, et l'on traite de nouveau par l'alcool: qui s'empare de la matière urineuse, tandis que le nitrate de potasse formé, reste insoluble. On sépare le sel, et on distille à une très-douce chaleur pour recueillir l'alcool. Il reste dans la cornue une substance jaunâtre, qui étoit parfaitement inconnue, et qui présente des caractères nouveaux et très-particuliers.

Cette substance a été appelée par les chimistes qui l'ont découverte, l'*urée*. Ils la regardent comme la matière urineuse, celle qui donne à l'urine ses caractères principaux, tels que l'odeur, la saveur, etc. En effet, si on la dissout dans l'eau, on parvient à former une urine artificielle, à laquelle on donne une couleur plus ou moins foncée, suivant la quantité d'eau que l'on ajoute.

Cette substance exhale une odeur fétide, alliacée et forte; elle adhère au vase qui la contient, elle est assez difficile à couper ou à casser; dure, grenue, très-consistante dans son centre, elle devient molle et comme un miel épais à sa surface; elle absorbe fortement l'humidité de l'air; sa saveur âcre, piquante, très-désagréable, imite celle des sels ammoniacaux.

Distillée dans une cornue et à l'appareil pneumato-chimique, d'abord elle se fond, et il s'élève une fumée blanche qui se condense sur les parois de la cornue, en

lames reconnoissables pour de l'acide benzoïque : ce premier sublimé est bientôt remplacé par du carbonate d'ammoniaque cristallisé, dont la production continue jusqu'à la fin de l'opération. On n'obtient ni liquide aqueux, ni huile en quantité sensible : seulement le produit sublimé est bruni. L'air de l'appareil, poussé dans les cloches placées à l'extrémité, est imprégné d'une odeur fétide, alliacée et analogue à celle du poisson pourri. Il entraîne en dissolution du carbonate d'ammoniaque qu'on reconnoît par le précipité qu'il occasionne dans l'eau de puits. La matière de la cornue se trouve alors sèche, noirâtre, et recouverte d'une croûte blanche soulevée, et qui s'attache à la partie la plus basse de la voûte et de la cornue : c'est du muriate d'ammoniaque. Le résidu charbonneux dégage, quand on y jette de l'eau, une odeur d'acide prussique ; brûlé à feu ouvert, il s'en exhale encore du carbonate d'ammoniaque et une odeur prussique d'amandes amères ; il laisse un centième du poids de la matière primitive d'une cendre blanche âcre, qui verdit le sirop de violettes, et qui contient un peu de carbonate de soude.

Les C. *Fourcroy* et *Vauquelin* ont conclu, de ce genre d'analyse, que l'*urée* paroissoit être un composé quaternaire d'azote, d'hidrogène, de carbone et d'oxigène, où le premier de ces principes dominoit.

L'urée est extrêmement dissoluble dans l'eau ; si cette dissolution aqueuse est distillée à un feu très-doux, et conduite jusqu'à l'ébullition, elle donne de l'eau très-claire chargée de carbonate d'ammoniaque.

Les C. *Fourcroy* et *Vauquelin* ont examiné ensuite l'action des acides, des alcalis et de quelques sels sur l'urée.

Avec l'acide nitrique foible, il se forme des cristaux lamelleux rayonnés, d'un blanc jaunâtre, doux et onctueux au toucher ; mais il faut employer une dissolution épaisse d'*urée* dans l'eau.

Les alcalis caustiques dissolvent et ramollissent l'urée et en dégagent de l'ammoniaque.

Elle se combine avec plusieurs substances salines, et les fait changer de forme cristalline.

Avec le muriate d'ammoniaque, on obtient des cubes; des octaëdres avec le muriate de soude.

Les sels non solubles dans l'alcool, dont nous avons parlé au commencement de cet article, et qui se trouvent mêlés dans l'urine rapprochée en consistance de miel, sont :

Le phosphate de magnésie,
Le phosphate de chaux,
Le phosphate de soude,
Le phosphate d'ammoniaque,
De l'acide urique,
De l'acide benzoïque,
Et de l'albumine.

Pour obtenir séparément tous les sels, on les verse dans de l'eau chaude, et l'on fait cristalliser ceux qui en sont susceptibles, et on les obtient séparément par la cristallisation.

Il reste du phosphate de chaux, du phosphate de magnésie et de l'acide urique, que l'eau n'a pu dissoudre.

Pour séparer l'acide urique de ces derniers sels, on ajoute de la potasse qui s'empare de l'acide urique, et qui décompose en même temps le phosphate de magnésie. On obtient un urate de potasse et un phosphate de potasse; la magnésie reste avec le phosphate de chaux.

On décompose l'urate de potasse par l'acide muriatique, qui s'empare de la potasse; l'on fait ensuite dissoudre l'acide urique dans l'eau, et on le fait cristalliser. D'une autre part, on s'empare de l'acide phosphorique par la chaux, qui forme un sel insoluble.

Pour séparer la magnésie du phosphate de chaux de la première expérience, on ajoute de l'acide acéteux, qui forme un sel soluble avec la magnésie, et le phosphate de chaux reste pur.

Ces expériences prouvent que l'on peut obtenir de l'urine onze substances bien distinctes:

1°. Du muriate d'ammoniaque,
2°. Du muriate de soude,
3°. Du phosphate de magnésie,
4°. Du phosphate de chaux,
5°. Du phosphate de soude,
6°. Du phosphate d'ammoniaque,
7°. De l'acide phosphorique,
8°. De l'acide urique,
9°. De l'acide benzoïque,
10°. De la matière animale gélatineuse,
11°. De l'urée.

Outre ces substances, il en est d'autres admises par plusieurs chimistes, mais que l'on ne peut regarder que comme accidentelles, et même très-rares dans l'urine. Ce sont, le muriate de potasse, le sulfate de soude, le sulfate de chaux; l'oxalate calcaire, la substance sucrée qui existe dans le diabetès miellé, et peut-être dans quelques autres circonstances morbifiques; la silice et l'albumine.

Si l'on distille de l'urine à feu nu, on obtient dans le

récipient un liquide ammonical et très-peu d'huile. Si l'on continue l'opération, il se sublime dans le col de la cornue du carbonate d'ammoniaque, ensuite de l'acide benzoïque, et sur la fin, du muriate d'ammoniaque; l'acide urique est décomposé en grande partie.

Il reste dans la cornue une masse saline charbonneuse, dont on peut extraire les sels par les moyens que nous venons d'indiquer.

Les acides n'ont aucune action sur l'urine fraîche; mais ils détruisent l'odeur de l'urine putréfiée, en se combinant avec l'ammoniaque, qui est le principal véhicule de l'odeur.

L'acide oxalique y forme un précipité d'oxalate de chaux.

Les alcalis fixes et la chaux dégagent de l'urine beaucoup d'ammoniaque.

L'eau de chaux forme un précipité, qui, dans le commencement, est dissoluble tant que l'acide phosphorique n'en est pas entièrement saturé; dans cet état, l'urine rougit encore les couleurs bleues végétales : c'est de l'acide phosphorique qui est à nu; il se forme du phosphate calcaire; lorsque le précipité ne se dissout plus, c'est une preuve que l'acide phosphorique est saturé, alors elle ne rougit plus les couleurs bleues.

Quand on verse des alcalis fixes en excès dans l'urine très-récente, ils empêchent l'acide urique de se déposer, et le retiennent en dissolution.

L'ammoniaque caustique précipite aussi le phosphate calcaire de l'urine, en neutralisant l'acide phosphorique libre, mais ne produit pas le même résultat que les alcalis fixes, relativement à l'acide urique.

Beaucoup de dissolutions métalliques décomposent l'urine.

Le nitrate de mercure donne un précipité rose formé en partie par l'acide muriatique, et en partie formé par l'acide phosphorique contenu dans l'urine.

Si l'on traite ce précipité avec de l'alcali caustique, on décompose les deux sels.

CHAPITRE XXI.

Du Calcul de la vessie.

Ce n'est que depuis *Schèele* et *Bergman* qu'on a des notions précises sur le calcul.

Le premier a découvert l'*acide lithique*, appelé maintenant *acide urique* dans le calcul. *Bergman* en a retiré de la chaux, en précipitant sa dissolution nitrique par l'acide sulfurique, et en calcinant le résidu de la même dissolution.

La combinaison de la chaux avec l'acide phosphorique constitue un genre de calcul bien caractérisé par sa blancheur, sa friabilité, son indissolubilité dans l'eau, sa dissolubilité lente dans les acides, et le sulfate de chaux qu'il donne avec l'acide sulfurique.

De nouvelles expériences des C. *Fourcroy* et *Vauquelin* leur ont fait découvrir sept autres matériaux dans le calcul humain.

1°. *L'urate ammoniacal*, ou la combinaison saturée d'acide urique avec l'ammoniaque.

Le caractère de cette substance est d'être dissoluble dans les alcalis fixes purs avec dégagement d'ammoniaque.

2°. *Le phosphate ammoniaco-magnésien.*

Ce sel, qui contient de la magnésie, terre que l'on n'avoit point encore trouvée dans le corps humain, présente des phénomènes remarquables.

Cette matière ne constitue jamais seule les calculs humains; elle est tantôt mêlée au phosphate calcaire, tantôt à l'acide urique, tantôt à ces deux substances en même temps; elle forme toujours la couche extérieure des calculs. Cette couche se reconnoît à sa surface inégale, à sa cassure blanche et lamelleuse.

Elle n'est point dissoluble dans les alcalis qui en dégagent une odeur d'ammoniaque, et en précipitent la magnésie, en s'emparant de l'acide phosphorique. L'analyse y démontre la magnésie et l'ammoniaque unis à l'acide phosphorique; l'acide muriatique les dissout.

C'est ce phosphate ammoniaco-magnésien qui fait acquérir aux calculs urinaires le volume considérable qu'on leur trouve quelquefois, et qui en rendent alors l'extraction impossible.

Ces calculs sont d'une nature semblable à celle du calcul du colon d'un cheval, déjà analysés par les mêmes chimistes.

5°. *L'oxalate de chaux.*

La découverte de ce sel, insoluble dans la vessie, a paru une chose aussi nouvelle que remarquable aux C. *Fourcroy* et *Vauquelin*; les caractères que présentent ces sortes de calculs sont fort tranchés.

Ils sont noirs, pesans, durs, hérissés de pointes ou de tubercules qui, les rendant semblables au fruit nommé *mûre*, leur avoient fait donner le nom de calculs muraux.

Ils crient sous la scie qui les divise, et leurs surfaces

sciées prennent un poli brillant presque semblable à celui d'une agate.

Ces calculs sont insolubles dans les alcalis purs, tandis que les carbonates alcalins les décomposent et dissolvent l'acide. La chaux, ajoutée à ces dissolutions, en précipite un sel blanc, qu'on seroit d'abord tenté de prendre pour du phosphate de chaux; mais un peu d'habitude, et mieux encore l'analyse, prouvent bientôt que c'est de l'oxalate de chaux que l'on a reformé.

Un autre caractère exclusif des calculs d'oxalate de chaux, c'est la chaux pure ou vive qu'ils laissent dans le creuset lorsqu'on les a fortement calcinés, et que ne donne aucun autre calcul; enfin, ils sont dissous par l'acide muriatique et l'acide nitrique, etc.

4°. *Le phosphate de chaux.*

5°. *La silice.* Sur 150 calculs analysés par les C. *Fourcroy* et *Vauquelin*, cette substance ne s'est rencontrée qu'une seule fois; elle n'étoit pas seule, et elle formoit, dans un calcul composé de 4 et de 5 couches, la troisième couche d'un jaune de corne et très-dure à la scie.

Cette substance ayant résisté à tous les agens d'analyses employés pour les autres calculs, on la fit fondre, après l'avoir pulvérisée dans un creuset d'argent, avec de la potasse, et on en précipita, à l'aide d'un acide, de la dissolution aqueuse de ces deux substances, une poussière tenue, transparente, qui rendit l'eau gélatineuse, mais que ces chimistes ont reconnue pour être de la silice.

6°. *L'acide urique.*

Cet acide, découvert par *Schèele*, avoit été appelé par le C. *Cuyton*, *acide lithiasique*, ensuite *lithique*; les C. *Fourcroy* et *Vauquelin*, d'après *Pearson*, qui l'avoit

appelé *ourique*, lui ont donné le nom d'*acide urique*, et à ses combinaisons celui d'*urate*.

Nous avons déjà dit qu'il y avoit des calculs formés d'acide urique pur.

Cet acide est toujours sous une forme concrète; il est insipide, inodore, dure, presqu'insoluble dans l'eau froide.

Distillé dans une cornue, il se décompose et se sublime en partie.

On obtient du carbonate d'ammoniaque, du gaz acide carbonique, et il se développe une odeur d'acide prussique.

Il décompose l'acide nitrique, et une portion d'acide urique est convertie en acide oxalique.

L'acide muriatique oxigéné change l'acide urique en ammoniaque, en acide carbonique, oxalique et malique.

Il se dissout complètement et sans aucune odeur dans la potasse caustique étendue d'eau.

Si l'on ajoute de l'acide muriatique foible à cette dissolution, on précipite l'acide urique sous une forme cristalline.

Cet acide s'unit aux terres, aux alcalis et aux oxides métalliques; il cède ses bases aux plus foibles acides végétaux, même à l'acide carbonique; aussi ne se dissout-il pas dans les carbonates alcalins.

7°. Enfin, *une matière animale diverse*, plus ou moins abondante.

Elle accompagne constamment le plus grand nombre des six substances précédentes dans les calculs. L'acide urique seul en est presqu'entièrement exempt, parce qu'il est lui-même une sorte de composé organique particulier; mais les phosphates terreux, l'oxalate de chaux

et la silice même, ne se condensent point en couches, en lames, en feuillets, ou en cristaux calculeux, sans emprunter de l'urine une portion quelconque de matière animale qu'on trouve même dans les parties les plus blanches et les plus salini-formes des calculs. C'est cette matière qui est la cause de l'odeur fétide qu'exhalent toutes ces concrétions, et de la couleur noire qu'elles prennent dans leur calcination.

Ces premières connoissances acquises sur la nature des calculs, ont conduit les C. *Fourcroy* et *Vauquelin* à proposer d'essayer de les dissoudre dans la vessie à l'aide d'injections; ils ont vu des calculs composés d'acide urique et d'urate d'ammoniaque se dissoudre assez promptement dans une eau qui contenoit assez peu d'alcali caustique, pour n'avoir point d'action désagréable sur la langue. Ils ont opéré également la dissolution des calculs de phosphate ammoniaco-magnésien, de phosphate calcaire et d'oxalate de chaux par les acides muriatique et nitrique très-foibles.

CHAPITRE XXII.

Des diverses Substances animales utiles aux arts et à la médecine.

Je distinguerai ces substances en deux ordres, savoir: 1°. en substances animales immédiates, c'est-à-dire, faisant parties essentielles des animaux, et certains animaux eux-mêmes, dont l'ensemble des parties a un rapport direct aux arts chimiques et à la médecine; 2°. en substances extraites des animaux: les produits de ce second

ordre, quoique naturels, ne font pas parties essentielles des animaux. La plupart, comme il est facile de s'en convaincre, ne se rencontrent dans les animaux qu'à certaines époques de l'année, et d'autres sont, ou des produits de leur industrie, ou des produits secrétoires et excrétoire

PREMIER ORDRE.

Ivoire.	Appendices des quadrupèdes.
Corne.	
Tortue.	Quadrupèdes ovipares.
Grenouille.	
Vipère.	Serpens.
Cantharides	Insectes.
Fourmis.	
Cochenille.	
Kermès.	
Cloportes.	
Musc.	Produits des quadrupèdes vivipares.
Civette.	
Castoreum.	
Plumes.	Produits des oiseaux.
Soie	Produits de la phalène du mûrier.

DEUXIÈME ORDRE.

Blanc de baleine. . .	Produits des cétacées.
Ambre.	
Œufs.	Produits des oiseaux.
Bézoards.	Calculs animaux.
Pierre d'écrevisse. .	Concrétion de crustacées.
Hyctiocolle, ou colle de poissons. . . .	Produits des poissons.

Miel.	Produits des insectes.
Cire.	
Résine laque. . . .	
Coraline	Produits des zoophytes.
Corail.	
Eponge.	

PREMIER ORDRE.

Appendices des Quadrupèdes.

L'ivoire. On donne ce nom dans le commerce à la matière des deux grandes dents ou défenses osseuses de l'*éléphant*, lorsqu'elles sont détachées de la mâchoire et prêtes à être mises en œuvre. Ces défenses naissent aux deux côtés de sa trompe, en forme de longues cornes arquées. Les marchands en gros leur donnent le nom de *morfil*. Dans les arts, on calcine l'ivoire, il se charbonne; c'est ce qu'on appelle *noir de velours* ou noir d'ivoire. On le broie à l'eau, et on le réduit en forme de trochisques, qu'on emploie dans la peinture.

On n'a point encore fait une analyse exacte de cette substance, ni examiné la différence qui existe entre l'ivoire et les os.

Les expériences que l'on a faites se réduisent à la distillation dans une cornue, à l'action de l'eau et des acides.

Par la distillation, on obtient des produits analogues à ceux que l'on retire des os.

Par une longue ébullition de l'eau, on forme une gelée.

Les acides ramollissent cette substance.

La corne de cerf. Les principales préparations pharmaceutiques que l'on fait avec la corne de cerf, sont *la*

corne de cerf calcinée, *l'esprit volatil*, la liqueur de corne de cerf succinée.

Si l'on fait bouillir longtemps dans l'eau des cornes rapées, on parvient à en faire de la gelée.

On prend une partie de raclures de corne de cerf, et 6 d'eau; on met ces deux substances dans une marmite d'étain qui puisse fermer assez exactement pour qu'il ne se fasse que peu ou point d'évaporation; on fait bouillir ce mélange à petit feu pendant douze heures; alors on passe la décoction, tandis qu'elle est chaude, au travers d'un tamis de crin.

Quand on prépare cette gelée pour les malades, on ajoute à cette liqueur une demi-partie de vin blanc et une partie de sucre; on clarifie le tout avec un blanc d'œuf. Lorsque la liqueur est parfaitement claire, on la coule toute bouillante au travers d'un blanchet, sur lequel on a mis auparavant deux grammes de canelle en poudre grossière, et douze grammes d'esprit de citron.

Les acides favorisent la dissolution de la corne dans l'eau, et contribuent aussi à sa clarification.

Des Quadrupèdes ovipares.

La tortue. La cuirasse osseuse dont les tortues sont armées, suffit pour les distinguer de tous les autres amphibies tétrapodes. Cet animal amphibie se retire en entier sous ce toit impénétrable, il y brave la serre des oiseaux de proie, et la dent des mammifères carnassiers, mais inhabile à attaquer, il y demeure immobile. Cette cuirasse est composée de deux pièces; celle qui couvre le dos est appelée *carapace*. Elle est convexe, et les vertèbres y sont attachées. La pièce inférieure est réunie aux

os de la poitrine ; sa forme est applatie, et elle ne tient à la carapace que par les côtés : on la nomme *plastron*. Il ne reste ainsi que deux ouvertures; l'une antérieure, qui donne passage à la tête et aux pattes de devant; l'autre postérieure, qui laisse passer la queue et les pattes de derrière.

Il y a des tortues de différentes grandeurs.

L'écaille dont la tortue est recouverte, est marbrée de couleurs différentes, obscures, luisantes, composée de plusieurs pièces lisses, polies, jointes et comme articulées ensemble, ayant diverses figures; on en fait des boîtes, des peignes et plusieurs autres instrumens.

La chair de tortue est bonne à manger; elle se réduit facilement en gelée. On la donnoit autrefois dans les maladies de poitrine.

Sa graisse étoit regardée comme amollissante et résolutive.

La grenouille. La grenouille diffère essentiellement du crapaud. Son corps n'est pas couvert de verrues; il est alongé, quadrangulaire, relevé en bosse et lisse. La grenouille se nourrit des mêmes alimens que le crapaud, et elle est comme lui la proie des animaux aquatiques. La femelle n'a qu'un grognement sourd. Le croassement rauque et continuel que fait entendre le mâle, est causé par des vessies placées auprès du col, qu'il vide et remplit d'air à volonté, et que ce gonflement alternatif fait résonner comme un tambour.

On mange ses cuisses, on en fait des bouillons doux et rafraîchissans.

Serpens.

La *vipère.* Ce nom est l'abrégé de *vivipare.* Il lui a été donné, parce que ses œufs éclosent dans le ventre de la mère, et qu'elle semble ainsi faire ses petits vivans. Sa couleur est d'un gris cendré avec une suite de taches noires en zigzag. La vipère est foible et innocente en apparence. Elle se nourrit de grenouilles, d'insectes qu'elle saisit avec sa langue gluante. Le venin de la vipère ne consiste pas dans la bave gluante dont sa bouche est souvent inondée ; il est contenu dans deux petites vessies placées aux deux côtés de la tête. Outre les dents monstrueuses dont la vipère est pourvue, elle a encore deux dents aiguës et recourbées. Elle peut diriger ces *crochets* mobiles et creux du côté qu'il lui plaît; et comme ils communiquent aux vésicules remplies de venin, ils en injectent une certaine quantité dans la morsure. Ce venin est un suc jaune qui n'agit sur aucune autre partie ; mais mêlé au sang, il cause des effets très-nuisibles. On a indiqué une infinité de remèdes contre le venin de la vipère, mais le plus sûr est d'agrandir la plaie par des incisions, et de la brûler avec de la potasse caustique.

La chair de vipère étoit recommandée dans les maladies de la peau, du poumon, et dans les affections chroniques de la lymphe ; mais toutes ces propriétés sont illusoires, ainsi que celles qu'on attribuoit à la tête desséchée, au foie, au cœur, à la graisse et au sel volatil que l'on obtenoit par la distillation à la cornue.

Insectes.

La *cantharide.* Le corps de cet insecte est alongé et d'un beau vert doré. Ses antennes sont noires, on le trouve sur le frêne dans le courant de messidor. C'est un caustique violent; mis en poudre et mêlé avec de la pommade, il brûle les parties de la peau sur lesquelles on l'applique, y produit une cloche qu'on enlève, et la suppuration s'établit; c'est ainsi qu'on l'emploie pour les emplâtres vésicatoires.

On trouve des cantharides dans les environs de Paris; elles sont en grande quantité dans les pays chauds, tels que l'Italie et l'Espagne. On doit les choisir entières et nouvelles; la préparation qu'on leur donne avant que de les employer, consiste à les enfermer dans un nouet, après qu'on les a ramassés, et à les exposer à la vapeur du vinaigre pour les faire mourir; on les fait ensuite sécher et on leur ôte les ailes qui ont très-peu d'âcreté, et beaucoup moins que le corps.

Thouvenel est le seul qui ait fait des expériences sur cet insecte. Il a traité successivement les cantharides par l'eau, l'alcool, l'éther; en les soumettant à la presse, après les avoir ramollies, il en a tiré : 1°. une matière extractive d'un jaune rougeâtre, très-amère et donnant une liqueur acide par la distillation; 2°. une huile concrète, céracée, verte, d'une saveur âcre, odorante, d'où paroît dépendre l'odeur des cantharides, donnant à la distillation un produit acide très-piquant, et une huile épaisse; 3°. une huile jaune, concrète, analogue à la précédente, et qui paroît être la source de la couleur

de ces insectes; 4°. un parenchyme solide, faisant la base de leur corps, et dont on ne connoît pas la nature.

La fourmi. On compte, dans les environs de Paris, six espèces de fourmis qui se distinguent par leur couleur.

Ces insectes ne sont aujourd'hui d'aucun usage en médecine.

Ils contiennent un suc acide, qu'on avoit appelé *acide formique*, et que le C. *Deyeux* a trouvé analogue à l'acide acéteux.

De l'Acide formique.

L'acide formique a été connu dès le siècle dernier. *Samuel Fisher* est le premier qui l'ait obtenu en distillant des fourmis. M. *Margraff* a suivi ce même objet dans un mémoire qu'il a publié en 1749, et MM. *Ardwisson* et *Ochrn*, dans une dissertation qu'ils ont publiée à Leipsick en 1777.

L'acide formique se tire d'une grosse espèce de fourmi rousse, *formica rufa*, qui habite les bois, et qui y forme de grandes fourmillères. Si c'est par distillation qu'on veut opérer, on introduit les fourmis dans une cornue de verre ou dans une cucurbite garnie de son chapiteau; on distille à une chaleur douce, et on trouve l'acide formique dans le récipient : on en tire environ moitié du poids des fourmis.

Lorsqu'on veut procéder par voie de lixiviation, on lave les fourmis à l'eau froide, on les étend sur un linge, et on y passe de l'eau bouillante, qui se charge de la partie acide; on peut même exprimer légérement ces insectes dans le linge, et l'acide en est plus fort. Pour

l'obtenir pur et concentré, on le rectifie, et on en sépare le phlegme par la gelée.

On ne connoît pas encore les combinaisons de cet acide quoique *Thouvenel* ait dit que le *formiate de potasse* cristallisoit en parallélogrammes applatis ou en prismes non déliquescens, et que le formiate de chaux étoit soluble et cristallisable. MM. *Ardvisson* et *Ochrn* ont décrit ainsi les attractions de l'acide formique : la barite, la potasse, la soude, la chaux, la magnésie, l'ammoniaque, le zinc, le manganèse, le fer, le plomb, l'étain, le cobalt, le cuivre, le nickel, le bismuth, l'argent et l'alumine.

La cochenille. Cet insecte s'attache et meurt sur la feuille d'un nopal, nommé *cactus coccinelliferus*, dont elle pompe le suc. Cet plante, qui croît dans plusieurs pays chauds, communique son suc rouge à l'insecte qui s'en nourrit. C'est principalement au Mexique, et dans l'Amérique méridionale que l'on recueille la cochenille telle qu'on nous l'apporte. Elle ressemble à une graine, et cette ressemblance a fait croire longtemps qu'elle étoit la semence d'une plante. La cochenille a une figure irrégulière ; elle est ordinairement petite, quelques endroits sont convexes, d'autres concaves, et en quelque manière cannelée ; sa couleur est d'un rouge tirant sur le gris ou sur le noir à l'extérieur, intérieurement elle est pourpre ; sa saveur est un peu amère, avec très-peu d'âcreté.

Distillée dans une cornue, on en retire du carbonate d'ammoniaque, de l'huile épaisse et fétide, du gaz hidrogène carboné et sulfuré.

A l'eau bouillante, un cramoisi violet qui devient rouge et jaune par les acides, souvent ils en précipitent une fécule de la même couleur ou plus foncée. Si l'on

ajoute à sa décoction des dissolutions métalliques, ils y forment un précipité coloré. Le muriate d'étain donne un dépôt d'un beau rouge, plus abondant quand on ajoute du tartre à la décoction. Traitée par l'alcool, le résidu de la décoction de cochenille évaporée lui donne une couleur très-rouge, qui prend par l'évaporation de l'alcool, la forme d'une résine.

La décoction de cochenille se conserve sans putréfaction ; l'acide muriatique oxigéné jaunit la décoction, et on peut estimer la bonté par la proportion de ce réactif, qu'on est obligé d'employer pour le décolorer.

La cochenille sert beaucoup dans la teinture et dans la peinture ; c'est avec cette substance qu'on fait la couleur écarlate, et elle est employée pour le carmin, en y ajoutant une lessive d'alun et précipitée par les alcalis (*Voyez aussi la page* 543). Elle sert beaucoup moins en médecine, quoiqu'elle ait passé pendant longtemps pour cordiale, sudorifique ; mais on est revenu de toutes ces vertus imaginaires ; on ne s'en sert plus que pour colorer des teintures, des poudres et d'autres médicamens qu'on veut déguiser.

Le *kermès*, ou *chermès*, *coccus infectorius*, appelé graine de kermès ou d'écarlate, est un insecte qui s'attache et repose ses œufs sur les feuilles et sur les rejetons de l'ilex. Cet arbrisseau vient dans les pays chauds ; on trouve le kermès en Espagne, en Portugal et dans le ci-devant Languedoc. C'est ordinairement des environs de Montpellier qu'on nous envoie les graines de kermès ; dont on fait la récolte dans les mois de mai et de juin. Ces graines sont rondes ; membraneuses ; de la grosseur d'un pois, lisses ; leur couleur est d'un rouge-brun : elles

sont remplies de petits œufs rouges ; mais lorsque le kermès est ancien, on n'y trouve qu'une substance qui se réduit en poussière. L'odeur du kermès est foible, et n'est pas désagréable ; sa saveur a une légère âcreté mêlée d'amertume, et laisse sur la langue un peu d'astriction.

Cette substance a toutes les propriétés des matières animales ; sa matière colorante est soluble dans l'eau et dans l'alcool. Quand on fait entrer le kermès dans la teinture, on y ajoute de l'alun et du tartre. Il donne une couleur très-vive avec la dissolution d'étain ; les alcalis rosent et ternissent sa couleur.

On emploie le suc tiré du kermès et les graines séchées, le premier se prépare en Languedoc. Du kermès récent on forme généralement un sirop avec une suffisante quantité de sucre, et on l'envoie dans différens pays. On le connoît sous le nom de *conserve*, *suc*, ou *sirop de kermès*. *Voyez* aussi la page 543.

Le *cloporte*, *aselli*, *sive mille pedes*. Cet insecte se trouve dans les caves et sous les pierres.

Les cloportes ont une odeur désagréable et un goût un peu piquant, douceâtre. On a beaucoup vanté le suc de ces insectes dans la jaunisse, les congestions séreuses, laiteuses, etc. Suivant *Thouvenel*, ils donnent à la distillation au bain-marie, un eau alcaline ; traités ensuite par l'eau et l'alcool, ils fournissent une matière extractive et cireuse, que l'éther parvient à séparer. Le suc exprimé paroît contenir des muriates de potasse et de chaux.

Produits des Quadrupèdes vivipares.

Le musc. C'est une substance grumeleuse, sèche, d'une saveur âcre, avec une légère amertume ; son odeur est très-forte et très-pénétrante. On croit que cette matière est un corps résineux. Quelques auteurs prétendent que l'animal qui donne le musc est une espèce de chèvre, ou gazelle, qu'on trouve dans le Thibet et le Tunquin.

Analyse inconnue, regardé comme un antispasmodique.

Civette. Substance molle et onctueuse d'une couleur blanche, brune ou noirâtre. On l'apporte du Brésil, de la côte de Guinée, ou des Indes-Orientales : elle se trouve dans de petits sacs situés dans la partie inférieure du ventre d'un animal qui passe pour être une espèce de chat. On l'emploie principalement dans les parfums.

Analyse inconnue.

Castoreum. On donne le nom de Castoreum à une substance qui paroît grasse et huileuse au toucher. Elle devient sèche ensuite, et peut se réduire en poudre. Cette substance se trouve entre-mêlée de petites membranes fines ; elle est d'une couleur qui approche beaucoup de celle de la canelle, mais ordinairement un peu plus foncée. Son odeur est très-forte, désagreable et même fétide ; sa saveur est un peu amère, âcre et dégoûtante. Cette substance est renfermée dans deux vésicules membraneuses, environ de la grosseur d'un œuf de poule, qu'on trouve dans les aines d'nn quadrupède amphibie, connu sous le nom de castor.

Les expériences de *Neumann*, *Cartheuser*, *Thouvenel*

et les miennes (voyez mon mémoire, *Journal de Physique*, année 1792), prouvent que cette substance est un mélange d'une résine, d'une sorte de corps adipo-cireux, d'une huile volatile, d'une matière extractive colorante, d'une substance gélatineuse, d'un sel.

On regarde le castoreum comme un spécifique dans toutes les maladies spasmodiques, convulsives et hystériques.

Produits des Oiseaux.

Les *plumes.* La plume est un tuyau rond, corné, transparent, rempli d'une moëlle muqueuse, terminé par une partie solide, prismatique, et garni dans cette dernière de barbes placées obliquement sur deux côtés opposés.

Les plumes donnent au feu, et par les réactifs, à peu près les mêmes produits que les poils.

L'acide muriatique, étendu d'eau, versé sur des plumes, laisse précipiter une matière noire, tandis que l'acide nitrique ne fait que les jaunir.

Les plumes sont un peu moins dissolubles que les cheveux dans la potasse.

Les plumes donnent aussi moins de carbonate de potasse que les cheveux. Elles donnent aussi par la distillation, une eau fétide, une huile dense et presque concrète, du carbonate, du prussiate et du zoonate d'ammoniaque, du gaz hidrogène carboné et sulfuré.

Produits de la Phalène du mûrier, ou Ver à soie.

La *soie.* C'est le nom que l'on donne à cette substance soyeuse que file le ver à soie.

Quelques auteurs prétendent que la soie n'est qu'un extrait des alimens dont l'insecte se nourrit.

La soie se dessèche et prend de la consistance, aussitôt qu'elle éprouve le contact de l'air.

Les premiers fils du ver à soie ne sont qu'une bourre très-grossière. L'animal s'établit sur le premier réseau, et par le mouvement régulier de sa tête, il construit sa coque, qu'il achève en sept à huit jours : elle est d'un seul fil, qui a quelquefois jusqu'à 300 mètres de longueur, et si délié, que l'*organsin* des taffetas et des gazes les plus fines, est au moins composé de quatre à cinq brins, et ordinairement de sept ou huit. La soie des derniers fils est toujours trop fine et trop gommée, pour être détachée. Quand on ne veut pas conserver l'animal, pour la régénération de l'espèce, on le fait périr dans l'eau bouillante. La matière de la coque est employée à différens usages : la bourre ne peut se dévider; on la carde, on la file : elle se nomme *filosèle.* Les cocons, après avoir donné toute la soie qu'ils peuvent fournir, deviennent la matière de fleurs artificielles. La soie dévidée, prend différens noms, selon les préparations qu'elle a subies. On l'appelle *soie crue, cuite, organsin, etc.*

Pour enlever à la soie une matière colorante jaune, on se sert de lessives légérement alcalines, du savon, et même avec des acides foibles, le muriatique surtout. C'est ce qu'on nomme *décreuser la soie.*

La soie présente beaucoup de propriétés des substances animales. Distillée à la cornue, elle donne du carbonate d'amoniaque et de l'huile.

La soie blanche jaunit par l'acide nitrique, il en dégage du gaz azote, et la convertit en acides prussique, oxalique, malique, carbonique, et en une matière grasse.

Les alcalis ne forment pas une simple combinaison; il y a dégagement d'ammoniaque. On peut aussi en faire de très-bons savons.

De l'Acide bombique.

Lorsque le ver à soie se change en chrysalide, ses humeurs paroissent prendre un caractère d'acidité. Il laisse même échapper au moment où il se transforme en papillon, une liqueur rousse très-acide, qui rougit le papier bleu, et qui a fixé l'attention du C. *Chaussier*. Voici comment il a obtenu cet acide.

On a fait infuser des chrysalides de vers à soie dans de l'alcool : ce dissolvant se charge de l'acide sans attaquer les parties muqueuses ou gommeuses; et en faisant évaporer l'alcool, on a l'acide bombique assez pur. On n'a pas encore déterminé les propriétés et les affinités de cet acide.

DEUXIÈME ORDRE.

Produits des Cétacées.

Blanc de baleine. On a donné le nom *de spermaceti*, ou de blanc de baleine, à une substance tendre, douce et un peu grasse au toucher, quoique friable, d'une couleur blanche, un peu brillante et comme soyeuse, légé-

rement transparente. Cette substance a très-peu d'odeur, et tout au plus celle de la graisse récente. Sa saveur est fade, visqueuse, grasse et peu agréable. Cette substance se trouve dans la tête de l'espèce de baleine qu'on nomme cachalot. On la regarde comme adoucissante.

Elle se fond facilement au feu.

Distillé plusieurs fois de suite, le blanc de baleine passe à l'état huileux.

Exposé à l'air, il jaunit, et devient rance.

Les acides nitrique et muriatique. — Nulle action.

L'acide sulfurique concentré le dissout et modifie sa couleur, et l'eau le sépare.

L'acide sulfureux le décolore et le blanchit.

L'acide muriatique oxigéné le jaunit.

Les alcalis fixes forment avec cette substance une espèce de savon.

L'oxide rouge de plomb forme avec elle une masse emplastique.

Les huiles fixes et volatiles la dissolvent.

L'alcool et l'éther la dissolvent aussi. On peut aussi faire cristalliser le blanc de baleine, en laissant refroidir une dissolution de cette substance faite dans l'éther.

Ambre gris. L'ambre est une matière d'une couleur grisâtre ou cendrée, entre-mêlée de petites taches ou veines noires ou jaunâtres. On le trouve ordinairement en masses inégales un peu opaques, fort légères, d'un tissu peu solide, friables; cette substance, sous forme concrète, flotte sur la surface de la mer; et les vagues en jettent sur les côtes, principalement dans la mer des Indes : on en voit de temps en temps dans nos mers, ainsi que dans celle du nord. Le docteur *Swediaur* croit

que l'ambre se forme dans le canal alimentaire d'un cétacée (le cachalot.) Analyse inconnue.

Produit des Oiseaux.

Des œufs. L'œuf de poule est composé de blanc, de jaune, de ligamens qu'on nomme glaires, de la cicatricule, d'une membrane mince intérieure, et d'une coquille solide placée au-dehors, et servant d'enveloppe.

Le blanc d'œuf. - Matière liquide, visqueuse et gluante, saveur fade, s'épaississant au feu, y devenant blanc, opaque, solide; s'y desséchant en une matière jaune, transparente, cassante. Quoique très-frais, il verdit les couleurs bleues végétales, se dessèche à l'air en absorbant de l'oxigène, se dissolvant dans l'eau, coagulé par les acides, et redissous par les alcalis. Suivant le C. *Fourcroy*, on y trouve par l'analyse, du muriate de soude, du phosphate de chaux, et une très-petite portion de soufre qui s'en dégage, pendant la cuisson, en gaz hidrogène sulfuré.

Le jaune d'œuf. — Espèce de matière albumineuse soluble dans l'eau froide, formant une espèce d'émulsion animale connue sous le nom de laitde poule, coagulable par la chaleur, par les acides et par l'alcool; il contient une matière colorante inconnue et une huile douce employée en médecine.

Pour obtenir cette huile on fait durcir des œufs: on en sépare ensuite les jaunes: on les met dans une poêle de fer, ou dans un poêlon d'argent, on les fait dessécher sur un feu doux, en les remuant sans discontinuer, et les écrasant pour les diviser et les émietter. Lorsqu'ils sont bien secs, on augmente un peu la chaleur, en prenant garde de ne les

point faire roussir: ils se gonflent prodigieusement, et se liquéfient beaucoup : lorsqu'on les a tenus sur le feu pendant quelques minutes en cet état, on les met promptement dans un sac de toile forte, et on les soumet à la presse entre des plaques de fer chauffées dans de l'eau bouillante. Il sort une huile d'un jaune doré; d'une odeur agréable, et d'une saveur très-douce ; c'est ce que l'on nomme *huile d'œufs :* de 50 jaunes d'œufs on tire ordinairement 152 grammes.

Les ligamens sont une espèce de cordon albumineux, plus solide que le blanc.

La *cicatricule* est posée sur le jaune et se présente toujours vis-à-vis du trou que l'on fait à la coquille.

La *membrane intérieure* de l'œuf enveloppe le blanc et le jaune, elle est collée à la surface intérieure de la coquille. C'est une matière gélatineuse qui se fond dans l'eau bouillante.

La *coquille d'œuf* a été analysée par le C. *Vauquelin ;* voici le précis de son travail.

Les coquilles d'œufs pèsent, terme commun, environ cinq grammes. Calcinées au noir, elles perdent environ le 5^e^. ou 0,2 de leur poids. Après leur calcination, elles donnent, en se dissolvant dans l'acide nitrique, du gaz acide carbonique mêlé de gaz hidrogène sulfuré.

1000 parties de coquilles d'œufs sont composées: 1°. de carbonate de chaux, 0,896 de phosphate de chaux 0,057, de gluten animal et humidité 0,047.

Les œufs pèsent, terme moyen, environ 58 grammes; de-là une poule qui aura pondu en six mois 150 œufs, aura produit, pendant cet espace de temps, sept kilogrammes et demi environ de matière nécessaire à cette formation.

Calculs animaux.

Des bézoarts. On distingue deux sortes de bézoarts : l'oriental et l'occidental.

Le bézoart est une matière solide qu'on trouve dans le quatrième ventricule d'une gazelle ou espèce de chèvre, en Perse, et dans plusieurs endroits de l'Inde.

Le bézoart occidental se trouve au Pérou et au Brésil, dans l'estomac d'une espèce de chèvre.

Ces pierres paroissent être composées de plusieurs couches ou lames appliquées les unes sur les autres. Elles doivent être d'une couleur bleue, ou verdâtre, ou composée de ces deux couleurs, et tirant légérement sur le noir. Elles ont très-peu d'odeur ; elles sont rondes ou ovales, quelquefois d'une figure irrégulière. Point d'analyse exacte de cette substance.

Concrétion de Crustacées.

Pierre d'écrevisse. On appelle faussement *yeux d'écrevisse* des concrétions pierreuses qui se trouvent dans l'estomac de ce crustacée, et qui paroissent être la matière destinée à la reproduction du test. Elles sont ordinairement convexes d'un côté, concaves de l'autre. Leur couleur est blanche, bleuâtre et souvent couleur de chair. On n'a pas encore fait une analyse exacte de cette substance ; on sait seulement qu'elle est soluble dans les acides même les plus foibles, et qu'elle est composée au moins en grande partie de carbonate calcaire.

Pour l'usage pharmaceutique, on lave les pierres d'écrevisses dans de l'eau, on les fait sécher, et on les réduit en poudre très-fine, ou l'on en forme des trochisques.

Produit des Poissons.

La colle de poisson, l'ichyocolle, est une substance solide, colante, que l'on obtient en faisant bouillir dans l'eau la peau et plusieurs autres parties de divers poissons, mais principalement de l'espèce que l'on nomme esturgeon, *acipenser huso*; lorsque la décoction a acquis la consistance convenable, on en forme des gâteaux minces, que l'on fait dessécher parfaitement ou que l'on coupe, tandis qu'ils sont encore mols; ensuite on les plie, ou on les coule de différentes manières; on emploie cette colle dans plusieurs arts, surtout pour la clarification des liqueurs, du vin, du café, etc. Comme médicament, elle est rangée parmi les adoucissans, les relâchans, etc.

Cette substance est fade et insipide; elle donne à la distillation les mêmes produits que les matières animales. Elle est soluble dans l'eau bouillante; elle prend la forme de gelée. Les acides la dissolvent, et on l'en précipite par les alcalis.

Produits des Insectes.

Le miel. En traitant de la matière sucrée, nous avons indiqué l'analogie qui existoit entre le sucre et le miel. *Voyez page* 410, *vol.* 2.

Le miel fait l'excipient de beaucoup de médicamens qui portent le nom de *miels composés*, tels que les miels *rosat*, *mercurial*, de *nénuphar*, etc.; allié avec le vinaigre, on appelle ce mélange *oximel*.

Le miel donne à la distillation les mêmes produits que le sucre. Il est très-dissoluble dans l'eau; l'acide nitrique

le convertit en acide oxalique ; il passe à la fermentation vineuse ; il forme une liqueur qu'on nomme *hydromel.* Il est en partie soluble dans l'alcool ; on peut en extraire ainsi un véritable sucre concret.

Combiné avec la farine d'orge et celle de seigle, il fait le pain d'épice.

La cire. C'est une substance concrète ferme, qui se retire des rayons du miel, quand les rayons ont été égouttés, pressés et lavés, on les fond et on passe la cire à travers un linge, pour la débarrasser de tous les corps étrangers. On la fait tomber dans l'eau ; elle surnage en lames minces, que l'on sèche sur des toiles à la rosée qui la blanchit. Cette opération de la fonte et du blanchiment de la cire se répète trois fois, et elle a acquis alors toute la blancheur dont elle est susceptible ; on la nomme *cire vierge.* La meilleure cire blanche est d'un blanc clair presque transparent, et d'une odeur agréable.

La cire chauffée à un feu doux, forme un fluide huileux et transparent ; elle redevient solide par le refroidissement. Si on la chauffe fortement, elle se décompose en eau, en acide sébacique, en gaz hidrogène carboné et en huile âcre ; elle laisse quelques traces charbonneuses. Les acides concentrés la brûlent ; les alcalis la remettent à l'état savonneux : c'est ainsi qu'on l'emploie souvent sous le nom d'encaustique. La cire se fond dans les huiles, qu'elle rend consistantes : beaucoup de matières colorantes se combinent avec elle.

La cire sert dans la parfumerie et dans la pharmacie pour la préparation des pommades, des onguens, des emplâtres et des cérats. La cire jaune sert à cirer les appartemens, et à faire des bougies grossières. On colore la

blanche, en la mêlant avec de l'huile, et en la broyant avec des couleurs. La poix grasse la conserve dans un état de mollesse qui la rend utile pour l'application des scellés. La cire mêlée au sucre candi, forme une pâte propre à prendre l'empreinte des pierres gravées. On modèle des statues en cire; on en enduit des étoffes de toile et de soie, pour les rendre impénétrables à la pluie; mais il faut y ajouter de l'huile, afin que cet enduit ne soit pas cassant.

Résine-laque. Cette substance est une véritable résine. *Voyez Matières colorantes, page* 526.

Le grand usage de la laque est de servir à la préparation de la cire à cacheter, d'entrer dans la fabrication des vernis épais de la Chine et du Japon. En médecine, on la regarde comme tonique; on en fait une teinture avec l'alcool : cette résine entre dans les trochisques de karabé, dans les poudres et les opiates d'entrifices, etc.

Produits des Zoophytes.

La Coraline. C'est une espèce de ruche, ou l'habitation d'insectes, qu'on nomme *polypes*. On la vante, comme un puissant vermifuge. Cette substance a une saveur salée, âcre et désagréable, une odeur de poisson, ou de marée, très-sensible. On en tire, par l'ébullition, une petite quantité de matières gélatineuses, que l'on nomme, en pharmacie, *gelée de mousse de Corse.*

Le *Corail.* Les coraux sont des productions de vers, des espèces de cellules formées par des *polypes*. Cette substance se trouve collée sur la surface de différens corps : sa tige est pour l'ordinaire, armée de branches. Le corail

rouge, ou rose, est le plus commun : on le trouve dans la mer Adriatique ; on en voit aussi du blanc dans cette mer et dans la Baltique.

Lorsqu'on examine l'organisation du corail, on observe que la tige et les branches paroissent formées d'une suite de petits tubes, dont plusieurs croissent ensemble parallèlement les uns aux autres, et poussent des branches en différens sens : ce qui fait que le corail ressemble à quelques arbrisseaux de mer pétrifiés.

La pêche du corail se fait depuis le commencement de floréal jusqu'à la fin de thermidor, notamment dans les bouches de Bonifacio, vis-à-vis l'île de Sardaigne. On en pêche aussi sur les côtes de Tunis.

Cette substance est un composé de carbonate de chaux, d'un peu de fer et d'une petite quantité de matière gélatineuse. On préparoit autrefois avec l'acide acéteux, ou le suc de citron, un médicament auquel on avoit donné le nom de *sel de corail*, et que l'on donnoit comme antispasmodique, etc.

Le corail entre dans la poudre de guttette, la confection alkermès, les trochisques de karabé. Cette substance est beaucoup plus employée dans les poudres et les opiats dentrifices.

L'*Éponge*, a une tige fibreuse, flexible, très-poreuse, simple, tabulée, ou ramifiée. Sa superficie est couverte d'une claire peu sensible, et parsemée d'ouvertures qui absorbent l'eau. On en trouve une espèce dans les rivières, une autre dans les lacs et les étangs, mais la plupart habitent les mers d'où on les tire : elles se trouvent dans la Méditerranée : on en pêche beaucoup du côté des îles de l'Archipel et de Samos.

Les éponges fines diffèrent de celles que l'on nomme *grosses éponges*, parce que leur tissu est plus serré, et que leurs pores sont plus étroits. Les meilleures et les plus fines ont une teinte de gris cendré : la préparation des éponges consiste en une macération dans l'eau douce, pour les dépouiller de leur odeur marine. Les parfumeurs les font encore baigner à diverses reprises dans l'eau rose, ou de fleurs d'orange. On les fait sécher autant de fois ; enfin, on les arrose d'un petit filet d'essence d'ambre. Ces sortes d'éponges ont alors une odeur agréable.

L'éponge fournit à la distillation du carbonate d'ammoniaque, une huile épaisse et fétide, elle laisse un charbon assez dense, d'où l'on tire du muriate de soude et du phosphate de chaux. Elle se dissout difficilement dans les lessives alcalines; les acides l'altèrent à la manière des substances animales ; l'acide sulfurique la noircit et la charbonne ; le nitrique la jaunit, la change en acide oxalique et en matière grasse.

Outre les usages de l'éponge, que tout le monde connoît, elle est utile en chirurgie dans le traitement de certaines plaies, pour produire des distillations. On se sert, à cet effet, de morceaux d'éponge, qui, introduits dans la plaie, ne tardent pas à absorber l'humidité qui s'y trouve.

Pour diminuer le volume de l'éponge, on avoit imaginé de plonger des éponges dans de la cire fondue, de les y tenir pendant quelques minutes, et de les retirer ensuite, pour les soumettre promptement à l'action d'une forte presse entre deux plaques de fer bien échauffées. Au moyen de ce procédé, l'éponge la plus volumineuse, se trouve rapprochée sur elle-même, et devient suscep-

tible de se dilater, lorsqu'on la place dans un endroit humide. Ces sortes d'éponges sont connues en pharmacie, sous le nom d'*éponges préparées à la cire.*

Le C. *Deyeux* a indiqué un procédé qui obvie à quelques inconvéniens, que les chirurgiens ont trouvés dans cette éponge ainsi préparée; ils ont reconnu que leur dilatation étoit subordonnée au soin plus ou moins grand que l'on prenoit pour séparer la cire.

Son procédé consiste à choisir des éponges fines, à les laver exactement, pour qu'il n'y reste plus de corps étrangers. Tandis qu'elles sont encore mouillées; on les entoure de ficelles, en les serrant fortement. Il faut faire en sorte que les tours de la ficelle se touchent d'une manière si exacte, que toute l'éponge se trouve recouverte à peu près comme les carottes de tabac, et surtout, que la ficelle soit arrêtée à chaque bout de l'éponge, par un nœud qu'on puisse défaire à volonté.

L'éponge, dans cette opération, diminue tellement de volume, qu'en la supposant grosse comme le poing, dans son état naturel, sa grosseur, lorsqu'elle est entourée de ficelle, peut être comparée à celle du doigt.

On conçoit aisément qu'étant ainsi comprimée, elle devra se dessécher aisément : aussi, en très-peu de jours, devient-elle très-dure. Il faut toujours la conserver dans un endroit à l'abri de l'humidité.

Une fois introduit dans la plaie, le morceau d'éponge préparé par le procédé du C. *Deyeux*, ne tarde pas à s'humecter; il acquiert alors du volume; mais, comme il conserve de la souplesse, il n'occasionne pas, en s'appuyant sur le corps qu'il écarte, cette sensation doulou-

rense qu'éprouve toujours le malade lorsqu'on a recours à l'éponge préparée avec la cire.

L'éponge calcinée avoit autrefois la réputation d'être un remède infaillible pour guérir les goîtres, mais c'est bien gratuitement. Voyez le *Traité du goître*, par *Fodéré*, chez le C. *Bernard*, 1 vol. in-8°.

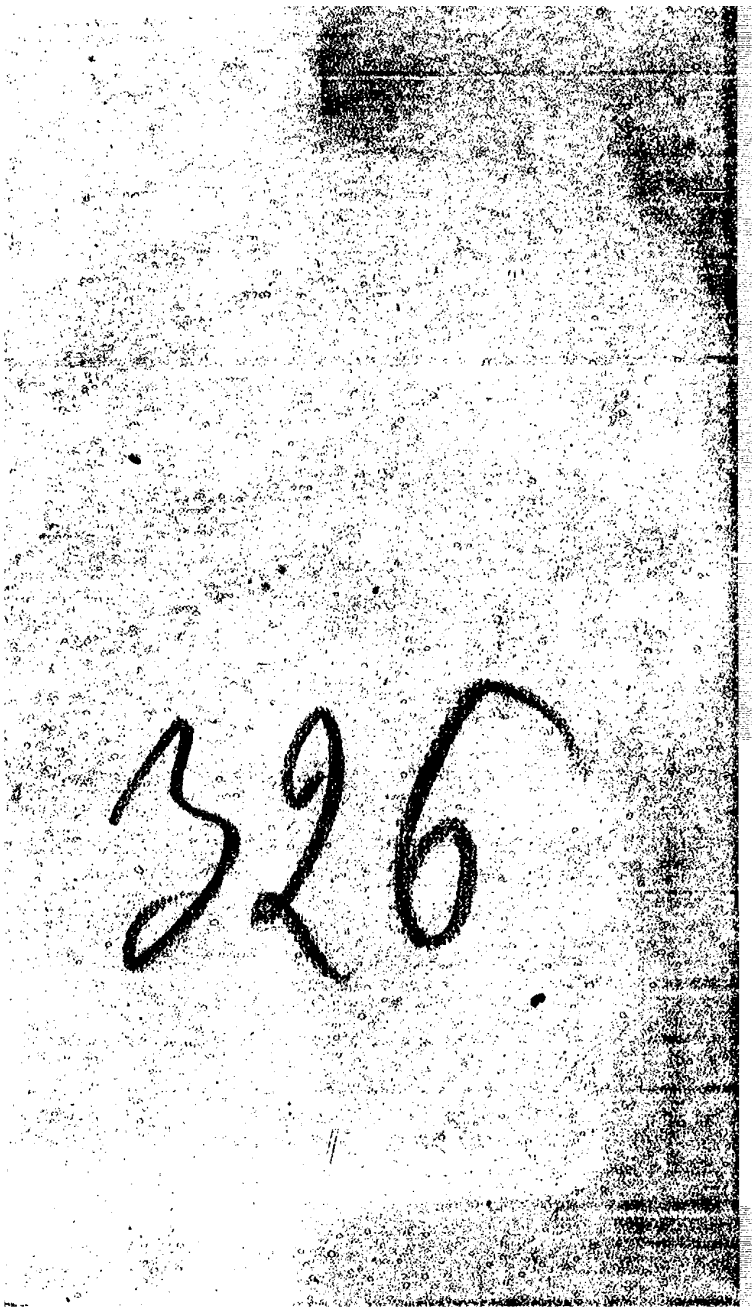
FIN DU TOME SECOND.

BOUILLON LAGRANGE, E. J. B.

Manuel d'un cours de chimie

Tome 3

Paris 1802

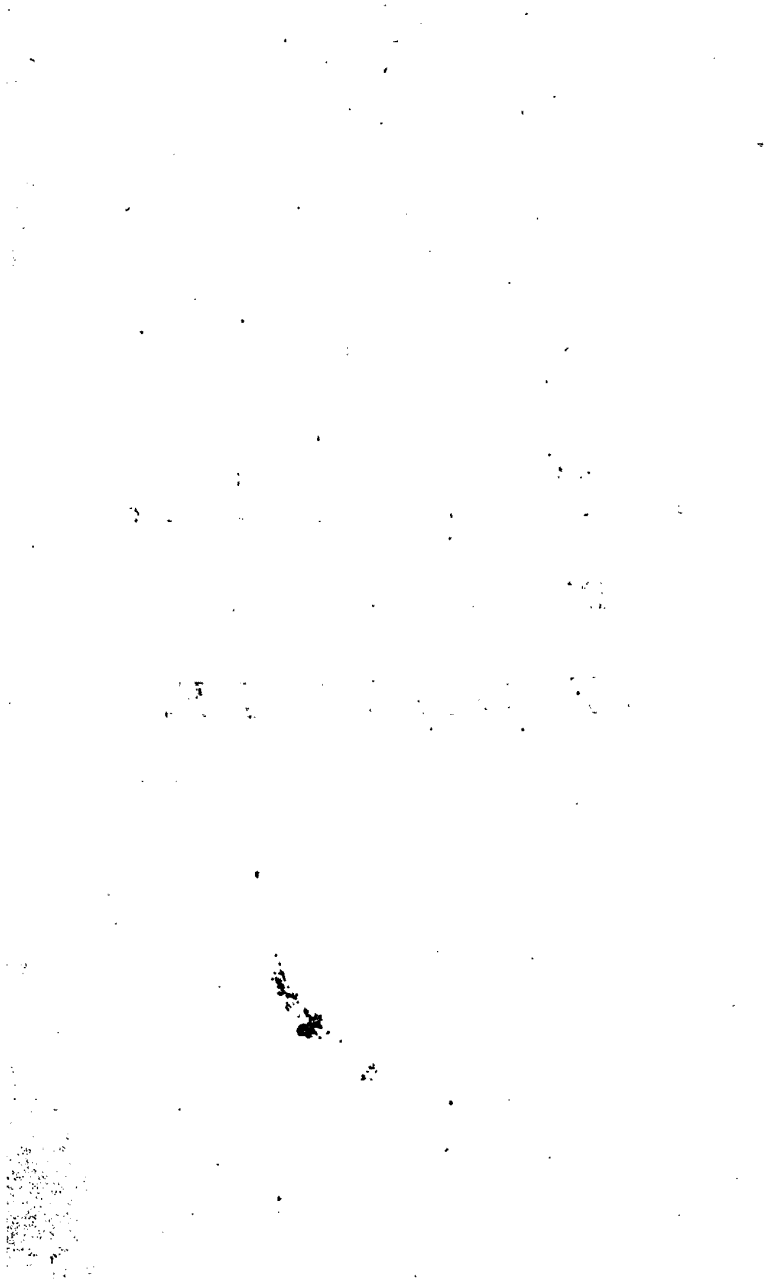

326



MANUEL

D'UN COURS

DE CHIMIE.



SOCIÉTÉ CHIMIQUE DE FRANCE
28, Rue St-Dominique
PARIS
(7e)

MANUEL
D'UN COURS
DE CHIMIE,
OU
PRINCIPES ÉLÉMENTAIRES,
THÉORIQUES ET PRATIQUES
DE CETTE SCIENCE.

TROISIÈME ÉDITION.

Par E.-J.-B. BOUILLON LAGRANGE, Professeur de Physique et de Chimie aux Écoles centrales de Paris, et Membre de plusieurs Sociétés savantes.

TOME TROISIÈME.

A PARIS,

Chez BERNARD, Libraire de l'Ecole polytechnique, quai des Augustins, n°. 31, au premier.

AN XI. — 1802

209267

MANUEL

D'UN COURS

DE CHIMIE.

SÉRIE D'EXPÉRIENCES

A FAIRE DANS CHAQUE LEÇON,

ET

DÉSIGNATION des Matières qui doivent servir à la démonstration.

PREMIÈRE LEÇON.

Connoissances préliminaires d'un cours de chimie-pratique.

DESCRIPTION d'un Laboratoire de chimie. *Pag.* 15
Laboratoire portatif de *Guyton*. 24
Art de couper le Verre. 28
Termes usités en chimie. 31
Des Réactifs. 36
Du Chalumeau. 45
Manière de se servir du Chalumeau.
De la Grosseur de la flamme.
Des Supports.
Des Flux.

Des précautions à prendre dans l'examen du corps à la flamme du Chalumeau.

Tables de diverses Substances qui présentent des phénomènes particuliers, traitées au chalumeau. *Pag.* 53

Pesanteur spécifique. 57

Lois relativement à la pesanteur spécifique des corps. 58

Aréomètres. 59

Gravimètre de *Guyton*. 60

De la Mesure des Gaz. 64

Manière de graduer les Cloches. 66

Méthode d'Analyse. 68

Analyse des liquides. 69

Analyse des solides. 85

Du nombre et des propriétés distinctives des terres qui peuvent entrer dans la composition des pierres naturelles. 89

Des Caractères chimiques. 117

DEUXIÈME LEÇON.

Analyse et Attractions.

Définition de la Chimie considérée comme science, ou comme art; son but, ses utilités. 123

Ses moyens au nombre de deux : Analyse et Synthèse. *ibid.*

Différentes espèces d'Analyses. 124

Analyse simple ou vraie. 126

Cinabre. { soufre. / mercure.

Analyse fausse ou compliquée. *ibid.*

Distillation d'une matière végétale ou animale. 127

De la Synthèse. *ibid.*

Ce qu'on entend par ordre et proportion. *ibid.*

Attractions chimiques. 128

Attractions d'agrégations. *ibid.*

Différences dans l'attraction d'agrégation. *Pag.* 128
Exemple du même corps en agrégé et en tas. 129
Mélange... poudre à canon. *ibid.*
Agrégé solide : soufre en canon, en poudre, en sublimation. *ibid.*

Exemples d'agrégés.

Agrégé solide, comme bois, soufre, glace. *ibid.*
— *mou*, colle, empois, etc. *ibid.*
— *liquide*, eau. *ibid.*
— *gazeux*, l'air, etc. *ibid.*
Agrégés.
irrégulier — pierre brute.
réguliers — cristallisé.
organiques — bois, os.
Destruction d'agrégation par la lime, la râpe, le mortier, le porphyre, le tamis, le filtre, le tamisage. 132
Du Lavage. 133
De la Décantation. *ibid.*
De la Filtration. 134
Attraction de composition. 137

Lois d'attraction de composition.

Première loi : *elle n'a lieu qu'entre des corps différens.* 141

Acide nitrique avec . . . potasse ou marbre en poudre.

Deuxième loi: *elle n'a lieu qu'entre les dernières molécules des corps.* 142

Soufre en canons et alcool.
Alcool et soufre en poudre.
Appareil pour les sublimer ensemble.
Résultat : Alcool sulfuré.
Acide muriatique et ammoniaque. *ibid.*

Troisième loi : *l'attraction peut avoir lieu entre plusieurs corps.* *Pag.* 143

Exemple : Alliage de *Darcet.* *ibid.*
Sulfate de potasse, — d'ammoniaque, etc. *ibid.*

Quatrième loi : *il faut qu'un des deux corps soit liquide.* *ibid.*

Mercure, Soufre } dans un vase.
Soude, Sable fin. } résultat : Verre.
Acide muriatique, marbre en poudre.
Sucre solide, ou en poudre, eau.

Cinquième loi : *la température est changée quand l'attraction de composition a lieu.* 145

Chaux vive ; eau.
Acide sulfurique concentré ; eau.
Quatre parties sur une d'eau.
Ces proportions suffisent pour faire bouillir l'eau contenue dans un tube.
Muriate d'ammoniaque avec glace, muriate de soude, *idem.*
Eau à 60 degrés, Glace. } de chaque, parties égales.
Thermomètres.

Sixième loi : *les composés ont des propriétés nouvelles.* 146

Saveur.
Acide muriatique.
Mercure.
Produit : Muriate oxigéné de mercure.
Acide sulfurique, potasse.
Produit : Sulfate de potasse.

Odeur.

Acide muriatique, ammoniaque.

Produit : Muriate d'ammoniaque.

Soufre et potasse. — produit : Sulfure de potasse.

Couleur.

Plomb. — Oxides jaune et rouge de plomb.

Cobalt. — Oxide bleu de Cobalt.

Cuivre. — Oxide vert de cuivre.

Acide muriatique et gaz ammoniac.

Combinaison de l'acide sulfurique concentré avec une dissolution de potasse aussi concentrée,

Combinaison du soufre et des métaux.

Septième loi : *elle se mesure par la force nécessaire à la décomposition.* *Pag.* 148

Acides nitrique, muriatique et mercure.

Huitième loi : *attractions électives simples et attractions électives doubles.* 149

Exemples de *précipités purs.*

Dissolution de sulfate de potasse, alcool.

Dissolution de cuivre dans laquelle on met un barreau de fer bien net.

Exemple de *précipités impurs.*

Dissolution de sulfate de cuivre, potasse ou ammoniaque.

Corps volatilisés.

Muriate d'ammoniaque en poudre ; chaux vive *id.* mêlés ensemble.

Attractions électives doubles.

Division : — 1.° *nécessaire.*

Dissolution de sulfate de soude et de nitrate de chaux.

2.° *superflue.*

Dissolution de muriate calcaire et de carbonate de potasse.

Des formules.

Neuvième loi : *attraction inverse en raison de la saturation.* *Pag.* 154

Acide sulfurique, mercure.

Produits : Gaz acide sulfureux.

Sulfate de Mercure.

Dixième loi : *attraction prédisposante, troisième corps ajouté aux deux premiers.* 156

Soufre et alcali.

Produit : un Sulfure.

TROISIÈME ET QUATRIÈME LEÇON.

Lumière et Calorique. 157

Propriétés physiques de la lumière.

Propriétés chimiques.

Acide nitrique concentré devenu nitreux.

Acide muriatique oxigéné devenu acide muriatique ordinaire.

Appareil. *Voyez* la figure.

Oxide rouge de mercure décoloré par la lumière.

Nitrate d'argent en dissolution.

Acide muriatique.

Produit : Muriate d'argent.

Plaque de verre collée par dessous avec du papier noir, sur laquelle on aura mis d'avance du muriate d'argent.

Effets de la lumière sur le végétal.

Des semences.

Cloches pleines d'eau sous lesquelles on aura passé des feuilles.

L'une exposée aux rayons solaires ; l'autre exposée à l'action du calorique.

Végétaux étiolés ; laitue, chicorée, cardon, choux ; bois blanc entouré de son écorce verte, racines moins colorées que le bois, laque pâlie à l'air, huiles volatiles brunies par l'action de la lumière.

Voyez le chapitre des huiles volatiles.

Animaux des lieux obscurs : vers de terre, oiseaux de nuit, papillons, etc.

Du Calorique. *Pag.* 160

Phénomènes du calorique divisés en 9 classes.

Dilatation et condensation des corps.

Thermomètres.

Construction des Thermomètres.

Pyromètre de *Wedgwood*.

Corps fondus.

Soufre, Plomb. } fondus.

Corps volatilisés. — Eau bouillante. — Benjoin pour jeter sur des charbons.

Corps fondus en gaz.

Oxidé rouge de mercure, à l'appareil pneumato-chimique.

Augmentation de volume dans la plupart des corps, et diminution dans quelques autres, par l'action du calorique.

Calorimètre.

Cire, étain, quantités égales placées sur le même feu.

Cuivre jaune et zinc, argent allié avec du cuivre rouge, fonte de fer et acier.

Moyens d'augmenter l'action ou les effets d'un même feu.

Vessie pleine de gaz oxigène, pour augmenter la combustion.

Moyens de diminuer l'action du feu.

Du refroidissement et de ses effets.

Du *recuit*.

Idée exacte de la chaleur et du froid.

Tube de thermomètre terminé par une boule très-mince : on plonge cette boule dans l'eau, dans l'alcool ou dans l'éther, et après avoir agité dans l'air, l'eau passe à l'état de congélation.

Production de la lumière.

Calorique dégagé des corps et passant dans un autre corps, ou capacité de chaleur.

Acide sulfurique et eau.
Gaz acide muriatique et eau.
Calorique combiné.
Nitre et glace, muriate calcaire et glace.
Thermomètre pour faire voir le résultat de l'expérience.
Calorique interposé.
Capacité pour le calorique.
Exemples :

Sable chauffé à 40 degrés, Soufre en poudre, à 10.	} Poids égal : Température.
Limaille de fer à 60 degrés, Charbons à 10.	} Poids égal : Température.
Glace à 1 degré, Limaille de fer à 10.	} Poids égal : Température, 2 degrés.
Eau à 60 degrés, Eau à 20.	} Poids égal : Température, 40 degrés.
Chaux à 85 degrés, Sable à 35.	} Poids égal : Température, 50 degrés.

Eau à 60 degrés, dans une sphère creuse de glace.
Limaille de fer à 60 degrés.
Calorimètre.
Description du calorimètre.
De la chaleur comme agent chimique.
Des instrumens dont on se sert en chimie.
Des fourneaux.
Fourneaux évaporatoires servant pour les digestions, les distillations, les dissolutions, etc.
Bain de sable.
Bain-marie.
Fourneau de réverbère.
Fourneau de forge ou de fusion.
Description de la forge à trois vents de *Guyton*.
Fourneau *Macquer* ou de coupelle.

Capsule de fer, ballons, matras, ballons de rencontre.
Alambic en cuivre, en verre.
Cornues de verre, de grès, de porcelaine, de métal.
Appareil de *Woulf*.
Des luts.
Lut pour revêtir les cornues de verre.
Lut gras.
Huile de lin.
Argille.
Oxide de plomb demi-vitreux.
Manière de préparer du lut gras.
Lut avec de la chaux et le blanc d'œuf.
Des creusets.
Têts à rôtir.
De la coupelle.

CINQUIÈME LEÇON.

Des Fluides élastiques et du Gaz oxigène. pag. 190 et 197

Moyens généraux d'obtenir les gaz.
Appareil pneumato-chimique.
Description de la cuve.
Des cloches.
Appareil au mercure.
De l'extraction des gaz;
1.° Par le feu;
2.° Par les acides.
Des tubes recourbés.
Manière de faire passer les gaz d'un vase dans un autre; Gazomètre.
De la manière de séparer les unes des autres, les différentes espèces de gaz.
Du *gaz oxigène*.
Muriate sur-oxigéné de potasse.

Oxide de manganèse et acide sulfurique.

Appareil pour obtenir des feuilles des végétaux le gaz oxigène.

Propriétés générales de ce gaz.

Tubes remplis de gaz oxigène.

Bougies sur des fils de fer.

Charbon, fragmens de bois pour allumer dans le gaz.

Fil et coupeau de fer en ruban à brûler dans un bocal plein de gaz oxigène.

Expérience d'*Ingenhouze*.

Vessie avec son ajutage remplie de gaz oxigène.

Expériences qui prouvent que le gaz oxigène est plus propre à la respiration que l'air atmosphérique.

Décomposer le gaz oxigène par un corps combustible.

Cloche sur le mercure, pleine de gaz oxigène, pour y brûler le phosphore à l'aide d'un crochet de fer recourbé.

Phosphore brûlé d'avance dans une cloche pour l'avoir en acide concret neigeux.

Eudiomètre de *Séguin*.

Cloche longue sur le mercure, pour y faire fondre le phosphore vers le haut, et y faire passer du gaz oxigène pour le brûler à la manière de *Séguin*, sans résidu.

Gaz oxigène mêlé de gaz azote pour avoir un résidu.

De la combustion, respiration et végétation.

Définir la combustion.

Premier principe.

Deuxième principe.

Exemples : du plomb, du mercure, du manganèse, du soufre, de l'alcool, du bois, oxide de plomb, de mercure, de manganèse; acide sulfurique — la lumière les frappant et leur enlevant l'oxigène.

Troisième principe.

Quatrième principe.

Lampes à cylindre.

SIXIÈME LEÇON.

De l'Air atmosphérique. *Pag.* 208

Propriété physique.
Sa fluidité, son invisibilité, son insipidité.
L'air est inodore.
Sa pesanteur.
Tubes de *Toricelli.*
Mercure.
La pesanteur de l'air s'oppose à la dilatation des fluides.
— Elle élève l'eau dans les corps de pompes.
Tube de baromètre à mercure — baromètre tout fait.
Hémisphères en cuivre.
Machine pneumatique.
Carte appliquée sur un verre rempli d'eau.
La pesanteur spécifique diminue dans certains corps qu'on soumet à l'épreuve du vide. — Expérience à l'appui de cette assertion.
Hygromètres.
L'air est élastique. — Machine de compression en général.
Une vessie remplie d'air, fontaine de compression, fusil à vent, pommes ridées.
Vessie remplie d'air exposée au calorique.
Du mouvement de translation de l'air.
Notion des deux mouvemens de la terre.
Causes auxquelles on attribue les vents.
Des météores.
Le son est produit par l'air mis en vibration.
Propriétés chimiques de l'air.
Cloche renversée sur une soucoupe.
Bougie sur des fils de fer.

Bougie de quatre hauteurs différentes, très-inégales sur des supports.

Combustion du phosphore dans l'air, dans l'appareil de *Séguin*.

Eudiométrie.

Eudiomètres de *Fontana*, *Ingenhouze*, *Landriani*, *Brezé*, *Magellan*, *Volta*, *Berthollet*.

Eudiomètre à sulfure de potasse liquide de *Guyton*.

Dissolution de ce sulfure dans une bouteille renversée, bien bouchée, plongée dans l'eau par le goulot.

Combustion du phosphore et du pyrophore pour déterminer les proportions qui existent entre l'air vital et le gaz azote qui constituent l'atmosphère.

Végétaux hachés, fleurs et fruits gâtant l'air sous des cloches.

Même phénomène avec le phosphore et le sulfure de potasse.

Résidu de l'air essayé par la combustion du phosphore ou du pyrophore.

— De la respiration.

Gaz expiré des poumons et eau de chaux.

Idem et teinture de tournesol.

Séparer la partie respirable de l'air, de la partie non respirable, à l'aide d'une substance métallique.

SEPTIÈME LEÇON.

De l'Azote et du Gaz azote. 122

Manière de préparer le gaz azote.

Procédés : 1.° par le sulfure de potasse ;

2.° Avec la chaleur musculaire et l'acide nitrique foible ;

3.° Gaz azote extrait des vessies natatoires des carpes ;

4.° Mélange de fer et de soufre pétris ensemble avec de l'eau ;

5.° Métaux oxidés ;

6.° Végétaux sous une cloche pleine d'eau exposée à l'ombre.

Caractères de ce gaz.

Bougies sur des fils de fer.

Clothes remplies de gaz azote.
Animaux plongés dans ce gaz.
Eau de chaux. Teinture de tournesol.
Gaz oxigène et gaz azote pour reproduire de l'air atmosphérique.
Les mêmes gaz dans les proportions convenables pour former l'acide nitrique en les exposant à l'étincelle électrique.
Gaz hidrogène. 226
Appareils pour obtenir le gaz hidrogène.
Procédé par le canon de fusil, *voyez* la planche.
Procédé par l'acide sulfurique et la limaille de fer ou de zinc.
Expériences pour constater la légéreté du gaz hidrogène.
Ballon plein de gaz hidrogène pesé d'avance.
Différence d'avec l'air, indiquée par le poids.
Appareil pour fondre le phosphore dans le gaz hidrogène.
Gaz hidrogène en contact avec l'air atmosphérique.
Gaz hidrogène brûlant lentement.
Appareil pour brûler le gaz hidrogène.
Cloche de verre avec son ajutage en cuivre.
Vessie ficelée sur un robinet ou sur un tube de verre.
Gaz hidrogène mêlé avec l'air atmosphérique pour détonner.
Gaz hidrogène et gaz oxigène.
Air tonnant.
Eau de savon dans laquelle on fait passer du gaz hidrogène pur.
Faire des bulles en insufflant dans l'eau de savon un mélange de gaz hidrogène et de gaz oxigène.
Un oiseau ou un autre animal pour être plongé dans le gaz hidrogène.
Gaz hidrogène et gaz azote.
Du *carbone pur ou diamant*, de l'*oxidule de carbone* et de l'*oxide de carbone.* 231
Notion minéralogique du diamant.
— Ses propriétés chimiques.
Brûler du diamant dans le nitre fondu. — Dans le gaz oxigène.

Plombagine ou oxidule de carbone. 235

Oxide de carbone Charbon végétal. { *irrégulier* d'une gomme. / *régulier* d'un bois.

Charbon animal. { du sang. / d'un os.

Charbon fossile ; *bois charbonné dans la terre ; bois charbonné dans l'eau.*

Manière d'obtenir le carbone pur.

Distillation d'une substance végétale et animale.

Carbone extrait de l'acide carbonique et du marbre blanc ou carbonate calcaire. *Voyez* la planche.

Carbone brûlant dans l'air atmosphérique.

Carbone brûlant dans le gaz oxigène.

Gaz acide carbonique provenant de cette combustion.

Expérience qui prouve l'affinité du charbon pour l'air atmosphérique.

Gaz hidrogène carboné.

Substances végétales et animales en distillation pour extraire ce gaz.

Du gaz oxide de carbone.

Appareil pour l'obtenir. 242.

Ses caractères.

HUITIEME LEÇON.

Du Phosphore.

Appareil pour obtenir le phosphore. 248

Phosphore transparent en sphère.

Procédés pour mouler le phosphore.

Phosphore transparent en bâtons ou cylindres.

Phosphore transparent cristallisé en octaèdres.

Précaution à prendre pour conserver le phosphore sous l'eau.

Phosphore sale et impur.

Le même fondu pour le passer à travers une peau de chamois.

Phosphore impur fondu et redevenu transparent par l'acide muriatique oxigéné.

Phosphore en distillation dans une cornue dont le bec plonge dans l'eau.

Phosphore en oxide blanc.

——— en oxide brun.

Phosphore qui se sépare de sa partie oxidée par la fusion lente dans un tube plongeant dans l'eau chaude.

Phosphore exposé à la combustion lente dans des tubes placés dans un entonnoir recouvert d'une cloche.

Appareil. *Voyez* la planche.

Acide phosphoreux produit de cette combustion.

Phosphore au bout d'un tube dans l'air atmosphérique.

Le même dans le gaz oxigène.

Eudiomètre de *Berthollet*.

Eudiomètre de *Séguin*.

Déflagration du phosphore fondu dans le gaz oxigène.

Faire cette déflagration sous l'eau.

Acide phosphorique produit de cette combustion.

Gaz hidrogène phosphoré.

Procédés pour obtenir ce gaz.

— Ses propriétés physiques et chimiques.

Eau et gaz hidrogène phosphoré.

Action de ce gaz sur les animaux.

Phosphore mêlé à d'autres substances pour l'emploi médical.

NEUVIEME LEÇON.

Du Soufre.

Soufre brut. 258

Diverses espèces de soufre.

Purification du soufre dans les manufactures.

Soufre fondu { en gros canons. / en petits canons.

Soufre en mèche.

Mèches soufrées

Soufre fondu ou en fusion.

Soufre ramolli et rouge.

Soufre en distillation vive et boursouflée.

Soufre en sublimation lente dans un appareil appelé *aludels*.

Soufre en fleurs.

Lavage à chaud.

Soufre cristallisé artificiellement.

Par refroidissement, *aiguillé*.

Par les huiles, *octaèdres*.

Combustion lente du soufre.

Soufre en combustion lente sous une cloche placée sur l'eau.

Acide sulfureux produit de cette combustion.

Combustion rapide du soufre.

Grand ballon avec une cuiller de fer portant soufre et nitrate de potasse allumé pendant la leçon.

Ouverture de ce ballon bouchée par du bois étoupé.

Soufre allumé plongé dans du gaz oxigène.

Acide sulfurique produit de cette combustion.

Soufre et azote.

Gaz hidrogène sulfuré.

Manière de préparer ce gaz.

Soufre et hidrogène.

Appareil pour extraire le gaz hidrogène sulfuré.

Animaux plongés dans ce gaz au moment de la leçon.
Sirop de violette.
Gaz hidrogène sulfuré et air atmosphérique ou gaz oxigène.
— Allumé à l'air libre, il dépose du soufre.
Soufre et charbon.
Combinaison du phosphore avec le soufre.
Soufre et phosphore.
Combinaison fluide.
Combinaison solide.

DIXIEME LEÇON.

Des Métaux en général, des Corps brûlés en général, Oxides et Acides. 266

Arsenic,
Tungstène,
Molybdène,
Chrôme,
} à l'état de métal, et à l'état d'acide.

Différens oxides métalliques.
Métal acidifiable, Arsenic.
Métal oxidable. Cuivre, étain.
Acide arsenieux.
Acide arsenique.
Oxide gris de zinc.
Oxide blanc de zinc.
Combustion double. { Lente du zinc. / Rapide *idem*.
1°. Fusion dans une cuiller de fer à l'air.
2°. Inflammation dans un creuset.

De l'Eau.

Eau en glace compacte, opaque. 270
— En glace compacte transparente.
Eau cristallisée.

Exemples : des bombes remplies d'eau.
Eau chaude et glace.
Glace et acide nitrique ; on peut aussi faire l'expérience avec de la neige.
Glace et muriate de soude.
De la grêle et de la neige.
De l'eau à l'état liquide.
Phénomènes des espaces capillaires.
De la distillation.
De l'alambic.
Du serpentin.
Distillation de l'eau.
De l'eau à l'état de gaz.
Expériences de *Lavoisier* et de *Laplace*.
Propriétés de l'eau dans cet état.
Sa dilatation. — Son élasticité.
Pompe à feu. — Marmite à *Papin*.
Eolipile.
Eau à 40 deg. sous le récipient de la machine pneumatique.
Propriétés chimiques de l'eau.
Différence de l'eau pure d'avec celle qui ne l'est pas.
Eaux de puits et de rivière.
Faire cuire un légume dans ces deux eaux ; en prendre un poids égal et employer le même espace de temps.
Dissolution de savon.
Hygromètres.
Eau bouillante.
—— Distillée.
—— En vapeurs.
Eau aérée.
Eau privée d'air par l'ébullition.
Eau distillée recueillie au moment et mise dans un flacon bien bouché.

SOCIÉTÉ CHIMIQUE DE FRANCE 3 rue St-Dominique

Sulfate de fer bien cristallisé.
Acide sulfurique concentré.
Mêler cet acide avec de l'eau aérée.
Faire cette expérience dans un tube ou dans un bocal.
Eau et gaz hidrogène.
Décomposition de l'eau.
1°. Par le charbon.
Eau et charbon. — Décomposition.
Produits :
Gaz hidrogène carboné et gaz acide carbonique.
Charbon rouge qu'on plongera pendant la leçon sous des cloches pleines d'eau.
Eau et fer sur du mercure.
A froid.
Fer brûlé par l'eau. { A froid, oxide noir en poudre. / A rouge, oxide cristallisé noir.
Eau et fer rouge sous des cloches.
Eau et briques rouges.
Eau décomposée dans un tube par le fer rouge.
Gaz hidrogène de la décomposition de l'eau par le fer rouge.
Recomposition de l'eau.
Brûler du gaz hidrogène sous une cloche pleine d'air atmosphétique.
Brûler de l'alcool sous une cloche pleine d'air atmosphérique.

ONZIÈME LEÇON.

Propriétés chimiques observées dans les corps brûlés.

Des Acides en général. 287
Gaz acide carbonique. 288
Gaz acide carbonique obtenu par le charbon et le gaz oxigène.
Gaz acide carbonique extrait du marbre par le feu.
Canon de fusil.

Gaz acide carbonique extrait du carbonate de chaux par un acide.

Appareils.

Gaz acide carbonique extrait par la fermentation.

Gaz acide carbonique obtenu de la décomposition des oxides métalliques.

Formation de gaz acide carbonique par la décomposition du nitrate de potasse.

Gaz acide carbonique et teinture de tournesol.

Gaz acide carbonique mêlé à un quart avec trois quarts d'air atmosphérique.

Gaz acide carbonique mêlé à un tiers avec deux tiers de gaz oxigène.

Trois tubes cylindriques ou cloches, l'un rempli d'air atmosphérique, l'autre de gaz acide carbonique, et le troisième de gaz oxigène.

Souris, pour l'asphixier, dans du gaz acide carbonique.

Fleurs, feuilles, racines en contact avec le gaz acide carbonique.

Eau aérée de *Bergman*.

Appareil anglois pour aciduler l'eau.

Petit tonneau suspendu avec moitié de gaz acide carbonique et moitié d'eau.

Appareil pour obtenir l'eau acidulée par la pression.

Appareil de *Welter*.

Eau acidulée sous le récipient de la machine pneumatique.

Mettre de l'eau acidulée en contact avec l'air atmosphérique.

Eau acidulée en ébullition pour en recueillir le gaz.

Expériences faites sur l'eau de chaux avec l'eau acidulée et avec l'air expiré.

Carbonate de soude décomposé par le phosphore.

A. Opération faite, et masse noire.

B. Sel dissous, et carbone à part.

C. Opération prête à faire pendant la leçon.

Expérience de *Clouet*.

Voyez la leçon sur le fer.

DOUZIEME LEÇON.

Acides phosphorique et phosphoreux. 297 et 299

On doit refaire les deux expériences suivantes, pour rappeler comment on obtient cet acide.

Combustion rapide du phosphore pour avoir l'acide phosphorique en flocons blancs.

Faire passer un courant d'air vital à travers le phosphore fondu au-dessous de l'eau.

Voyez la leçon sur le phosphore.

Acide phosphorique concret exposé à l'air.

Acide phosphorique liquide distillé dans des vaisseaux clos.

Acide phosphorique épais.

Acide phosphorique épaissi en gelée.

Acide phosphorique bien pur, vitrifié.

Acide phosphorique vitreux, ramolli à l'air et devenu liquide.

Acide phosphorique fondu dans un tube de porcelaine et traversé rouge par du gaz hidrogène.

Acide phosphorique chauffé avec du charbon dans l'appareil distillatoire.

Description de l'appareil.

Récipient en cuivre de *Pelletier*.

Gaz hidrogène phosphoré qui se dégage pendant cette opération.

Phosphore qui en provient.

Acide phosphorique chauffé avec de l'oxide de phosphore.

Acide phosphorique et soufre.

Acide phosphorique et métal.

Acide phosphoreux.

Appareil à faire l'acide phosphoreux.

Acide phosphoreux liquide.

Acide phosphoreux chauffé dans un tube soufflé en boule, jusqu'à ce que le phosphore s'en échappe et brûle pour le caractériser.

TREIZIEME LEÇON.

Acides sulfurique et sulfureux.

Procédés pour obtenir cet acide. 300 et 307
Différentes dénominations de cet acide.
Chambre de plomb : Sa construction et ses dimensions.
Quantité nécessaire de soufre et de nitrate de potasse pour obtenir une quantité donnée d'acide sulfurique.
Combustion rapide du soufre, simulacre d'appareil seulement. *Voyez la leçon sur le soufre.*
Acide sulfurique concentré impur.
Le même mis en rectification dans une cornue.
Acide sulfurique rectifié et blanchi.
Acide sulfurique distillé jusqu'à siccité.
Résidu obtenu de la distillation de l'acide sulfurique du commerce.
Soufre et acide muriatique oxigéné.
Acide nitrique et soufre.
Acide sulfurique pur et concentré.
Acide sulfurique concentré exposé au moment même à l'air.
Cent parties pesées exactement.
Le même, exposé depuis quelques heures et son augmentation appréciée.
Acide sulfurique et gaz hidrogène.
A froid, — nulle action.
A chaud, — décomposition.
Acide sulfurique et carbone.
Acide sulfurique et phosphore.
Acide sulfurique et soufre.
Acide sulfurique et soufre à l'état d'oxide rouge.
Acide sulfurique et métal.
Résultat.

Gaz acide sulfureux, ou gaz hidrogène.
Acide sulfurique concentré mêlé avec l'eau.
Acide sulfurique glacial.
Acide sulfurique concentré mis en contact avec de la paille, de la sciure de bois, etc.
Acide sulfureux.
Moyen d'obtenir le gaz acide sulfureux.
Décomposition de l'acide sulfurique par le mercure.
Gaz sulfureux reçu dans l'eau.
Procédé de la cloche pour faire de l'acide sulfureux.
Teinture de tournesol.
Gaz acide sulfureux et gaz hidrogène.
Appareil à faire du soufre avec de l'acide sulfurique par l'hidrogène, et de l'acide sulfurique avec de l'acide sulfureux par l'oxigène.
Gaz acide sulfureux et phosphore.
Acide sulfureux et carbone.
Gaz acide sulfureux et eau.
Acide sulfurique imprégné de gaz acide sulfureux fumant.
Acide sulfurique fumant de *Hoorthausen*, mis en distillation.

QUATORZIEME LEÇON.

Acide nitrique.

Distillation du nitrate de potasse avec de l'acide sulfurique. 313
Acide nitrique blanc et lourd, fumant en blanc.
Acide nitrique jauni par la lumière.
Acide nitrique mis en distillation.
Acide nitrique coloré, distillé de manière à obtenir la vapeur nitreuse; l'acide nitrique blanc restant dans la cornue.
Acide nitrique affoibli à l'air.

Décomposer l'acide nitrique en le faisant passer à travers un tube de porcelaine rouge.

Appareil pour faire de l'acide nitrique avec le gaz ammoniac et l'oxide de *Manganèse*.

Acide nitrique et charbon.

Fiole à médecine au bout d'une baguette.

Acide nitrique et phosphore.

Acide nitrique et soufre.

Acide nitrique distillé avec } du soufre. } du phosphore.

1°. Acide sulfurique résultant de cette distillation.

2°. Acide phosphorique provenant de cette décomposition.

Action de l'eau sur l'acide nitrique.

Glace et acide nitrique.

De l'eau forte.

Acide nitrique et métaux.

Acide nitrique et étain ou antimoine pour l'oxider complétement.

Acide nitrique et cuivre pour extraire le gaz nitreux.

Purification de l'acide nitrique par le nitrate de plomb et par le nitrate d'argent.

QUINZIEME LEÇON.

Gaz oxide d'azote, ou *Gaz nitreux et Acide nitreux.*

Acide nitrique et cuivre. 324

Gaz nitreux dans plusieurs flacons.

Gaz nitreux pur dans un flacon avec un papier bleu.

Gaz nitreux en contact avec le calorique.

Description de l'appareil.

Gaz nitreux et oxigène.

Gaz nitreux et air atmosphérique.

Résidu de l'air mêlé avec le gaz nitreux.

Eudiomètre par le gaz nitreux.

Gaz nitreux et pyrophore.
Gaz nitreux et phosphore.
Gaz nitreux et gaz hidrogène pour avoir la flamme verte.
Gaz nitreux et eau distillée.
Gaz nitreux et acide nitrique.

De l'Acide nitreux.

Acide nitreux jaune, orangé, vert foncé, noir, émeraude, bleu. 332
Acide nitreux enflammant le phosphore, le charbon, les huiles volatiles, quelques métaux.
Vapeur nitreuse pure dans un ballon.
Vapeur nitreuse et acide sulfurique concentré.
Acide sulfurique cristallisé.
Mélange de la vapeur nitreuse avec du gaz oxigène.
— avec l'acide nitrique.
Vapeur rouge et eau bouillie.
Vapeur rouge et eau aérée.

SEIZIEME LEÇON.

Des cinq Acides métalliques, de l'Acide muriatique et muriatique oxigéné. 335

Acide arsenique.
—— tungstique.
—— molybdique.
—— chromique.
—— columbique.
} Propriétés génériques.

De l'Acide muriatique.

Muriate de soude et acide sulfurique concentré. 336
Faire ce mélange dans un verre.
Acide muriatique liquide fumant.
Gaz acide muriatique.

Sirop de violette.
Teinture de tournesol.
Bougies sur des fils de fer.
Gaz acide muriatique et lumière.
Gaz acide muriatique et glace.
Acide muriatique liquide.
Acide muriatique et métaux.
Acide muriatique et acide sulfurique.
Acide muriatique et acide nitrique.
Acide nitro-muriatique.

Acide muriatique oxigéné. 342

Description de l'appareil pour la distillation de l'acide muriatique oxigéné.
Acide muriatique oxigéné concret.
Gaz acide muriatique oxigéné, bougie sur des fils de fer.
Soufre, phosphore.
Métaux en poudre, pour brûler dans ce gaz, tels que le fer, l'antimoine, l'arsenic, huiles volatiles.
Teinture de tournesol.
Fleurs de différentes couleurs, feuilles vertes.
Gaz acide muriatique oxigéné et eau.
Acide muriatique oxigéné liquide.
Acide muriatique oxigéné en contact avec la lumière. *Voyez* la leçon sur la lumière.
Art du blanchiment, par *Berthollet*.
Blanchir du fil ou de la toile.
Quelques échantillons de draps ou toile colorés, fleurs, feuilles, etc.
Appareil pour blanchir la cire jaune.
Huiles à épaissir par le gaz acide muriatique oxigéné.
Emploi de cet acide dans la papeterie.
Utilité de cet acide pour emporter les fonds garancés de dessus les toiles.

Acide muriatique oxigéné et soufre.
Acide muriatique oxigéné et phosphore.
Métaux et acide muriatique oxigéné.
Feuilles d'or dissoutes par l'acide muriatique oxigéné.
Emploi de cet acide dans les prisons, hôpitaux, etc.
Flacons revêtus de papier noir pour conserver cet acide.

DIX-SEPTIEME LEÇON.

Acides fluorique et boracique.

Manière de préparer l'acide fluorique. 362 et 368
1°. Avec l'appareil métallique.
Gaz acide fluorique.
2°. Avec l'appareil en verre.
Verre dépoli et vases percés par ce gaz acide.
Gaz acide fluorique sous des cloches de verre.
Bougies sur des fils de fer.
Teintures bleues.
Suspendre dans des vases de verre, soit dans des cloches, soit dans des verres longs, des fruits, des animaux.
Faire la même expérience dans des vases de plomb.
Gaz acide fluorique et eau.
Terre précipitée du gaz acide fluorique dans l'eau.
Fluate acidule de silice.
Acide fluorique en contact avec la calorique.
Flacons enduits de cire dans leur intérieur.
Gravure sur le verre par l'acide fluorique.
Plaque de verre préparée.
Acide boracique. 368
Procédés pour obtenir l'acide boracique.
1°. Par cristallisation.
2°. Par sublimation.
Purification de cet acide.

Acide boracique en cristaux.
Acide boracique en poudre.
Action du calorique.
Acide boracique en calcination à un feu doux, dans un vaisseau ouvert à l'air.
Calciné d'avance et coloré par cette calcination.
Dissous après sa calcination.
Acide boracique fondu en verre.
Acide *idem* en verre éfleuri à l'air.
Acide boracique en contact avec l'air atmosphérique.
Acide boracique en dissolution dans l'eau froide.
En dissolution dans l'eau bouillante pour le faire cristalliser.
Distillé avec l'eau pour le faire sublimer en partie.

DIX-HUITIEME LEÇON.

Substances terreuses en général, Silice, Alumine, Zircone, Glucine, Yttria et l'Agustine.

Caractères génériques des substances terreuses. 370
Absorption de l'oxigène par les terres simples.
Silice. 372
Procédé pour extraire la silice du quartz.
Sa précipitation au moment de la leçon.
Silice obtenue par les alcalis et les acides.
Silice séparée de l'acide fluorique.
Silice exposée au feu.
Silice dans l'eau.
Silice et acides phosphorique, boracique, fluorique par la fusion.
Silice et acide muriatique.
Alumine. 374
Argille, rubis, saphir, etc.
Alumine pure.
Moyen de l'obtenir, précipitation, lavage.

Alumine au feu.
Pièce pyrométrique de *Wedgwood*.
Alumine en contact avec l'air atmosphérique.
Alumine et eau.
Alumine et acides.
Alumine et Silice.
Terres cuites, depuis la brique jusqu'à la porcelaine.
Zircone. 377
Procédé pour extraire cette terre.
Propriétés physiques.
Zircone pure en poudre.
Propriétés chimiques.
Zircone et acides.
Zircone, silice, alumine et glucine.
Zircone brûlant avec une flamme purpurine.
Glucine. 379
Extraction de cette terre.
Propriétés générales de la glucine.
Glucine et acides.
Yttria ou gadolinite. 382
Chauffée avec le borax.
Yttria et acides.
Propriétés physiques et chimiques.
Hidrosulfure de potasse.
Ammoniaque.
Fondue avec la potasse.
Carbonate d'ammoniaque.
Acide sulfurique.
Acide nitrique.
—— oxalique.
Prussiate de potasse.
Acide phosphorique.
Phosphate de soude.

Infusion de noix de galles.
Agustine, caractères et propriétés. 385
Agustine pure.
Alcalis caustiques.
Carbonates alcalins.
Ammoniaque caustique et carbonate.
Agustine et acides.
Acide sulfurique.
Acide phosphorique.
—— acéteux.

DIX-NEUVIEME LEÇON.

Magnésie et Chaux.

Magnésie. 387
Dissolution de sulfate de magnésie du commerce, ou sel d'epsom anglois.
Une dissolution d'un carbonate alcalin.
Magnésie pure.
Magnésie au feu.
Magnésie à l'air.
Magnésie et terres.

Magnésie et Acides.

De la Chaux. 390
Pierres et matières calcaires.
Procédé pour extraire la chaux de la craie.
Préparation des coquilles d'huîtres pour obtenir la chaux pure.
Chaux vive.
Chaux brûlée.
Chaux éteinte à l'air.
Chaux éteinte à l'air chauffée dans un canon de fusil.

Phosphure de chaux.
Procédé de M. *Trommsdorff.*
Procédé du cit. *Raymond.*
Soufre et chaux.
Chaux éteinte à sec.
—— Avec peu d'eau.
Chaux délayée dans l'eau, improprement appelée lait de chaux.
Eau de chaux.
Eau de chaux à l'air.
Carbonate calcaire, improprement appelé crême de chaux.
Chaux et acides.
Chaux et silice.
Des mortiers.
Chaux, alumine et autres terres.
Chaux et alumine, une partie de chaque, silice deux parties.
Fondre le tout dans un creuset à un feu de forge.

VINGTIEME LEÇON.

Barite et Strontiane.

Barite. 400
Sulfate et carbonate natif.
Moyen de l'obtenir pure par le nitrate de barite.
Barite pure.
Exposée à l'air.
Chauffée au chalumeau sur un charbon.
Phosphure, sulfure de barite.
Action de l'eau; barite solidifiée et cristallisée par l'eau.
Dissolution froide de barite.
Sirop de violettes.
Dissolution chaude.
Dissolution de barite exposée à l'air.
Barite et acides phosphorique et phosphoreux.

Barite et terres.
Acides sulfurique et sulfureux.
Acides nitrique, muriatique et acéteux purs.
Ammoniaque.
Barite unie avec les huiles et les matières animales.
Barite et Prussiates.
Strontiane. 406
Procédé pour extraire la strontiane du sulfate par l'acide nitrique.
Autre procédé où on l'extrait de la stontiane pure. Sulfure sans addition d'aucun acide.
En contact avec l'air.
Sirop de violettes.
Strontiane et corps combustibles.
Action de l'eau.
Dissolution de strontiane exposée à l'air.
Insuffler dans une dissolution de strontiane.
Strontiane et acides.
Strontiane et alumine.
Dissolution de cette combinaison.
Ammoniaque.
Muriate de strontiane précipité par la barite.
Muriates de barite et de strontiane cristallisés. *Idem* dissous dans l'alcool.

VINGT-UNIEME LEÇON.

Des Alcalis.

Propriétés générales. 411
Potasse. *ibid.*
Procédé pour obtenir l'alcali caustique.
Appareil.
Potasse caustique, solide en masse.

Purification de la potasse.
Potasse caustique, solide, cristallisée.
—— Non cristallisée.
Sirop de violettes.
Potasse fondue dans un creuset et volatilisée.
Potasse à l'air, fondue spontanément.
Potasse et eau.
Potasse et soufre.
Sulfure de potasse ; manière de le préparer.
Sulfure hidrogéné et phosphore.
Sulfure de potasse par la fusion.
Sulfure de potasse liquide.
Hidrogène sulfuré.
Hidrosulfure de potasse.
Sulfure hidrogéné.
Eudiomètre à sulfure.
Sulfure de potasse et gaz acide muriatique oxigéné.
Potasse et silice — verres de différentes espèces.
Potasse silicée dissoute dans l'eau, (ou liqueur des cailloux).
Procédé pour obtenir la potasse silicée liquide.
Silice précipitée par un acide.
Potasse et alumine.
Séparation de silice et d'alumine de la chaux par la potasse.
Bois bruni par la potasse.
Potasse mêlée avec de la cire jaune.

Soude pure. 42

Soude caustique, solide, ou pierre à cautère.
Soude cristallisée.
Soude déliquescente à l'air et desséchée.
—— Dissoute dans l'eau. Sirop de violettes.
Sulfures { solide. / liquide.
Hidrosulfure de soude.

Sulfite de soude avec excès de soufre.
Soude et silice. Résultat, Verre.
Soude et huile.

Ammoniaque. 432

Manière d'obtenir le gaz ammoniac.
Plusieurs cloches remplies de ce gaz.
Décomposé par l'oxide de carbone dans un tube de porcelaine traversant un fourneau incandescent.
Produit : Acide prussique.
Gaz ammoniac et phosphore.
Gaz ammoniac décomposé par le gaz oxigène, à une haute température. Appareil.
Gaz ammoniac et eau.
Eponge, liége, charbon.
Glace et gaz ammoniac.
Ammoniaque et soufre.
Sulfure d'ammoniaque ou liqueur fumante de *Boyle*.
Manière de préparer cette liqueur.
Sulfure hidrogéné d'ammoniaque.
Hidrogène sulfuré avec excès d'ammoniaque.
Ammoniaque et acides.
Ammoniaque à l'état de gelée.
Expériences pour démontrer la nature de l'ammoniaque.
Gaz ammoniac et gaz acide muriatique oxigéné.
Gaz azote en provenant.
Gaz ammoniac passant à travers un tube incandescent, et contenant de l'oxide de manganèse. *Voyez* aussi la leçon sur l'acide nitrique.
Gaz acide muriatique passant dans de l'ammoniaque liquide. Appareil pour recueillir le gaz azote qui s'en dégage.
Tube de verre alongé et rempli aux trois quarts d'acide muriatique.
Ammoniaque pour achever d'emplir ce tube.

Ammoniaque décomposé par l'oxide de cuivre.
Nitrate d'ammoniaque formé dans la décomposition simultanée de l'acide nitrique et de l'eau par l'étain, le zinc, etc.
Décomposition du gaz ammoniac par le fluide électrique.

VINGT-DEUXIEME LEÇON.

Bases salifiables combinées avec les corps brûlés.

De la Cristallographie. 441
Modèles de cristaux exécutés en bois d'après le système du citoyen *Hauy*.
Propriétés générales des sulfates.
Leur saveur. Leur dissolubilité.
Action du calorique, etc.
Manière de reconnoître un sulfate.
Action de l'alcool.
Sulfate de barite. 453
Plusieurs variétés de sulfate de barite natif, bien cristallisé.
Sulfate de barite et charbon.
Sulfure de barite produit de la décomposition du sulfate.
Nitrate ou muriate de barite.
Pierre phosphorique, phosphore de Bologne.
Procédés pour rendre le sulfure ou le sulfate de barite phosphorescent.
Sulfate de barite et alcalis.
——————— Et acides.
Sulfate de barite et carbonates de potasse et de soude.
Sulfate de potasse. 457
Préparation de ce sel.
Sulfate de potasse en cristaux.
Sa décrépitation.
Sulfate de potasse fondu.

Sulfate de potasse et air atmosphérique.
—— Traité par le charbon.
—— Dissous.
—— En cristallisation.
—— Traité par l'acide nitrique.
——— Par l'acide muriatique.
Sulfate de potasse et barite.
Sulfite de barite ; nitrates et muriates de barite, de strontiane, de chaux ; phosphate et phosphite de barite ; fluate et borate de barite.

Sulfate acide de potasse { cristallisé. / fondu. / dissous. } 461

Propriétés de ce sel.
Son action sur les couleurs bleues végétales.
Sa cristallisation.
Sa saveur. Dissolution d'un carbonate alcalin saturé.
De quelle manière il se comporte au feu.
Sulfate acide de potasse et eau.
Corps combustibles tels que l'hidrogène, le carbone rouge et le soufre.
Barite. — Potasse.
Sulfate de soude de Lorraine, sel d'Epsom. 462
Manière de préparer le sulfate de soude pur. — Sa cristallisation.
— Obtenu de la décomposition du muriate de soude par l'acide sulfurique.
Sa fusion aqueuse et ignée.
Sulfate de soude fondu et coulé.
—— En contact avec l'air.
—— Éfleuri.
—— Décomposé par le charbon, le phosphore, etc.
Expérience de *Schèele*.
Sulfate de soude et chaux vive.

Dissolution de ce sel dans l'eau.
Sulfate de soude et glace.
Décomposition de ce sel par la barite.
—— Par la potasse.
Sulfate de soude et acides.

VINGT-TROISIEME LEÇON.

Sulfate de strontiane. 467
Idem et charbon.
Sulfure de strontiane.
Nitrate *idem*.
Strontiane pure.
Barite, potasse et soude décomposant la strontiane par la voie sèche.
Sulfites de barite, de potasse, de soude; nitrate et muriate de barite; phosphates, borates et fluates de barite, de potasse, de soude et d'ammoniaque; carbonates de barite, de potasse et de soude.
Sulfate de chaux. 468
Différentes variétés de sulfate de chaux:
1°. En gros cristaux;
2°. En masses déposées;
3°. En petites écailles, etc.
Action du calorique sur ce sel.
Exposé à l'air.
Dissolution de sulfate de chaux.
Sulfate de chaux décomposé par le charbon.
Appareil.
Sulfure de chaux.
Hidrosulfure de chaux.
Sulfate de chaux décomposé par la barite, la potasse, la soude et la strontiane.

Sulfate de chaux impur en digestion avec de l'acide muriatique.

Plâtre calciné.

Plâtre pur et acide.

Plâtre gardé longtemps à l'air.

Sulfites de barite, de potasse et de soude. Nitrates et muriates de barite et de strontiane. Phosphates de barite, de strontiane, de potasse, de soude, d'ammoniaque et d'alumine. Quelques phosphites, fluates, borates et carbonates alcalins.

Sulfate d'ammoniaque. 474

Manière de préparer ce sel.

Sa cristallisation.

Action du calorique.

Sulfate d'ammoniaque en sublimation.

— Sublimé et devenu acidule par la sublimation.

Sulfate d'ammoniaque en contact avec l'air.

— D'ammoniaque et charbon.

Dissolution de ce sel dans l'eau.

Sulfate d'ammoniaque et glace.

—— Et acides.

Décomposition de ce sel par les bases barite, potasse, soude strontiane, chaux.

Sulfites alcalins. Nitrates alcalins et alcalins terreux. Nitrate ammoniaco-magnésien. Muriates d'alumine alcalins, alcalino-terreux, ammoniaco-magnésiens. Phosphates de barite, de soude et d'ammoniaque. Fluates alcalins.

Borates de soude et de potasse.

Carbonates de magnésie, de chaux et alcalins.

Sulfate de magnésie. 475

Sulfate de magnésie, du commerce.

—— Rapidement cristallisé et purifié.

Forme cristalline de ce sel.

Saveur. Couleur.

En contact avec le calorique.

Fondu au feu. Sa fusion.
Action de l'air sur ce sel.
Sulfate de magnésie en dissolution.
Sa décomposition par le charbon.
Sulfure de magnésie.
— En dissolution.
Acide sulfurique.
Sulfate de magnésie et le même acide.
Décomposition de ce sel par la barite, potasse, soude, chaux, ammoniaque.
Plusieurs sulfites.
Nitrates alcalins. Muriates de barite, de strontiane et de chaux.
Phosphates, fluates, borates et carbonates alcalins.
Sulfate ammoniaco-magnésien. 478
Propriétés de ce sel.
Sa décomposition par le calorique.
— Par la chaux, la barite, la strontiane et par les alcalis.
Sulfate de glucine. 479
— En dissolution.
Sa saveur.
Action du calorique.
Décomposé par le charbon.
Produit : Sulfure de glucine.
Action des acides sur ce sel.
Alcalis et terres.
Sulfites, nitrates, muriates, phosphates.
Fluates, borates et carbonates.
Sulfate d'alumine. Variétés. 480
Alun du commerce.
Différentes espèces.
Sa dissolution dans l'eau. Sa cristallisation.
Action du calorique.
Alun exposé dans un creuset au milieu des charbons. Alun calciné.

Alun exposé à l'air.
Sa décomposition par le charbon.
Pyrophore. Préparation du pyrophore ou sulfure d'alumine.
Hidrosulfure d'alumine.
Sulfure d'alumine et acides.
Pyrophore et acide nitrique.
— Avec l'acide sulfurique concentré et avec l'acide sulfureux.
— Avec l'acide muriatique oxigéné.
Décomposition du sulfate d'alumine.
Par les terres et les alcalis.
Sulfites, nitrates, nitrites, muriates, phosphates, fluates, borates et carbonates.
Sulfate de zircone. 489
Manière de préparer ce sel.
Ses propriétés.
Action du calorique.
Sulfate de zircone et charbon.
Sulfure de zircone.
Hidrosulfure de zircone. *Idem* cristallisé.
Sulfate de zircone et acides.
Sa décomposition par toutes les bases et la plupart des sels alcalins.

VINGT-QUATRIEME LEÇON.

Des Sulfites.

Sulfites. 491
Appareil pour préparer les sulfites alcalins terreux.
Propriétés génériques des sulfites.
Sulfite de barite. 493
Décomposé par le calorique.
Sulfite de barite et charbon.

Dissolubilité de ce sel dans l'eau.
Sulfite de barite et acides.
Point décomposé par les terres et les alcalis.

Sulfite de chaux. 494
Action du calorique sur ce sulfite.
Sulfite de chaux et air atmosphérique.
Action de l'eau sur le sulfite de chaux.
De l'action des terres et des alcalis.
Sulfite de chaux et acides.

Sulfite de potasse. 495
Manière de préparer ce sel.
Sa cristallisation.
Couleur. Saveur.
Action du calorique.
Action de l'air.
Sulfite de potasse et charbon.
Sulfure de potasse.
Sulfite de potasse et gaz hidrogène.
Dissolubilité de ce sel dans l'eau.
Sulfite de potasse et acides.
Action des substances terreuses.

Sulfite de soude. 497
Manière de préparer ce sel.
Sa cristallisation. Couleur. Saveur.
Action du calorique.
Action de l'air.
Sulfite de soude et charbon.
Sulfure de soude.
Sulfite de soude et acides.
Action des substances terreuses et alcalines.
Décomposition de ce sel par les sulfates de chaux, d'ammoniaque et de magnésie.

Sulfite de soude sulfuré, ou avec excès de soufre. 498
Manière de préparer ce sel.
Sulfite de soude sulfuré cristallisé.
Ses propriétés.
Action du calorique.
Insoluble dans l'alcool.
Décomposition de ce sulfite par tous les acides.
Précipités qu'il forme avec les dissolutions métalliques.
Chauffé dans une cornue.
Sulfite de soude sulfuré et eau de barite.
Eau très-chargée d'hidrogène sulfuré.
Sulfite de strontiane; inconnu. 501
Sulfite d'ammoniaque. *ibid.*
Sa préparation.
Sa cristallisation.
Sa saveur.
Action du calorique.
— De l'air.
— Avec le charbon.
Sa solubilité.
Action des acides minéraux.
Action des substances terreuses.
Action des alcalis.
Sulfite de magnésie. 503
Manière de préparer ce sel.
Couleur et saveur.
Sa cristallisation.
Action du calorique sur le sulfite de magnésie.
Action de l'air.
Sulfite de magnésie et charbon.
Sulfure de magnésie.
Action de l'eau.
Sulfite de magnésie et acides.

Action des substances terreuses et alcalines.
Sulfite ammoniaco-magnésien; imparfaitement connu. 504
Sulfite de glucine. Inconnu. *ibid.*
Sulfite d'alumine.
— En masse ductile et molle. 505
Action du calorique.
Action de l'eau.
En contact avec les acides minéraux, les terres et les alcalis.
Sulfite de zircone. *ibid.*
Inconnu.

VINGT-CINQUIEME LEÇON.

Nitrate.

Caractères génériques. 505
Nitrate de barite. 506
Sa cristallisation. Sa saveur.
Nitrate de barite cristallisé.
— En dissolution.
Distillé dans une cornue.
En contact avec l'air.
Sa dissolubilité.
Nitrate de barite et acides.
Point décomposé par les terres et les alcalis.
Décomposé par les sulfates, les carbonates, etc.
Nitrate de potasse. Natif. 507
Salpêtre de houssage.
Pierres et terres salpêtrées.
Lessive de ces terres.
Produits de la cuite : 1°. Bases terreuses précipitées ; 2°. Écumes ; 3°. Muriate de soude ; 4°. Eaux-mères du salpêtre.
Décomposition des eaux-mères par la potasse.

— En les passant sur des cendres.
Nitre de la première, de la seconde et de la troisième cuites.
Raffinage du salpêtre par la dissolution dans l'eau chaude.
Raffinage du salpêtre par le lavage à froid.
Nitrate de potasse pour l'usage de la médecine.
Saveur du nitrate de potasse.
Sa cristallisation.
Action du calorique sur ce sel.
Nitrate de potasse distillé seul. Ses produits. Son résidu.
Nitrite de potasse résultant de la décomposition du nitrate.
Nitrate de potasse fondu.
Cristal minéral, etc.
Nitrate de potasse exposé à l'air.
Sa décomposition et sa détonnation avec le charbon, le soufre, un métal, sel polychreste de *Glaser*.
— Par le charbon, 1°. dans des vaisseaux ouverts.
Nitre fixé par les charbons.
Alkaest de *Vanhelmont*.
2°, Décomposition du nitrate de potasse par le charbon dans des vaisseaux clos.
Clissus de nitre.
Poudre fulminante.
Nitrate de potasse et métaux.
— Et eau.
Sa dissolution à faire en examinant, à l'aide d'un thermomètre, le changement de température qu'éprouve la liqueur.
Poudre à canon.
— De chasse.
Poudre de fusion.
Décomposition du nitrate de potasse par l'acide sulfurique.
Sulfate acide de potasse provenant de la décomposition du nitrate.
Purification de l'acide nitrique.
1°. Par le nitrate de potasse.

2°. par le nitrate de barite;
3°. — le nitrate d'argent;
4°. — l'oxide demi-vitreux de plomb.
Décomposition du nitrate de potasse par l'acide muriatique.
Par la silice et l'alumine.
Ciment des distillateurs d'eau forte.
Nitrate de soude. 521
Manière de préparer ce sel.
Sa cristallisation.
Sa saveur.
Chauffé dans une cornue à l'appareil pneumato-chimique.
Action de l'air.
Nitrate de soude et charbon.
Dissolubilité de ce sel.
Nitrate de soude et acides.
Décomposition du nitrate de soude par la silice;
— Par la barite et la potasse.
— Quelques sulfates.
Nitrate de strontiane. 523
Préparation de ce sel.
Sa cristallisation.
Action du calorique.
Couleur que l'on obtient en brûlant ce sel à la flamme d'une bougie.
Sa dissolution dans l'alcool et son inflammation.
Son action avec les corps combustibles.
Dissolubilité par l'eau.
Action des acides.
Sa décomposition par la barite, la potasse et la soude.

VINGT-SIXIÈME LEÇON.

Nitrate de chaux.

Manière de préparer ce sel. 525
Sa cristallisation. Sa saveur.
Nitrate de chaux en poudre sèche.
— Employé pour dessécher les gaz.
Action du calorique.
Phosphore de *Baudoin*.
Action de l'air.
Décomposé par le charbon.
Sa solubilité par l'eau.
Nitrate de chaux et acides.
Sa décomposition par l'argille, la barite, la potasse, la soude et la strontiane;
— par les sulfates.

Nitrate d'ammoniaque.

Manière de préparer ce sel. 527
Sa forme cristalline.
Sa saveur.
Action du calorique.
Sa déliquescence.
Action des corps combustibles.
Soufre, charbon.
Dissolution de ce sel.
Nitrate d'ammoniaque et acides.
1°. Acide sulfurique.
2°. Acide muriatique.
Deux parties de nitrate d'ammoniaque, une d'acide muriatique.
Orate d'ammoniaque ou or fulminant. *Voyez aussi la leçon sur l'or.*

Décomposition de ce sel par les bases terreuses et alcalines.

Nitrate de magnésie.

Manière de préparer ce sel. 533

Sa saveur, sa dissolution et sa cristallisation.

Action de l'air.

Action du calorique.

Nitrate de magnésie et acides.

1°. Acide sulfurique.

2°. Acide muriatique.

Décomposition du nitrate de magnésie par la barite, la soude, la potasse, la strontiane, la chaux, l'ammoniaque.

Sel ammoniaco-magnésien.

Nitrate de magnésie.

Se compose par les sulfites;

Par plusieurs sulfates.

Nitrate ammoniaco-magnésien.

Sa préparation. 535

Chauffé rapidement.

Chauffé lentement dans des vaisseaux qui communiquent à l'appareil pneumato-chimique.

Action de l'air.

Décomposé par les bases terreuses et alcalines.

Nitrate de glucine. — sec et dissous. 536

Saveur de ce sel.

Non cristallisable.

Déliquescent à l'air.

Action du calorique.

Soluble dans l'alcool.

Décomposé par l'acide sulfurique.

Décomposé par la plupart des bases terreuses et alcalines.

Nitrate de glucine et sels oxalique, tartareux et prussique dissolubles.

Nitrate d'alumine. 537
Manière de préparer ce sel.
Action du calorique.
Nitrate d'alumine et acides.
Décomposé par les terres et les alcalis.
— précipitant toutes les couleurs végétales.
Nitrate de zircone. 538
Sa préparation.
Dissolution de ce sel.
Sa saveur, action de la salive sur ce nitrate.
Sa dissolubilité.
Décomposé par l'acide sulfurique, par le carbonate d'ammoniaque, par une infusion alcoolique de noix de galle.
Action des terres et alcalis sur le nitrate de zircone.
Nitrites. 539
Propriétés génériques.
Manière de préparer les nitrites.
Nitrite de potasse fait par le feu.
Sa dissolubilité.
Action de l'acide nitrique sur ce sel.
Nitrite de potasse et sirop violat.
Nitrites de barite, de strontiane et de chaux, faits par le feu.
Alcali caustique liquide ou solide, suspendu dans un vase plein de vapeurs nitreuses, pour faire voir qu'ils n'en absorbent que l'acide nitrique et qu'ils laissent du gaz nitreux.

VINGT-SEPTIÈME LEÇON.

Muriates.

Propriétés génériques.
Muriate de barite. 542
Préparation de ce sel.
Sa purification par l'alcool.

Sa saveur, sa cristallisation.
Action du calorique et de l'air sur le muriate de barite.
Action de l'eau.
Décomposition par les acides sulfurique, nitrique, oxalique et tartareux.
Combinaison avec l'acide sulfurique.
— avec l'acide nitrique.
Muriate de barite et substances terreuses et alcalines.
Action des sulfates, sulfites, nitrates et nitrites sur ce sel.
Muriate de potasse. 545
Manière de préparer ce muriate.
Ses différentes dénominations.
Sa saveur.
Action du calorique.
Sa décrépitation, sa fusion et sa volatilisation.
Exposé à l'air.
Sa dissolubilité dans l'eau froide et dans l'eau chaude.
Sa cristallisation.
Sa décomposition par l'acide sulfurique.
Action de l'acide nitrique.
Sa décomposition par les acides phosphorique, boracique, etc.
— par l'argille et la barite. — par le nitrate de chaux.
Muriate de soude. — Natif. 547
Sel gemme.
Différentes espèces de sel gemme.
Muriate de soude, gris, blanc, en gros cristaux, en petits cristaux et purifié.
Manière de purifier le muriate de soude.
Sa cristallisation.
Sa saveur mise en contact avec l'air atmosphérique.
Action du calorique sur ce sel.
Muriate de soude fondu, sublimé, sa décrépitation.
Muriate de soude volatilisé.

Sa dissolubilité.
Dissolution de ce sel.
Température observée.
Extraction de l'acide muriatique du *muriate de soude* par l'acide sulfurique.
Muriate de soude décomposé par l'acide nitrique ;
— par les acides phosphorique et boracique ;
— par la barite, l'alumine, la chaux, la potasse.
Idem. décomposé au moyen d'un oxide métallique ;
— par quelques sulfates et nitrates.
Muriate de strontiane. 558
Solubilité de ce sel.
Sa cristallisation.
Sa décomposition par les acides sulfurique et nitrique.
Décomposé par la barite, la potasse et la soude.
Muriate de strontiane et alcool.
Sa combustion.
Muriate de chaux. 559
Manière de préparer ce sel.
Sa saveur.
Action du calorique.
Phosphore de *Homberg*.
Sa fusion aqueuse et ignée.
Action de l'air sur ce sel.
Emploi de ce sel pour dessécher les gaz.
Muriate de chaux pouvant servir d'hygromètre.
Sa dissolubilité dans l'eau de cristallisation.
Refroidissement artificiel obtenu par un mélange de huit parties de muriate calcaire, et six parties de neige.
Muriate de chaux et acides.
Décomposition du muriate de chaux par la barite, la strontiane, la potasse et la soude ;
— par les sulfates.
Muriate de chaux et alcool.

VINGT-HUITIEME LEÇON.

Muriate d'ammoniaque.

Manière de préparer le sel ammoniac en Egypte. 563
Procédés suivis en France.
Muriate d'ammoniaque impur, purifié, du Caire, de Paris.
Propriétés physiques du muriate d'ammoniaque.
Propriétés chimiques.
Action du calorique.
Purification de ce sel par sublimation.
Muriate d'ammoniaque sublimé.
Mis en contact avec l'air : nulle action.
Muriate d'ammoniaque et oxide métallique.
Oxide de plomb demi-vitreux trituré avec ce sel.
Sa dissolubilité par l'eau.
Mêlé avec la glace.
Thermomètre.
Cristallisation de ce muriate.
Muriate d'ammoniaque et acide.
Muriate d'ammoniaque, décomposé par la barite, la strontiane, la chaux, la magnésie.
Préparation de l'ammoniaque ou alcali volatil.
Phosphore de *Homberg*.
Huile de chaux.
Chaux en poudre et muriate d'ammoniaque triturés ensemble.
Muriate d'ammoniaque décomposé par la potasse et la soude.
Muriate de magnésie. 569
Manière de préparer ce sel.
Ses propriétés physiques, sa saveur, etc.
Action du calorique.
En contact avec l'air.

Sa dissolubilité par l'eau.
Sa cristallisation.
Muriate de magnésie donnant du froid par sa dissolution dans l'eau lorsqu'il est pur et cristallisé.
Effet contraire lorsqu'il est desséché.
Muriate de magnésie et acides.
Acide sulfurique. — nitrique. — boracique.
— décomposé par la barite, la strontiane, la chaux et les alcalis fixes.
Avec l'ammoniaque, sel triple formé.
Muriate ammoniaco-magnésien.
Muriate de magnésie, sulfates et nitrates alcalins.
Muriate de magnésie et alcool.
Muriate ammoniaco-magnésien. 571
Sa cristallisation, saveur.
Diverses manières de le préparer.
Action du calorique.
Sa dissolubilité dans l'eau.
Décomposé par les acides.
Id. par la barite, la potasse, la soude, la strontiane et la chaux.
Muriate de glucine. 572
Différence qui existe entre le muriate de glucine et le nitrate.
Sa solution dans l'alcool.
Décomposé par la barite, la strontiane, la magnésie, la chaux, la soude et l'ammoniaque.
Muriate d'alumine. *ibid.*
Manière de le préparer.
Point cristallisable.
Son action sur la teinture de violettes.
Sa saveur.
Emploi de ce sel pour gonfler les peaux.
Décomposition de ce sel par le calorique.
Action de l'air.

Sa dissolubilité.
Sa décomposition par quelques oxides métalliques.
Décomposé par les substances terreuses et alcalines.
Action des acides forts.
Muriate de zircone. 574
Préparation de ce sel.
Sa couleur et sa saveur.
Décomposé par le calorique.
Id. par la salive.
Action de l'air.
Mêlé avec une dissolution de gaz hidrogène sulfuré.
Décomposition de ce sel par l'hydrosulfure d'ammoniaque.
Dissolubilité du muriate de zircone dans l'eau et l'alcool.
Sa cristallisation.
Cristaux cubiques provenant du muriate de zircone contenant de la silice.
Zinc en lames dans une dissolution de ce sel.
Action des terres et des alcalis.
Décomposition du muriate de zircone :
1°. Par l'acide sulfurique;
2°. Par les acides phosphorique, citrique, tartareux, oxalique, sachlactique;
3°. Par l'acide gallique.
Muriate de silice. 577
Manière de préparer ce sel.
Son action sur les couleurs bleues végétales.
Décomposé par le calorique.
Muriates sur-oxigénés. 577
— de barite; inconnu.
— de potasse.
Procédé pour préparer ce sel.
Description de l'appareil.
Phénomènes qui se passent dans l'opération.

Séparation du muriate de potasse du muriate sur-oxigéné de potasse.
Propriétés de ce dernier sel.
Sa cristallisation.
Sa saveur.
Sa fusion sur les charbons.
Action du calorique dans des vaisseaux clos.
Gaz oxigène obtenu.
Action de l'air.
Point décomposé par la barite.
Action des acides :
1°. Avec l'acide sulfurique ;
2o. Avec l'acide nitrique.
Muriate sur-oxigéné de potasse, soufre et charbon.
Id. et métaux.
Id. et substances végétales

VINGT-NEUVIEME LEÇON.

Phosphates et Phosphites.

Des phosphates. 583
Propriétés générales.
Phosphate de barite. *ibid.*
Procédés pour préparer ce sel.
Action du calorique.
Effet du chalumeau.
Inaltérable à l'air.
Insolubilité de ce sel.
Point décomposé par les terres et les alcalis.
Action des acides forts.
Décomposition du phosphate de barite par les sels
Usage de ce sel.

Employé pour séparer le sulfate de chaux de l'acide phosphorique, etc.
Phosphate de strontiane. 585
Manière de préparer ce sel.
Ses proportions.
Ses effets au chalumeau.
Dissolubilité de ce phosphate dans l'eau.
Sa décomposition par la barite et par l'acide sulfurique.
Phosphate de chaux. 585
Existence de ce sel dans la nature.
Phosphate de chaux natif d'Estramadure.
Gemme chrysolite d'Espagne.
Phosphate de chaux retiré des os.
Action du calorique sur ce sel.
Os porcelanisés.
Action de l'eau.
—— De la barite et de la strontiane.
—— Des acides sulfurique, nitrique, muriatique, acéteux et oxalique.
Dissolubilité du phosphate de chaux par excès d'acide.
Phosphate acide de chaux.
Procédé pour décomposer les os par l'acide sulfurique.
1°. Calcination des os.
Fabrication du fourneau.
Pulvérisation des os.
Mélange des os calcinés avec l'acide sulfurique.
Phosphate acidule de chaux.
Manière de séparer tout l'acide phosphorique des os.
Évaporation des liqueurs acides.
Acide phosphorique concret.
Acide phophorique et charbon.
Mélange de ces deux substances pour obtenir le phosphore.
Procédé de *Pelletier* pour l'évaporation des liqueurs acides.

De la distillation du phosphore.
Appareil pour cette distillation.
Phosphate, acide de chaux cristallisé.
Précipité de l'urine humaine par les alcalis purs.
Action de l'air.
Solubilité dans l'eau.
Usage du phosphate de chaux dans les arts.
Phosphate de potasse. 593
Manière de préparer ce sel.
Point cristallisable.
Sa dissolution rapprochée en espèce de gelée.
Sa décomposition par la barite, la strontiane et la chaux.
Phosphate de potasse et charbon.
Point décomposé par ce combustible.
Action du calorique.
Sa vitrification.
Dissolutions métalliques décomposées par ce sel.
Rougissant les couleurs bleues végétales quand il n'est pas saturé d'alcali.
Phosphate de soude. 594
——Dégagé de l'urine humaine.
Manière de préparer ce sel dans les laboratoires *et dans les arts.*
Sa dissolubilité par l'eau.
Sa forme cristalline.
Saveur de ce sel.
Action de l'air.
Fusion aqueuse du phosphate de soude.
Sa vitrification.
Essai au chalumeau.
Emploi de ce sel par les minéralogistes.
Décomposé par la barite, la strontiane, la chaux et la potasse.
Action des acides minéraux.
Décomposition des sels calcaires, magnésiens, etc.

Phosphate d'ammoniaque. 597
Manière de le préparer.
Existence de ce sel dans les matières animales.
Action du calorique sur ce sel dans les vaisseaux clos.
Mis en contact avec l'air.
Sa dissolubilité et sa forme cristalline.
Décomposition de ce sel par le charbon.
Description de l'appareil.
Réflexion sur cette opération.
Phosphate d'ammoniaque décomposé par les acides forts ;
—— Par les terres et les alcalis ;
—— A chaud par la magnésie.
Phosphate de soude et d'ammoniaque.
Ce même sel retiré de l'urine.
Sa cristallisation.
Action de l'air sur ce phosphate.
Manière de reconnoître sa présence lorsqu'il est mêlé avec le phosphate de soude.
Phosphate de magnésie. 600
Dissolubilité dans l'eau.
Forme cristalline dans ce sel.
Procédé de Vauquelin pour le préparer.
Dissolution de sulfate de magnésie.
Dissolution de phosphate de soude.
Action de l'air sur ce sel.
Sa saveur.
Effet du chalumeau.
Décomposé par les acides sulfurique, nitrique et muriatique ;
—— Par la barite, la strontiane et la chaux ;
—— Par les alcalis fixes.
Phosphate de magnésie et d'ammoniaque.
Phosphate de glucine. 602
Manière de préparer ce sel.

Solubilité de ce sel par excès d'acide.
Décomposé par l'acide sulfurique, par les terres et par les alcalis.
Action du chalumeau.
Phosphate d'alumine. 602
Procédé pour obtenir ce sel.
Soumis à l'action du chalumeau.
Sa solubilité dans l'eau par excès d'acide.
Sa décomposition par les acides minéraux et par les terres et les alcalis.
Phosphate de zircone. 603
Moyen d'obtenir ce sel.
Acide phosphorique.
Muriate de zircone en dissolution.
Phosphate de silice. *ibid.*
Acide phosphorique et silice fondus ensemble.
Pierres précieuses artificielles.
Phosphites. *ibid.*
Des combinaisons de l'acide phosphoreux, phosphites.
Propriétés génériques.
Dissolubilité de ces sels.
Leur décomposition par la chaux, excepté le phosphite de barite.
—— Distillés dans une cornue.
Phosphore en résultant.
Précipitant l'or de sa dissolution à l'état métallique.
Mêlés avec le muriate sur-oxigéné de potasse.
Leur détonnation.

TRENTIEME LEÇON.

Des Fluates et Borates.

Propriétés générales des fluates. 605
Fluate de chaux *ibid.*
Variétés.
Ses différentes dénominations.
Sa pesanteur comparative à celle de l'eau distillée.
Cristallisation de ce sel.
Fragmens de fluate calcaire, posés sur une pelle rouge
Fluate calcaire fondu par le calorique.
Émail en résultant.
Décrépitation de ce sel.
Employé comme fondant.
Action de l'air.
Nulle action de la part de l'eau.
Décomposé par les acides sulfurique, nitrique et muriatique.
Nulle action de la part des substances terreuses et alcalines.
Action de ces mêmes bases combinées avec l'acide carbonique.
Procédé pour opérer cette décomposition.
Fluate de barite. 607
Manière de préparer ce sel.
Dissolution de nitrate ou de muriate de barite.
Acide fluorique pur.
Décomposé par la chaux et par les carbonates.
Fluate de strontiane. 608
Même expérience que sur le fluate de barite.
Décomposition de ce sel par la chaux et par la barite.
Fluate de potasse. 608
Manière de préparer ce sel :
1°. Avec de l'acide fluorique impur ;

2°. Avec l'acide pur privé entièrement de silice.
Fluate de potasse en forme de gelée.
—— Cristallisé.
Action du calorique sur ce sel.
Dissolubilité de ce sel dans l'eau.
Décomposé par les acides sulfurique, nitrique et muriatique.
Action des terres.
Décomposition de ce sel par le muriate calcaire et le sulfate de magnésie ;
—— Par les dissolutions métalliques.
Fluate de soude : 609
1°. A l'état sec ;
2°. Cristallisé ;
3°. Dissous dans l'eau pure.
Mêmes expériences sur ce sel que sur le fluate de potasse.
Décomposé par la chaux, la barite, la strontiane et la potasse ;
—— Par le carbonate et le muriate calcaire.
—— Par les dissolutions métalliques.
Fluate d'ammoniaque. 610
Manière de préparer ce sel.
Sa cristallisation.
Colorant en rouge les couleurs bleues végétales.
Fluate ammoniaco-siliceux.
—— Décomposé par l'acide sulfurique ;
—— Par la barite, la chaux, la strontiane et les alcalis ;
—— Par la craie ou le carbonate calcaire, à l'aide du calorique ;
—— Par les nitrate et muriate calcaire.
Dissolution de sulfate de magnésie.
Propriétés génériques.
Fluate de magnésie. 611.
Procédé pour obtenir ce sel.
Solubilité de ce fluate dans l'excès d'acide.
Décomposé par les bases énoncées ci-dessus.

Sa décomposition par l'ammoniaque formant un sel triple.
Fluate de glucine. 612
Fluate d'alumine. *ibid*
Se trouve dans la nature.
Décomposé par toutes les bases.
Fluate de zircone. *ibid*
Fluate de silice. 613
(*Voyez* acide fluorique).
Des borates.
Borate de chaux. 613
Manière de préparer ce sel.
Sa saveur, sa fixité et sa vitrification.
Décomposé par la barite.
Action des acides à chaud.
—— Par l'acide muriatique.
Borate magnésio-calcaire natif.
Borate de barite. 614
Dissolution de barite pure.
Dissolution d'acide boracique.
Insolubilité de ce sel.
Action des terres et des alcalis.
Décomposé à froid par tous les acides.
Dissolution de muriate de chaux et de borate de barite.
Borate de strontiane, inconnu. 615
Borate de magnésie. *ibid*
Préparation de ce sel.
Susceptible de cristalliser.
Sa saveur. — Sa fixité. — Sa vitrescibilité.
Décomposé par la barite, la chaux et les alcalis.
Borate de potasse. 615
Sa préparation.
Sa saveur.
Sa forme cristalline.

Action de ce sel sur les couleurs bleues végétales.
— *Idem*, et sur celles rougies par les acides.
Sa vitrification.
Décomposé par la barite et la chaux.
Borate de chaux rendu soluble par excès de chaux.
Décomposition de ce sel par les acides.
Borate sursaturé de soude, ou borax. 616
Son histoire, son origine, son existence dans la nature.
Borax brut, tinchal.
Borax de la Chine.
Borax purifié.
Cristallisation de ce sel.
Action du calorique.
Mis sur des charbons ardens.
Borax fondu, calciné.
Borax vitrifié.
Effleuri à l'air.
Dissous et en cristallisation.
Borax et Silice.
Effet du chalumeau.
Couleur que donne le borax à la flamme.
Employé par les fabricans de pierres précieuses.
Borax et alumine.
Borax neutre ou borax saturé d'acide boracique.
Borax décomposé par la potasse.
Avec l'ammoniaque, nulle action.
Borax décomposé par les acides sulfurique, nitrique, muriatique, etc.
Borate d'ammoniaque. 619
Manière de préparer ce sel.
—— Sa cristallisation.
—— Sa saveur.
—— Son action sur le sirop de violettes.

—— Exposé à l'air.
—— Sa dissolubilité dans l'eau.
Décomposé par la barite, la chaux et les alcalis fixes.
Borate de glucine, inconnu. 620
Borate d'alumine, inconnu. *ibid*
Borate de zircone, inconnu. 620
Borate de silice par la fusion. *ibid*
On n'a point examiné la nature de ce sel.

TRENTE-UNIÈME LEÇON.

Des Carbonates.

Procédé pour saturer les alcalis et les terres d'acide carbonique. 621
Description de l'appareil.
Saturer les carbonates du commerce.
Appareil de *Welther*.
Description de cet appareil.
Carbonate de barite : 628
1°. En gros morceaux ;
2°. En fragmens ;
3°. En poudre.
Carbonate de barite, de strontiane.
Pesanteur spécifique.
Soluble dans l'acide carbonique liquide.
Carbonate de barite artificiel.
Différence du carbonate de barite natif, d'avec celui préparé par l'art.
Décomposé par le charbon.
Mélange de carbonate natif et artificiel, chauffés ensemble.
Carbonate de barite décomposé par les acides minéraux.
Carbonate de strontiane. 630
—— Natif.

—— Factice.
Caractère du carbonate natif.
Sa couleur, sa transparence, sa pesanteur spécifique.
Action du calorique sur ce sel.
Carbonate de strontiane et charbon.
Strontiane provenant de l'expérience précédente, dissoute dans l'eau et cristallisée.
Carbonate de strontiane factice.
Décomposé par les acides.
Propriétés de ce carbonate.
Carbonate de chaux. 631
Histoire naturelle des substances calcaires, leur classification, etc.
Carbonate de chaux. { A. Coquille fossile. / B. Terre coquillière. / C. Pierre à bâtir. / D. Marbre blanc. / E. Stalactite. / F. Spath calcaire.
Craie en poudre.
Marbre blanc réduit en poudre.
Spath calcaire chauffé dans un tube.
Description de l'appareil et manière d'opérer.
Spath calcaire sur des charbons ardens.
Procédé pour obtenir la chaux.
Nulle action de la part de l'air sur le carbonate de chaux.
Chaux et eau chargée d'acide carbonique.
Moyens que la nature emploie pour former les substances calcaires en général.
Substances calcaires irrégulières.
—— Régulières.
Action du calorique sur de l'eau acidule tenant de la chaux en dissolution.

Dissolution acide de carbonate de chaux et alcalis.
Dissolution calcaire, acide, saturée de chaux.
Précipitée.
Redissoute.
Carbonate calcaire décomposé par les acides sulfurique, nitrique et muriatique.
—— Par les acides fluorique et boracique.
Carbonate calcaire et silice.
De la marne.
Carbonate calcaire décomposé par la barite.
— Par le muriate d'ammoniaque.
Sel volatil d'Angleterre; alcali volatil concret.
Craie et muriate d'ammoniaque en distillation.
Résidu : phosphore de Homberg, ou muriate avec excès de chaux.

TRENTE-DEUXIÈME LEÇON.

Suite des Carbonates.

Carbonate de potasse. 637
Appareil à doubles syphons de retour.
Procédé de *Berthollet* pour saturer d'acide carbonique la potasse, en distillant avec une dissolution de cet alcali du carbonate d'ammoniaque solide.
Diverses dénominations de ce sel lorsqu'il n'est pas saturé d'acide carbonique.
Huile de tartre par défaillance.
Cristaux de tartre de *Bohnius*.
Travaux de *Black* et de *Bergman* sur ce sel.
Carbonate de potasse saturé.
Carbonate de potasse impur du commerce. Manière de l'obtenir.
Saveur du carbonate de potasse saturé.

Son altérabilité par le feu.
Distillé dans des vaisseaux clos.
Action de l'air.
Phénomènes qui se passent pendant la dissolution de la potasse du commerce.
Carbonate de potasse en dissolution dans l'eau pour produire du froid.
Effet contraire obtenu quand ce sel est desséché.
Carbonate de potasse et eau.
Cristallisation de ce sel.
Carbonate de potasse et acides.
Carbonate de potasse pouvant servir de fondant aux terres vitrifiables.
— Décomposé par la barite, la strontiane et la chaux.
Potasse caustique.
Action de tous les sels calcaires, magnésiens et alumineux sur le carbonate de potasse.
Nitrate et muriate de barite décomposés par le carbonate de potasse.
Sels magnésiens précipités à chaud par le carbonate de potasse.
Carbonate de soude. 642
Différentes dénominations de ce sel.
Son existence dans la nature.
Procédé des arts pour extraire la soude des plantes maritimes.
Manière de préparer le carbonate de soude saturé.
Sa saveur et sa forme cristalline.
Carbonate de soude en beaux cristaux.
Action du feu.
Action de l'air. Carbonate de soude efleuri.
Produisant du froid par la dissolution dans l'eau.
Sa solubilité.
Sa décomposition par le phosphore.
Appareil pour cette expérience.

Phosphate de soude et carbone résultant de la décomposition du carbonate de soude.

Décomposé par la barite, la strontiane, la chaux et la potasse.

Décomposé par les acides.

Action de ce carbonate sur les sels calcaires, magnésiens et alumineux.

Usage de ce sel dans les arts et dans la médecine.

Carbonate de magnésie. 646

—— Natif.

—— Existant dans les eaux minérales.

Plus soluble que la chaux dans les eaux chargées d'acide carbonique.

Différentes dénominations de ce sel.

Procédé pour obtenir le carbonate de magnésie.

— Sa cristallisation.

Précaution à prendre pour procurer à ce sel la légéreté de la magnésie d'Angleterre.

Saveur de ce sel.

Magnésie calcinée et acides.

Propriétés de la magnésie calcinée.

Calcination du carbonate de magnésie dans des vaisseaux clos.

Carbonate de magnésie mis en contact avec l'air.

Dissolubilité de ce sel par l'eau.

— Dans l'eau acidule.

Précipité obtenu par le dégagement de l'excès d'acide.

Action des acides sulfurique, nitrique et muriatique.

Carbonate de magnésie décomposé par la barite, la strontiane, la chaux, la potasse, la soude et l'ammoniaque.

Carbonate d'ammoniaque. 649

Différentes dénominations de ce sel.

Procédés pour obtenir le carbonate d'ammoniaque.

19. { Gaz ammoniac.
{ Gaz acide carbonique.

2°. { Acide carbonique liquide.
Ammoniaque pure et concentrée.

3°. { Appareil pour faire passer du gaz acide carbonique dans l'ammoniaque.

4°. { Combinaison directe des gaz acide carbonique et ammoniacal.

Saveur de ce sel.

Action du calorique. Volatilisation et sublimation du carbonate d'ammoniaque.

— Mis en contact avec l'air.

Carbonate d'ammoniaque et phosphore.

Dissolubilité de ce sel dans l'eau.

Froid produit au moment de la dissolution.

Sa cristallisation.

Précautions à prendre pour obtenir ce sel cristallisé.

— Décomposé par les acides sulfurique, nitrique, muriatique et fluorique.

Teinture de tournesol. Eau de chaux.

Acide boracique décomposant ce sel à l'aide du calorique.

Carbonate d'ammoniaque décomposé par la barite, la strontiane et la chaux.

— Par la magnésie, à l'aide du calorique.

— Par la potasse et la soude.

Usages du carbonate d'ammoniaque.

Carbonate de glucine. 652

Manière de le préparer.

Ses propriétés physiques.

Couleur. Saveur. Légéreté.

— Insoluble, non cristallisable.

Action du calorique.

— Peu soluble dans l'acide carbonique.

— Décomposé par les acides et les alcalis.

Carbonate d'alumine, peu connu. 653

Carbonate de zircone. 653

Manière de le préparer.

Moyens d'y reconnoître la présence de l'acide carbonique :

1°. Par l'action du feu ;

2°. Par l'action des acides muriatique et nitrique.

Combinaisons du carbonate de zircone avec les carbonates alcalins.

— Rendu soluble par cette combinaison.

MANUEL

D'UN COURS

DE CHIMIE.

SÉRIE D'EXPÉRIENCES

A FAIRE DANS CHAQUE LEÇON,

ET

DÉSIGNATION des Matières qui doivent servir à la démonstration.

TOME II.

TRENTE-TROISIEME LEÇON.

Substances métalliques en général. 21

PROPRIÉTÉS physiques, histoire naturelle de ces substances.
De l'art d'essayer les mines, ou de la docimasie.
De l'art d'extraire ou de purifier en grand les métaux, ou de la métallurgie.
Des propriétés chimiques des substances métalliques.
Alliage.
Amalgame.

Sulfure, phosphure, carbure.
Explication du tableau de *Werner*.
Classification méthodique des métaux. 22
Première section : Métaux cassans et acidifiables. — Arsenic, tungstène, molybdène, chrome et columbium.
Deuxième section : Métaux cassans et simplement oxidables : — Titane, urane, cobalt, nickel, manganèse, bismuth, antimoine et tellure.
Troisième section : Métaux demi-ductiles et oxidables, mercure et zinc.
Quatrième section : Métaux bien ductiles et facilement oxidables : étain, plomb, fer et cuivre.
Cinquième section : Métaux très-ductiles et difficilement oxidables : argent, or, platine.

TRENTE-QUATRIEME LEÇON.

De l'Arsenic, de l'Acide arsenieux et de l'Acide arsenique. 23

Arsenic métallique.
Mines principales d'arsenic.
— natif.
— en oxide.
— en sulfure, { jaune. / rouge.
Arsenic testacé, ou cobalt testacé, arsenic écailleux.
Arsenic natif de Bohême, de Hongrie et de Sainte-Marie.
Arsenic à l'état d'oxide blanc.
Mispikel, pyrite arsenicale.
Manière de retirer l'arsenic des divers métaux avec lesquels il est combiné.
Arsenic blanc, chaux d'arsenic du commerce.
Oxide d'arsenic et soufre.

Réalgal, réalgar, rizigal factice ou arsenic rouge.
Orpin, ou orpiment factice.
Action de l'air sur l'arsenic.
Arsenic chauffé avec le concours de l'air.
Arsenic sublimé.
Manière d'opérer cette sublimation.
Chaux d'arsenic, arsenic blanc, oxide d'arsenic.
Fleurs d'arsenic.
Manière de les préparer.
Arsenic et corps combustibles.
Gaz hidrogène.
Phosphure d'arsenic.
Moyen de l'obtenir.
Arseniate de potasse et soufre.
Oxides sulfurés, rouge et jaune d'arsenic.
Décomposition de ces oxides par la chaux et les alcalis.
Arsenic non-décomposé par l'eau.
Action des substances alcalino-terreuses, inconnue.
Action des acides sulfurique, nitrique, muriatique, et muriatique oxigéné sur l'arsenic.
Décomposition des nitrates par l'arsenic.
Arsenic et muriate sur-oxigéné de potasse.
Réduction de l'oxide d'arsenic.
Oxide d'arsenic et savon noir.
Id. et huile de lin.
Arsenic métallique, régule d'arsenic produit de cette opération.
Réduction de l'oxide d'arsenic par la fusion.

De l'Acide arsenieux. 30

Sa saveur.
Acide arsenieux jeté sur des charbons ardens.
— sublimé.
— vitrifié.

Éfleuri à l'air après la vitrification.

Propriétés qui doivent faire classer l'oxide d'arsenic au rang des acides en *eux*.

Acides arsenieux et terres.

— et alcalis.

Arsenites en dissolution.

Acide arsenieux et acides :

1°. sulfurique ;

2°. nitrique ;

3°. muriatique ;

4°. muriatique oxigéné.

Acide arsenieux et nitrate de potasse.

Procédé pour décomposer le nitrate de potasse par cet acide.

Manière de préparer le sel neutre arsenical ou arseniate de potasse.

Cristallisation de ce sel.

Décomposition du nitrate de soude et d'ammoniaque par l'acide arsenieux.

Manière d'opérer cette décomposition.

Manière de préparer les arseniates de potasse et de soude par la fusion dans un creuset.

Sulfures et hydrosulfures employés avec succès contre l'empoisonnement par l'arsenic.

Acide arsenique. 37

Procédés pour l'obtenir :

1°. Par l'acide muriatique oxigéné ;

2°. Par l'acide nitrique. (*Voyez* acide arsenieux, et la décomposition du nitrate d'ammoniaque par l'acide arsenieux) ;

3°. En décomposant l'arseniate d'ammoniaque par le calorique ;

4°. En décomposant l'arseniate de potasse et de soude par l'acide sulfurique.

Théorie de l'oxigénation de l'acide arsenieux.
Propriétés physiques de cet acide.
Acide arsenique concret.
— en contact avec l'air.
Sa saveur, son action sur les couleurs bleues végétales.
Action du calorique :
1°. dans les vaisseaux clos ;
2°. dans un creuset.
Acide arsenique vitrifié.
Le même en déliquescence.
Décomposition de cet acide par le charbon.
Acide arsenique et soufre.
Acide arsenique et gaz hidrogène.
Id. et gaz hidrogène sulfuré.
Id. et phosphore.
Acide arsenique dissous dans l'eau.
Acide arsenique et les autres acides.
Arseniates terreux.
Acide arsenique et potasse.
——— et soude.
——— et ammoniaque.
Arseniates alcalins décomposés par la chaux, la barite, etc.
Acide arsenique et sels terreux.
Usages de l'arsenic, de son oxide, etc.
De l'Orpin et du Réalgar. — Son emploi dans les arts.
Sulfure de potasse dissous dans l'eau, décomposé par l'acide arsenieux.

TRENTE-CINQUIEME LEÇON.

Du Tungstène et de l'Acide tungstique, du Molybdène et de son Acide, du Chrôme et de l'Acide chrômique, du Columbium et de l'Acide columbique. 42

Histoire naturelle du tungstène.
Diverses espèces de minérais, d'où on le retire.
Tungstate calcaire.
Variétés.
Action du calorique.
Manière de distinguer le tungstate calcaire des autres substances salines.
Sa décomposition 1o. par le carbonate de potasse et l'acide nitrique ;
2o. par l'acide nitrique foible et l'ammoniaque caustique.
Tungstate calcaire et acide sulfurique.
— *Idem*, et Acide muriatique.
Wolfram ou Tungstate de fer.
Histoire naturelle de cette substance.
Propriétés physiques.
Couleur du Wolfram.
Action de la lime sur cette substance.
Papier frotté avec la poussière du Wolfram.
— composé de lames.
— peu électrique, et n'attire point l'aiguille aimantée.
Propriétés chimiques.
Essais au chalumeau :
1o. avec leborax ;
2o. avec le phosphate de soude et d'ammoniaque.
Décomposition du Wolfram par le nitrate de potasse.
— Par le carbonate de potasse.
Analyse du Wolfram par l'acide muriatique.

Du Tungstène à l'état de métal.
Ses propriétés physiques.
Action de l'air.
Tungstène et Acide muriatique.
—— et Acide nitro-muriatique.

De l'Acide tungstique. 49

Manière de l'obtenir. *Voyez* les articles *Tungstate calcaire* et *Tungstate de fer.*
Essais au chalumeau.
— Avec le borax, avec le phosphate ammoniacal de soude.
Calciné avec le contact de l'air.
Point de saveur.
Insoluble dans l'eau.
Exposé au soleil ou à l'humidité.
Point d'action de la part des autres acides sur celui-ci.
Réflexions sur ses propriétés.
Oxide de tungstène.
Réduction de cet oxide.

Des Tungstates. 51

Tungstate de chaux natif.
Tungstate de magnésie.
Manière de préparer ce sel.
Saveur. Dissolubilité.
Action de l'air. Forme cristalline.
Tungstate d'alumine et de barite.
Tungstate de potasse.
Combinaison de l'oxide de tungstène (acide tungstique) avec les alcalis.
Préparation de ce sel. Point cristallisable.
Propriétés physiques. Saveur. Action de l'air.

Propriétés chimiques. Sa dissolubilité ; décomposé par tous les acides.

Tungstate de soude.

Manière de préparer ce sel. Sa cristallisation.

Sa saveur. Sa dissolubilité.

Rétablissant la couleur du tournesol rougie par un acide.

Décomposé par les acides nitrique, sulfurique, muriatique, acéteux et oxalique.

Tungstate d'ammoniaque.

Manière de le préparer.

Sa cristallisation. Saveur. Dissolubilité.

Nulle action de la part de l'air.

Décomposé par le calorique.

Du Molybdène et de son acide. 53

Molybdène sulfuré. Sulfure de molybdène.

Différence du molybdène sulfuré d'avec la plombagine.

Caractères physiques du sulfure de molybdène.

Propriétés générales.

Sulfure de molybdène calciné.

Le même traité au chalumeau et par les acides nitrique et arsenique.

Pays où l'on trouve le molybdène sulfuré.

Molybdène et acide muriatique.

—— et acide nitrique.

Manière de préparer l'acide molybdique.

Acide molybdique pur.

Moyen de réduire l'acide molybdique.

Oxide de molybdène et huile.

Molybdène à l'état de métal.

Ses caractères.

Molybdène calciné.

Molybdène et nitre.

Molybdène et acide sulfurique.
— et acide nitrique.
— traité avec les alcalis.
— allié avec les métaux.
— traité avec le soufre.
Acide molybdique.
Procédés pour l'obtenir :
1°. En oxidant le sulfure de molybdène par le feu à l'air ;
2°. En traitant le sulfure par l'acide nitrique ;
3°. En distillant le sulfure avec l'acide arsenique ;
4°. En projetant dans un creuset incandescent trois parties de nitrate de potasse et une partie de sulfure de molybdène.
Propriétés physiques de cet acide.
Sa couleur, saveur et pesanteur.
— Inaltérable à l'air.
Action de l'air.
Essais au chalumeau.
Distillé avec le soufre.
Sulfure de molybdène factice.
Acide molybdique et eau.
Dissolution de savon décomposé par cet acide.
— Décomposant les sulfures alcalins.
Changement de couleur de cet acide quand il est dissous.
— S'épaississant par le froid.
Acide molybdique et acides :
1°. sulfurique ;
2°. nitrique ;
3°. muriatique.
— Décomposant, à l'aide de la chaleur, les nitrates et les muriates alcalins.
— Décomposant aussi les carbonates alcalins.

Des Molybdates.

Propriétés générales de ces sels.

Nitrate et muriate de barite décomposés par l'acide molybdique.
Sulfate de potasse en partie décomposé par le même acide.
Acide molybdique et métaux.

Du Chrôme et de l'Acide Chrômique. 59

Plomb rouge et plomb vert de Sibérie.
Chrômate de fer natif.
Combinaison de ce métal avec l'oxigène. Oxide vert ou oxide rouge résultant de cette combinaison.
Décomposition du plomb rouge par le carbonate de potasse.
Procédé pour obtenir l'acide chrômique.
Deuxième moyen de décomposer le plomb rouge.
Plomb rouge et acides muriatique, sulfurique et nitrique.
Acide chrômique réduit à l'état métallique.
Moyens d'opérer cette réduction.
Caractères de ce métal.
Chrôme cristallisé.
Essais au chalumeau.
— Chauffé au même appareil avec du borax.
Action des acides.
Distillation de 20 parties d'acide nitrique sur une de chrôme.
Nouvel état du métal après plusieurs distillations semblables.

De l'Acide chrômique. 63

Nature et propriétés de cet acide.
Couleur, saveur, solubilité, cristallisation.
Papier coloré par cet acide, exposé aux rayons du soleil.
Acide chrômique et une lame de fer ou d'étain.
— En contact avec l'éther et l'alcool.
Acide chrômique et acide muriatique.
— Et hidrosulfure de potasse.
— Et dissolution aqueuse du tannin.
Essais de cet acide, sans addition, au chalumeau.
— Avec le verre phosphorique et le borax.

Des chrômates terreux.

Chrômate de barite.
Dissolution de barite.
Acide chrômique.
Sel insipide.
Décomposé par les acides minéraux.
Gaz oxigène obtenu de ce sel à l'aide du calorique.
Chrômate de chaux.
— au feu.
— et acides.
Chrômates alcalins.
Manière de préparer ces sels.
Chrômates de potasse, de soude et d'ammoniaque.
Leur couleur.
Cristallisation de ces sels. La forme des cristaux est encore peu connue.
— Décomposés par la barite, la chaux et la strontiane.
— par les acides minéraux.
— Donnant de l'oxigène à l'aide du calorique.
Décomposant les sels calcaires, baritiques, magnésiens, alumineux, etc.

Du Columbium et de son Acide. 66

Caractères physiques du minéral où l'on a découvert le columbium.
Action des acides nitrique, muriatique et sulfurique sur ce minéral.
Sa décomposition par le carbonate de potasse et l'acide muriatique l'on fait agir alternativement.
Précipité blanc formé dans les solutions acides du columbium, lorsqu'on sature par les alcalis.
— vert-olive, par le prussiate de potasse.
— foncé, couleur orangée, par la teinture de noix de galle.

— blanc combiné au soufre par la voie sèche.
— Uni par la fusion au phosphate d'ammoniaque, il donne un verre coloré.
— Il rougit le papier teint en bleu par le tournesol;
— Il est très-difficile à réduire.

TRENTE-SIXIEME LEÇON.

Du Titane, du Cobalt et de l'Urane. 68

Oxide de titane natif. Schorl rouge.
Propriétés physiques du schorl rouge.
Action du carbonate de potasse sur cette substance.
Essai du carbonate de titane par la voie sèche.
Réduction de cet oxide.
Titane à l'état de métal.
Action des acides sur le titane métallique.
1°. Acide nitrique.
2°. — nitro-muriatique.
3°. — sulfurique.

De l'Urane. 70

Dénomination de ce métal.
Son existence dans la nature, combiné, allié.
Moyens d'analyse.
Réduction de ce métal.
Propriétés physiques.
Couleur, pesanteur spécifique, dureté.
Propriétés chimiques.
Sa fusion.
Sa dissolution par les acides.
— précipité par les alcalis, les prussiates et le sulfure ammoniacal.

Du Cobalt. 72

Introduction historique.
Réduction du cobalt.

Analyse du cobalt de *Tunaberg*.
Réduction de l'oxide de cobalt.
Propriétés physiques du métal.
— cassant, d'un gris d'acier.
— peu d'éclat métallique.
Pesanteur spécifique.
Propriété magnétique.
Procédés suivis à l'école des mines, pour obtenir le cobalt.
Caractères du cobalt purifié d'après cette dernière méthode.
Oxide de cobalt gris-noir, safre.
Safre du commerce.
Du Smalt ou verre bleu.
Azur.
Réduction du safre à l'état de métal.
Régule de cobalt, ou cobalt à l'état métallique.
Propriétés de ce métal.
Sa fusion, sa cristallisation.
Cobalt fondu exposé à l'air.
Cobalt métallique exposé à l'air.
Cobalt et soufre.
Cobalt et sulfure de potasse.
Procédé pour l'obtenir.
Action de l'acide nitrique sur ce cobalt sulfuré.
Cobalt et phosphore.
Action de l'air sur le cobalt phosphoré.
Chauffé au chalumeau.
Cobalt, barite, magnésie et chaux.
Cobalt et alcalis.
—— Et acide sulfurique.
Sulfate de cobalt, cristallisé, dissous.
Exposé à l'air.
Action du calorique.
Décomposé par la barite et la magnésie, la chaux et les alcalis.
Cobalt et acide nitrique.

Nitrate de cobalt, dissous, cristallisé.
—— Sa déliquescence.
Mis sur les charbons ardens.
—— Sa décomposition par les terres et les alcalis.
Cobalt et acide muriatique.
Oxide de cobalt et acide muriatique.
Muriate de cobalt. — Sa cristallisation. — Sa déliquescence.
Décomposé par le calorique.
Encre de sympathie.
Cobalt, ou oxide de cobalt et acide nitro-muriatique pour former une encre de sympathie.
Effet de l'encre de sympathie.
Inflammation du cobalt dans le gaz acide muriatique oxigéné.
Dissolution de borate de soude.
Dissolution nitrique ou muriatique de cobalt.
Borate de cobalt.
Carbonate de cobalt : moyen de l'obtenir.
Acide arsenique et cobalt.
Cobalt et nitrate de potasse.
—— Et muriate sur-oxigéné de potasse.
Le même mélange projeté dans de l'acide sulfurique concentré.
Dissolution ammoniacale d'oxide de cobalt.
Usage de l'oxide de cobalt.

TRENTE-SEPTIEME LEÇON.

Du Nickel et du Manganèse. 86

Packfond, alliage des Chinois dans lequel on a trouvé du nickel.
Réduction du kupfer-nickel.
Moyens employés pour purifier ce métal.
Propriétés reconnues au nickel par *Bergman*, *Cronstedt* et *Arwidson*.

—— Sa cassure, sa pesanteur, sa ductilité.
Propriétés physiques.
Sa fusion, sa calcination.
Sa réduction en verre.
Dissolution du nickel dans les acides.
Plusieurs sels de nickel.
Nickel décomposant en partie le muriate d'ammoniaque.
Son union avec le soufre.
Sa dissolution dans les sulfures alcalins.
Alliage de nickel et d'arsenic.
Nouvelles recherches faites à l'école des mines sur la nature du kupfer-nickel.
Procédé pour en extraire le nickel.
Moyen de l'obtenir sans mélange de fer ni de cobalt.
Propriétés physiques de ce métal ainsi préparé.
Propriétés chimiques.
Nickel précipité de ses dissolutions par le fer, le zinc, l'étain, le manganèse et le cobalt.
Donnant avec les alcalis un oxide verdâtre.
—— Précipité en blanc grisâtre par la noix de galle.
Précipité en gris verdâtre par les prussiates, et en noir foncé par les hidrosulfures.

Du Manganèse et de son Oxide. 91

Du Manganèse.

Histoire du manganèse.
Manganèse natif.
Manganèse à l'état d'oxide.
Oxide de manganèse natif.
A, en cristaux brillans, gros et petits.
B, en noir velouté.
C, en pierre informe.

D, en carbonate de fer coloré.
Manganèse retiré des cendres des végétaux.
Réduction de l'oxide de manganèse.
Réduction par la voie humide.
Propriétés physiques du manganèse métal.
Couleur. — Cassure. — Action de l'air.
Poussière de manganèse métal oxidé spontanément à l'air.
Son oxidation à l'aide du calorique.
Manganèse et Acides:
1°. sulfurique;
2°. nitrique;
3°. muriatique.
Manganèse précipité de sa dissolution muriatique par l'eau et les alcalis.
Ses alliages.

De l'Oxide de manganèse. 96

Oxide de manganèse natif.
Propriétés physiques.
Essais au chalumeau.
Oxide de manganèse chauffé fortement.
Gaz oxigène.
Résidu gris.
Le même résidu noirci à l'air.
Oxide de manganèse et Charbon.
Gaz acide carbonique.
Oxide de manganèse et soufre.
—— et phosphore.
Oxide de manganèse et acide sulfurique.
Sulfate de manganèse cristallisé et dissous; — blanc et violet.
Forme des cristaux.
Décomposé par le calorique.
—— *Idem* par les alcalis.

Sulfate blanc de manganèse.
Sulfate *idem*, très-oxidé.
Oxide de manganèse et acide nitrique :
1°. Sans addition.
2°. Avec le sucre ou le miel.
Nitrate de manganèse en masse, ou cristallisé ; — dissous.
Décomposé par les alcalis.
Oxide de manganèse et acide muriatique.
Muriate de manganèse en cristaux ; — dissous.
Décomposé par les alcalis.
Oxide de manganèse et Acide fluorique.
Dissolution du sulfate de manganèse.
Dissolution du fluate d'ammoniaque.
Oxide de manganèse et acide carbonique.
— *Idem* et les alcalis.
Caméléon minéral.
Variétés dans les couleurs.
Oxide de manganèse et nitrate de potasse.
Opérer les mêmes phénomènes que ci-dessus.
Oxide de manganèse et borax.
Oxide de manganèse, et muriate d'ammoniaque.
Verre blanchi par le manganèse.
— rendu violet par le nitre.
Usages de l'oxide de manganèse.

TRENTE-HUITIEME LEÇON.

Du Bismuth et de l'Antimoine. 102

Mines de bismuth.
Forme primitive du métal.
Réduction d'une mine de bismuth.
Procédés.

Bismuth métallique, en pain, en fragmens, en poudre.
Propriétés physiques de ce métal.
Sa couleur, sa fragilité, son altération à l'air.
Fusion et cristallisation du bismuth.
Manière d'opérer.
Oxidation du bismuth par le métal fondu à l'air.
Bismuth oxidé en jaune.
Fleurs de bismuth.
Oxide de bismuth fondu en verre.
Réduction du bismuth par le savon noir.
Bismuth et gaz hidrogène.
Bismuth sulfuré.
Bismuth phosphoré.
Caractère de ce bismuth phosphoré.
Bismuth et arsenic, cobalt, etc.
Bismuth et acide sulfurique.
Oxide de bismuth résultant de l'opération.
Sulfate de bismuth, dissous, cristallisé.
Décomposé par le feu.
— *Idem* par les alcalis, la strontiane, la chaux, etc.
Bismuth et acide nitrique.
Nitrate de bismuth cristallisé, dissous.
Propriétés de ce sel.
Action du calorique.
—— de l'air.
Décomposé par la chaux et les alcalis.
Magistère de bismuth.
Procédé pour l'obtenir.
Blanc de fard et blanc de perle.
Dissolution nitrique de bismuth, et hidrosulfure.
Bismuth et acide muriatique.
Muriate de bismuth dissous, cristallisé.
Muriate de bismuth sublimé.

Décomposé par l'eau.
Bismuth et acide nitro-muriatique.
Id. et gaz acide muriatique oxigéné.
Phosphate, fluate, borate, carbonate de bismuth.
Bismuth et substances terreuses.
— *Idem* et alcalis.
— *Idem* et nitre.
— *Idem* et muriatique sur-oxigéné de potasse.
Oxide de bismuth et muriate d'ammoniaque.
Procédé pour obtenir la décomposition de ce sel par l'oxide de bismuth.
Encre de sympathie faite avec une dissolution de bismuth dans les acides.
Usages du bismuth métal.
— *Idem* de son oxide.

De l'Antimoine. 110

De l'Antimoine (son histoire).
Différens noms que ce métal a reçus des alchimistes et des chimistes.
Extraction de l'antimoine de sa gangue.
Sulfure d'antimoine natif.
Oxide d'antimoine sulfuré gris.
Régule d'antimoine.
Antimoine en gros pains, en fragmens, en poudre.
Propriétés physiques de ce métal.
Sa saveur.
Sa dissolubilité dans le suc gastrique.
Boule, ou pilule perpétuelle.
Antimoine cristallisé.
Antimoine en sublimation dans des vaisseaux clos.
— *Idem* en sublimation avec le contact de l'air.

Procédé pour obtenir cet oxide.
Oxide d'antimoine sublimé.
Fleurs argentines d'antimoine.
Caractères de cet oxide.
Oxide d'antimoine fondu en un verre de couleur orangée.
— *Idem* réduit sans addition.
Antimoine et gaz hidrogène.
—— et phosphore.
Procédé pour obtenir le phosphure d'antimoine.
Antimoine et soufre.
Sulfure d'antimoine artificiel.
Manière de le préparer.
Dissolution d'antimoine et gaz hidrogène sulfuré.
Oxide blanc d'antimoine, et Eau chargée d'hidrogène sulfuré.

Antimoine et métaux.

Alliages antimoniés.
Antimoine et acides.
— et acide sulfurique.
Sulfate d'antimoine.
Oxide qui s'en précipite.
Propriétés de ce sel.
Sa déliquescence, sa décomposition par le calorique, l'eau distillée, les substances terreuses et les alcalis.
Antimoine et acide nitrique.
Nitrate d'antimoine.
Oxide d'antimoine qui en provient.
— Décomposé comme le sulfate.
Antimoine et acide muriatique.
Muriate d'antimoine.
Antimoine et acide nitro-muriatique.
— et acide muriatique oxigéné.
Muriate d'antimoine sur-oxigéné, fait avec le muriate sur-oxigéné de mercure et l'antimoine.

Antimoine et acide phosphorique.
Antimoine et substances terreuses.
—et alcalis.
Antimoine et nitrate de potasse.
Oxide d'antimoine par le nitre.
Antimoine diaphorétique.
Antimoine et muriate sur-oxigéné de potasse.
—et muriate de soude.

TRENTE-NEUVIEME LEÇON.

Du Sulfure d'antimoine. 121

Sulfure d'antimoine natif.
Ses propriétés générales.
Oxide sulfuré gris d'antimoine.
Verre d'antimoine, ou oxide d'antimoine sulfuré vitreux.
Procédé pour obtenir ce verre.
Expériences de *Vauquelin* sur les verres d'antimoine.
Foie d'antimoine.
Manière de le préparer.
Sulfure d'antimoine et acides sulfurique et sulfureux, nitrique, muriatique, muriatique oxigéné, nitro-muriatique.
Soufre séparé du sulfure et précipité de la dissolution nitro-muriatique.
Sulfure d'antimoine et Eau de chaux.
Sulfure d'antimoine et alcali fixe.
Kermès minéral.
Procédé de la *Ligerie*.
Procédés de *Lémery*, adoptés par le C. *Baumé*:
1°. Par la voie sèche;
2°. Par la voie humide.
Procédé de *Chaptal*.

Procédé du C. *Deyeux.*

— du C. *Dizé.*

Soufres dorés.

Théorie de ces préparations fondée sur les expériences des C. *Berthollet* et *Thénard.*

Divers hidrosulfures de moins en moins antimoniés, et de plus en plus sulfurés.

Kermès récemment préparé, renfermé pendant quelques jours dans un flacon qui contienne beaucoup d'air.

Décomposition de l'air par le soufre doré.

Sulfure d'antimoine et alcalis caustiques.

Sulfure d'antimoine et Nitrate de potasse.

Procédé pour obtenir le fondant de *Rotrou*, ou antimoine diaphorétique non lavé.

Antimoine diaphorétique lavé.

Céruse d'antimoine, magistère d'antimoine diaphorétique, matière perlée de *Kerkringius.*

Liqueur restant après le précipité.

Nitre antimonié de *Stahl.*

Poudre de la *Chevalleray.*

Foie d'antimoine.

Faux foie d'antimoine de *Rulland.*

Crocus metallorum, Safran des métaux, ou oxide d'antimoine vitreux.

Magnésia opalina, Rubine d'antimoine.

Régule *médicinal.*

Sulfure d'antimoine et muriate sur-oxigéné de potasse.

Usages du sulfure d'antimoine.

QUARANTIEME LEÇON.

Du Tellure et du Mercure. 138

Mines d'or de Transylvanie.
Procédé pour obtenir ce métal de la mine.
Tellure à l'état de métal.
Couleur, cassure, aigre, friable.
Sa cristallisation.
Pesanteur spécifique.
Fusibilité.
Action du calorique.
Essai au chalumeau.
Métal obtenu, partie sublimé, partie fondu.
Tellure et soufre.
Tellure et acides :
1°. nitrique ;
2°. nitro-muriatique ;
3°. muriatique ;
4°. sulfurique concentré ;
5°. sulfurique étendu d'eau.
Dissolution acide de tellure.
Décomposé par les alcalis purs.
Dissolution acide de tellure et Carbonates alcalins.
Idem et sulfures alcalins.
Sulfure de tellure.
Sulfure de tellure sur des charbons rouges.
Réduction de l'oxide de tellure sur un charbon.
Réduction de cet oxide dans une cornue.
Oxide de tellure mêlé avec des corps gras.
Dissolutions acides de tellure précipitées par l'antimoine.

Du Mercure. 143

Mines de mercure.
Mercure d'Ydria, uni au bitume.
Vermillon, ou cinabre en fleurs.
Procédé pour reconnoître la présence du mercure dans une mine, par sublimation.
Extraction du mercure de ces mines.
Mercure pur.
En quoi le mercure diffère des autres substances métalliques.
De sa fluidité.
Congélation du mercure.
Propriétés du mercure solidifié.
Falsification du mercure dans le commerce.
Mercure revivifié du cinabre.
Ses caractères physiques.
Sa saveur, son odeur, sa phosphorescence.
Sensation que l'on éprouve en plongeant la main dans le mercure.
Pesanteur spécifique de ce fluide métallique.
Bon conducteur du calorique et de l'électricité.
Mercure agité dans un flacon, pour être amené à l'état d'oxide noir.
Oxide noir de mercure, éthiops *per se*.
Oxide noir fait avec du mercure — procédés divers d'extinction, la salive, etc.
Gaz oxigène obtenu de cet oxide.
Mercure en distillation.
Expériences de *Boerhaave*.
Explosion produite lorsqu'on chauffe fortement le mercure dans des vaisseaux clos.
Mercure chauffé avec le contact de l'air, ou Oxidation lente du mercure en rouge.

Procédé et appareil.
Mercure précipité *per se*, oxide rouge de mercure.
Propriétés de cet oxide.
Sa réduction par la lumière et le calorique.
Dégagement de gaz oxigène.
Oxide rouge de mercure en contact avec l'ammoniaque pure.
Oxide noir fait par ce procédé.
Oxide de mercure réduit par le carbone.
— *Idem* réduit par la lumière.
Oxide rouge trituré avec du mercure coulant.
Résultat de cette opération : Oxide noir.
Propriétés de cet oxide.
Mercure et soufre.
Ethiops minéral.
Procédés :
1°. par trituration ;
2°. par fusion.
Résultat : Sulfure noir de mercure, ou, vulgairement ; Ethiops minéral.
Autre moyen de préparer cet éthiops en faisant passer à travers une peau de chamois du mercure très-divisé, dans du soufre fondu.
Cinabre artificiel, ou oxide de mercure sulfuré rouge.
Sa préparation.
Oxide de mercure sulfuré rouge, broyé avec de l'eau.
Vermillon.
Oxide de mercure sulfuré rouge par la voie humide.
Cinabre exposé au calorique dans des vaisseaux clos.
Idem dans des vaisseaux ouverts.
Cinabre et acides.
Décomposition de l'oxide de mercure sulfuré rouge, par la chaux et les alcalis.
Idem par le cobalt, le bismuth, l'antimoine et le fer.

Mercure revivifié du cinabre.
Mercure et phosphore. Moyens de combiner ces deux substances.
Phosphure de mercure exposé à un air sec.
Idem mis en distillation.
Mercure et eau.
Mercure et arsenic, cobalt, bismuth, antimoine.
Amalgame.
Mercure et dissolution de sulfure hidrogéné de potasse.
Idem et hidrosulfure d'ammoniaque.
Idem et sulfure hidrogéné d'ammoniaque.
Examen de la liqueur surnageante.
—— Décomposée par l'acide muriatique.
Gaz hidrogène sulfuré en provenant.
Mercure et Eau chargée d'hidrogène sulfuré.
Sulfure noir obtenu par l'agitation du mercure dans cette liqueur.
Idem chauffé dans une cornue.

QUARANTE-UNIEME LEÇON.

Suite du mercure.

Mercure et acide sulfurique concentré. 156
Gaz acide sulfureux.
Sulfate acide de mercure.
Sulfate neutre de mercure.
Ses caractères.
Sulfate jaune de mercure, ou sulfate avec excès d'oxide.
Turbith minéral, précipité jaune, ou oxide mercuriel jaune.
Propriétés : Couleur précipitable en gris par les alcalis ; décomposable par l'acide nitrique ; donnant du muriate sur-oxigéné de mercure, par l'acide muriatique.
Soluble dans l'acide sulfurique peu étendu.
Sulfate jaune trituré avec du mercure coulant

Fondu au chalumeau avec le verre phosphorique.
Poussé au feu dans une cornue.
Sulfate acide de mercure et ammoniaque.
Sel ammoniaco-mercuriel.
Sulfate neutre de mercure et ammoniaque.
Saveur du sulfate de mercure.
Mercure et acide sulfureux.
Oxide rouge de mercure et le même acide.
Mercure et acide nitrique.
Dissolution de mercure faite à froid.
Dissolution précipitant par l'eau.
Procédé pour obtenir la dissolution du mercure dans l'acide nitrique.
Eau mercurielle.
Nitrate de mercure cristallisé.
Nitrate de mercure neutre.
Nitrate acide de mercure.
Nitrate avec oxide de mercure, ou turbith nitreux.
Propriétés du nitrate de mercure neutre; sa causticité, sa fusibilité, sa détonnation.
Exposé à l'air.
Action du calorique.
Procédé pour obtenir l'oxide rouge de mercure, ou précipité rouge par l'acide nitrique :
1°. par le nitrate de mercure chauffé dans un creuset;
2°. par ce même nitrate rapproché jusqu'à siccité et sublimé.
Oxide rouge entièrement réduit par le feu.
Gaz oxigène obtenu de cet oxide.
Oxide rouge et verre phosphorique.
Nitrate de mercure chauffé dans une cornue.
Solubilité du nitrate de mercure dans l'eau froide et dans l'eau bouillante.
Précipité qui a lieu dans la dissolution de ce sel.

Examen du précipité.

Son changement de couleur par le calorique.

Eau distillée acidulée par l'acide nitrique.

Nitrate de mercure dissous dans cette eau.

Nitrate de mercure décomposé par la baryte, la strontiane, la magnésie, la chaux et les alcalis.

Couleurs des précipités obtenus par les alcalis fixes et par l'ammoniaque.

Mercuriate ammoniacal.

Propriétés des oxides de mercure obtenus par les décompositions du nitrate.

Tous réductibles.

Gaz oxigène qu'ils fournissent pendant leur réduction.

Gaz acide carbonique obtenu des oxides mercuriels précipités de leur dissolution acide par les carbonates alcalins.

Oxides de mercure exposés à l'air.

Expériences de *Bayen*, sur la détonnation des oxides métalliques obtenus par les alcalis.

Nitrate de mercure décomposé par l'acide sulfurique et les sulfates.

Muriate de soude et dissolution nitrique de mercure.

Mercure et acide muriatique.

Oxide de mercure et le même acide.

Dissolution muriatique de mercure et carbonate de soude.

Acide muriatique, ou dissolution de muriate de soude avec une dissolution nitrique de mercure.

Résultat : *Précipité blanc.*

Mercure et acide muriatique oxigéné.

Acide muriatique oxigéné et dissolution nitrique de mercure.

Muriate oxigéné de mercure.

Muriate mercuriel doux.

Divers procédés pour obtenir le premier de ces muriates :

1°. Avec le nitrate de mercure, le muriate de soude décrépité, et le sulfate de fer.

Muriate oxigéné de mercure obtenu.

Cristallisation de ce sel.

Substance composant le résidu.

2°. Procédés des Hollandais.

3°. *Autre procédé, en employant les oxides mercuriels obtenus* par les alcalis fixes ou tout autre oxide de mercure.

4°. Préparation de ce sel avec le sulfate de mercure et le muriate de soude.

5°. Procédé de *Monnet.*

6°. Muriate oxigéné de mercure obtenu par l'acide muriatique oxigéné dans une dissolution de nitrate mercuriel.

7°. Procédé de *Chaptal.*

Oxide rouge de mercure et acide muriatique.

8°. Sels à base de mercure avec le muriate sur-oxigéné de potasse.

Propriétés du muriate oxigéné de mercure, ou sublimé corrosif.

Sa saveur, son action sur les intestins.

Verdissant le sirop violat.

Effet de la lumière sur ce sel.

Action du calorique.

Muriate oxigéné de mercure indécomposable par le calorique.

Sa sublimation sous forme de cristaux.

— Inaltérable à l'air.

— Décomposé par la barite, la strontiane, la magnésie et la chaux.

Eau phagédénique.

Procédé.

Muriate oxigéné de mercure décomposé par les alcalis fixes.

Idem par l'ammoniaque.

Action des acides et des sels neutres alcalins.

Combinaison de ce sel avec le muriate d'ammoniaque.

Sel alembroth.
Manière de le préparer.
Sublimé corrosif rendu plus soluble par son union avec le muriate d'ammoniaque.
Mercure précipité blanc.
Sa préparation.
Muriate mercurio-ammoniacal insoluble.
Précipité blanc jauni par la lumière.
Evaporation de l'eau des lavages.
Muriate sur-oxigéné de mercure, et gaz hidrogène sulfuré.
Idem et soufre.
Idem et carbone.
Idem et métaux.
1°. Avec l'arsenic.
Beurre d'arsenic ; huile corrosive.
Muriate d'arsenic.
Procédé pour l'obtenir.
Mercure coulant résultant de la décomposition du muriate sur-oxigéné de mercure.
Cinabre d'arsenic.
Propriété du muriate d'arsenic.
Muriate sur-oxigéné de mercure et cobalt, nickel, manganèse.
Idem Avec le bismuth.
— Avec le muriate de bismuth.
Résidu de l'opération.
Muriate sur-oxigéné de mercure et antimoine.
Beurre d'antimoine, muriate d'antimoine sublimé.
Procédé pour préparer ce sel.
Résidu de l'opération.
Décomposition du muriate sur-oxigéné de mercure par le sulfure d'antimoine.
Manière d'opérer cette décomposition.
Résultat de l'opération.

Muriate d'antimoine.

Cinabre d'antimoine.

Propriétés du muriate d'antimoine.

Sa causticité, sa liquéfaction par le calorique.

En contact avec l'air.

Sa cristallisation.

Sa dissolubilité par l'eau et sa décomposition par ce fluide.

Moyen d'obtenir ce qu'on appelle *poudre d'algaroth*, *mercure de vie*.

Examen de l'eau du lavage de ce muriate d'antimoine.

Avec un alcali, on obtient un précipité blanc.

Muriate d'antimoine sublimé et acide nitrique.

Dépôt que l'on obtient de cette dissolution.

—— Evaporé à siccité et redissous dans l'acide nitrique.

Résultat de cette expérience.

Bézoard minéral.

Muriate sur-oxigéné de mercure, et mercure coulant.

Procédés pour faire cette combinaison, décrits par *Baumé*.

Résultat de l'opération :

Muriate mercuriel doux ; mercure doux, *aquila alba* des anciens chimistes.

Inconvéniens qui résultent du procédé indiqué.

Observations de plusieurs chimistes à ce sujet.

Moyens proposés par *Swelfer*, *Cartheuser* et *Baumé*, pour enlever au muriate mercuriel doux, le sublimé corrosif, ou muriate mercuriel corrosif.

Procédés de *Cornette*.

—— de *Schèele*.

—— du citoyen *Bailleau*.

Panacée mercurielle.

Examen comparatif des propriétés du muriate mercuriel doux et de celles du muriate oxigéné.

Muriate de mercure doux sublimé lentement et cristallisé.

— En dissolution.
Continuation de l'examen du mercure avec les autres acides.
Mercure et acides carbonique, fluorique et boracique.
Dissolution de carbonates alcalins.
— de borate de soude.
— de nitrate mercuriel.
Borate mercuriel cristallisé.
Propriétés de ce sel.
Oxide de mercure et acides métalliques.
Idem et alcalis.
Mercure et sels neutres.
Mercure et muriate d'ammoniaque.
Procédé de la *Garaye*, pour former sa teinture de mercure.
Teinture de mercure de la *Garaye.*
Lame de cuivre trempée dans cette teinture.
Sulfure rouge de mercure et muriate sur-oxigéné de potasse.
Usages du mercure.

QUARANTE-DEUXIEME LEÇON.

Du Zinc et de l'Etain. 190

Zinc natif.
Zinc retiré des mines de plomb mêlées de blende.
Tuthie ou cadmie des fourneaux.
Pierre calaminaire.
Zinc en saumon, en lingots.
Propriétés physiques du zinc à l'état de métal.
Sa ductilité — zinc en lames, zinc en grenailles.
Procédé pour l'obtenir.
Zinc en poudre.
Action du calorique.
Zinc fondu, cristallisé.

Oxide gris de zinc.
Zinc enflammé.
Oxide de zinc réduit.
Oxide blanc de zinc, fleurs de zinc, etc.
Procédé pour obtenir cet oxide.
Propriétés de cet oxide : sa fixité.
Sa vitrification.
Action de l'air sur le zinc.
Zinc et phosphore.
Procédé pour combiner ces deux substances par la distillation.
Phosphure de zinc.
Phosphure obtenu par la fusion.
Propriétés du phosphure de zinc.
Sa couleur, action de la lime, odeur qu'il répand lorsqu'il est frappé sur une enclume.
S'étendant sous le marteau.
Phosphure de zinc au chalumeau.
Zinc et gaz hidrogène.
Manière d'obtenir le gaz hidrogène zincé.
Propriétés générales de ce gaz.
Sa pesanteur comparée à celle de l'air atmosphérique.
Son inflammation.
— Point décomposé par l'acide muriatique oxigéné.
Zinc et acides.
Zinc et soufre.
Sulfure de zinc.
Alliages : zinc et arsenic.
Zinc et oxide d'arsenic.
Zinc, cobalt, bismuth.
Zinc fondu avec l'antimoine.
Idem et mercure.
— et eau.
— et acides.

— et acide sulfurique étendu d'eau.
Dissolution sulfurique de zinc.
Sulfate de zinc régulièrement cristallisé.
Dénomination de ce sel dans les arts, *couperose blanche, vitriol blanc.*
Sulfate de zinc du commerce.
Sa préparation.
Propriétés du sulfate de zinc pur, sa saveur, sa décomposition par le feu.
Action de l'air sur ce sel.
Décomposé par les terres et les alcalis.
Oxide de zinc précipité par un carbonate alcalin.
Décomposant le nitre.
Sulfate de zinc, sulfures et hidrosulfures alcalins.
Zinc et acide sulfureux.
Dissolution de zinc dans cet acide, exposée à l'air; sel qui se forme; sa cristallisation.
Chauffé au chalumeau.
Action des acides sulfurique et muriatique sur ce sel.
Distillation de ce sulfite.
Sulfite sulfuré de zinc.
Sulfite de zinc pur: manière de le préparer.
Propriété de ces deux sulfites comparées entr'elles.
Sulfite de zinc pur décomposé par les acides.
Indissoluble dans l'alcool.
Mélange de soufre et d'oxide de zinc traité à chaud par l'acide sulfureux.
Décomposition de l'acide nitrique par le zinc, et dissolubilité de ce métal dans cet acide.
Procédé.
Couleur de la dissolution nitrique de zinc.
Nitrate de zinc cristallisé.
— Attirant l'humidité de l'air.

— mis sur des charbons ardens.
— Sa détonnation.
— Décomposé par le calorique.
Idem par l'acide sulfurique.
— Précipité en blanc par les alcalis et les carbonates alcalins.
Distillé dans une cornue.
Nitrite de zinc.
Zinc et acide muriatique.
Muriate de zinc épaissi, sublimé.
Beurre de zinc.
Muriate de zinc décomposé par l'acide sulfurique.
Précipité en blanc par les alcalis.
Zinc enflammé par le gaz acide muriatique oxigéné.
Zinc et acide carbonique.
Dissolutions de zinc précipitées par la chaux, la magnésie, les alcalis fixes et l'ammoniaque.
Zinc et silice.
Zinc et alumine.
Idem et potasse liquide.
Oxide de zinc dissous dans la potasse ou la soude caustique.
Séparation de cet oxide par les acides.
Zinc et ammoniaque.
Zinc et sulfate de potasse.
Idem et nitrate de potasse.
Résidu de l'opération dissous en partie dans l'eau.
Oxide de zinc précipité de cette dissolution par un acide.
Liqueur de nitre fixé par le zinc.
Zinc et muriate de soude.
Idem décomposant le muriate d'ammoniaque :
1°. par trituration ;
2°. par distillation.
Zinc et muriate sur-oxigéné de potasse.
Zinc précipitant des métaux (le mercure) de leurs dissolutions.

Zinc et muriate oxigéné de mercure.
Zinc et poudre à tirer.
Usages du zinc.

De l'Étain. 207

Etain de Malaca, de Banca, d'Allemagne, d'Angleterre.
Manière de faire l'essai d'une mine d'étain.
Étain pur en lingots, en lames, en chapeaux, etc.
Propriétés physiques.
Sa blancheur, cri de l'étain, sa mollesse, sa légéreté, sa pesanteur spécifique.
Sa cohésion, fil d'étain.
Sa ductilité, étain en feuilles.
Etain bon conducteur de l'électricité et du fluide galvanique.
Son élasticité, sa fusibilité.
Son de l'étain.
Sa cristallisation.
Étain fondu.
— Volatilisé.
Chauffé avec le contact de l'air.
Oxide d'étain gris.
Potée d'étain.
Verre d'étain.
Oxide d'étain réduit par la graisse ou le savon.
Etain chauffé au chalumeau.
Etain en contact avec l'air.
Phosphure d'étain, manière de le préparer.
Alliage d'étain avec l'arsenic.
Etain et arseniate de potasse.
Etain et nickel.
Idem, cobalt et muriate de soude.
Etain et bismuth.
Idem et antimoine.
Idem et mercure.

Amalgames.

Amalgame d'étain cristallisé.

Etamage des glaces.

Etain et zinc.

Etain et eau froide.

— Et acides.

Idem et acide sulfurique concentré étendu d'eau.

Dissolution d'étain : manière de la faire.

Sulfate d'étain { liquide. / solide.

Dissolution sulfurique d'étain faite à froid, précipitée par les alcalis et les terres.

Précipitée par les sulfures et les hidrosulfures.

Action de l'acide sulfureux sur l'étain.

Etain et acide nitrique concentré.

Oxide d'étain.

Nitrate d'ammoniaque formé en même temps.

Sel stanno-nitreux.

Distillation de l'oxide d'étain préparé par l'acide nitrique.

Sulfure d'étain traité au feu et jusqu'à siccité par l'acide nitrique.

Sulfure d'étain et soufre distillé avec l'acide sulfurique concentré.

Etain et acide muriatique.

Manière de préparer une dissolution muriatique d'étain.

Muriate d'étain cristallisé.

Saveur de ce sel.

Muriate d'étain *mis en distillation.*

Alcalis précipitant de ce sel un oxide blanc.

Sulfure d'ammoniaque donnant un précipité en poussière lie de vin.

Sulfure de potasse précipitant en jaune.

Précipité jaune ainsi obtenu, fournissant par la distillation de l'acide sulfureux et du soufre.

Dissolution muriatique d'étain et acide nitrique.
Idem et acide sulfureux.
Dissolution muriatique d'étain et acide arsenique.
Idem et oxide rouge de mercure, muriate sur-oxigéné de mercure oxide, blanc d'antimoine, de zinc, d'argent.
Dissolution du muriate d'étain, récemment préparée en dissolution d'or. — Précipité de *Cassius*.
Lame d'étain dans de l'acide muriatique.
Dissolution muriatique d'étain oxigéné par l'air, par l'oxide rouge et par le muriate sur-oxigéné de mercure.
Etain et acide nitro-muriatique.
Etain décomposant le muriate sur-oxigéné de mercure par la distillation.
Procédé : liqueur fumante de *Libavius*, ou muriate oxigéné de mercure.
Résultat des expériences du citoyen *Adet*.
Examen du résidu de la liqueur de *Libavius*.
Limaille d'étain et gaz acide muriatique oxigéné.
Phosphate fluate, borate et carbonate d'étain.
Etain et potasse. — et ammoniaque.
Etain et substances terreuses.
Verre avec l'oxide d'étain, émail bleu, blanc, hyacinthe.
Etain et sulfates.
Etain et sulfate de potasse chauffés dans un creuset.
Idem et nitrate de potasse.
Oxide ainsi préparé.
Muriate d'ammoniaque décomposé par l'étain — appareil.
Résidu de l'opération.
Oxide d'étain hydrosulfuré, ou *or musif*.
Divers procédés pour l'obtenir.
Usages de l'or musif.
Lycopodium pouvant être employé au lieu d'or musif, à frotter les coussins des machines électriques.

Etain et muriate sur oxigéné de potasse ; détonnation.
Etain décomposant un grand nombre de sels et de dissolutions métalliques.

QUARANTE-TROISIEME LEÇON.

Du Plomb. 229

Mines de plomb.
Sulfure, phosphate, arsenite, molybdate, chrômate de plomb, ou plomb rouge de Sibérie.
Carbonate de plomb.
Plomb en lingots, en lames, en feuilles, en grenailles, en limailles.
Plomb fondu.
— Oxidé spontanément à sa surface.
— Cristallisé.
Manière d'oxider le plomb.
Oxide gris, oxide jaune, ou *massicot;* oxide rouge, ou *minium.*
Litharge fraîche, marchande, d'or et d'argent, ou oxide de plomb demi-vitreux.
Oxide vitreux de plomb ; fusion de cet oxide ; verre de plomb.
Réduction de l'oxide de plomb :
1°. Par les matières combustibles.
2°. Dans les charbons au chalumeau.
Plomb et gaz hydrogène.
Plomb sulfuré artificiel. — Fausse galène.
Phosphure de plomb ; plomb phosphoré.
Des alliages : Plomb et bismuth.
Idem et antimoine.
Plomb et mercure.
Idem et zinc.
Idem et étain.

Soudure des plombiers.

Alliage de *Darcet*.

Des émaux : émail blanc et coloré.

Plomb oxidé par son long contact avec l'eau et l'air.

Carbonate de plomb formé et dissous dans cette eau ; hidrosulfure pour reconnoître la présence de ce sel métallique.

Plomb et acide sulfurique bouillant.

Sulfate de plomb pulvérulent.

Sulfate de plomb pulvérulent en petites aiguilles.

Décomposé par le charbon et par les alcalis.

Plomb et acide nitrique.

Nitrate de plomb cristallisé.

Ses propriétés et sa décomposition.

Nitrate de plomb décomposé par les alcalis :

— par l'hidrogène sulfuré ;

— par les acides sulfuriques et sulfureux.

Action de l'acide nitrique sur les divers oxides de plomb ; leurs différens états d'oxigénation.

Oxide de plomb blanc, jaune ou rouge, délayé dans l'eau, et en contact avec le gaz acide muriatique oxigéné.

Produit : Oxide brun.

Oxide de plomb brun et acide nitrique. — Le même acide surchargé de gaz nitreux. — Substance hidro-carbonée pour faciliter la dissolution de cet oxide dans l'acide nitrique.

Oxide de plomb brun et acide muriatique.

Idem et acides végétaux.

Oxide rouge de plomb décomposant l'ammoniaque.

Nitrate d'ammoniaque formé dans la liqueur.

Oxide sur-oxigéné de plomb, enflammant le soufre au moyen de la trituration.

Oxide brun s'unissant avec de l'huile d'olives, et formant une espèce d'emplâtre.

Acide muriatique pur et plomb.

Acide muriatique et nitrate de plomb.

Muriate de plomb, ou *plomb corné*.

Muriate de plomb dissous avec un peu d'acide muriatique et cristallisé.

Muriate de plomb fondu.

Muriate de plomb décomposé par la chaux et les alcalis, et suivant *Grosse*, par l'acide sulfurique.

Plomb et acide muriatique oxigéné, ajouté jusqu'à ce que la dissolution devienne rouge.

Muriate sur-oxigéné de plomb.

Phosphate de plomb.

Borate de plomb.

Plomb et acide fluorique.

Idem et acide carbonique.

Oxide de plomb et silice.

Verre fusible, *flint-glass*.

Plomb et nitrate de potasse.

Oxide de plomb et muriate d'ammoniaque.

Appareil. Résidu : muriate de plomb.

Oxide de plomb demi-vitreux et muriate de soude.

Procédé pour obtenir la décomposition de ce sel.

Moyen de séparer la soude.

Jaune de plomb fondu cristallisé.

Blanc de plomb provenant de la décomposition du muriate de plomb par l'acide sulfurique.

Oxide de plomb rouge et muriate de soude.

Procédé du cit. *Carny*.

Oxide gris de plomb et muriate sur-oxigéné de potasse.

Usages du plomb dans les arts.

QUARANTE-QUATRIEME LEÇON.

Du Fer. 247

Mines de fer.
En oxides noir, jaune, rouge.
En sulfate, carbonate, phosphate, tungstate.
En sulfure, etc.
Fer doux, clous de maréchal.
Fonte de fer, blanche, grise, noire.
De l'acier et de sa trempe.
Voyez aussi l'expérience de *Clouet*.
Fer, carbonate de chaux et argille.
Différence de l'acier et du fer.
Acier traité par l'acide sulfurique et par l'acide sulfureux.
Du magnétisme comme propriété du fer.
Propriétés physiques : son odeur, sa saveur.
Lame, fil de fer, limaille, copeaux.
S'enflammant par le choc des cailloux.
Son existence dans l'oxide de manganèse, dans les plantes et dans le sang des animaux.
Sa cristallisation.
Action du calorique.
Limaille de fer jetée sur des charbons ardens.
Fer brûlé en oxide noir, *battitures*.
Fer brûlé en oxide rouge.
Safran de mars astringent.
Fer brûlé avec flamme dans le gaz oxigène.
Expérience d'*Ingenhouze*. *Voyez* la leçon sur le gaz oxigène.
Fer brûlé lentement à l'air, rouille.
Safran de mars apéritif.
Phosphure de fer.

Phosphure de fer indécomposable par les acides sulfurique et muriatique, mais décomposé par l'acide nitrique.

Idem chauffé au chalumeau.

Carbure de fer natif, artificiel.

Propriétés physiques.

Action du calorique.

Action des acides.

Sa purification.

Acier ou combinaison de l'oxide de carbone avec le fer.

Sulfure de fer.

Manière de le préparer :

1°. par la fusion.

2°. en appliquant au bout d'une barre de fer rouge une bille de soufre en canon.

Sulfure de fer par le mélange des substances composantes, réduit en pâte.

Sulfure de fer natif brûlé à l'air, et éfleuri, ou sulfate.

Sulfure de fer fondu et traité par l'acide muriatique, pour avoir le gaz hidrogène sulfuré.

Alliage du fer :

Fer et arsenic.

Idem et bismuth.

Idem et antimoine.

Idem et sulfure d'antimoine.

Régule martial.

Scories succinées.

Safran de mars antimonié apéritif.

Fer et nickel.

Fer et zinc.

Fer et mercure.

Idem — plomb.

Fer et étain ; fer-blanc.

Fer et manganèse.

Fer décomposant l'eau à froid.
Ethiops martial, safran de mars.
Procédé du C. *Vauquelin*.
Procédé du C. *Save*.
Fer décomposant l'eau à chaud.
Voyez la leçon sur l'eau, article *décomposition*.

QUARANTE-CINQUIEME LEÇON.

Fer et acide sulfurique concentré. 271
Fer et acide sulfurique étendu d'eau.
Vitriol martial couperose verte ou sulfate de fer.
Pyrites martiales ou sulfures de fer, fournissant le sulfate de fer du commerce.
Sulfate de fer pur.
Vitriol calciné en blancheur.
Sulfate de fer calciné au rouge; acide sulfurique en provenant.
Rosée de vitriol.
Acide sulfurique glacial.
Idem. mis en distillation.
Huile de vitriol fumante de *Northausen*.
Colcothar.
Sel de Colcothar, ou sel fixe de vitriol.
Terre douce de vitriol.
Sulfate de fer éfleuri et oxidé par l'air.
Sulfate de fer vert et sulfate de fer rouge.
Propriétés du sulfate vert.
Propriétés du sulfate rouge.
Sulfate de fer vert et sulfate rouge en contact avec l'eau hidro-sulfurée.
Sulfate de fer précipité par plusieurs terres et alcalis.
Noix de galle, quinquina, etc. précipitant le sulfate de fer.
De l'Encre.

Sulfate de fer calciné et nitrate de potasse décomposé par la distillation.

Dissolution de sulfate de fer chargée de gaz nitreux.

Appareil.

Phénomènes qui se passent dans l'opération.

Changement qu'éprouve le gaz nitreux et le sulfate de fer.

Fer et acide sulfureux.

Sulfite sulfuré de fer.

Fer et acide nitrique foible.

— Fortement oxidé par l'acide nitrique concentré.

Nitrate d'ammoniaque formé dans cette opération.

Dissolution nitrique de fer décomposé par les alcalis.

— *Idem* et carbonate de potasse.

Teinture martiale alcaline de *Sthal*.

Safran de mars apéritif de *Sthal*.

Expériences qui ont amené le citoyen *Berthollet* à soupçonner et à rechercher la nature de l'acide muriatique.

Opinion de ce chimiste sur la nature de l'acide muriatique.

Fer et acide muriatique.

Dissolution — effervescence — gaz qu'elle produit.

Dissolution de muriate de fer épaissi.

Muriate de fer épaissi.

— Décomposé par la chaux et les alcalis.

Oxide de fer rouge et acide muriatique ; gaz acide muriatique oxigéné.

Phosphate de fer natif et artificiel formé sur des barres de fer arrosées d'urine.

Fer et acide phosphorique.

Phosphate de fer neutre.

— Décomposé par les alcalis caustiques, par l'acide muriatique, et non par l'acide sulfurique.

Dissolutions de phosphate alcalin et de sulfate, nitrate ou muriate de fer.

Fer et acide fluorique liquide.
Dissolutions de sulfate de fer et de borate de soude.
Fer et eau chargée d'acide carbonique.
Carbonate de fer { natif. / artificiel.
Fer et substances terreuses.
Fer et alcalis dissous dans l'eau.
— *Idem* et sulfate de potasse chauffés.
— *Idem* et nitrate de potasse.
Safran de mars de *Zwelfer*.
Fleurs de sel ammoniac martial ou *ens Martis*.
Fer ou sulfure de fer et muriate sur-oxigéné de potasse.
Fer, carbonate de chaux et argille pour préparer de l'acier fondu.

QUARANTE-SIXIÈME LEÇON.

Du cuivre. 291.

Propriétés physiques.
Cuivre natif à l'état d'alliage ou de combinaison avec les corps combustibles.
Action du calorique.
Cristallisation du cuivre.
— Coloré diversement par la chaleur.
Cuivre oxidé en brun, et son oxide détaché.
Battitures ou écailles de cuivre.
Lames de cuivre rougies et plongées dans l'eau froide.
Oxide brun longtemps chauffé avec le contact de l'air, pour augmenter son oxidation.
Fleurs de cuivre.
Oxide de cuivre brun et vert, fait par une longue exposition à l'atmosphère. — Rouille. — Vert-de-gris.
Vert-de-gris spontané, distillé à l'appareil pneumato-chimique

Réduction d'un oxide de cuivre.
Cuivre phosphoré.
— *Idem* et nitre.
Cuivre sulfuré.
Différente manière de préparer le sulfure de cuivre.
Æs Veneris.
Cuivre et métaux. — Alliages.
Cuivre arsenic et potasse.
— *Idem* et arseniate de potasse.
Tombac blanc.
Cuivre et nickel.
— *Idem* et bismuth.
— *Idem* et antimoine.
Régule cuivreux.
Cuivre et sulfure d'antimoine.
— *Idem* et mercure.
Cuivre et nitrate de mercure en dissolution.
Cuivre et zinc.
Cuivre jaune.
Laiton.
Procédé pour faire l'analyse du laiton.
Tombac jaune.
Similor.
Cuivre et étain.
Bronze, airain, ou métal des cloches.
Analyse du métal de cloches.
Etamage du cuivre.
Cuivre et plomb.
Cuivre et fer.
Cuivre et acide sulfurique.
Vitriol bleu, de Chypre, etc.
Sulfate de cuivre.
Sa cristallisation.

Manière de préparer dans les arts le *vitriol bleu* ou sulfate de cuivre.

Propriétés de ce sulfate.

Sulfate de cuivre, calciné, éfleuri, dissous.

Action du calorique.

Sulfate de cuivre en contact avec l'air.

— *Idem* décomposé par les divers alcalis et par quelques substances terreuses.

— Décomposé par les hidrosulfures et les prussiates.

— *Idem* par quelques métaux.

Sulfate de cuivre décomposé par de l'arsenite de potasse.

Moyen d'obtenir cette décomposition.

Arsenite de cuivre.

Vert de *Schèele*.

Arseniate de cuivre.

Sulfate de cuivre décomposant quelques sulfates alcalins, terreux et métalliques.

— *Idem* décomposé lui-même en décomposant les nitrates et les muriates.

Action de l'acide sulfureux sur l'oxide de cuivre.

Cuivre et acide nitrique.

Propriétés du nitrate de cuivre cristallisé.

Action du calorique.

En contact avec l'air.

Nitrate de cuivre et eau.

— *Idem* précipité par les terres et les alcalis.

Nitrate de cuivre décomposé par la chaux éteinte.

Cendres bleues.

Préparations des *cendres bleues*.

Nitrate de cuivre décomposé par les alcalis.

Sel nitro-ammoniaco de cuivre.

Nitrate de cuivre décomposé par les hidrosulfures et les prussiates.

— Décomposé par l'acide sulfurique.
Etain et nitrate de cuivre.
Théorie de M. *Proust* sur les composés cuivreux.
Cuivre et acide muriatique.
Oxide de cuivre et le même acide.
Muriate de cuivre cristallisé.
Action du calorique.
— En contact avec l'air.
Décomposé par les terres et les alcalis.
Expériences de M. *Proust* sur ce sel.
Cuivre et acide muriatique oxigéné.
Cuivre et acide phosphorique.
— *Idem* et acide boracique.
— *Idem* et acide fluorique.
—— et acide arsenique.
Cuivre et acide carbonique.
Carbonate de cuivre, ou malachite.
— Décomposé par le feu.
Sels cuivreux et alcool.
Cuivre et ammoniaque.
Fleurs de sel ammoniac cuivreuses.
Ens Veneris.
Eau céleste ou cuivrate d'ammoniaque.
Cuivre et sulfate d'alumine.
Cuivre oxidé par le nitrate de potasse.
Usages du cuivre.

QUARANTE-SEPTIÈME LEÇON.

De l'argent. 320

Argent pur en lingots, en lames, en feuilles, fils, grenaille, limaille.
Propriétés physiques.
Diverses espèces de mines d'argent.
Argent cristallisé.
Argent oxidé par l'étincelle électrique.
Argent devenu noir par sa longue exposition à l'air.
Argent phosphoré.
Argent sulfuré natif. — Artificiel.
Argent et sulfure de potasse.
Feuilles d'argent, et sulfure de potasse liquide.
Argent noirci par le gaz hidrogène sulfuré.
Alliages.
Argent et arsenic.
— *Idem* et nickel.
— *Idem* et cobalt.
— *Idem* et bismuth.
— *Idem* et antimoine.
— *Idem* et mercure.
Amalgame d'argent et de mercure.
Argent et zinc.
— *Idem* et étain.
— *Idem* et plomb.
Coupellation.
Procédé. — Objet de cette opération et ses résultats.
Argent et fer.
Argent et cuivre.
Propriétés de cet alliage.

Argent et acide sulfurique.
Sulfate d'argent.
Action du calorique.
— Sulfate d'argent décomposé par les alcalis et plusieurs métaux.
— Décomposé par les hidrosulfures.
— *Idem* par l'acide muriatique et les muriates.
Argent et acide sulfureux.
Argent et acide nitrique.
Procédé pour obtenir une dissolution nitrique d'argent.
Nitrate d'argent cristallisé.
Propriétés de ce sel.
Action du calorique.
Nitrate d'argent fondu, Pierre infernale.
Nitrate d'argent fondu réduit par la distillation.
Gaz oxigène, et nitreux provenant de cette distillation.
Nitrate d'argent en contact avec l'air.
— *Idem* et eau.
Dissolution nitrique d'argent.
Précipitée par l'eau de chaux.
Précipité obtenu par l'eau de chaux, traité par l'ammoniaque.
Argent fulminant ou oxide d'argent ammoniacal.
Sa détonnation.
Théorie à ce sujet.
Décomposition du nitrate d'argent par l'acide sulfurique ou par un sulfate.
Même décomposition par l'acide muriatique.
Dissolution nitrique d'argent et hidrosulfures.
Arbres de Diane.
Divers procédés pour faire cette préparation.
Argent précipité de sa dissolution par le cuivre.
Argent précipité de l'acide nitrique par l'arseniate de potasse.
Argent et acide muriatique.

Muriate d'argent fait par l'argent en feuilles et l'acide muriatique oxigéné.
Muriate d'argent exposé à la lumière.
Propriétés de ce sel.
Lune cornée.
Muriate d'argent fondu avec la soude.
Muriate d'argent décomposé par les alcalis en dissolution.
Muriate d'argent et acides tungstique et chrômique.
Argent traité par le nitrate de potasse.

QUARANTE-HUITIÈME LEÇON.

De l'or et du Platine. 339

Mines d'or. — Or écroui. — Recuit.
Or pur en lingots, en lames, en fils, en grenaille, en oxides, en limaille.
Propriétés physiques.
Or du Pérou, de l'Afrique, de France, d'Allemagne, etc.
Or cristallisé.
Or oxidé par l'étincelle électrique.
Or exposé à l'air.
Or phosphoré.
Or et soufre.
— *Idem* et sulfures alcalins.
Procédé pour obtenir un sulfure de potasse aurifère.
Alliages.
Or et arsenic.
Or et nickel.
— *Idem* et cobalt.
— *Idem* et manganèse.
— *Idem* et bismuth.

— *Idem* et antimoine.
Or et mercure. — Amalgame.
Manière de préparer cette amalgame.
Or et mercure oxidés l'un par l'autre.
Or et zinc.
Or, étain et plomb.
Or, fer ou acier.
Or et cuivre.
Or, cuivre et argent.
Coupellation de l'or.
Cornet de départ. — Départ. — Cornet d'or de retour.
Procédé pour la coupellation et l'essai.
Or et acides nitro-muriatique, nitrique pur, nitrique chargé de gaz nitreux, muriatique oxigéné.
Eau régale.
Dissolutions d'or.
Muriate d'or cristallisé.
Action du calorique sur ce sel.
Action de l'air.
Dissolution muriatique d'or décomposée par le phosphore, le gaz hidrogène, le soufre et l'acide sulfureux.
— *Idem* décomposée par la chaux, la magnésie et les alcalis fixes.
Dissolution d'or et potasse silicée.
Or précipité de sa dissolution par l'ammoniaque. — Orate d'ammoniaque.
Or fulminant.
(*Voyez* la leçon sur le nitrate d'ammoniaque).
Détonnation de l'orate d'ammoniaque.
Théorie de ce phénomène.
Distillation de *l'or fulminant* dans un tube de cuivre.
Expériences de *Brugnatelli* sur ce sel.
Procédé pour enlever à ce composé la propriété de fulminer.
Précipité pourpre de *Cassius*.

Or précipité par la dissolution récente d'étain.
Or non précipité en pourpre par le muriate oxigéné d'étain.
Or précipité par l'étain.
Or précipité par l'acool, l'acétite de cuivre, le sulfate de fer vert.
Or non précipité par le sulfate sur-oxigéné de fer.
Or précipité et réduit par le plomb, l'argent, le cuivre et le fer.
Or précipité par l'éther sulfurique.
Matières végétales et animales, teintes par la dissolution d'or.
Manière de préparer l'or en chiffons.
Usages de l'or.

Du Platine. 356.

Platine impur divisé en différens grains.
Platine en lingots, en lames, en fils. — Platine travaillé.
Procédé du C. *Janneti* pour purifier le platine et l'obtenir en barre et malléable.
Platine purifié par l'arseniate de potasse.
Caractères de ce métal.
Fusibilité du platine au feu, alimenté par le gaz oxigène.
Platine fondu par le flux vitreux du C. *Guyton*.
Platine oxidé par l'étincelle électrique.
Phosphure de platine obtenu par le verre phosphorique.
Phosphure de platine et acides.
Platine phosphoré et muriate sur-oxigéné de potasse.
— *Idem* et nitrate de potasse.
Phosphure de platine obtenu en jetant des morceaux de phosphore sur ce métal incandescent.
Sulfure de platine.
Alliages de platine avec le bismuth, l'antimoine, le zinc.
— Avec le mercure, le cuivre rouge.
Platine allié au plomb, à l'étain, à l'argent et à l'or.
Platine et acide nitro-muriatique.

Muriate de platine cristallisé.
Ses propriétés.
Action du calorique sur ce sel.
Oxide de platine obtenu.
— Chauffé et réduit en métal.
— Décomposé par les acides sulfurique et muriatique.
Précipité obtenu par les alcalis et plusieurs substances terreuses.
Sel triple résultant de cette décomposition.
— Même décomposition par l'ammoniaque et par le muriate ammoniacal.
Moyens pour séparer l'or du platine.
Oxide de platine obtenu par la soude.
Muriate de platine décomposé par la chaux et la barite.
Oxide de platine dissous dans les acides sulfurique, nitrique, etc.
Procédé pour obtenir une dissolution de platine très-pure.
Dissolution de platine et prussiate de potasse.
— *Idem* et acide gallique.
Platines et sels neutres.
Platine et nitrate de potasse.
Procédés pour oxider le platine par le nitrate de potasse.
Platine et muriate sur-oxigéné de potasse.
Creusets et cuillers de platine.
Oxide de platine employé pour des couleurs.
Feuilles de platine appliquées sur la porcelaine.

QUARANTE-NEUVIEME LEÇON.

Eaux minérales. 368

Eaux minérales naturelles.

Définition. — Distinction des eaux minérales *salubres* et *insalubres*.

Eaux thermales. — Gazeuses. — Salines. — Martiales. — Eaux crues.

Recherches sur la cause de la chaleur des *eaux thermales*.

Eaux minérales froides : leur cause.

Origine des fontaines.

Comment elles se forment.

Manière de reconnoître les eaux.

Examen physique de ce liquide.

Examen chimique par les réactifs.

Explication d'un tableau destiné à servir de guide dans l'analyse des eaux minérales.

Tableau qui peut remplir cet objet.

Eaux minérales artificielles.

Eau de Seltz forte. — Eau de Seltz douce. — Eau de Spa. — Eau de Spa forte. — Eaux de Vichy, de Bussang, de Vals, de Contrexeville, de Balaruc, de Plombières, de Barrège. — Eau alcaline gazeuse. — Eau hidrogénée. — Eau hidrocarbonée. — Eau hidrosulfurée foible. — hidrosulfurée forte. — Eau oxigénée.

Table indicative des substances qui entrent dans la composition de chacune de ces eaux minérales artificielles.

CINQUANTIEME LEÇON.

Propriétés chimiques observées dans les composés végétaux. 381

Des Substances végétales.
Introduction. — Structure des végétaux.
Racine, tige, feuilles, fleurs, fruits, graines.
Bois coupé, scié, cassé, vert, sec; écorces fraîches, sèches.

De l'Analyse végétale. 383

Généralités sur l'analyse.
Analyse mécanique naturelle.
Analyse mécanique artificielle.
Analyse artificielle immédiate sur des végétaux morts.
Végétal à exprimer : modèle d'analyse par expression.

Citron. { Huile. / Suc acide. / Mucilage. / Zeste.

Analyse par le feu.
Dessication.
Végétaux séchés lentement.
Végétaux distillés à la cornue.
Produits de ces végétaux :

Charbon { Retenant la forme des végétaux solides. / Boursouflé d'une matière végétale fondue.

Cendres { Sels dissolubles. / Sels indissolubles. / Oxides métalliques.

Analyse par la combustion.
Analyse par l'eau.
Végétaux traités par l'eau froide.

Macération.
Infusion. } Racines et légumes cuits, *décoctum.*
Décoction.

Analyse par l'action lente de l'eau, et longtemps continuée.
Bois charbonnés par l'eau.
Analyse par les acides et en général par les sels.
Végétaux traités par les acides.
Produits :

Par l'acide sulfurique concentré. { Charbon.
Par l'acide acéteux foible. { Dissolution simple.
Par l'acide nitrique. { Gaz nitreux. Gaz acide carbonique. Acide oxalique.

Analyse des végétaux par des produits de végétaux.
Végétaux traités par l'alcool et l'éther.
Analyse par la fermentation.
Végétaux exposés à la fermentation.

CINQUANTE-UNIÈME LEÇON.

De la Sève, des Sucs, des Extraits. 390

Sèves de plantes évaporées, acessente, acétite de potasse, extrait de la sève.

Des Sucs aqueux. 391

Manière d'extraire les sucs.
Sucs de joubarbe, de bourache, de coclhéaria.

Les mêmes dépurés { Par le filtre. — le blanc. — le feu.

Sucs acides.
Sucs de groseilles et de citron.
Procédé pour obtenir ces sucs.

Des Extraits. 395
Sucs épaissis.
Hypociste, opium, cachou, aloës.
Des extraits.
Propriétés physiques et chimiques.
Saveur.
Couleur : action du calorique.
Expérience qui prouve la grande affinité de l'extrait pour l'oxigène.
Manière de préparer les extraits.
Extrait de gentiane, quinquina, séné, bourache, etc.
Rob, sapa, frutum, sels essentiels de la garaie.
Extrait et ammoniaque.
Idem et acide sulfurique.
Idem et chaux vive.
Idem et sulfate d'alumine saturé.
Extrait et dissolutions métalliques.
Extrait et acide muriatique oxigéné.
Substances végétales et animales teintes par un extrait.
Moyens de fixer l'extractif sur ces substances.
Distillation d'un extrait. — Produit : charbon.
Extraits dissous dans l'eau et exposés à l'air.
Extrait de réglisse, de cachou, etc.

CINQUANTE-DEUXIÈME LEÇON.

Des Gommes et du Corps muqueux sucré. 399
Gomme arabique.
Gomme du pays.
Gomme adragant.
Dissolution dans l'eau.
Mucilages.

Mucilage de graines de lin, de guimauve, etc.
Les mêmes épaissis en gomme.
Caractères du mucilage.
Distillation d'une gomme. — Produits : charbon, cendres, etc.
Gomme traitée par l'acide nitrique.
Produits : acide muqueux, acide malique et acide oxalique.
Gommes distillées avec de l'alcali fixe.

Du Corps muqueux sucré. 402

Du Sucre, de l'Érable, du miel et de la Manne. 403
Manière d'exprimer le sucre des *cannes*.
Miel de cannes.
Bagaces. — Vesou.
Moules de terre en forme de cônes creux.
Sucre terré rouge, ou de Chypre.
Moscouade moyenne.
Cassonade.
Sucre raffiné, sucre fin, sucre royal.
Phosphorescence du *sucre royal.*
Miel de sucre, remel, mélasse, ou doucette.
Tafia.
Sucre d'érable. 406
Manière d'obtenir la liqueur sucrée du petit érable plane et du sycomore.
A quelle époque de l'année il convient de faire l'incision à ces arbres.
Evaporation de la liqueur pour obtenir le sucre d'érable.
Quitsera.
Caractères distinctifs du bon sucre d'érable.
De la Manne. 408
Comment on l'obtient.
Ses caractères.

De quels pays elle nous vient.
Manne en larmes, manne en grains.
Moyen de reconnoître la véritable *manne en larmes.*
Manne en sorte, manne grasse, ou grossière.
Du Miel. 410
Ruche d'abeille.
Gâteaux ou rayons de la ruche.
Manière d'en retirer le miel.
Miel vierge.
Miel obtenu en soumettant à la presse les *gâteaux.*
Miel obtenu par une seconde expression.
Différens lieux d'où nous viennent les miels de diverses qualités.
Sucre extrait de la racine de la betterave.
Procédé de M. *Achard.*
Purification de ce sucre.
Procédé du C. *Deyeux.*
Propriétés chimiques du sucre. 413
Point d'odeur; saveur agréable. — Phosphorescent lorsqu'on le frotte dans l'obscurité.
Action du calorique : caramel.
Distillation et produits du sucre.
Charbon et cendres.
Dissolution du sucre dans l'eau.
Sirop simple, sirop cuit à la plume.
Sucre candi.
Sucre et acide sulfurique.
Nitrate de potasse chauffé avec du sucre.
Sucre et muriate sur-oxigéné de potasse.
Action des oxides métalliques sur le sucre.
Sucre et acide nitrique.
Usages du sucre.

CINQUANTE-TROISIEME LEÇON.

Des Acides végétaux. 413

Cinq genres d'acides végétaux.

Des Acides gallique et *benzoïque.* 417

Acide gallique.

Noix de galles, quinquina, etc.

Procédés pour obtenir l'acide gallique.

1°. Celui de *Schèele*;

2°. Procédés du C. *Deyeux*.

Purification de cet acide.

Ses caractères.

Action du calorique.

Décomposition de l'acide gallique.

Sa dissolubilité.

Mêlé avec des dissolutions métalliques.

Dissolutions { d'or. / d'argent. / de mercure. / de cuivre. / de plomb par l'acide acéteux. / de bismuth. / de fer par l'acide sulfurique.

Acide gallique et substances terreuses et alcalines.

Gallates.

Gallates de potasse, de fer, de soude, etc.

Acide benzoïque. 422

Substance dont on peut retirer l'acide benzoïque.

Benjoin, beaume du Pérou, Canelle, Vanille, styrax liquide, storax, urine de chevaux, de vaches, etc.

Benjoin en sublimation, *fleurs de benjoin.*

Procédé de *Schèele* pour obtenir l'acide benzoïque.
Acide benzoïque cristallisé.
Procédé du C. *Chaptal.*
Procédé du C. *Deyeux.*
Caractères de cet acide.
Acide benzoïque et acide sulfurique concentré.
— *Idem.* Acide nitrique.
Sa combinaison avec les bases terreuses et alcalines.
Des benzoates.
Benzoate calcaire.
Le même dissous.
Acide benzoïque qui a été séparé du benzoate par l'acide muriatique.
Acide benzoïque et alcool.

CINQUANTE-QUATRIEME LEÇON.

Acides succinique, malique, citrique. 425

Succin ou ambre jaune.
Procédé pour en extraire l'acide succinique.
Acide de première sublimation.
Purification de cet acide.
Sa cristallisation.
Ses caractères.
Observations du C. *Guyton*, relativement à l'acide succinique.
Forme régulière de cet acide cristallisé.
Ses combinaisons avec les différentes bases.
Succinates terreux et alcalins.

De l'Acide malique. 428

Suc de pommes.
Sa préparation pour extraire l'acide malique.
Caractères de cet acide.
Sa décomposition par le calorique.
Malates terreux et alcalins.
Sucre traité par l'acide nitrique donnant de l'acide malique et de l'acide oxalique.
Traiter de même une gomme et une substance animale.

De l'Acide citrique. 430

Suc de citron impur. — Mucilage qui s'en sépare.
Suc de citron gâté. — Flocons et fleurs qui s'en déposent.
Procédé de *Schèele* pour préparer l'acide citrique.
Addition au procédé de *Schèele*, par le C. *Dizé*.
Forme des cristaux obtenus par ce dernier chimiste.
Dissolubilité de l'acide citrique,
Son action sur les couleurs bleues végétales.
Acide citrique décomposé par le calorique.
— *Idem*. Exposé à l'air.
Action de l'acide sulfurique concentré sur l'acide citrique.
Manière de préparer une limonade avec cet acide.
Des Citrates.
Caractères génériques et distinctifs des citrates alcalins et terreux.
Citrates décomposant les sels calcaires.
— *Idem*. Décomposés par les acides forts
— *Idem*. Décomposés par les acides oxalique et tartareux.
— *Idem*. Distillés, donnant de l'acide acéteux.
— *Idem*. Mis sur des charbons ardens.
Affinités de l'acide citrique pour les bases.

CINQUANTE-CINQUIEME LEÇON,

De l'Acidule oxalique, ou sel d'oseille du commerce, de l'Acide oxalique, de l'Acidule tartareux et de l'Acide tartareux. 433

Procédé pour obtenir cet acidule.
Autre procédé suivi dans la forêt Noire, pour extraire le sel d'oseille.
Saveur de l'acidule oxalique. Son action sur les couleurs bleues végétales, décrépitant au feu sans subir d'altération.
Distillation de cet acidule. Produits : Charbon.
Inaltérable à l'air ; décomposé par les acides.
Sels triples formés par la combinaison avec la barite, la magnésie, la soude et l'ammoniaque.
— Décomposé par la chaux.
Usages de l'acidule oxalique.

De l'Acide oxalique. 435

Acide oxalique retiré des poils de pois chiches.
— *Idem.* Tiré de l'acidule.
Sucre et acide nitrique.
Acide oxalique en provenant.
Caractères de cet acide. Sa saveur. Son action sur les couleurs bleues végétales.
Distillation de cet acide : produits.
Sa dissolubilité dans l'eau.
Action de l'acide sulfurique concentré.
Action de l'acide nitrique.
Combinaisons de l'acide oxalique avec les bases.

Oxalates de chaux, de barite, de potasse, de soude, d'ammoniaque, etc.
Oxalates métalliques, oxalate de fer, etc.
Dissolution de quelques-uns de ces sels.
Décomposant les sels calcaires.
Acidule tartareux, ou tartrite acidule de potasse.
Tartre blanc ou tartre rouge.
Crême de tartre ou tartrite acidule de potasse pur.
Préparation de la crême de tartre.
Tartrite acidule de potasse cristallisé.
Saveur. Action du calorique avec le contact de l'air et dans les vaisseaux clos.
Produit de la combustion du tartrite acidule de potasse.
Produit de la distillation.
Sel fixe de tartre ou alcali du tartre.
Alcali du tartre en deliquium, huile de tartre par défaillance.
Acidule tartareux inaltérable à l'air.
Sa dissolubilité.
Dissolution décomposée lentement.
Tartrite acidule de potasse et oxides métalliques.
Tartrite de potasse antimonié, ou tartre stibié, *émétique*.
Procédés pour obtenir ce sel.
Ses propriétés.
Décomposé par le feu. Efleuri à l'air.
Décomposé par les alcalis, la chaux, les sulfures alcalins, le gaz hidrogène sulfuré, etc.
Décomposé par les sucs des plantes et surtout les décoctions extractives.
Analyse de l'émétique par le C. *Thénard*.
Acidule tartareux et oxides de mercure, de plomb, de cuivre.
Tartrite acidule de potasse et fer.
Tartre chalybé. Sa préparation.
Teinture de Mars tartarisée.

Teinture de Mars de *Ludovic*.
Procédé de *Ludovic*, décrit par *Beaumé*.
Procédé du C. *Pérez*.
Tartre martial soluble.
Boules de Mars ou de Nancy.

Acidule tartareux et acides { sulfurique. / nitrique. / muriatique.

Acidule tartareux et acide boracique.
Crême de tartre soluble. 433
Manière de préparer l'acidule tartareux soluble.
Procédé du C. *Tancoigne*.
Procédé du C. *Lartigue*.
Acidule tartareux et substances terreuses.
Idem et alcalis.
Tartrite de potasse.
Sel végétal, tartre soluble, etc.
Propriétés de ce sel.
Tartrite de potasse et de soude.
Sel de Seignette.
Préparation de ce sel.
Tartrites de potasse ou de soude, devenus acidules par l'addition de l'acidule tartareux.
On peut obtenir les mêmes résultats avec les tartrites neutres de chaux, d'antimoine et de fer.
Propriétés génériques de ce sel.
Tartrite ammoniacal.
Décomposé par la chaux, les alcalis et les acides.

Acide tartareux 450

Procédé pour obtenir cet acide.
Moyen de s'assurer si l'acide tartareux contient de l'acide sulfurique.

Cristallisation de l'acide tartareux.
Ses caractères.
Action du calorique sur cet acide.
Produit : Charbon.
Ses combinaisons : *Tartrites*.
Décomposant les nitrates, muriates, phosphates et acétites calcaires.
Décomposant les dissolutions nitrique de mercure, et muriatique de plomb.
Observations du C. *Thénard*, sur les combinaisons de l'acide tartareux avec les bases.
Le même acide décomposant le sulfate de potasse.
Acide tartareux pur.

CINQUANTE-SIXIEME LEÇON.

Des Acides pyrotartareux, pyromuqueux et pyroligneux. 453

Tartrite acidule de potasse en distillation.
Acide pyrotartareux.
Caractères de cet acide.
Pyrotartrites.

Acide pyromuqueux. 454

Sucre en distillation.
Produits.
Rectification de cet acide.
Ses caractères.
Pyromucites.

Acide pyroligneux. 455

Sa préparation.
Caractères de cet acide.
Combinaison avec les bases, *pyrolignites*.

Expériences qui prouvent que les acides pyromuqueux, pyrotartareux et pyroligneux ne diffèrent de l'acide acéteux que par des corps étrangers qu'ils retiennent.

CINQUANTE-SEPTIEME LEÇON.

Acides factices qui n'ont pas encore été trouvés dans la nature.

Acide muqueux. 458

Manière de l'obtenir de la gomme et de tous les mucilages fades traités par l'acide nitrique.

Ses caractères.

Sa décomposition par le calorique.

Produits de cette décomposition.

Acide muqueux, peu soluble dans l'eau.

Décomposant les carbonates.

Formant avec la potasse un sel dissoluble et cristallisable.

Mucite de soude cristallisé.

Idem dissous dans l'eau.

Acide muqueux décomposant le nitrate, le muriate de chaux et le muriate de barite.

Acide camphorique. 459

Voyez l'histoire de cet acide à l'article du camphre.

Acide subérique. *ibid.*

Obtenu par l'action de l'acide nitrique sur le liége. *Voyez* ce mot.

Acides artificiels imitant ceux de la nature.

Acide malique factice. 460

Manière de préparer cet acide.

Acide tartareux factice. *ibid.*

Procédé indiqué par MM. *Créel* et *Hermstadt* pour l'obtenir.

Acide oxalique factice. *ibid.*

Obtenu par la distillation de l'acide nitrique sur de la gomme, ou du sucre, ou sur beaucoup d'autres substances végétales.

Acides obtenus par la fermentation. 461

Acide acéteux. — Acide acétique. Ces acides seront examinés en traitant des produits de la fermentation.

CINQUANTE-HUITIÈME LEÇON.

Des Fécules et de la Farine. 462

Fécule glutineuse. Extractive. Muqueuse. Sucrée.
Idem Huileuse. Acre.

Racines féculentes et âcres. { la brione. / l'arum. / le manioque. / la pomme de terre. / l'orchis.

Tige de palmier qui fournit le sagou.
Semences des graminées donnant la farine proprement dite.
Pâte nutritive du lichen d'Islande.
Pâte du papier.
Manière d'obtenir la fécule de brione et de pomme de terre.
Farine de pomme de terre.

Diverses espèces de fécules. 464

1°. Le Manioc.
Histoire naturelle de cette plante.
Manière dont les Indiens préparent la racine du manioc pour s'en faire un aliment.
Couac et *cassave*.
2°. Le Sagou.
Histoire des palmiers sagoufères.
Préparation de la pâte de *Sagou*.

3°. Le Salep, ou Salop. Infusion dans l'eau froide des bulbes d'*Orchis*, et leur dessication à l'air.
Pulvérisation de ses racines ainsi préparées.
4°. Le *Lichen islandicus*. Gruau que les Islandois en retirent.
5°. Pâte formée par la macération du linge dans l'eau pour faire le papier.
Farine de froment.
Analyse de la farine. 468
Procédé.
Produits : gluten.
Fécule ou amidon.
Albumine, substance mucoso-sucrée.
De l'Amidon. *ibid.*
Amidon fin et amidon commun.
Usage de l'amidon.
Manière de l'obtenir très-blanc.
Eau sure des amidonniers,
Distillation de l'amidon.
Amidon et eau. Empois.
Amidon aigri dans l'eau.
Analyse de l'eau sure des amidonniers, par *Vauquelin*.
Amidon et acide sulfurique.
Idem et Acide muriatique.
Idem et Acide nitrique.
Produit : Acide oxalique.
Du Gluten. 471
Caractère de cette substance.
Gluten brûlé sur des charbons.
Gluten desséché.
Gluten distillé.
Produit de cette distillation.
Charbon et cendres du gluten.
Gluten altéré à l'air.

Gluten sous l'eau.
Idem Bouilli dans l'eau.
Idem Traité par un alcali caustique.
Idem Traité par l'acide nitrique.
Produits :
Gaz azote, gaz nitreux et acide oxalique.
Gluten et acides sulfurique et muriatique.
Idem et acide acéteux.
Farine de froment incinérée.
Phosphate calcaire contenu dans la cendre de farine.

CINQUANTE-NEUVIEME LEÇON.

Des Huiles fixes. 473

Caractères qui distinguent les huiles des autres substances contenues dans les végétaux.

Deux classes d'huiles { fixes. / volatiles.

Trois genres d'huiles fixes.

PREMIER GENRE.

Huiles fixes, grasses, congelables, non inflammables par l'acide nitrique. 474

Huiles { d'olives. / d'amandes douces. / de navette ou de colsa, espèce de choux. / de ben.

Manière d'extraire l'huile d'amandes douces.

Même méthode pour extraire les huiles de ben, de lin, de noisette, etc.

DEUXIEME GENRE.

Huiles siccatives non congelables, inflammables par l'acide nitrique, et séchant, exposées à l'air. 477

Huiles { de lin. de noix. d'œillet.

TROISIEME GENRE.

Huiles concrètes, beurres. *ibid.*

Beurre de cacao, de croton *sebiferum*.

Cire de Louisiane, cire du Galé.

Procédé du C. *Machy* pour extraire le beurre de cacao.

Procédé du C. *Josse*.

Purification du beurre de cacao.

Examen chimique d'une huile fixe.

Huile distillée seule.

Huile distillée avec du sable ou de l'argille.

Huile des philosophes.

Huile épaissie à l'air. Huile rance.

Lampe d'*Argan*.

Huile et eau agitées ensemble.

Idem et acide sulfurique.

Purification de l'huile de colsa par cet acide.

Idem Mis en digestion avec le quart de son poids de chaux, de carbonate de chaux ou d'argille.

Huile enflammée et eau.

Détonnation.

Huile de soufre. Rubis de soufre.

Huile et phosphore.

Huile et gaz hidrogène sulfuré par l'appareil de *Woulf*, avec compression.

Huile blanchie par du charbon.
Huile et métaux.
Idem et oxides métalliques.
Dissolution de savon mêlée à une dissolution métallique.
Produit : Savon métallique.
Dissolution de sulfate de cuivre.
—— — de sulfate de fer.

Des Emplâtres. 483

Manière de préparer un emplâtre avec un oxide métallique.
Principe doux des huiles, séparé à la manière de *Schèele*.
Propriété de cette matière.
Action de l'acide sulfurique.
Principe doux des huiles enflammées par une forte chaleur.
Sa distillation et produits.
Principe doux et eau chaude.
Idem et alcool.
Idem et acide nitrique.
Produit : acide oxalique.
Huiles fixes et acides.
Huile et acide sulfurique concentré.
Huile et acide nitrique foible.
Huile et acide nitrique fort.
Huile et mélange d'acide nitreux et d'acide sulfurique concentré.
Acide nitrique convertissant l'huile en acide oxalique.
Huile et acide muriatique.
Id. et acide muriatique oxigéné.
Huiles et substances terreuses.
Dissolution de savon,
— nitrique de barite ou de chaux, } mêlées ensemble.
de strontiane, de magnésie.
Produit : Savon terreux.
Huile et alcalis.

Huile et potasse. — Savon mou.
Huile et soude. — Savon solide.
Manière de préparer un savon.
Alcali caustique, appelé dans les arts *lessive* des *savonniers*; et huile d'amandes douces.
Résultat : Savon amygdalin,
1°. par coction.
2°. à froid.
Savons faits avec les huiles de noix, navette, etc.
Alcalis et substances animales.
Savons colorés.
Caractères du savon.
Sa dissolubilité dans l'eau.
Soumis à l'action du calorique dans les vaisseaux clos.
Distillation et produits.
Savon décomposé par tous les sels terreux et métalliques.
Savon et alcool. — *Essence de savon.*
Huile et ammoniaque. — *Liniment volatil, savon animal.*
Huile et sucre. — Lait d'amandes, orgeat, émulsion, etc.
Usages des huiles fixes.

SOIXANTIEME LEÇON.

Des Huiles volatiles, du Camphre et de l'Acide camphorique.

493

Caractères génériques des huiles volatiles, et leur différence d'avec les huiles fixes.
Parties des végétaux donnant une huile volatile.
Tables des végétaux qui fournissent les huiles volatiles.
Exposer pour la démonstration les huiles respectives des substances énoncées dans la table.
De la couleur comme caractère distinctif des huiles volatiles entr'elles.

Huile 1°. jaune, *lavande*; — 2°. brune, *canelle*, *girofle*; — 3°. bleue, *camomille*; — 4°. aigue-marine, *mille-pertuis*; — 4°. verte, *persil*.

Huiles pesantes allant sous l'eau.

Ce sont celles de *sassafras*, de *girofle*.

Huile volatile extraite par expression.

Distillation d'une plante pour obtenir une huile volatile au récipient florentin.

Eau distillée, eau chargée d'esprit recteur.

Distillation *per descensum*.

Inflammation d'une huile volatile dans un vase ouvert et suffisamment chauffé (huile d'aspic).

Distillation d'une huile volatile.

Huile volatile résinifiée à l'air.

Concrétions formées dans les huiles volatiles.

Huile volatile dissolvant du soufre.

Beaume de soufre térébenthiné.

Beaume de soufre anisé.

Huile volatile dissolvant le phosphore.

Idem dissolvant du gaz hidrogène sulfuré.

Huiles volatiles dissoutes dans l'eau.

Exemple : Eaux aromatiques de fleurs d'orange, de menthe, de canelle, etc.

Procédé du C. *Fourcroy* pour préparer les eaux aromatiques.

Eau distillée gâtée, comme celle de laitue, bourrache, plantin, etc.

Huiles volatiles épaissies et charbonnées par l'acide sulfurique concentré.

Huile volatile enflammée par l'acide nitrique.

Huile volatile et acide muriatique oxigéné.

Huile volatile unie à un alcali.

Savonnule, savon de *Starkey*.

Huiles volatiles et nitrate de potasse.

Idem et muriate sur-oxigéné de potasse.
Sels et dissolutions métalliques décomposés par les huiles volatiles.
Huile volatile et sucre. — Produit : *Oleo-saccharum.*

Du Camphre et de l'Acide camphorique. 501

Du Camphre.
Camphre brut. *Idem* rectifié.
Propriétés physiques.
Action du calorique. — Camphre en sublimation.
Phénomènes que présente le camphre, et qui ont été découverts par le C. *Bénédict Prévost.*
Expérience à ce sujet.
Expérience par M. *Venturi*, sur le camphre.
Décomposition du camphre.
Procédé par l'argille.
Décomposition par l'alumine.
Préparation de l'alumine.
Manière d'opérer la décomposition.
Huile volatile qui en provient.
Caractères de cette huile.
Examen de l'eau du récipient.
Examen de la matière qui reste dans la cornue.
Carbone en provenant.
Action des acides sur le camphre.
Camphre et acide sulfurique.
Idem et acide muriatique.
Camphre et gaz acide sulfureux, et gaz acide fluorique.
Dissolution de camphre dans ces acides, mêlée à l'eau.
Huile de camphre.
Camphre dissous dans l'acide nitrique, et gaz acide muriatique oxigéné.

Camphre dissous dans les huiles fixes et volatiles.
Expériences et observations du C. *Morelot* sur le camphre.
Acide camphorique. 508
Manière de préparer cet acide.
Purification de l'acide camphorique.
Acide camphorique cristallisé.
Dissolution d'acide camphorique.
Camphre et gaz oxigène.
Carbone et acide camphorique résultant de la combustion du camphre dans le gaz oxigène.
Caractères de l'acide camphorique.
Sa cristallisation, etc.
Soluble dans les acides minéraux, dans les huiles fixes et volatiles, et dans l'alcool.
Décomposant le sulfate et le muriate de fer.
S'unissant aux terres et aux alcalis.
Des Camphorates. 511
Manières de préparer ces sels.
Camphorates de chaux, de magnésie et d'alumine.
Camphorate de barite.
Camphorates de potasse, de soude et d'ammoniaque.
Propriétés génériques des camphorates.
Camphorates traités au chalumeau.
Idem dissous dans l'eau.
Idem dissous dans les acides minéraux.
Décomposant plusieurs dissolutions métalliques et plusieurs sels neutres.
Solubles dans l'alcool.

SOIXANTE-UNIEME LEÇON.

Des Résines, des Baumes, du Caout-chouc et de la Glu. 512

Procédé pour opérer la résinification d'une huile volatile par l'acide nitrique.
Caractères des résines. — Dissolution d'une résine dans l'alcool.
Baume de la Mecque.
Idem de Copahu.
Térébenthines de Chio. — de Venise. — de Strasbourg.
Essence de thérébenthine.
Térébenthine cuite.
Savon de *Starkey*.
Baume du Canada.
Poix, suc de l'*epicia*.
Poix blanche, poix noire.
Colophane.
Noir de fumée.
Galipot, suc du pin maritime.
Huile de cade. — Goudron.
Mastic. — Ses caractères.
Manière de l'obtenir.
Sandaraque. — Histoire de cette résine.
Laudanum.
Sang-dragon.
Résine animée.
Résine *copal*.
Procédé du C. *Morclot*, pour rendre le *copal* dissoluble dans l'alcool.
Résine *élémi*.
Cire d'Espagne. — Préparation de cette cire.

Des Baumes. 51

Benjoin. — Histoire de cette substance.
Benjoin dissous dans l'alcool et précipité par l'eau, *lait virginal.*
Baume de Tolu ; — du Pérou.
Storax. — Stirax liquide.
Vanille.
Des Gommes Résines. 521
Caractères de ces gommes.
Gommes résines traitées par l'eau et l'alcool.
Division des gommes résines,
1°. fondantes et fétides.
Ammoniaque, *assa fœtida*, etc.
2°. purgatives.
Scammonée, euphorbe, gomme gutte, etc.
Des gommes résines les plus usitées.
Oliban. Scammonée. Euphorbe. Gomme gutte. Assa fœtida.
Caractère de l'assa fœtida.
Gomme ammoniaque en larmes, en morceaux.
Idem. En dissolution dans l'eau.
Myrthe. Sarcocolle. Galbanum. Sagapenum. Bdellium. Oppopanax.
Du Caoutchouc ou *gomme élastique.* 524
Caoutchouc ou gomme élastique.
Suc de l'hévé. Caoutchouc déposé de ce suc.
Caoutchouc en vases.
Propriétés chimiques du caoutchouc.
Caoutchoux et alcool, Ether nitrique, Ether sulfurique, Acide nitrique foible, concentré, Acide muriatique.
Huile volatile de lavande et d'aspic dissolvant le caoutchouc.
Mélange d'huile volatile et d'alcool pour dissoudre cette substance.

Caoutchouc dissous dans la cire jaune fondue et bouillante.
Procédé du C. *Morelot* pour dissoudre le caoutchouc.
De la glu.
Ses caractères.

SOIXANTE-DEUXIEME LEÇON.

De la Teinture.

Matières colorantes. 526
Considérations sur les couleurs, leur classification.
Des mordans. 528
Acides sulfurique, nitrique, muriatique, muriates d'étain, de chaux, de magnésie, de soude, d'ammoniaque, oxigéné de mercure.
Acide nitro-muriatique.
Dissolution d'étain.
Tartre purifié. Vinaigre.
Oxalate acidule de potasse.
Alun.
De l'alunage. Procédé.
De l'engallage. (Voyez *noix de galle.*)
Sulfate de fer.
Dissolution de fer par l'acide acéteux et par quelques autres acides végétaux.
Du vert de-gris et de l'acétite de cuivre.
Des alcalis fixes.
Du soufrage.
Substances qui servent à la teinture.
De la noix de galle.
De l'engallage. Procédé.
De l'indigo. 538
Indigo et alcool.

Indigo et éther. Indigo et huiles fixes ; et volatiles.
Indigo traité par l'acide sulfurique concentré.
Indigo traité par l'acide sulfurique étendu d'eau.
Indigo et acide nitrique.
Dissolution nitrique d'indigo, traitée par un alcali.
Indigo et acide muriatique.
Indigo et acides tartareux, acéteux et phosphorique.
Dissolution d'indigo par l'acide sulfurique et l'acide muriatique oxigéné.
Indigo et nitrate de potasse.
Du pastel et du Vouëde. 541
De la garance. *ibid.*
Décoction de garance.
Dissolution de la partie rouge de la garance dans l'alcool.
Précipités obtenus 1°. par l'alcali fixe. 2°. par l'acide sulfurique. 3°. par le sulfate de potasse.
De la Cochenille. 542
Décoction de cochenille.
Décoction de cochenille mise en contact avec
- l'acide sulfurique.
- l'acide muriatique.
- le tartre.
- l'alcali fixe.
- le sulfate d'alumine.
- la dissolution d'étain, etc.

Du carmin.
Du kermès. 543
De la laque. 544
De l'orseille. *ibid.*
Du carthame. 546
Du bois de Brésil ou fernambouc. *ibid.*
Bois de Sainte-Marthe.
Bois du Japon.
Bois de Sapan.

Du bois d'Inde ou *de Campêche.* 547
Bois de la Jamaïque.
De la gaude. 548
Du bois jaune. *ibid.*
Du roucou. 549
De la sarrette et de plusieurs autres ingrédiens propres à teindre en jaune.
Du brou de noix. 550
Du sumac et de quelques autres substances propres à donner une couleur fauve. *ibid.*
Écorce de l'aune.
Décoction de quinquina.
Idem exposée à l'air.
Idem avec l'acide muriatique oxigéné.
Orcanette dans l'huile.
Suc d'épinards très-vert.
Expérience : Parties vertes de l'épinard dans l'alcool. — La même dans le gaz oxigène. — La même exposée à la lumière. — La même avec l'acide muriatique oxigéné.
Pommes coupées sous des cloches.
Cardons d'Espagne.
Artichaux.
Procédés généraux de teinture.
Préparation des étoffes.
Disposition du coton.
Du décreusage.
Manière de teindre une étoffe.

Série d'Expériences, etc. 157

Matière ligneuse. 560

Bois distillé.

Produits : Acide pyroligneux. Huile. Charbon. Cendres. Potasse, etc.

Du Tannin. 561

Dissolution du tan dans l'eau.
Dissolution de sulfate de fer.
Dissolution de colle.
Caractères chimiques du tannin.

Du Liége et de l'acide qu'on retire de cette substance. 565

Idem. Acide subérique.
Manière de préparer cet acide.
Propriétés physiques et chimiques de cet acide.
Combinaison de l'acide subérique.
Des Subérates.
Subérate de potasse.

SOIXANTE-TROISIEME LEÇON.

Des Fermentations. 568

Fermentation saccharine. 569
Exemples : orge fermenté, fruits murs, etc.
Fermentation vineuse. 570
Exemples :
Bierre en fermentation } sous des cloches avec l'appareil
Jus de raisin en fermentation } pneumato-chimique.

Gaz acide carbonique extrait de la fermentation.

Produits : { Vin rouge, Vin blanc.

Vins mousseux.

Cidre, Poiré, Kirchenwaser.

Taffia, Rhum, ou Arack.

Procédé pour faire de bonne bierre.

Première opération : Germination.

Deuxième. Moutures des grains.

Troisième. Moût de bierre.

Quatrième. Filtration du moût de bierre.

Cinquième. Fermentation du moût de bierre.

Doses des grains, de houblon et d'eau pour 157 litres de bonne bierre.

Vins étrangers.

Propriétés chimiques du vin.

De la lie.

Cendres gravelées.

Vins médicinaux.

Distillation du vin pour en avoir de l'eau-de-vie.

Résidu de la distillation du vin.

SOIXANTE-QUATRIEME LEÇON.

De l'Eau-de-vie. 579

Ses propriétés. — Ses usages.

Eau-de-vie conservant des fruits.

Eau-de-vie camphrée.

Eau-de-vie de grain.

Eau-de-vie retirée de la lie de vin.

Distillation de l'eau-de-vie.

Alcool retiré de l'eau-de-vie.

Rectification de l'alcool.
Huile butireuse, séparée de la distillation de l'eau-de-vie.
Moyens de reconnoître la pureté de l'alcool.
Aréomètres.
Description et manière de les construire.

De l'Alcool. 581

Combustion de l'alcool dans une capsule.
Expérience de *Lavoisier*.
Cheminée pour recueillir l'eau de l'alcool. (Voyez *Lavoisier* et la leçon sur l'eau).
Faire passer de l'alcool dans un tube de porcelaine rouge avec l'appareil pneumato-chimique. Résultats de l'expérience.
Description de l'appareil.
Alcool et eau.
Alcool et glace.
Idem et soufre.
Idem et phosphore.
Acides dulcifiés.
Eau de Rabel.
Alcool nitrique, esprit de nitre dulcifié.
Combustion vive de l'alcool par les acides nitrique et sulfurique.
Procédé de M. *Brugnatelli*.
Esprit de sel dulcifié.

Des Ethers. 586

Éther sulfurique.
Sa séparation. Ses produits. Huiles douces, acide sulfureux; résidu noir.
Rectification de l'éther.
Divers procédés.
Procédé du C. *Dizé*.

Phénomène observé par le C. *Cadet*, dans un mélange d'alcool et d'acide sulfurique.

Inflammabilité de l'éther.

Sa saveur, sa volatilité.

Congélation de l'eau par l'évaporisation de l'éther.

Ether et eau.

Ether et substances terreuses.

Idem et alcali.

Idem et ammoniaque.

Ether et acides forts.

Inflammation très-vive de l'éther par l'acide nitrique.

Ether et acide nitrique fumant.

Expérience du professeur *Driessen*.

Ether et dissolution d'or.

Teinture d'or ou or potable.

Ether dissolvant le phosphore.

Ether phosphoré.

Ether martial.

Ether et muriate sur-oxigéné de mercure.

Teintures éthérées.

Liqueur minérale d'*Hoffman*.

Alcool et acide nitrique.

Procédé du C. *Chaptal* pour préparer l'acide nitrique.

Ether nitrique et dissolution d'or.

—— et phosphore.

Procédé du C. *Deyeux* pour reconnoître la présence du gaz nitreux dans l'éther nitrique.

Procédé pour décolorer l'éther nitrique.

Sa décomposition en le distillant plusieurs fois sur du sucre.

Acide sulfurique et éther nitrique.

Alcool et acide muriatique.

Procédé pour obtenir l'éther muriatique.

Alcool et acide boracique.

Teinture du sel de tartre.
Lilium de *Paracelse*.
Alcool et muriate de chaux.
Idem et muriate de strontiane.
Alcool et sels métalliques.
Alcool et savon.
Alcool et extrait.
Idem et sucre.
Idem et acidule tartareux.
Alcool et acides oxalique, camphorique et benzoïque.
Alcool odorant, eaux spiritueuses.
Alcool et huiles volatiles.
Alcool et camphre.
Alcool et résines, etc. teintures, élixirs, etc.
Alcool et beaumes.
Teinture de benjoin.
Lait virginal.
Vernis.

SOIXANTE-CINQUIEME LEÇON.

De la Fermentation acide. 604

Procédé pour faire du vinaigre.
Nouvelle méthode de M. *Héber*.
Autres procédés.
Vinaigre rouge et blanc.
Propriétés physiques.
Vinaigre concentré par la gelée.
Procédé de *Schèele* pour conserver le vinaigre.
Vinaigres médicinaux.
Oximels.
Sirop de vinaigre.

Action du calorique sur le vinaigre.
Distillation du vinaigre.
Vinaigre distillé, acide acéteux.
Acide acéteux et substances terreuses.
Procédé pour préparer les acétites terreux.
Acetites de chaux et de magnésie.
Acétite de glucine.
Acétite de barite.
Caractères de ces sels.
Leur décomposition par le feu, les alcalis et les acides.
Acétites alcalins.
Manière de préparer l'acétite de potasse.
Acétite de potasse non cristallisé.
Acétite de potasse cristallisé.
Caractères de ce sel.
Sa décomposition par le calorique.
Décomposé par l'acide sulfurique.
Décomposé par l'acide tartareux.
Acétite de soude.
Acétite d'ammoniaque.
Acétites métalliques.
Acétites d'argent et d'or.
Acétite de fer.
Acétite de zinc.
Acétite de mercure.
Terre foliée mercurielle, et sel acéteux mercuriel de *Keyser*.
Plomb et acide acéteux.
Céruse.
Blanc de plomb.
Acétite de plomb, *sel de Saturne*.
Vinaigre de Saturne.
Eau végéto-minérale de *Goulard*.
Cuivre et acide acéteux.

Verdet et vert-de-gris.
Procédé pour l'obtenir.
Vert-de-gris et acide acéteux.
Acétite de cuivre, *cristaux de verdet.*
Cuivre oxidé par l'acide muriatique oxigéné.
Dissolution de sulfate de cuivre } mêlés ensemble.
Dissolution d'acétite de plomb. }
Résultat : Acétite de cuivre.
Caractères de l'acétite de cuivre.
Distillation de ce sel.
Acide acétique, *vinaigre radical.*
Procédé du C. *Pérès.*
De l'Acide acétique. 620
Propriétés de cet acide.
Expérience du C. *Chaptal*, pour constater la différence des acides acéteux et acétique.
Combinaisons de l'Acide acétique.
Acétates.
Sel de vinaigre.
Ether acétique.
Manière de le préparer.
Manière de reconnoître l'éther acétique.
Fermentation panaire et colorante. 626
Fermentation putride. 627
Putréfaction de végétaux.
Chanvre, plantes textiles rouies, bois pourri, fumier, terreau.

SOIXANTE-SIXIEME LEÇON.

Propriétés chimiques observées dans les composés animaux. 631

Classification et analyse chimique des substances animales en général.

Caractères des substances animales.

Analyse d'une substance animale par le calorique.

On peut aussi prendre pour exemple une distillation de vieux chiffons.

De la fermentation putride.

Adipocire.

Matières animales et acide sulfurique.

Matières animales et acide nitrique.

Idem, et acides muriatique et phosphorique.

Idem, et acides végétaux.

Matières animales et alcalis.

Savon de laine.

Gaz azote obtenu des substances animales.

Considération des substances animales, leur conformation externe, leur structure interne, le parenchyme qui les compose.

Putréfaction appelée par *Boerhaave fermentation*.

Examen des causes de la putréfaction.

Phénomènes des substances animales qui se pourrissent.

Nature même de ces phénomènes.

Manière d'arrêter la putréfaction, ou de conserver les corps.

Moyen de prévenir et arrêter les progrès de la putréfaction.

Distinction des diverses espèces de substances animales.

Matières animales liquides, molles et solides.

Du Sang. 642

Son histoire.

Sa couleur, son changement; sa saveur, sa température.
Comment on doit considérer le sang.
Analyse.
Sang de bœuf fluide.
Sang humain bouilli.
Division ; Caillot. — Serum. — Fibrine.
Sang en repos après être sorti d'une veine.
Sang décomposé spontanément.
Sang et air atmosphérique.
Action du calorique.
Sang cuit au feu.
— Distillé à feu nu, à l'appareil pneumato-chimique.
Produits : Sang calciné.
Sang calciné et réduit en cendres.
Distiller du sang desséché, filtrer le produit, le faire bouillir ensuite avec un peu de chaux vive, filtrer et mettre la liqueur dans une cornue avec l'acide phosphorique ou sulfurique, et distiller.
Sang frais mêlé avec du gaz oxigène dans un flacon.
Sang frais mêlé avec du gaz hidrogène dans un flacon.
Sang dissous par l'eau et chauffé.
Sang coagulé par les oxides métalliques.
Idem coagulé par les acides.
Sang et tannin.
Idem et acide gallique.
Idem et alcool.
Sang mêlé avec une dissolution de potasse caustique.
Sang desséché et alcali.
Bleu de Prusse, prussiate de fer du commerce.

Du Bleu de Prusse. 647

Sa préparation.
Bleu de Prusse, ou prussiate de fer du commerce, mêlé avec le muriate sur-oxigéné de potasse.

Sa distillation.
Bleu de Prusse et ammoniaque.
Bleu de Prusse et eau de chaux.
Bleu de Prusse et alcali caustique.
Idem, et magnésie.
Idem, et barite.

De l'Acide prussique. 650
Procédé pour obtenir cet acide.
Prussiate de mercure liquide et cristallisé.
Prussiate de mercure décomposé par le fer.
Acide prussique pur.
Caractères de l'acide prussique.
Expérience pour s'assurer si l'acide prussique ne contient pas d'oxigène.
Potasse caustique chauffée dans un creuset de platine avec de la poudre de charbon ordinaire.
Dissolution de fer.

Des Prussiates. 655
Combinaisons de l'acide prussique.
Prussiate de potasse.
Prussiate de soude.
Prussiate de chaux.
Manière de le préparer.
Action des acides et des alcalis fixes purs sur ce prussiate.
Prussiate de chaux distillé à siccité.
Prussiate de barite.
Prussiate d'ammoniaque.
Acide prussique et dissolutions métalliques.
Dissolution sulfurique ou muriatique de fer précipitée par l'acide prussique.
Prussiate bleu de fer.
Prussiate blanc de fer.

Du Serum 660
Ses caractères.
Action du calorique sur cette substance.
Gélatine et *albumine*, obtenues par l'évaporation du serum.
Serum en distillation.
Produits : Charbon, etc.
Serum exposé à l'air.
Serum et eau.
Membrane formée à la surface de cette liqueur.
Serum et gaz oxigène.
Soufre obtenu de l'albumine.
Albumine, potasse pure et eau bouillies ensemble avec de l'acide acéteux.
Serum et oxides métalliques.
Serum et acides.
Idem, et alcalis caustiques.
Idem, et alcalis non saturés d'acide carbonique.
Idem, et alcool.
Serum et sels métalliques.
Serum et dissolution nitrique de mercure.
Du Caillot. 663
Caillot frais.
Caillot altéré.
Caillot desséché.
Idem chauffé au bain-marie.
Caillot jeté dans l'eau bouillante.
Eau laiteuse. — Écume qui se forme à sa surface.
Caillot et alcool.
Caillot et eau.
Idem et acides.
Idem dissous dans le carbonate de potasse et l'ammoniaque.
Caillot distillé à la cornue.
Produits : charbon, fer, alcali fixe, etc.

De la partie colorante du sang. 665

En contact avec l'air.

Idem avec le gaz hidrogène.

Idem avec le gaz oxigéné.

Idem avec le gaz acide carbonique.

Action du calorique sur la partie colorante du sang.

Cette substance mise en distillation.

Produits : huile fétide, Prussiate d'ammoniaque, charbon, etc.

Matière colorante du sang dissolvant le cuivre.

De la Fibrine. 667

Fibres blanches séparées par le lavage du caillot.

Des propriétés de la fibrine.

Fibrine exposée au feu.

Fibrine en distillation. — Produits : Charbon, etc.

Fibrine exposée à l'air humide.

——————— à l'air sec.

Fibrine et eau.

Fibrine putréfiée.

Fibrine et corps combustibles.

Idem et oxides métalliques.

Fribrine et acide.

Résultat :

Avec l'acide nitrique. { Gaz azote. / Acide oxalique. / Acide malique.

Dissoudre de la fibrine dans les acides muriatique, acéteux et acétique.

Fibrine et acide sulfurique concentrés.

Idem et acide sulfurique foible.

Idem et alcalis caustiques.

Distiller la fibrine dans une cornue avec une dissolution de potasse caustique, et recueillir le produit dans un ballon.

Fibrine traitée par l'alcool.

SOIXANTE-SEPTIEME LEÇON.

De la Lymphe et de la Graisse. 670

De la Lymphe.

De la Graisse. *ibid.*

Graisse fraîche ou axonge avec ses membranes.

Purification de la graisse ou graisse fondue au bain-marie.

Graisse fondue à feu nu.

Distillation de la graisse au bain-marie.

Distillation de la graisse à feu nu. Produits : Charbon, etc.

Moyen de séparer l'acide acéteux du produit de la distillation de la graisse.

Expérience pour connoître la matière odorante de la graisse.

Graisse exposée à l'air.

Graisse rance et jaunie par le contact de l'air.

Laver à l'eau bouillante ou dans l'alcool cette graisse rance.

Graisse et soufre.

Idem et phosphore.

Idem et oxides métalliques.

Idem et gaz oxigène.

Graisse oxigénée.

Onguent citrin ou pommade citrine.

Graisse et métaux. — Graisse et mercure. Pommade mercurielle; etc.

Sapréparation.

Moyen de blanchir les linges tachés par des préparations de mercure et de plomb.

Graisse en contact avec le plomb, le cuivre et le fer.

Graisses et acides.

Action du calorique sur la graisse oxigénée.

Graisse et alcali. — Savon animal.

Savon traité avec une dissolution d'alun. — Sébate de potasse.
Acide sébacique. 677
Procédés pour obtenir cet acide.
Caracteres de l'acide sébacique.
Sa décomposition partielle par le calorique.
Ses combinaisons.
Acide sébacique et dissolutions *métalliques.*
— Décomposant le tartrite de potasse en précipitant l'acidule tartareux.
— Décomposant les acétites alcalins et le muriate oxigéné de mercure.
Procédé du cit. *Thénard* pour obtenir de l'acide sébacique.
Propriétés de ce nouvel acide.
Son action sur plusieurs sels métalliques, sur les alcalis, et avec les acides minéraux, etc.
Graisse combinée avec la partie colorante des végétaux. — Dissolvant les baumes, les résines et les gommes résines.

SOIXANTE-HUITIEME LEÇON.

De la Transpiration, de la Sueur et de l'Humeur des cavités extérieures. 681

De la Synovie. *ibid.*
Analyse de cette substance.
Des Membranes, Tendons, etc.; des Gelées et des Colles. 682
Manière de préparer une gelée.
De la colle.
Colle forte de Flandre, d'Angleterre, de Paris, etc.
Dissoudre dans l'eau ces colles pour en faire des gelées.
Propriétés chimiques de la gelée.
Distiller à la cornue de la colle de poisson.
Produit de la distillation.

Gelée exposée à l'air.

Précipiter une dissolution de colle forte ou de colle de poisson avec une infusion de noix de galle, et recueillir la combinaison, la laver, en conserver une partie dans l'eau, et une autre à l'air.

Gelées ou colles et acides.

Traiter une certaine quantité de colle forte avec l'acide nitrique pour la convertir en acide oxalique et en gaz azote.

Gelée et alcalis caustiques.

Gelée dissoute et alcool.

Des Organes musculaires. 634

Muscles rouges.

Idem lavés.

Eau du lavage.

Faire coaguler une partie du lavage des muscles.

Résidu du lavage traité par l'alcool.

Albumine séparée.

Tissu fibreux.

Des bouillons.

Faire bouillir une certaine quantité de viande avec de l'eau pour avoir du bouillon.

Mettre à part l'écume qui se sépare pendant la décoction de la viande.

Bouillon passé à travers un tamis de soie.

Tablettes de bouillon.

Acide acéteux formé dans le bouillon exposé pendant un jour ou deux à une température de 15 ou 20 degrés.

Bouillon et eau de chaux.

Bouillon et alcalis caustiques.

Bouillon et urine.

Distiller des muscles avec de la potasse caustique.

Traiter des muscles avec de l'acide nitrique pour en avoir l'azote.

Distiller des muscles à feu nu, et en recueillir les produits.

Acide zoonique. 687
Procédé pour obtenir cet acide.
Ses caractères.
Ses combinaisons salines.
Acide zoonique et dissolutions d'acétite de mercure et de nitrate de plomb.
Acide zoonique et nitrate d'argent.
Zoonate de potasse calciné.
Dissolution de muriate ou de sulfate de fer.
Acide zoonique qui se rencontre dans le liquide obtenu du gluten de la farine, de la levure de bierre, des os et des chiffons distillés.

SOIXANTE-NEUVIEME LEÇON.

Du Derme et de l'Epiderme. 689

De la Peau.
Peaux en poils.
—— débourrées.
—— gonflées.
—— coudroyées.
—— tannées.
—— corroyées.
—— hongroyées.
Du Derme. *ibid.*
Observations de *Séguin* sur la nature du derme.
Peau humaine et eau bouillante.
Epiderme et alcool.
Epiderme et alcali caustique.
Idem et chaux.
Peau revêtue de son épiderme plongée dans une infusion du tan.
Des Poils, des Cheveux, des Ongles et des Cartilages. 691

Des Cheveux.

Cheveux en distillation à feu nu.

Cheveux et acide muriatique oxigéné.

Cheveux et acide nitrique.

Idem et acide muriatique.

Alcalis dissolvant les cheveux.

Cheveux bouillis dans l'eau gélatine séparée.

Procédé pour colorer les cheveux.

Des Cartilages.

Cartilages traités par l'eau bouillante.

SOIXANTE-DIXIEME LEÇON.

Des Os. 693

Os frais. — Os secs.

Os vieillis et jaunis à l'air.

Os exposés à un feu doux.

Os distillés ; produits : Charbon, etc.

Os calcinés au noir.

Huile animale de *Dippel.*

Os calcinés au blanc.

Os convertis en espèce de porcelaine.

Os dissous dans l'eau.

Os ramollis dans le digesteur de Papin.

Os trempés et ramollis dans les acides.

Os dissous dans l'acide nitrique.

Alcali pour précipiter la dissolution.

Os calcinés traités par l'acide sulfurique.

De l'action des acides sur les os.

Phosphate calcaire et alcalis caustiques.

Idem et carbonates alcalins.

Os et huiles.

Os et matières colorantes.

Du Cerveau. 697

Délayer dans l'eau une cervelle de veau ou de mouton ; passer la dissolution à travers un linge fin, avec expression ; faire bouillir la moitié de cette dissolution ; filtrer la liqueur claire, et recueillir sur le papier la partie coagulée ; conserver l'autre moitié du cerveau délayé, pour faire pendant la leçon des expériences sur les réactifs.

Analyse du cerveau de plusieurs animaux.

Des Humeurs de l'œil. 698

Humeur aqueuse. — Ses caractères.

Humeur aqueuse et acides et alcool.

Humeur vitrée.

Dissoudre l'humeur vitrée d'un œil de bœuf dans une petite quantité d'eau bouillante.

Faire dissoudre aussi un cristallin de l'œil de bœuf dans l'eau, pour faire voir la différence.

Analyse des larmes.

Du Mucus nasal. 699

Examen de ce liquide.

Mucus et eau.

Action des acides et des alcalis sur ce mucus.

Du Suc des Amygdales, de la Salive, du Calcul salivaire et du Tartre des dents. 700

Analyse de la salive du cheval.

Calculs salivaires.

Tartre des dents, vrai phosphate de chaux.

Du Cérumen des oreilles. 701

Analyse de cette substance.

Caractères du *Cérumen*.

— *Idem* délayé dans l'eau.

— *Idem* traité avec l'alcool.

— *Idem* dissous en partie dans l'éther sulfurique.

SOIXANTE-ONZIEME LEÇON.

Du Lait. 705

Analyse du lait entier.
Caractères physiques du lait.
Lait entier.
Lait épaissi sur le feu.
Pellicules du lait.
Distillation du lait.
Lait épaissi en extrait.
Franchipane.
Distillation de cet extrait.
Ses produits. — Son charbon.
Lait exposé à l'air.
Matière butireuse.
Lait aigri spontanément.
Procédé des Tartares pour en avoir une liqueur spiritueuse.
Lait et gaz hidrogène sulfuré, etc.
Lait et eau.
Substances qui ont la propriété de coaguler le lait.
Lait et acides.
Lait et alcool.

Du Sérum. 706

Lait et présure.
Manière de préparer le petit-lait.
Clarification du petit-lait.
Petit-lait clarifié.
Petit-lait en distillation.
Albumine déposée.
Evaporation du petit-lait.
Préparation du sucre de lait.

Sucre de lait en tablettes.
Idem cristallisé.
Distillation de la matière gélatineuse qui reste après qu'on a retiré tout le sucre de lait.
Produits de cette distillation.
Action des terres et des alcalis sur le petit-lait.
Petit-lait et acide oxalique.
Idem et sels métalliques.
Du Sucre de Lait. 709
Sa saveur.
Action du calorique.
Distiller du sucre de lait à feu nu.
Dissolubilité de ce sel.
Sucre de lait et acide nitrique.
Distillation. — Acide oxalique obtenu dans cette expérience.
Acide sacchlactique.
De l'Acide lactique. 710
Manière de l'obtenir.
Caractères de cet acide.
Acide lactique en distillation.
Ses combinaisons. — Lactates terreux et alcalins.
Du Fromage. 711
Fromage fait.
Fromage mou.
Distillation du fromage au bain-marie. — A feu nu.
Fromage et eau.
Fromage et potasse caustique.
Alcalis en général, dissolvant le fromage.
Moyen de rétablir le lait dans son état naturel.
Décomposer, à la faveur d'un acide, la dissolution de la matière caséeuse dans la soude caustique.
Acide acéteux et acides très-affoiblis dissolvant la matière caséeuse.

Matière caséeuse et acides concentrés.
Idem et acide nitreux fumant.
Du Beurre. 714
Crême.
Lait de beurre.
Beurre frais.
Ses caractères. Ses variétés.
Expérience pour séparer le beurre en trois parties.
Albumine séparée du beurre.
Beurre coloré par les végétaux.
Beurre fondu.
Beurre roux.
Distillation du beurre à feu nu.
Produit; acide sébacique, charbon, etc.
Beurre rance.
Beurre rance lavé.
Eau de lavage.
Beurre et phosphore.
Idem et soufre.
Idem et acide sulfurique.
Beurre et terres.
Idem et alcalis.
Muriate de soude mêlé avec le beurre.
Comparaison du lait des différens animaux.
Proportions du serum dans le lait de chacun de ces animaux.

SOIXANTE-DOUZIEME LEÇON.

De la Bile. 718
Caractère de la bile.
Bile fraîche.
Bile épaissie.
Idem distillée au bain-marie.

Extrait de la bile.

Distillation de cet extrait à feu nu.

Produits : Charbon, etc.

Bile distillée lentement.

Albumine retirée de la bile.

Bile chauffée au bain-marie.

Bile exposée à l'air.

Bile étendue d'eau et bouillie pendant quelque temps.

Bile et acides.

Décomposer la bile avec les différens acides ; ramasser la partie résineuse et après l'avoir lavée, faire évaporer les lavages pour obtenir les sels formés.

Bile et acide acéteux.

Idem et dissolutions métalliques.

Bile et huile.

Idem et alcool.

Idem et éther.

Des Calculs biliaires.

Division de ces calculs en six genres, par *Fourcroy*.

Calculs biliaires bruns, blancs cristallisés, feuilletés.

Dissoudre des calculs biliaires dans l'alcool et dans l'éther, à chaud, filtrer la dissolution et faire cristalliser.

Dissoudre les calculs biliaires dans l'huile de térébenthine.

Matière adipo-cireuse tirée des calculs par l'alcool.

De l'Urine.

Urine récente de la boisson.

Urine de la digestion.

Urine et teinture de tournesol.

Température de l'urine.

Urine exposée à la gelée.

Urine putréfiée.

Evaporation lente de l'urine.

Muriate de soude cristallisé.

Urine épaissie en extrait.
Procédé pour en extraire le phosphore.
Analyse de l'urine par les cit. *Fourcroy* et *Vauquelin*.
Extrait de l'urine traitée par l'alcool.
Résultats liquides. { Matière urineuse. / Muriate d'ammoniaque.
Résultats solides. { Muriate de soude. / Différens sels insolubles.
Procédé pour séparer la matière urineuse.
Matière urineuse pure.
Ses caractères.
Sa dissolubilité dans l'eau.
Urine artificielle.
Son odeur. Sa saveur.
Matière urineuse distillée dans une cornue, à l'appareil pneumato-chimique. — Produits.
Opinion des C. *Fourcroy* et *Vauquelin*, sur la nature de l'Urée.
Urée et acide nitrique foible.
Sa cristallisation.
Action des alcalis sur la matière urineuse cristallisée.
Combinaison de l'urée avec plusieurs substances salines.
Nouvelle forme cristalline qu'elle fait prendre à ces substances.
Urée combinée avec les muriates d'ammoniaque et de soude.
Examen des sels non solubles dans l'alcool qui se trouvent mêlés dans l'urine.
Leur séparation.
Sels cristallisés.
Phosphate de soude.
Idem d'ammoniaque.
Acide benzoïque.
Procédé pour séparer l'acide urique des sels non solubles.
Décomposition de l'urate de potasse par l'acide muriatique.
Acide urique cristallisé.

Phosphate de chaux.

Phosphate de magnésie.

Séparer la magnésie du phosphate de chaux par le moyen de l'acide acéteux.

Énumération des diverses substances que l'on peut obtenir de l'urine.

Distillation de l'urine à feu nu.

Produits : Charbon salin, etc.

Urine fraîche, et acides.

Idem et acide oxalique.

Urine et eau de chaux.

Idem et ammoniaque.

Idem et alcalis fixes.

Urine et dissolution de nitrate de mercure.

Du Calcul de la vessie.

Calcul de phosphate de chaux.

Décomposer un de ses calculs par l'acide sulfurique étendu d'eau, pour avoir d'une part, l'acide phosphorique, et de l'autre, le sulfate de chaux.

Calciner dans un creuset une portion déterminée de calcul de phosphate de chaux.

Matières existantes dans les calculs humains. Outre les substances énoncées ci-dessus, on en compte sept :

1°. L'Urate ammoniacal,

Caractère de cette substance.

2°. Le phosphate ammoniaco-magnésien ;

Ses caractères.

Décomposer un calcul de cette nature par la potasse caustique dans une cornue ; filtrer la dissolution, et traiter le résidu par l'acide sulfurique étendu.

Dissoudre une portion de ce calcul dans l'acide sulfurique, et faire évaporer légèrement la dissolution.

3°. Oxalate calcaire.

Calculs muraux.

Caractères de ces calculs.

Acide oxalique retiré de ce calcul et carbonate retiré du même calcul.

Calciner une portion de ce calcul, pour avoir la chaux vive.

4°. Le phosphate de chaux.

5°. La silice. Expérience de *Fourcroy* et *Vauquelin* sur un calcul siliceux.

6°. L'acide urique.

Calcul d'acide urique.

Nature de cet acide. Ses caractères.

Acide urique distillé. Sa décomposition et sa sublimation.

Produit de la distillation.

Acide urique converti en ammoniaque par l'acide muriatique oxigéné.

Acide urique dissous dans la potasse caustique, étendue d'eau.

Précipiter une portion de la dissolution ci-dessus, par l'acide muriatique foible, pour avoir l'acide urique cristallisé.

Combinaisons de l'acide urique avec les terres, les alcalis et les oxides métalliques.

7°. Enfin une matière animale particulière, qui accompagne constamment le plus grand nombre des six substances précédentes dans les calculs.

Résultat des essais tentés par *Fourcroy* et *Vauquelin*, pour dissoudre les calculs dans la vessie.

SOIXANTE-TREIZIEME LEÇON.

Des diverses substances animales, utiles aux arts et à la médecine.

Division de ces substances en deux classes, l'une qui comprend les parties essentielles d'animaux et certains animaux même; l'autre qui renferme les produits des animaux.

Tableaux indicatifs de ces diverses substances.

PREMIER ORDRE.

Appendices des quadrupèdes. 737

Ivoire. Noir d'ivoire. Sa préparation pour la peinture.
Distillation de l'ivoire.
Action de l'eau et des acides sur cette substance.
Ivoire ramolli à l'état de gelée.
Corne de cerf calcinée. — Esprit volatil, liqueur de corne de cerf succinée.
Gelée de corne de cerf.
Préparation de cette gelée pour les malades.
Action des acides sur la corne de cerf.

Des Quadrupèdes ovipares. 738

La *Tortue.* — Son écaille.
Usage de l'écaille, de la chaire et de la graisse de tortue.
Grenouilles. On fait de leurs cuisses un mets délicat et des bouillons doux et rafraichissans.

Serpens. 740

Vipère. — Chair de vipère autrefois très-usitée en médecine.

Insectes. 741

Cantharides. — Dans quels lieux on les trouve. — Manière de les préparer pour l'usage médicinal.
Expériences de *Thouvenel* sur les cantharides.
Fourmis. — Ne sont plus employées en médecine. — Donnent un acide appelé acide formique.

De l'Acide formique. 742

Procédés pour l'obtenir.
Les combinaisons de cet acide sont inconnues.
Cochenille. — Distillée dans une cornue. — Produit de la distillation.
Décoction de cochenille et dissolutions métalliques.
Idem. Muriate d'étain et tartre.

Idem et acide muriatique oxigéné.
Emploi de la cochenille dans la teinture, la peinture et la pharmacie.
Kermès ou *Chermès*, *Coccus infectorius*. — Caractères de cet insecte.
Matière colorante du kermès soluble dans l'eau et dans l'alcool.
Kermès employé dans la teinture.
Conserve, suc ou sirop de kermès.
Cloportes. — Mis en distillation. — Produits.
Produits des Quadrupèdes vivipares. 746
Le Musc. — Propriétés physiques de cette substance. — Son emploi comme antispasmodique.
Civette. — Ses caractères. — Employée dans la parfumerie.
Castoreum. — Discription de cette substance. — Expériences pour reconnoître la nature du castoreum.
Usage du castoreum en médecine.
Produits des Oiseaux. 747
Plumes. — Traitées au feu et par les réactifs.
Plumes et acides muriatique et nitrique.
Plumes et potasse pure.
Distillation des plumes.
Produits de la phalène du mûrier, ou ver à soie. 748
De la Soie. — Comment l'insecte travaille sa coque.
Divers usages de la coque du ver à soie.
Filosèle, soie crue, cuite, organsin, etc.
Décreuser la soie par des lessives légérement alcalines.
Dissolution de la soie.
Soie blanche, jaunie par l'acide nitrique.
Soie et alcalis purs.
De l'Acide bombique. 749
Procédé pour obtenir cet acide.

DEUXIEME ORDRE.

Produits des Cétacées. 749

Blanc de baleine. — Ses caractères.
Sa fusion.
Blanc de baleine passant à l'état huileux par plusieurs distillations.
Action de l'air sur cette substance.
Blanc de baleine et acides nitrique et muriatique.
Idem et acides sulfurique, sulfureux et muriatique oxigéné.
Idem, et alcali fixe.
Idem et oxide rouge de plomb.
Idem et huiles fixes et volatiles.
Blanc de baleine dissous dans l'alcool et dans l'éther.
Ambre gris. — Ses caractères.

Produits des Oiseaux. 751

Des Œufs. — Subtances qui les composent.
Blanc et jaune d'œuf.
Les ligamens, la cicatricule, la membrane intérieure et la coquille.
Analyse de la coquille d'œuf.

Calculs animaux.

Bézoarts. — Oriental et occidental.
Caractères de l'un et de l'autre.

Concrétion crustacée.

Pierre d'écrevisse. — Faussement appelée yeux d'écrevisse. — Son usage en pharmacie.

Produits des Poissons.

Colle de poisson, ichthiocolle. — Manière de l'obtenir. — Ses caractères, son emploi dans les arts, surtout pour la clarifi-

cation des liqueurs, et son usage dans la médecine, comme adoucissant relâchant, etc.

Produits des Insectes.

Le miel. Voyez (vol. 2) 410

Miels composés, miels rosat, mercuriel, de nénuphar, etc.

Miel allié au vinaigre, oximel.

Idem combiné avec de la farine d'orge et de seigle. — Pain d'épice.

La Cire. Manière de la retirer des rayons du miel.

Cire jaune, cire blanche, cire vierge.

Fonte et blanchiment de la cire.

Cire exposée à un feu doux.

Idem décomposée par une forte chaleur.

Idem brulée par les acides concentrés.

Cire et alcalis; Encaustique.

Cire fondue dans les huiles.

Usage de la cire pour la parfumerie et la pharmacie.

Emploi de la cire jaune pour frotter les appartemens, etc.

Cire préparée pour l'application des scellés, pour lever l'empreinte des pierres gravées, pour modeler des statues, enduire des étoffes, etc.

Résine laque. Voyez Matières colorantes, (vol. 2) 544

Usage de la laque dans la préparation de la cire à cacheter. — Emploi de cette résine en pharmacie.

Produits des Zoophites.

La coraline. — Manière d'en obtenir ce que l'on nomme *gélée de mousse de Corse.*

Le Corail. — Analyse de cette substance. Préparation du *sel de corail.*

Emploi du corail dans la préparation de la poudre de guttete, de la confection alkermès et des trochisques du karabé, et surtout dans les poudres et opiats dentifrices.

L'Éponge. — Ses caractères.

Eponges fines. — Grosses éponges.

Préparation des éponges pour les dépouiller de leur odeur marine.

Manière de leur donner une odeur agréable.

Eponge en distillation. — Produit.

Usage de l'éponge en chirurgie pour le traitement de certaines plaies.

Eponges préparées à la cire pour cet usage.

Procédé à la faveur duquel le C. *Deyeux* prépare des éponges qui, dans l'emploi chirurgical, n'ont pas les inconvéniens reprochés aux précédentes.

Eponge calcinée.

Fin de la Série des Expériences.

EXPÉRIENCES DU COURS PRATIQUE,

EXÉCUTÉES PAR LES ÉLÈVES DE L'ÉCOLE POLYTECHNIQUE.

Expériences.	*Substances employées.*	N^os^. des pages où les procédés sont décrits
Oxigène	noir de manganèse, ou muriate suroxigéné de potasse.	198
Azote	chair musculaire et acide nitrique.	223
Hidrogène	Tournure de fer et acide sulfurique.	226
Phosphore	Os calcinés, acide sulfurique. Phosphate acide de chaux. Charbon en poudre.	248
Antimoine	Sulfure d'antimoine. Tartre brut. Nitrate de potasse.	(vol. 2) 112
Mercure	Sulfure de mercure. Chaux.	(*ibid*) 144
Plomb	Charbon. Sulfure de plomb. Nitrate de potasse.	(*ibid*) 235
Analyse de l'air atmosphérique	Phosphore.	252
	Sulfure de potasse sec.	215

Analyse d'un mélange d'oxigène, d'azote et de gaz acide carbonique.	Chaux vive ou potasse caustique solide.	
	Limaille de fer.	
	Soufre.	296
Hidrogène carboné. . .	—Alcool.	241
Hidrogène phosphoré. .	Phosphore.	
	Potasse caustique solide.	255
Hidrogène sulfuré. . . .	Sulfure de fer.	
	Acide sulfurique.	263
Alliage fusible et son analyse	Bismuth.	
	Plomb.	
	Etain.	
	Acide nitrique à 30 degrés. (vol. 2)	237
Alliage d'étain et de plomb.	Etain.	
	Plomb.	
Son analyse.	Acide nitrique à 36 degrés.	
	Acide sulfurique. (*ibid*)	236
Alliage d'étain et de cuivre.	Limaille de cuivre.	
	Etain.	
Son analyse.	Acide nitrique à 36 degrés.	
	Potasse caustique. (*ibid*)	302
Mélange de zinc et de cuivre.	Limaille de cuivre.	
	Zinc.	
Son analyse.	Acide nitrique à 36 degrés.	
	Potasse caustique. (*ibid*)	299
Amalgame d'étain. . .	Etain.	
	Mercure.	
Son analyse.	Acide nitrique à 36 degrés. (*ibid*)	213 et 214
Sulfure de mercure. . .	Mercure.	
	Soufre. (*ibid*)	109

Sulfure de plomb . . .	Plomb. Soufre.	(vol. 2.)	234
Sulfure de fer.	Limaille de fer. Soufre.	(*ibid*)	266
Décomposition et recomposition de l'eau . . .	Fer et tube de porcelaine, ou un canon de fusil.		284
Oxidule de carbone . .	Carbonate de soude desséché. Phosphore.		295
Oxide de carbonne gazeux	Carbonate de chaux. Acide sulfurique.		242
Oxide d'antimoine. . .	—Antimoine.	(vol. 2)	115
Oxide noir de mercure .	Oxide rouge de mercure. Mercure.		149
Oxide de zinc.	—Zinc.		193
Oxide de plomb.	—Plomb.	(vol. 2.)	232
Oxide d'étain d'un alliage de plomb et d'étain.	Plomb et étain.	(*ibid*)	237
Oxide noir de fer . . .	Oxide rouge de fer. Limaille de fer.	(*ibid*)	252
Gaz et acide nitreux. .	Acide nitrique blanc fumant. Acide nitrique à 30 degrés. Limaille de cuivre.		324
Acide nitrique	Nitrate de potasse. Acide sulfurique.		313
Purification de l'acide nitrique.	Acide nitrique. Argent de coupelle.		322

Acide sulfureux. . . .	Acide sulfurique. Paille hachée.	308
Acide sulfurique retiré du sulfate de fer. . .	Sulfate de fer.	273
Acide muriatique. . . .	Muriate de soude. Acide sulfurique.	552
Acide muriatique oxigéné	Muriate de soude. Acide sulfurique. Oxide de manganèse.	542
Analyse d'un mélange d'acide sulfurique et d'acide muriatique. .	Acide sulfurique concentré. Acide muriatique concentré. Nitrate de barite cristallisé. Nitrate d'argent cristallisé.	540
Acide phosphorique . .	Phosphore. Acide nitrique.	319
Acide fluorique.	Fluate de chaux. Acide sulfurique.	362
Acide boracique. . . .	Borate de soude. Acide sulfurique.	368
Acide carbonique. . . .	Craie. Acide sulfurique.	289
Acide arsenique. . . .	Acide arsenieux en poudre. Acide nitrique. (vol. 2.)	33
Barite	Sulfate de barite. Oxide de carbone. Huile. Acide nitrique.	454

Potasse	Potasse du commerce. Chaux vive. Alcool.	412, 413 et 414
Strontiane	Sulfate de strontiane. Oxidé de carbone. Huile. Acide nitrique.	467
Chaux	Marbre blanc.	391
Ammoniaque	Muriate d'ammoniaque. Chaux vive.	567
Magnésie	Sulfate de magnésie. Potasse carbonatée.	387
Alumine	Sulfate d'alumine. Ammoniaque.	375
Silice	Potasse caustique. Silex pulvérisé. Acide muriatique concentré.	373
Analyse d'un mélange de chaux aluminée et d'oxide de fer	*Chaux vive.* Mélange d'alumine non chauffée. *Oxide de fer.* Acide muriatique. Ammoniaque. Potasse caustique. Potasse carbonatée.	399
Sulfate de potasse	Sulfate acide de potasse. Carbonate de chaux.	458
Sulfate de soude, et sa décomposition	Résidu de l'acide muriatique. Carbonate de chaux. Oxidé de carbone. Limaille de fer.	462

Sulfate d'ammoniaque .	Ammoniaque. Acide sulfurique.	478
Sulfate de magnésie et ammoniaco - magnésien.	Sulfate de magnésie. Ammoniaque. Acide sulfurique.	477
Sulfate acide d'alumine et de potasse	Alumine non calcinée et pure. Acide sulfurique pur. Sulfate de potasse cristallisée. Sulfate d'ammoniaque cristallisé.	483
Pyrophore.	Alun. Miel.	486
Sulfate de mercure. . .	Mercure. Acide sulfurique. (vol. 2)	156
Sulfate de manganèse. .	Oxide noir de manganèse. Acide sulfurique. (*ibid*)	97
Sulfate de fer.	Acide sulfurique. Limaille de fer.	272
Sulfate de cuivre . . .	Acide sulfurique. Limaille de cuivre.	304
Sulfites de soude et d'ammoniaque	Carbonate de soude. Ammoniaque. Acide sulfurique. Paille hachée.	497
Nitrate de potasse. . . .	Platras. Potasse carbonatée.	507
Nitrate de strontiane. . .	Sulfure de strontiane. Acide nitrique.	523
Nitrate d'ammoniaque .	Ammoniaque. Acide nitrique.	527

Nitrate de manganèse. . .	Oxide noir de manganèse.		
	Acide nitrique.		
	Mélasse.	(vol. 2.)	98
Nitrate de bismuth. . .	Bismuth.		
	Acide nitrique.	(*ibid.*)	160
Nitrate de mercure. . .	Mercure.		
	Acide nitrique.	(*ibid.*)	161
Nitrate de zinc et oxide d'antimoine.	Zinc.		
	Acide nitrique.	(*ibid.*)	202
	Antimoine.		
	Acide nitrique.	(*ibid.*)	118
Nitrate de plomb . . .	Oxide rouge de plomb.		
	Acide nitrique.	(*ibid.*)	240
Nitrates d'étain et de fer.	Acide nitrique.		
	Etain.		216
	Fer.		
	Acide nitrique.		280
Nitrate de cuivre . . .	Cuivre.		
	Acide nitrique concentré.	(*ibid.*)	309
Nitrate de potasse décomposé par l'acide sulfurique	Nitrate de potasse.		
	Acide sulfurique.		517
Poudre à canon	Nitrate de potasse.		
	Soufre et charbon.		515
Analyse de la poudre à canon	Poudre à canon.		
	Potasse caustique.		516
Poudres fulminante et de fusion.	Nitrate de potasse.		
	Carbonate de potasse.		
	Soufre.		
	Sciure de bois.		
	Nitrate de potasse et soufre.		514 et 517

Oxides d'antimoine et de fer.	Antimoine.	
	Nitrate de potasse.	
	Limaille de fer. (vol. 2.)	120 et 290
Muriate de barite . . .	Sulfure de barite.	
	Acide muriatique.	542
Purification et cristallisation du muriate de soude.	Muriate de soude.	
	Carbonate de soude.	550
Muriate de strontiane. .	Sulfure de strontiane.	
	Acide muriatique.	
	Alcool.	558
Muriate d'ammoniaque.	Acide muriatique.	
	Ammoniaque.	565
Muriate oxigéné de potasse	Muriate de soude.	
	Acide sulfurique.	
	Oxide de manganèse.	
	Potasse carbonatée.	578
Muriate sur-oxigéné de mercure.	Muriate de soude.	
	Sulfate de fer.	
	Acide nitrique.	
	Mercure. (*ibid.*)	171 et 172
Muriate mercuriel doux.	Mercure.	
	Muriate sur-oxigéné de mercure. (*ibid.*)	182
Muriate d'antimoine sublimé.	Antimoine.	
	Muriate sur-oxigéné de mercure. (*ibid.*)	179
Muriate sur-oxigéné d'étain.	Etain.	
	Mercure.	
	Muriate sur-oxigéné de mercure. (*ibid.*)	221
Phosphate de soude . .	Phosphate de chaux calciné.	
	Acide sulfurique.	
	Carbonate de soude.	594

Phosphate d'ammoniaque.	Phosphate de chaux. Acide sulfurique. Ammoniaque.	588
Fluate de soude.	Fluate de chaux. Carbonate de soude.	609
Purification du borax. .	Borax impur. Chaux.	617
Carbonate de potasse . —	Tartre brut.	439
Carbonate d'ammoniaque.	Muriate d'ammoniaque. Carbonate de chaux.	636
Carbonates de magnésie et d'alumine	Sulfate de magnésie. Sulfate d'alumine. Potasse carbonatée.	647 et 653
Dissolutions de carbonate de chaux et de fer . .	Chaux. Sulfate de fer cristallisé. (vol. 2.) Potasse carbonatée. Craie. Acide sulfurique.	287 291
Carbonates de cuivre et de plomb.	Sulfate de cuivre cristallisé. Acétite de plomb cristallisé. Potasse carbonatée.	318 et 244
Arseniate de potasse. . .	Acide arsenieux. Nitrate de potasse.	(vol. 2.) 34
Arsenites de potasse et de strontiane.	Acide arsenieux. Potasse caustique. Nitrate de strontiane cristallisé	(*ibid.*)
Arsenite de cuivre verd de *Schèel*	Sulfate de cuivre. Potasse carbonatée. Acide arsenieux.	75 (*ibid.*) 4

Oxide de manganèse et potasse	Oxide de manganèse. Potasse caustique.	(vol. 2.) 99
Phosphure de chaux . .	Phosphore. Chaux.	392
Sulfures de potasse et de chaux.	Potasse caustique. Soufre. Chaux vive.	418 et 395
Sulfure hidrogéné d'ammoniaque	Muriate d'ammoniaque. Chaux et soufre.	433
Sulfures hidrogénés de strontiane et de barite.	Sulfate de strontiane. . . de barite. Charbon en poudre. Huile.	454 et 467
Sulfure d'ammoniaque hidrogéné	Sulfure de fer. Acide sulfurique. Ammoniaque.	436
Oxide d'arsenic sulfuré. .	Arsenite de potasse. Soufre.	(*ibid.*) 27
Oxide d'antimoine hidro-sulfuré ou kermès . .	Sulfure d'antimoine. Potasse caustique. Acide muriatique.	(*ibid.*) 131
Oxide d'étain sulfuré, or mussif	Etain. Mercure. Soufre. Muriate d'ammoniaque.	(*ibid.*) 226
Distillation d'une substance végétale . . .	Bois sec.	127
Analyse des cendres . .	Cendre. Acide muriatique.	(*ibid.*) 385

Acide muqueux. . . .	Gomme. Acide nitrique.	(vol. 2.)	458
Acide malique	Sucre. Acide nitrique. Acétite de plomb cristallisé. Acide sulfurique.	(*ibid.*)	428
Acide oxalique.	Sucre et acide nitrique.	(*ibid.*)	436
Acide benzoique . . .	Benjoin. Chaux. Acide muriatique.	(*ibid.*)	422
Acide tartareux. . . .	Tartrite acidule de potasse. Chaux vive. Acide sulfurique.	(*ibid.*)	450
Acide acétique	Acétite de cuivre cristallisé.	(*ib.*)	619
Acide acétique. . . .	Acétite de potasse cristallisé. Acide sulfurique.	(*ibid.*)	611
Tartrite de potasse et de soude.	Tartrite acidule de potasse. Carbonate de soude.	(*ibid.*)	448
Tartrite de potasse antimonié	Tartrite acidule de potasse. Verre d'antimoine.	(*ibid.*)	441
Acétite de potasse . . .	Acide acéteux. Potasse carbonatée.	(*ibid.*)	611
Acétite de mercure . .	Oxide rouge de mercure. Acide acéteux.	(*ibid.*)	614
Acétite de plomb . . .	Acide acéteux. Litharge.	(*ibid.*)	616
Huile d'amandes douces.	Amandes.	(*ibid.*)	475
Huiles essentielles. . .	Sauge ou thim.	(*ibid.*)	494

Savon de soude. . . .	Huile d'olive.		
	Soude du commerce.		289
	Chaux.	(vol. 2.)	489
Savon de potasse . . .	Huile d'olive.		
	Potasse du commerce.		
	Chaux.		
	Muriate de soude.		*ibid.*
Oxidation de l'huile et sa combinaison avec l'argile	Huile de lin.		
	Litharge.		
	Argile.		188
Vernis gras.	Huile de lin.		
	Litharge.		
	Résine copal.	(*ibid.*)	486
Vernis à l'alcool. . . .	Alcool.		
	Gomme lacque.		
	Succin.		
	Sang-dragon.	(*ibid.*)	603
Vernis à l'essence. . .	Huile de lin.		
	Litharge.		
	Essence de térébenthine.		
	Succin.	(*ibid.*)	480
Analyse d'une gomme résine.	Gomme gutte.		
	Alcool.	(*ibid.*)	602
Analyse de la farine. . .	Farine de froment.	(*ibid.*)	468
Fécule de pommes de terre.	Pommes de terre.	(*ibid.*)	465
Teinture en noir. . . .	Potasse en dissolution.		
	Acétite d'alumine sec.		
	Noix de galle.		
	Dissolution rapprochée d'acétite de fer.		
	Bois de Campêche.	(*ibid.*)	553

Encre.	Noix de galle, Campèche, Acétite de fer, Gomme arabique, Sulfate de cuivre, Sucre candi. (vol. 2.)	536 et 537
Bleu sur drap.	Indigo, Chaux, Sulfate de fer. (*ibid.*)	554
Teinture violette . . .	Tartrite de potasse, Alun, bois d'Inde, Potasse du commerce. (*ibid.*)	556
Teinture jaune.	Alun, gaude, Potasse blanche du commerce.	557
Teinture rouge.	Tartrite acidule de potasse, Muriate d'étain cristallisé, Cochenille.	*ibid.*
Papier jaune et bleu. .	Cucurma, Tournesol.	37
Teinture nankin. . . .	Potasse et sulfate de fer, Sulfate d'alumine. (*ibid.*)	558
Rose sur soie.	Safranum, Carbonate de soude, Suc de citron. (*ibid.*)	559
Analyse du vin. . . .	— Vin rouge. (*ibid.*)	578
Analyse du cidre. . . .	Cidre, Acétite de plomb cristallisé. (*ib.*)	572
Fermentation artificielle.	Sucre, Levure de bierre. (*ibid.*)	571
Ether sulfurique. . .	— Alcool et acide sulfurique. (*ibid.*)	586

Ether nitrique. . . .	— Alcool et acide nitrique.	(vol. 2.) 596
Distillation d'une matière animale.	Chair musculaire.	(*ibid.*) 687
Analyse du sang. . . .	— Sang frais.	(*ibid.*) 642
Prussiate de fer. . . .	Sang desséché. Potasse caustique. Sulfate d'alumine. ——— de fer. Acide muriatique.	(*ibid.*) 647
Prussiate de chaux. . .	Chaux. Prussiate de fer.	(*ibid.*) 657
Acide prussique. . . .	Prussiate de fer. Oxide rouge de mercure. Limaille de fer. Acide sulfurique.	(*ibid.*) 650
Analyse du lait. . . .	Lait. Vinaigre.	(*ibid.*) 706
Acide sachlactique . .	Sucre de lait. Acide nitrique.	(*ibid.*) 709
Analyse de la bile. . .	Bile, alcool. Acide sulfurique.	(*ibid.*) 720
Analyse de l'urine. .	— Urine.	(*ibid.*) 722
Purification et oxidation de la graisse.	Graisse de porc. Acide nitrique.	(*ibid.*) 674
Acide sébacique. . . .	Graisse. Argile de Montereau desséchée. Acide sulfurique. Acétite de plomb cristallisé.	(*ib.*) 679
Colle forte et gélatine .	Vieilles peaux, ou tendons. Pieds de veaux.	(*ibid.*) 684

Savon de laine et de graisse.	Potasse caustique. Laine. Saindoux.	(vol. 2.) 653 et 677
Analyse des os	Os frais calcinés. Acide nitrique. Potasse blanche du commerce.	(*ibid.*) 695
Muriate d'ammoniaque.	Chair musculaire. Sulfate de chaux. Muriate de soude.	(*ibid.*) 565

TABLE
GÉNÉRALE
DES MATIÈRES.

PREMIER VOLUME.

A.

Acides en général, (des) page 287; caractères génériques des acides, 288.

—— *boracique*, 368; moyen de l'obtenir par sublimation, *ibid.*; sa purification, *ibid.*; caractères et propriétés de cet acide 369; son emploi dans les arts de l'orfévre et du jouailler, 370.

—— *carbonique*, 288; procédé pour le recueillir, 289; propriétés de cet acide, 291; il est impropre à la combustion, à la respiration et à la végétation, 292 et 293; appareil pour la dissolution du gaz dans l'eau, 293; sa composition, 295.

—— *fluorique*, liquide, 365; sa préparation, *ibid.*; caractères et propriétés, 366; procédé pour graver sur le verre avec cet acide, *ibid.*; examen de la nature de l'acide fluorique, 367; emploi de vaisseaux de métal pour la préparation de cet acide, 362; appareil pour l'obtenir, 363; vases enduits de cire pour le recevoir, *ibid.*

—— *métalliques*, (des) 267; des cinq acides métalliques, 335.

—— *muriatique*, (de l') 336; sous forme de gaz, *ibid.*; procédés pour l'obtenir, *ibid*; son caractère, 337; son union avec l'eau, 338; son action sur les corps combustibles, 338 et 339; acide muriatique liquide, *ibid.*; caractères et propriétés, *ibid.*; analyse d'un mélange d'acide muriatique et d'acide sulfurique, 340.

—— *muriatique oxigéné*, (de l') 342; à l'état de gaz, 345;

appareil pour l'obtenir, *ibid.*; propriétés physiques de ce gaz, *ibid.*; à l'état liquide, 348; ses caractères, *ibid.*; emploi de cet acide pour le blanchiment, 349; pour purifier l'air, 561.

—— *nitrique*, (de l') ; sa préparation, 313 et 517; appareil, 520; ses caractères et ses propriétés, 314; action de la lumière et de l'air atmosphérique, *ibid.*; appareil pour faire de l'acide nitrique avec du gaz ammoniac et de l'oxide de manganèse, 313; acide nitrique et charbon, 318; *id.* et phosphore, 318; *id.* et soufre, 319; préparation de l'eau forte, 321; action de l'acide nitrique sur les métaux, *ibid.*; purification de cet acide, 322; son action sur l'acide sulfureux, 323.

—— *nitreux*, (de l') 332; son action sur les corps combustibles, 333; sur les oxides métalliques, 334; sur divers acides, 335.

—— *phosphorique*, (de l') ; procédés pour l'obtenir, 297; ses caractères, 298.

—— *phosphoreux*, (de l') ; procédés pour l'obtenir, 299; ses caractères, 300.

—— *sulfurique*, (de l') ; sa préparation, 301; ses caractères, 304.

—— *sulfureux*; procédés pour obtenir cet acide, 307; ses propriétés, 309.

Aggrégation, (destruction d') 129; trituration, porphyrisation et pulvérisation, *ibid.*; du tamisage, 132; du lavage, 133; de la décantation, *ibid.*; de la filtration, 134.

Agustine, (de l') ; ses caractères et ses propriétés, 385.

Air atmosphérique, (de l') 208; propriétés générales, 209; des hygromètres, 211; des vents, 212; du son, 213; propriétés chimiques de l'air, *ibid.*; eudiométrie, 214; eudiomètres, *ibid.* et suivantes; de la respiration, 218; décomposition et récomposition de l'air, 220.

Alcalis, (des) 411.

Alcali volatil concret; sa préparation, 636.
—— *volatil fluor*, 567.
Alumine, (de l') 374; substances qui la contiennent, 375; procédé pour l'obtenir pure, *ibid.*; caractères, 376; son emploi comme pièce pyrométrique, 378.
—— (borate d') 620.
—— (carbonate d') 653.
—— (fluate d') 612.
—— (muriate d') 572.
—— (nitrate d') 537.
—— (phosphate d') 602.
—— (sulfite d') 505.
Alun, (de l') 482.
Ammoniaque, (de l'); son extraction, 432; ses caractères, 434; sa décomposition, 439.
—— (borate d') 619; fluate, 610; muriate, 563; nitrate, 527; phosphate, 597; sulfite, 501; carbonate, 649.
Analyse, (méthode d') 68; difficulté d'analyse, *ibid.* et suivantes; analyse d'une eau minérale, 73 et suiv.; moyen de reconnoître dans les eaux les substances volatiles, 76 et suiv.; de l'évaporisation des eaux, 78 et suiv.; examen du résidu non soluble dans l'eau, 80; examen du résidu soluble dans l'eau, 81; l'analyse doit être confirmée par la synthèse, 85; exemple d'analyse des solides, *ibid.* et suiv.; du nombre et des propriétés des terres qui peuvent entrer dans la composition des pierres naturelles, 89 et suiv.; de l'analyse proprement dite, 92; de la fusion des pierres par la potasse, 94; analyse de la calcédoine du creuset, 107; expériences préliminaires, *ibid.*; note des préparations, opérations et résultats de l'analyse, 109 et suiv.; tables des opérations successives d'une grande analyse minérale avec la manière d'en noter les préparations et les produits, 116.

—— (diverses espèces d') 124 et suiv.
Appareils pneumato-chimiques, (description des) 191.
Aréomètres, (des) 59.
Attractions chimiques, (des) 128.
—— *d'aggrégation*, (de l') *ibid.*
—— *de composition*, 127 et suiv.; lois de l'attraction de composition, 141 et suiv.

B.

Barite, 400; substances qui constituent cette terre, 401; moyen d'obtenir la barite pure, *ibid.*; caractères et propriétés de cette terre, *ibid.*; action de la barite sur le soufre et le phosphore, *ibid.*; préparation du sulfure de barite, 402; préparation de l'hidro-sulfure de barite, *ibid.*; affinité de la barite pour l'eau, 403; action des acides sur la barite, 406; combinaison de la barite avec quelques substances terreuses, et principalement avec l'alumine, 404 et 405; grand usage de la barite en chimie, 406.
—— (borate de) 614.
—— (carbonate de) 628.
—— (fluate de) 607.
—— (phosphate de) 533; préparation de ce sel, *ibid.*; ses propriétés, 584; action des acides sur le phosphate de barite, *ibid.*; ce sel est décomposé par le sulfate de barite et les carbonates alcalins, *ibid.*
—— (muriate de) 542.
—— (muriate sur-oxigéné de) 577.
—— (nitrate de) 506.
—— (sulfite de) 493.
Bases salifiables combinées avec les corps brûlés, 441.
boissellerie, 23.
Borates, (des) 613.
—— *d'alumine*, 620.

—— *d'ammoniaque*, 619; manière de l'obtenir, *ibid.*; ses propriétés, 620.
—— *de barite*, 614; préparation et propriétés de ce sel, *ibid.*; il est décomposé par les acides, les alcalis et plusieurs sels, *ibid.*
—— *de chaux*, 613; préparation et propriétés de ce sel, *ibid.*; sa décomposition à l'aide de la chaleur, *ibid.*
—— *de magnésie*, 615; préparation et propriétés de ce sel, *ibid*; action des alcalis et des acides, borate magnésio-calcaire, 614 et 615.
—— *de potasse*, 615; ses propriétés, 615 et 616; décomposé par la barite, la chaux et les acides, 616.
—— *de silice*, 620.
—— *de strontiane*, 615.
—— *sur-saturé de soude* ou *borax*, 616; divers états de ce sel, *ibid.*; manière de le purifier, 617; ses propriétés, 617 et 618; le borax employé comme fondant pour les essais au chalumeau, 618; diverses combinaison de ce sel, 618 et 619; décomposition par quelques alcalis et par les acides, l'acide carbonique excepté, 619.
—— *de glucine*, 620.
—— *de zircone*, *ibid.*
Borax, (du) 616 et suiv.
Bougies phosphoriques, 257.
Briquet physique, *ibid.*

C.

Carbonates, (des) 621; manière de les préparer, 621 et 622; description détaillée de l'appareil de *Welther* pour la préparation de ces sels, 622 et suiv.
—— *d'ammoniaque*, 649; divers procédés pour l'obtenir, 650; caractères et propriétés, 650 et 651; manière d'obtenir

ce sel bien cristallisé, 651 ; action de plusieurs acides et des substances terreuses et alcalines sur le carbonate d'ammoniaque, 652 ; usage de ce sel en médecine, *ibid.*

—— *de barite*, 628 ; carbonate de barite natif, *ibid.* ; son caractère et ses propriétés, 629 ; carbonate de barite artificiel, *ibid.* ; différence entre le carbonate de natif et l'artificiel, *ibid.* ; action du charbon sur le carbonate de barite à l'aide [illegible], 630 ; phénomène résultant du mélange de carbonate artificiel avec l'artificiel, *ibid.*

—— *de chaux*, 623 ; matières calcaires à l'état de carbonate, *ibid.* ; expériences sur le spath calcaire pour établir les propriétés du carbonate de chaux, *ibid.* ; action du feu sur cette substance, 623 ; propriétés du carbonate calcaire, 634 et suiv. ; action des alcalis sur ce sel, 635 ; il est décomposé par les acides, *ibid.* ; décomposition du muriate d'ammoniaque par le carbonate de chaux, il en résulte du carbonate d'ammoniaque ou alcali volatil concret, 636 et 637.

—— *de glucine*, 652 ; sa préparation, ses caractère et propriétés ; 652 et 653.

—— *de magnésie*, 646 ; sa préparation, 647 et 648 ; caractère et propriétés, 648 ; action de quelques acides et de diverses substances terreuses et alcalines sur le carbonate de magnésie, 649.

—— *de potasse*, 637 ; préparation, 637 et 638 ; caractères et propriétés, 638 et 639 ; action de l'eau sur ce sel, 639 et 640 ; il est décomposé par tous les acides 640 ; sa décomposition par la barite, la strontiane et la chaux, 640 ; combinaison du carbonate de potasse avec le nitrate ou le muriate de barite, 641 ; combinaison de ce carbonate avec les sels magnésiens, *ibid.*

—— *de soude*, 642 ; état naturel de ce sel, *ibid.* ; extraction de la soude des plantes marines par la combustion, 643 ;

moyen pour l'obtenir pure, *ibid.*; caractères du carbonate de soude, 643 et 844; action du feu, de l'air et de l'eau sur ce sel, 644; appareil pour le décomposer par le phosphore, 644 et 645; action de plusieurs substances terreuses et alcalines et des acides sur ce sel, 645; le carbonate de soude décompose les sels calcaires magnésiens et alumineux, 846; son usage dans les arts, *ibid.*

—— *de strontiane*, 630; état naturel de ce sel, *ibid.*; caractère et propriétés, *ibid.*; décomposition par le charbon à l'aide du calorique, 631; préparation du carbonate de strontiane artificiel, *ibid.*

—— *de zircone*, 650; préparation et propriétés de ce sel, 553 et 654.

Carbone pur ou *diamant*, (du); de l'oxidule de carbone et de l'oxide de carbone, 231; propriétés chimiques du diamant, *ibid.*; expériences faites sur le diamant, et conséquences que l'on a tirées de sa combustion, 232; substances qui sont dans un état intermédiaire entre le diamant et le charbon, 234; la combustion du diamant exige trois températures différentes, *ibid.*; expérience tendante à démontrer que le charbon est l'oxide de carbone, 236; formation de l'acier par la combinaison du diamant et du fer, 238; de l'oxide de carbone, *ibid.*; cinq espèces d'oxides de carbone, *ibid.*; moyen d'obtenir l'oxide de carbone par la distillation des substances animales et végétales, *ibid.*; appareil pour l'obtenir par la décomposition de l'acide carbonique, 239; gaz acide carbonique provenant de la combustion de l'oxide de carbone dans l'oxigène, 240; affinité du charbon pour l'air atmosphérique, *ibid.*; gaz hidrogène carboné, *ibid.*; extraction de ce gaz de toutes les distillations de substances végétales ou animales, *ibid.*; appareil pour l'obtenir de l'alcool, 241; gaz carboneux ou

oxide de carbone, 242 ; appareil pour obtenir ce gaz, 243 ; propriétés de l'oxide de carbone, 245 et suiv. ; applications de ces propriétés.

Calcination, 31.

Calorique, (du) 160 ; phénomènes du calorique divisé en neuf classes, 161 ; des thermomètres, 162 ; construction des thermomètres, 163 ; pyromètres de *Wedgwood*, *ibid.* ; table des degrés de chaleur du pyromètre de *Wedgwood* comparés aux autres échelles thermométriques, 166, action du calorique tendante à détruire l'agrégation, et à favoriser la combinaison, 168 ; augmentation ou diminution de volume des corps par l'action du calorique, 168 ; métaux plus aisément fusibles par leur alliage à d'autres substances, 170 ; manière d'augmenter l'action ou les effets d'un même feu, 171, moyen de diminuer l'action du feu, 170 ; du refroidissement et de ses effets, 173 ; idée exacte de la chaleur et du froid, 174 ; tout corps de dessus lequel un fluide s'évapore se refroidit, 176 ; production de la lumière, *ibid.* ; du calorique dégagé des corps et passant dans un autre corps ou capacité de chaleur, 177 ; capacité pour le calorique, *ibid.* ; moyen de déterminer les capacités, 178 et suiv. ; calorimètre de *Lavoisier* et *Laplace*, 180 ; le calorimètre mis en expérience, 181 et suiv. ; de la chaleur comme agent chimique, 183 ; instrumens employés pour appliquer le feu aux substances, *ibid.* ; fourneau évaporatoire, de réverbère, de forge, 183 et 184 ; description du fourneau de forge à trois vents du C. *Guyton*, 185 ; fourneau Macquer ou de coupelle, *ibid.* ; autres instrumens nécessaires dans les laboratoires, 186 ; des alambics ou des cornues, *ibid.* ; des luts et de leur préparation, 187 ; de la coupelle, 190.

Caractères chimiques, (des) 119 ; table des caractères chimiques, 117 et 120.

Cémentation, 32.

Chalumeau, (du) 45; manière de se servir du chalumeau, 47; de la grosseur de la flamme, 48; des supports, 50; des flux, 51; des précautions à prendre dans l'examen du corps à la flamme du chalumeau, 52; tables de diverses substances qui présentent des phénomènes particuliers traitées au chalumeau, 53 et suiv.

Chaux, (de la) 390; substances qui contiennent de la chaux, 390; chaux pure obtenue avec de la craie, *ibid.*; chaux pure extraite des coquilles d'huîtres, 390 et 391; chaux pure obtenue du carbonate de chaux natif, 391; caractères et propriétés de la chaux, 391 et 392; mélange de chaux et de phosphure, phosphure formé, 392 et 393; caractères et propriétés de ce phosphure, 393; formation d'un phosphate calcaire, 394; combinaison de soufre et chaux ou sulfure de chaux, 395; préparation de ce sulfure, *ibid.*; préparation par la voie humide; il en résulte un sulfure hidrogéné de chaux, *ibid.*; emploi de ce sulfure dans le blanchiment des toiles, 395 et 396; chaux et hidrogène sulfuré, il en résulte un hidro-sulfure, 396; action de l'eau sur la chaux, 397; lait et eau de chaux, 397 et 398; caractères et propriétés de l'eau de chaux, 398; analyse d'un mélange de chaux d'alumine et d'oxide de fer, 399 et 400; emploi de la chaux dans les arts, 400.

—— (procédé pour la fabrication de la) 633.

—— (borate de) 613.

—— (carbonate de) 632.

—— (fluate de) 605.

—— (muriate de) 559.

—— (nitrate de) 525.

—— (phosphate acide de) 587.

—— (phosphate de) 585.

—— (sulfite de) 494.
Chimie, (définion de la) 123.
—— (origine, progrès et utilité de la) 5 et suiv.; termes usités en chimie, 31.
Cémentation, 32.
Cohobation, *ibid.*
Combustion, *ibid.*
—— (des principes de la) 205.
Concentration, 32.
Coupellation, *ibid.*
Corps combustibles en général, (des) 55.
Cornues, (des) 18, 19 et 186.
Creusets, 20 et suiv.
Cristallisation, 32.
Cristallographie, (de la) 441; des phénomènes de la cristallisation, 441 et suiv.; structure de la cristallisation, 445; modifications des figures des cristaux, 446 et suiv.; lois y relatives, 447 et suiv.

D.

Décoction, 32.
Dessiccation, 33.
Détonnation, *ibid.*
Diamant, (du) voyez carbone pur, 231.
Digestion, 33.
Dissolution, *ibid.*
Distillation, *ibid.*

E.

Eau ou *oxide d'hidrogène*, (de l') 270; l'eau est solide, liquide ou gazeuse, *ibid.*; de la glace, 271; de l'eau à l'état liquide, 274; propriétés générales de l'eau, 275; de l'eau à l'état de gaz, 276; eau distillée, 278; eau et gaz oxi-

gène, *ibid.*; eau et air atmosphérique, *ibid.*; propriétés chimiques de l'eau, 279; dissolubilité de l'eau dans l'air et sa précipitation, 279; des hygromètres, *ibid.*; hygromètre de *Saussure*, 280; la présence de l'air dans l'eau reconnue par le moyen de l'acide sulfurique, 283; action de l'eau sur les métaux, *ibid.*; décomposition de l'eau, 284; recomposition de l'eau, 286.

—— *de chaux*, 398.

—— *forte*, 321.

—— *mères du salpêtre*, 309.

Effervescence, 33.

Evaporation, *ibid.*

Exsiccation, *ibid.*

Extraction, 34.

F.

Fermentation, 34.

Fluates (des), 605; leurs propriétés, *ibid.*

—— *d'alumine*, 612.

—— *d'ammoniaque*, 610; préparation et propriétés de ce sel, 610 et 611; substances qui le décomposent, 611.

—— *de barite*, 607; sa préparation, *ibid.*

—— *de chaux*, 605; des diverses espèces de fluate de chaux, *ibid.*; propriétés de ce sel, 606; décomposé par quelques acides, 606 et 607, point d'attraction de la part des substances terreuses, 607; les alcalis à l'état de carbonates le décomposent, *ibid.*

—— *de glucine*, 612.

—— *de magnésie*, 611; propriétés, *ibid.*; sel triple formé par la décomposition de ce sel par l'ammoniaque, 612.

—— *de potasse*, 608; préparation de ce sel, 608 et 609; action des acides sur ce fluate, 609; substances qui le décomposent, *ibid.*

—— *de silice*, 613.
—— *de soude*, 609; préparation et propriétés, 609 et 610; substances qui le décomposent, 610.
—— *de strontiane*, 608.
—— *de zircone*, 612.
Fourneaux (des), 20 et 183.
Fulmination, 34.
Fusion, *ibid.*

G.

Gadolinite (de la), 382; caractère de cette terre, *ibid.*; résultat de ses diverses combinaisons, 383; ses propriétés, 383 et 384; ses combinaisons avec les acides, 384.
Gaz (de la nomenclature des), 190; définition du mot gaz, 191; moyens généraux d'obtenir le gaz, 192; extraction de gaz par le feu ou les acides, *ibid.*; manière de faire passer les gaz d'un vaisseau dans un autre, 193, du gazomètre, *ibid.*; manière de séparer les unes des autres, les différentes espèces de gaz, 149 et suiv.
—— *oxigène* (du) 197, substances employées pour obtenir ce gaz, 198; extraction de ce gaz du muriate sur-oxigéné de potasse, *ibid.*; son extraction de l'oxide de manganèse, 199; appareil pour l'obtenir des feuilles, des plantes, 200; propriétés générales du gaz oxigène, *ibid.*, son influence sur la respiration, *ibid.*; il est seul propre à la combustion, 202; expériences qui lui assurent cette propriété, 202 et suiv.; des principes de la combustion, 205; dans toute combustion il y a absorption de la base du gaz oxigène, *ibid.*; le résidu de la combustion est toujours plus pesant que n'étoit le corps avant d'être brûlé, *ibid.*; dans toute combinaison il y a dégagement de calorique et de lumière, 206; action de l'oxigène sur les végétaux, 207.
—— *acide carbonique*, 293 et suiv.

—— *acide fluorique*, 363; caractère et propriétés de ce gaz, 364.
—— *acide muriatique* (du), voyez acide muriatique, 336 et suiv.
—— *acide nitreux* (du) 324; manière de l'obtenir, 333; cristallisation de l'acide sulfurique par le gaz nitreux, 334.
—— *ammoniac* (du), 432; procédé pour obtenir ce gaz, *ibid.*; ses caractères et ses propriétés, *ibid.*; il est décomposé par le gaz oxigène ainsi que par l'oxide de carbone, 433.
—— *azote* (du), 222; divers moyens d'obtenir ce gaz, 222 et suiv.; caractères de ce gaz, 224; mélange de gaz azote et de gaz oxigène, il en résulte de l'air atmosphérique, 225; acide nitrique formé par un mélange de gaz azote et de gaz oxigène exposé à l'étincelle électrique, 225.
Gaz obtenu du nitrate d'ammoniaque, 528.
—— *hidrogène*, 226; appareil pour l'obtenir par la décomposition de l'eau, *ibid.*; procédé par l'acide sulfurique ou muriatique et la limaille de fer ou de zinc, 227; on l'obtient aussi de la distillation des matières animales et végétales en putréfaction, *ibid.*; expériences qui caractérisent ce gaz, *ibid.*; gaz hidrogène en contact avec l'air atmosphérique, 228; expériences sur l'inflammation du gaz hidrogène, *ibid.*; gaz hidrogène mêlé avec l'air atmosphérique, 229; phénomène produit par le mélange du gaz hidrogène et du gaz oxigène, *ibid.*; expérience qui constate que le gaz hidrogène est impropre à la respiration, 230; formation de l'ammoniaque par un mélange proportionné de ce gaz et de gaz azote, *ibid.*
—— *hidrogène carboné*, 240.
—— *oxide de carbone*, 242.
—— *hidrogène phophoré*, 255.
—— *hidrogène sulfuré*, 263.

—— *oxigène*, provenant de la distillation du muriate sur-oxigéné de potasse, 580.
—— *oxide d'azote*, 324; appareil pour l'obtenir, 325; caractères et propriétés, 326; action du calorique sur ce gaz, 326 et suiv.; absorption du gaz oxigène par le gaz oxide d'azote, 328; action de ce gaz sur l'air atmosphérique, 329; emploi du gaz oxide d'azote très-pur comme base des eudiomètres, *ibid.*; inflammation du pyrophore, du charbon, du soufre et du phosphore par le gaz oxide d'azote; phénomènes qui en résultent, 329 et 330; décomposition de l'acide nitreux par l'eau, la potasse et le mercure au moyen de l'étincelle électrique, et par le sulfure hidrogéné d'alcali, 331; combinaison du gaz oxide d'azote avec l'acide nitrique, *ibid.*; appareil et résultat de cette combinaison, 332.
Glucine, 379; procédé pour l'obtenir, *ibid.*; caractères et propriétés de cette terre, 380 et 381.
—— (borate de), 620.
—— (carbonate de), 652.
—— (fluate de), 612.
—— (muriate de), 572.
—— (nitrate de), 537.
—— (phosphate de), 62.
—— (sulfite de), 504.
Graduation, 34.
Gravimètre (du), 61.
Grillage, 36.

I.

Incinération, 34.
Infusion, *ibid.*
Instrumens en marbre, 21; en fer, 22.

L.

Laboratoire de chimie (description d'un), 15, portatif du C. *Guyton*, 24.
—— *économique* (explication des figures du), 26.
Liquation, 35.
Lixiviation, *ibid.*
Lumière (de la), 157; ses propriétés physiques, *ibid.*; propriétés chimiques, 158; ses effets sur les acides, *ibid.*; sur les oxides métalliques, *ibid.*; sur le végétal, 159.
Luts (des) 187.

M.

Macération, 36.
Magnésie (carbonate de), 646.
——, 387; son état naturel, *ibid.*; procédé pour l'obtenir pure, *ibid.*; carrctère et propriétés, 388; son emploi dans la médecine, 389.
—— (borate de), 615.
—— (fluate de), 611.
—— (muriate de), 569.
—— (nitrate de), 533.
—— (phosphate de), 600.
—— (sulfite de); 503.
Métaux en général (des), 266; des oxides métalliques, 267, des acides métalliques, *ibid.*; propriétés générales des métaux, 269; des oxides en général, *ibid.*
Muriates (des), 542; caractère et propriété générique, *ibid.*
—— *d'alumine*, 572; préparation, caractère et propriétés, 572 et 573; décomposé par quelques oxides métalliques, par les bases, les alcalis et plusieurs acides, 573.
—— *de barite*, 542; préparation, 542 et 543; caractère et pro-

priétés, 543; décomposables par plusieurs acides, *ibid.*; sa décomposition par l'acide nitrique, 544; les bases et alcalis n'ont point d'action sur ce sel, *ibid.*; les sulfates sulfites et nitrates le décomposent, *ibid.*; le muriate de barite est un réactif, 545.

—— *d'ammoniaque*, 563; son état naturel, *ibid.*; sa préparation, 563 et suiv.; caractère de ce sel, 665; sa purification, 566; ses propriétés, *ibid.*; décomposition de ce muriate par la chaux pour obtenir l'ammoniaque, 567 et suiv.; le muriate d'ammoniaque décomposé par quelques alcalis et sels, 568; son utilité dans les arts, en chimie et en médecine, *ibid.*

—— *ammoniaco magnésien*, 571; manière de le préparer, caractère et propriétés de ce sel triple, *ibid.*

—— *de chaux*, 559; sa préparation, *ibid.*; son caractère, 559; action du feu sur ce sel, 559; son emploi comme hygromètre, 560; froid artificiel produit par le muriate de chaux, 561; action des acides sur ce sel, 561 et 562; sa décomposition par quelques bases et alcalis, et par certains sels, 562.

—— *de glucine*, 572; ses caractères et propriétés, *ibid.*

—— *de magnésie*, 569; sa préparation, *ibid.*; caractère et propriétés, *ibid.*; sa décomposition par les acides, 569 et 570; il est aussi décomposé par quelques bases et par les alcalis, 570; ce sel décompose les sulfates et les nitrates à base d'alcalis fixes et d'ammoniaque, 570.

—— *de potasse*, 546; moyen d'obtenir ce sel très-pur, ses caractères et propriétés, *ibid.*; action des acides sur ce sel, *ibid.*; bases, alcalis et sels qui le décomposent, *ibid.*

—— *de silice* (préparation du), 577, ses propriétés, *ibid.*

—— *de soude*, 547; son état naturel, *ibid.*; moyen d'extraire

ce sel, 548 et 549; sa purification, 550; caractère de ce sel, *ibid.*; action du calorique sur ce muriate, 551; sa dissolubilité dans l'eau, *ibid.*; muriate de soude et acide sulfurique, sulfate de soude formé, 552; préparation de l'acide muriatique, 552 et suiv.; décomposition du muriate de soude par l'acide nitrique, 554; action des autres acides sur ce sel, 555; il est décomposé par quelques bases et alcalis, 556; décomposition du muriate de soude par un oxide de plomb, 556 et 557; sels qui le décomposent, 557; utilité du muriate de soude dans les arts et dans les opération domestiques, 558.

—— *de strontiane*, 558; sa préparation, *ibid.*; ses propriétés, *ibid.*; décomposition de ce sel par les acides, les bases et par d'autres sels, 558 et 559.

Muriates sur-oxigénés (des), 577.

—— *sur-oxigéné de barite*, *ibid.*

—— *de potasse*, *ibid.*; sa préparation, 578 et 579; caractère et propriétés, 580; ce sel distillé donne du gaz oxigène très-pur, *ibid.*; phénomènes de détonnations résultant du mélange de ce muriate avec divers acides, matières combustibles, substances et préparations métalliques, ainsi qu'avec beaucoup de matières végétales et animales, 581; action du muriate sur-oxigéné de potasse, sur les sulfites et phosphites, 582.

—— *de zircone*, 574; sa préparation, caractère et propriétés de ce sel, 574 et 575; les substances terreuses et les alcalis décomposent le muriate de zircone, 575; action des acides sur ce sel, 576.

N.

Nitrates (des), 505; caractères et propriétés des nitrates, *ibid.*

—— *d'alumine*, 537; action du calorique sur ce sel, *ibid.*;

il est décomposé par l'acide sulfurique, les bases et les alcalis, 537 et 538 ; ce sel précipite les teintures de couleurs végétales, 538.

—— *d'ammoniaque*, 527 ; sa préparation 527 et 528 ; gaz obtenu de la calcination de ce sel, 528 ; ses caractères et propriétés, *ibid.* ; phénomènes de l'inflammation de ce nitrate, 528 et 529 ; gaz résultant de la décomposition du nitrate d'ammoniaque, 529 ; propriétés et analyse de ce gaz, 530 et 531 ; nitrate d'ammoniaque, soufre et charbon, 531 ; action des acides sur ce sel, 531 et suiv. ; préparation avec le nitrate d'ammoniaque et l'acide muriatique d'une liqueur propre à dissoudre l'or, 532 ; bases et alcalis qui décomposent le nitrate d'ammoniaque, 532.

—— *ammoniaco-magnésien*, 535 ; sa préparation, ses caractères et propriétés, *ibid.* ; sa décomposition par les bases et les alcalis, 536.

—— *de barite*, 506 ; préparation, *ibid.* ; propriétés, *ibid.* ; action de plusieurs substances sur ce sel, *ibid.*

—— *de barite*, (résultant de la décomposition du sulfate de barite par l'oxide de carbone), 455.

—— *de chaux*, 525 ; préparation, caractères et propriétés de ce sel 526 ; il est décomposé par le charbon, *ibid.* ; action de l'acide sulfurique sur ce nitrate, 527 ; bases et alcalis qui le décomposent, *ibid.*

—— *de glucine*, 536 ; son caractère et ses propriétés, *ibid.* ; action sur ce sel de la part du calorique, de l'acide sulfurique et de quelques autres substances, 536 et 537.

—— *de magnésie*, 533 ; sa préparation, ses caractères et propriétés, *ibid* ; action du calorique sur ce nitrate, *ibid.* ; il est décomposé par les acides sulfurique et muriatique, 534 ; bases et alcalis qui le décomposent, 534 et 535.

—— *de potasse*, 507 ; terres qui la contiennent, *ibid.* ; moyen

d'extraire ce sel, 507 et suiv.; préparation du nitrate de potasse pur, 511 et suiv.; action du calorique sur ce sel, 512, nitrate de potasse et soufre, 512 et 513; préparation du nitre fixé par le charbon, 513; décomposition du nitrate de potasse par le charbon dans des vaisseaux clos, 514; poudre fulminante, 514 et 515; combinaison de nitrate de potasse avec le charbon et le soufre, elle produit la poudre à canon, 515; nitrate de potasse et acide sulfurique; acide nitrique formé, 517; décomposition du nitrate de potasse par l'acide muriatique, 519.

—— *de soude*, 521; sa préparation, son caractère et ses propriétés, *ibid.*; il est décomposé par les combustibles, 522; action des acides sur ce sel, *ibid.*; nitrate de soude et sable, on en forme du verre, 523.

—— *de strontiane*, 523; préparation, *ibid.*; caractère et propriétés, 524; action du calorique sur ce sel, *ibid.*; quelques acides le décomposent, 525; son action sur les corps combustibles, *ibid.*

—— *de zircone*, 538; son caractère et ses propriétés, 539; substances et bases qui le décomposent, *ibid.*

Nitrites (des), 539; de leurs propriétés, *ibid.*; de la préparation des nitrites en général, 540; manière de préparer le nitrite de potasse 540 et 541.

—— *de potasse*, 512.

O.

Outils en fer, 32.

Oxides métalliques (des), 267.

Oxides en général (des), 269

Oxide de carbone (de l'), 235.

Oxidule de carbone, *ibid.*

Oxidation, 36.

P.

Pesanteur spécifique (de la), 57; loi relativement à la pesanteur spécifique des corps, 58; aréomètres, 59; gravimètre de Guyton, 61; usage du gravimètre, 62; explication des figures, 63; de la mesure des gaz, 64; manière de graduer les cloches, 66 et suiv.

Phosphates (des), 583.

—— *acide de chaux* (préparation du), 587; calcination des os qui le contiennent, *ibid.*; séparation de l'acide phosphorique par l'intermède de l'acide sulfurique, 588 et 589; de l'évaporation des liqueurs acides et de leur mélange avec la poudre de charbon, 590; de la distillation du phosphore, 591 et 592; phosphate acide de chaux obtenu, 592; propriétés de ce sel, 592 et 593.

—— *d'alumine*, 602; sa préparation et ses propriétés, *ibid.*

—— *d'ammoniaque*, 597; manière de préparer ce sel, *ibid.*, ses propriétés, 598; décomposition du phosphate d'ammoniaque par le charbon, 598 et 599; action des acides et des alcalis sur ce sel, 599; sel triple résultant de sa combinaison avec le phosphate de soude, *ibid.*; il est employé comme fondant pour les essais au chalumeau, 600.

—— *calcaire*, 585; sa préparation, 586; action du calorique sur ce sel, *ibid.*; sa décomposition par la barite, la strontiane et les acides, *ibid.*; usage du phosphate de chaux dans les arts, 593.

—— *de glucine*, 602; sa préparation et ses propriétés, *ibid.*

—— *de magnésie*, 600; moyen de l'obtenir promptement sous forme de cristaux, *ibid.*; ses propriétés, 601; substances qui le décomposent *ibid.*; la combinaison de ce sel avec le phosphate d'ammoniaque donne un sel triple, *ibid.*

—— *de potasse*, 593; sa préparation, ses propriétés, 593 et 594; action de ce sel sur diverses substances, 594.

—— *de silice*, 603.
—— *de strontiane*, 585; préparation, propriété, action des acides sur ce sel, 585.
—— *de zircone*, 603.
Phosphites (des), 603; préparation des phosphites, 604; leurs propriétés, *ibid.*; phénomènes qu'ils présentent et qui les distinguent des phosphates, *ibid.*
Phosphore (du), 248; appareil pour obtenir le phosphore, *ibid.*; appareil pour le mouler en bâtons cylindriques, 248 et suiv.; diverses préparations du phosphore, 249 et suiv.; eudiomètre phosphorique de *Berthollet*, 252; eudiomètre de *Séguin*, 253; combustion du phosphore dans le gaz oxigène, *ibid.*; acide phosphorique provenant de cette combustion, 254; appareil de *Pelletier*, pour obtenir l'acide phosphoreux, *ibid.*; gaz hidrogène phosphoré, 255; appareil pour l'obtenir, *ibid.*; propriétés de ce gaz, 256; bougies phosphoriques, 257; briquet physique, *ibid.*
Phosphure de barite, 408.
—— *de chaux*, 392 et suiv.
Plâtre pour les bâtimens (du), 470.
Poids (explication des nouveaux), 12 et suiv.
Porcelaine, 23.
Potasse (de la), 411; préparation de cette substance *ibid.*; procédé pour obtenir la potasse caustique, 412 et 413; moyen de purifier la potasse, 414 et 415; caractère de la potasse pure, 415; gaz hidrogène phosphoré obtenu par le moyen de l'eau, de la potasse et du phosphore, 416; combinaison de la potasse avec le soufre ou sulfure de potasse, 417; caractères de ce sulfure, 418; propriétés des sulfures et hidro-sulfures alcalins et terreux, 418 et suiv.; action de diverses substances sur ces sulfures et hidro-sulfures, 420 et suiv.; affinité de la potasse pour

l'eau, 423; formation du verre par la combinaison de la potasse et de la silice, *ibid.*; de l'emploi proportionné de la potasse dans la composition des différentes espèces de verre, 424 et suiv.; avantages que retirent les arts et la médecine de l'usage de la potasse, 428.

—— (borate de), 615.

—— (carbonate de), 637.

—— (fluate de), 608.

—— (muriate de), 546.

—— (muriate sur-oxigéné de), 577.

—— (nitrate de), 507.

—— (nitrite de), 540 et 541.

—— (phosphate de), 593.

—— (sulfate de), 495.

Poudre fulminante, 514 et 515.

—— *à canon*, 515; sa préparation, 515 et 516; phénomène de l'inflammation de cette poudre, 516; analyse de la poudre à canon, 516 et 517.

—— *de fusion*, 517; préparation de cette poudre, *ibid.*

Précipitation, 36.

Pyrophore (du), 486; sa préparation, 487 et suiv.; propriétés de cette substance inflammable, 487; phénomène résultant de la combustion du pyrophore, 487 et 488.

R.

Réactifs (des), 36.

—— *principaux*, 37 et suiv.

Rectification, 36.

Réduction, 36.

S.

Salpêtre (du), 507; extraction de ce sel des terres salpêtrées, *ibid.*; lessive de ces terres, 507 et 508; cuite et produit de la cuite, 508 et 509.

Salpêtre obtenu, 510; raffinage du salpêtre, 510 et 511.
Sel de Glauber, 462.
Silice, 372; procédé pour l'obtenir pure, 372 et 373; pierres qui contiennent la silice en quantité, 373 et 374; caractère de la silice pure et ses propriétés, 374.
—— (borate de), 620.
—— (fluate de), 613.
—— (muriate de), 577.
—— (phosphate de), 603.
Soude pure (de la), 428; caractère de la soude, *ibid.*; extraction de la soude des substances qui la contiennent, 429; propriétés de la soude, *ibid.*; du sulfure et de l'hidro-sulfure de soude, *ibid.*; caractère et propriétés de cet hidro-sulfure, 430; emploi de la soude dans la fabrication du verre, *ibid.*; utilité de la soude dans les arts, *ibid.*; méthode pour blanchir par la vapeur au moyen de la soude caustique, 431.
—— (carbonate de), 642.
—— (fluate de), 609.
—— (muriate de), 548.
—— (nitrate de), 521.
—— (phosphate de). 594, manière de préparer ce sel, 594 et suiv.; caractère et propriétés, 596; il est employé comme fondant pour les essais au chalumeau, *ibid.*; son action sur quelques substances alcalines et sur la plupart des sels métalliques, 597; son usage dans la médecine, *ibid.*
—— (sulfite de) 497.
Soufre (du) 258; variétés, couleurs du soufre, transparence, 258; purification ordinaire du soufre, 259; mèches soufrées, *ibid.*; caractères et propriétés du soufre, 260; action du calorique sur le soufre, *ibid.*; purification du soufre par sublimation, *ibid.*; sa cristallisation par re-

froidissement, 261 ; combustion lente du soufre, 262 ; combustion rapide, 263 ; gaz hidrogène sulfuré, manière de préparer ce gaz, *ibid.* ; ses caractères, 264 ; combinaison du phospore avec le soufre, 265.

Stratification, 36.

Strontiane, 406 ; état naturel de cette terre, *ibid.* ; moyen de l'obtenir pure, 406 et 407 ; caractère de cette terre, 407 ; combinaison avec plusieurs corps combustibles, 408 ; quelques propriétés de cette terre, *ibid.* ; action de la strontiane sur la silice et l'alumine, 408 et 409 ; caractères qui la distinguent de la barite, 410.

—— (borate de), 615.

—— (carbonate de), 630.

—— (fluate de), 608.

—— (muriate de), 558.

—— (nitrate de), 523.

—— (phosphate de), 585.

—— (sulfite de), 501.

Sublimation, 36.

Substances terreuses, 370 et 371.

Sulfates (propriétés générales des), 453.

—— *acide d'alumine de potasse ou d'ammoniaque, ou alun*, 482 ; variétés de ce sel, *ibid.* ; divers procédés pour sa préparation, 483 et suiv. caractère et propriétés de l'alun, 485 et suiv. ; décomposition de ce sel par les matières animales et végétales, il en résulte un sulfure appelé pyrophore, 486 et suiv. ; caractère de ce sulfure, 487 et 488 ; bases, alcalis et sels qui décomposent l'alun, 489.

—— *d'alumine* (des diverses espèces de), 480 ; manière de l'obtenir, 481 ; divers états de la combinaison de l'alumine avec l'acide sulfurique et autres substances 481 et 482.

Sulfate acide de potasse, 461 manière de le préparer, *ibid.*; ses caractères et propriétés, *ibid.*

—— *d'ammoniaque*, 471; préparation de ce sel, 472; caractères et propriétés, 472 et suiv.; préparation du sulfate acide d'ammoniaque, 473; ses caractères, *ibid.*; le sulfate d'ammoniaque n'est pas décomposé par les combustibles, 473, et 474; sa décomposition par quelques bases et sels, 475.

—— *ammoniaco-magnésien*, 478; préparation, *ibid.*; caractères et propriétés, 479.

—— *de barite*, 453; son caractère, 454; décomposition du sulfate de barite par le charbon, sulfure de barite, nitrate de barite, 454 et 455; préparation du phosphore de Bologne avec le sulfate de barite; propriétés du sulfate de barite, 457.

—— *de chaux*, 668.; caractère de ce sel, 468 et 469; sa décomposition par le charbon, sulfure de chaux, *ibid.*; préparation de l'hidro-sulfure de chaux, *ibid.*; substances qui décomposent le sulfate de chaux, 471.

—— *de glucine*, 479; ses caractères et propriétés, 480; il est décomposé par un grand nombre de sels, *ibid.*

—— *de magnésie*, 475; son caractère, 476; décomposition de ce sel par le charbon, sulfure de magnésie, 476 et 477; action de l'acide sulfurique sur le sulfate de magnésie, 477; action de l'ammoniaque sur ce sulfate, il en résulte un sel triple, *ibid.*; bases et sels qui décomposent le sulfate de magnésie, 478.

—— *de potasse*, 457; diverses préparations, 458; caractère et propriétés, 459; combinaison avec d'autres substances, 460; il est décomposé par quelques acides et bases terreuses, *ibid.*

—— *de strontiane*, 467; caractères et propriétés, *ibid.*; décomposé par le charbon, sulfure de strontiane, *ibid.*;

strontiane pure provenant de la décomposition du nitrate de strontiane, 468; le sulfate de strontiane est décomposé par plusieurs bases et sels, *ibid.*

Sulfate de soude, 462; moyen de l'obtenir pur, 462 et 463; ses caractères et propriétés, 463 et 464; décomposé par le charbon, sulfure de soude formé, 464; ce sulfure décomposé par l'acide carbonique donne la soude pure, *ibid.*; moyen de retirer la soude du sulfate, 465 et 466; action du sulfate de soude sur l'eau, 465; décomposition de ce sulfate par la barite et quelques sels, 465 et 466.

—— *de zircone*, 489; caractère et propriétés de ce sel, 489 et 490.

Sulfites (des), 490; appareil pour les préparer, 491 et 492; propriétés génériques des sulfites, 492 et 493.

—— *d'ammoniaque*, 501; sa préparation, ses caractères et propriétés, 501 et 502; action de diverses substances sur ce sel, 502.

—— *ammoniaco-magnésien*, (ce sel n'est pas bien connu.)

—— *d'alumine*, 505; sa préparation, son caractère et ses propriétés, *ibid.*

—— *de barite*, 493; préparation de ce sel, ses caractères et propropriétés, 493 et 494.

—— *de chaux*, 494; sa préparation, *ibid.*; ses propriétés, 494; et 495.

—— *de glucine*, 504; (ce sel est inconnu.)

—— *de magnésie*, 503; préparation, *ibid.*; caractère et propriétés, 503 et 504; action de diverses substances sur ce sel, 504.

—— *de potasse*, 495; préparation, caractère et propriétés, 595 et suiv.; ce sel est décomposé par le charbon ainsi que par le gaz hidrogène, il en résulte du sulfure de potasse, 496; action des acides, de la barite et de la chaux sur les sulfites de potasse, 497.

Sulfite de soude, 497 ; préparation, caractère et propriétés, 497 ; et 498.
—— *de soude sulfuré*, ou avec excès de soufre, 498 ; préparation de ce sulfite, 499 ; caractère et propriétés de ce sel, 499 et 500 ; son utilité pour la médecine, 501.
—— *de strontiane*, 501 ; (sel inconnu.)
—— *de zircone*, 505 ; (inconnu)
Sulfure de barite, 402.
—— *idem*, provenant de la décomposition du sulfate de barite par le charbon, 454 et 455 ; caractères distinctifs de ce sulfure, 456.
—— *de chaux*, 395 et 469.
—— *de magnésie*, 477.
—— *de potasse*, 417 et 496.
—— *de soude*, provenant de la décomposition du sulfate par le charbon, 464.
—— *de soude*, 429.
—— *de strontiane*, 467.
Synthèse (de la), servant de preuve à l'analyse, 127.

T.

Terres, 370 et 371.
Terres alcalines, 387.
Torréfaction, 36.

V.

Vaisseaux de verre et de cristal, 17 et suiv. ; de grès et de terre, 19 ; de cuivre, 21.
Verre (du), 423 et suiv. ; substances employées dans la fabrication du verre, 423 ; différentes espèces de verre, 424 ; degrés de chaleur mesurés dans les fourneaux de verrerie, 424 ; composition des verres, 424 et suiv. ; verre provenant d'un mélange de chaux, de silice, de barite,

425 ; verre formé avec du balsate, 426 ; exposé de l'art de la verrerie, 427 ; verre formé par la combinaison de la silice et de la soude, 430.
Vitrification, 36.
Volatilisation, *ibid.*

Y.

Yttria (de l'), 382.

Z.

Zircone, 377 ; extraction de la zircone, *ibid.* ; ses caractères et propriétés, 378.
—— (borate de), 620.
—— (carbonate de), 653.
—— (fluate de), 612.
—— (muriate de), 574.
—— (nitrate de), 538.
—— (phosphate de), 603.
—— (sulfite de), 605.

Fin de la table du premier volume.

TABLE

GÉNÉRALE

DES MATIÈRES.

DEUXIÈME VOLUME.

A.

Acide acéteux, obtenu par fermentation. 461
—— caractères ; combinaisons avec les terres ; 609, divers acétites ; action du feu, des alcalis, des acides minéraux sur les acétites. 610
—— et alcalis ; préparation de l'acétite de potasse. *ibid.*
caractères de ce sel ; dissous par l'acide sulfurique. 611
dissous par les acides tartareux et oxalique ; distillé avec l'acide arsenieux. 612
—— et carbonate de soude. *ibid.*
—— et ammoniaque. *ibid.*
—— et substances métalliques ; fer ; zinc. 613
mercure. 614
—— et oxide de mercure. *ibid.*
—— et plomb ; de la céruse. 615
action de la potasse sur la céruse ; céruse et craie ou blanc de plomb ; préparation de l'acétite de plomb ou sel de saturne ; caractères de ce sel. 616

—— et oxide de plomb demi-vitreux. 616
—— et cuivre ; préparation du verdet ou vert-de-gris. 617
procédé pour obtenir le verdet en cristaux ; caractères de ce sel. 618
distillation de l'acétite de cuivre, acide acétique obtenu. 619
Acide acétique, obtenu par la fermentation. 461
—— caractères. 620
expériences sur la nature de cet acide. 621
—— et bases salifiables. 624
—— traité par l'alcool, ou éther acétique. *ibid.*
procédés pour obtenir cet éther. 625
ses caractères et propriétés. 626
Acide arsenieux, préparation dans les arts. 25
caractères et propriétés. 30
—— participe des propriétés des substances salines et diffère des autres oxides métalliques. 31
usage de cet acide dans la vitrification des matières terreuses. *ibid.*
—— et potasse ; soude ; strontiane. 32
—— et acide nitrique. 33
—— et acide muriatique et muriatique oxigéné. *ibid.*
—— décompose le nitrate de potasse. 34
—— décompose le nitrate de soude. 35
—— décompose le nitrate d'ammoniaque. 36
—— (propriété vénéneuse de l'). 37
Acide arsenique ; moyens de l'obtenir. 37
caractères et propriétés ; action du calorique. 38
décomposé par le charbon. 39
—— et soufre. *ibid.*
—— et gaz hydrogène. *ibid.*
—— et phosphore. 40
—— combiné avec diverses substances terreuses ou alcalines. *ibid.*

—— son action sur quelques sels neutres. 41
Acide benzoïque ; procédés pour l'obtenir. 422
propriétés de cet acide ; action du calorique. 424
action des acides sulfurique et nitrique ; affinité pour les substances terreuses et alcalines ; dissous par l'alcool. 425
Acide camphorique ; factice et préparation de cet acide par l'acide nitrique et le camphre. 508
Acide camphorique ; autre préparation de cet acide par le gaz oxigène et le phosphore à l'appareil pneumato-chimique. 509
caractères de cet acide ; substances qui le dissolvent. 510
—— combiné avec les terres et alcalis. 511
—— préparation des camphorates ; caractères et propriétés de ces sels. *ibid.*
action de diverses substances. 512
Acide chrômique ; caractères et propriétés. 63
— *citrique ;* manière de le préparer. 430
propriétés. 431
traité par l'acide sulfurique et par l'acide nitrique ; caractères qui le distinguent. 432
ordre de ses affinités. 433
— *Gallique ;* nature de cet acide ; procédé pour l'obtenir. 417
purifié par sublimation. 419
propriétés ; décomposé par la distillation ; sa dissolubilité ; action de l'acide nitrique. 420
précipite les dissolutions des sels métalliques ; agit sur la solution de sulfate de fer ; fait effervescence avec les substances terreuses et alcalines. 421
son usage dans les arts. 422
— *Lactique ;* préparation. 710
caractères ; traité par le calorique ; combinaisons. 711

— *Malique ;* préparation ; caractères ; action du calorique ; des acides forts. 428
— *Acide malique ;* diverses combinaisons ; action sur les dissolutions nitriques de plomb ; procédé pour extraire cet acide du sucre et d'autres substances végétales et animales. 429
— *Malique factice ;* préparation. 460
— *Molybdique ;* procédé pour l'obtenir. 56
caractères et propriétés. 57
action des acides sulfurique, nitrique et muriatique. 58
diverses substances décomposées. 58
— *Muqueux factice ;* procédé pour l'obtenir. 458
caractères et propriétés. *ibid.*
combinaisons. 459
— *Oxalique ;* procédé pour l'obtenir pur. 435
manière de l'extraire du sucre ; propriétés. 436
affinité pour la chaux ; souvent employé en chimie. 439
— *Oxalique factice ;* préparation. 460
— *Prussique ;* extraction de cet acide du prussiate de mercure. 651
autres procédés pour le préparer ; ses caractères ; diverses combinaisons. 652
action sur l'acide muriatique oxigéné ; expériences sur la nature de cet acide. 653
—— *Pyroligneux ;* procédé pour l'obtenir ; distillation d'une substance végétale. 455
propriétés de l'acide pyrolygneux. 456
Acide pyromuqueux ; préparation et caractères de cet acide. 454
Pyrotartareux ; manière de le préparer. 453
propriétés. 454
— *Sébacique ;* préparation ; caractères ; propriétés ; combinaisons de cet acide. 678
autres manières de le préparer. 679

— *Subérique factice ;* procédé pour l'obtenir du liége. 565
moyen de le purifier ; ses caractères. 567
action sur quelques nitrates et sulfates. *ibid.*
combinaisons avec les substances alcalines et les oxides métalliques. *ibid.*
combiné avec la potasse. *ibid.*
caractères et propriétés de ce sel. 568
— *Succinique* ; extraction de cet acide ; manière de l'obtenir pur et cristallisé. 426
caractères de cet acide. 427
— *Tartareux ;* manière de le préparer. 450
ses propriétés ; notions sur les diverses combinaisons de cet acide. 451
action du sulfate de potasse. 453
—— factice. 460
—— *Tungstique ;* extraction de cet acide. 49
traité avec le borax ; avec le phosphate ammoniacal. 50
Acide tungstique ; calcination et contact de l'air. 50
action des acides nulle. *ibid.*
considéré comme oxide de tungstène. 51
Acide végétaux ; principes constituans. 415
six genres d'acide végétaux. 416
Acide zoonique ; procédé pour l'obtenir ; caractères ; propriétés ; combinaisons. 687
nature de cette substance. 688
Acidule oxalique, ou sel d'oseille du commerce. 433
extraction de cet acide. *ibid.*
caractères ; différence d'avec l'acide tartareux. 434
ses combinaisons ; son usage. 435
— *Tartareux*, ou tartrite acidule de potasse. 438
extraction de cet acide du tartre. *ibid.*
propriétés. *ibid.*
préparation du sel fixe ou alcali du tartre. 439

—— combiné avec l'oxide vitreux d'antimoine. 441
préparation du tartre stibié. *ibid.*
— caractères et propriétés de ce sel ; décomposable par les substances alcalines, les sucs des plantes, etc. 443
—— et oxides métalliques. 444
combinaisons avec le fer ; préparation du tartre chalybé et de la teinture de mars tartarisée. *ibid.*
teinture de mars de Ludovic, tartre martial soluble et boules de Nancy. 445
—— et acides minéraux ; action des acides sulfurique, muriatique, nitrique. 446
—— *tartareux.* ; et acide boracique ou préparation de la crême de tartre. 446
—— et alcalis. 447
tartrite de potasse ; caractères et propriétés de ce sel. 448
—— et carbonate de chaux, ou sel triple formé. *ibid.*
— caractères de ce sel. 449
—— et ammoniaque ; tartrite ammoniacal. 450
alcool ; caractères et propriétés. 581
phénomènes de l'inflammation de l'alcool. 582
—— chauffé à travers un tube de porcelaine. *ibid.*
— gaz hydrogène carbonique produit. 583
principale constitution de l'alcool. *ibid.*
—— et eau, chaleur. 584
—— et neige ou glace ; froid. *ibid.*
—— combiné avec le phosphore. *ibid.*
—— et acides ; préparation des acides dulcifiés. 585
—— préparation des éthers. 586
—— et acide boracique. 601
combiné avec la potasse ; avec l'alcali du tartre. 601
action sur les sels déliquescens ; sur le savon. *ibid.*
substances végétales solubles dans l'alcool ; eaux distillées spiritueuses ; alcool camphré. 602

dissolution des resines et gommes resines ; préparation des vernis par l'alcool. 603
Amidon ; préparation ; caractère, propriété de cette substance. 468
—— traité à la cornue. 469
acide produit par le séjour de cette substance dans l'eau. *ibid.*
action des acides sur l'amidon. 470
Ammoniaque (arseniate d') 36
—— (tungstate d') 53
analyse végétal (de l') 383
analyse première ; *mécanique.* *ibid.*
— deuxième ; artificielle. 324
— troisième ; par le feu. *ibid.*
— quatrième ; par la combustion. 385
— cinquième ; par l'eau. 389
— sixième ; par les acides, et en général par les sels. *ibid.*
— septième ; analyse des végétaux par le produit des végétaux. 390
— huitième ; par la fermentation. *ibid.*
Antimoine ; diverses espèces de mines. 110
extraction du métal. 111
—— à l'état d'oxide ; manière de l'extraire du sulfure d'antimoine. 112
caractères et propriétés. 114
préparation de l'oxide d'antimoine ; divers oxides d'antimoine. 115
—— soumis à l'action des corps combustibles et des sulfures alcalins. 116
action des acides sulfuriques et nitriques. 118
action des autres acides. 119
action de l'antimoine sur la plupart des sels. 120
usage de l'antimoine dans les arts. 137

Argent; caractères de ce métal; espèces de mines. 320
manière d'obtenir ce métal pur; difficilement oxidé 322
action de l'air; combiné avec le phosphore. *ibid.*
combiné avec le soufre; dissous par le sulfure de potasse. 323
action des matières combustibles. 324
allié à l'arsenic; au nickel; au cobalt; au bismuth; à l'antimoine. *ibid.*
—— décompose le sulfure d'antimoine. *ibid.*
Argent; allié au mercure; au zinc; à l'étain. 325
alliage avec le plomb; coupellation de l'argent par le plomb. *ibid.*
alliage avec le fer; avec le cuivre. 330
—— et acide sulfurique; propriété du sulfate d'argent. *ibid.*
action des hidrosulfures; de l'acide muriatique. 331
oxide d'argent et acide sulfureux. *ibid.*
—— et acide nitrique. *ibid.*
préparation et propriété du nitrate d'argent. *ibid.*
décomposition du nitrate d'argent à l'appareil pneumato-chimique. 332
préparation du tritrate d'argent fondu, ou pierre infernale. *ibid.*
action des terres et alcalis sur ce nitrate. 333
préparation de l'argent fulminant ou oxide d'argent ammoniacal. *ibid.*
le nitrate d'argent décomposé par l'acide sulfurique et les sulfates. 335
décomposition du nitrate d'argent par le mercure, phénômène de l'arbre de Diane. *ibid.*
décomposition par le cuivre. 336
—— par l'arseniate de potasse. 337
action de l'acide muriatique sur l'oxide d'argent. *ibid.*
préparation du muriate d'argent; propriétés. 337

le muriate d'argent décomposé par le carbonate de potasse ou de soude. 338
—— et acide phosphorique ; fluorique ; carbonique. *ibid.*
—— combiné avec l'acide boracique ; action de l'acide tungstique. *ibid.*
action de l'acide chrômique sur une dissolution nitrique d'argent. 339
action du nitrate de potasse sur l'argent allié. *ibid.*
Arseniate d'ammoniaque. 36
—— de potasse. 34
—— de soude. 35
Arsenic ; espèces de cette substance. 23
manière de l'obtenir ; propriétés ; sublimation de l'arsenic, oxide blanc formé. 25
fleurs d'arsenic ; phosphore d'arsenic. 26
—— et son oxide, combinés avec le soufre ; oxide d'arsenic sulfuré. 26
—— et acide sulfurique. 28
—— et acide nitrique, acide arsenic formé. 29
action des nitrates sur l'arsenic. *ibid.*
—— à l'état de métal ; manière de l'obtenir. *ibid.*
usage de l'arsenic dans les arts. 41
Arsenites ; de potasse ; de soude ; de strontiane. 32

B.

Barite (chrômate de), — propriété de ce sel, *p.* 64
Baumes (des). 519
du benjoin ; caractère de ce baume. 520
préparation avec le benjoin du lait virginal. *ibid.*
diverses espèces de baume. *ibid.*
Beurre ; — préparation de cette matière, lait de beurre. 714
nature ; parties constituantes. 715

substances propres à colorer le beurre. *ibid.*
beurres distillés à feu nu. 716
action de l'air ; diverses combinaisons. 717
Bile, — nature de cette matière. 718
phénomènes qu'elle présente, traitée par le feu. 719
action de l'air ; de l'eau. 720
traitée par l'acide sulfurique ; combinée avec les dissolutions métalliques ; avec les huiles. *ibid.*
Bismuth, — des diverses mines de bismuth. 102
réduction à l'état de métal ; cristallisation. 103
préparation de l'oxide de bismuth ; propriétés de cet oxide. 104
action des corps combustibles sur le bismuth. 105
combinaison avec l'acide nitrique. 106
préparation du magistère de bismuth ou blanc de fard. 107
action des acides ; des substances terreuses et alkalines. 108
muriate d'ammoniaque, décomposé par le bismuth. 109
préparation d'une encre sympathique. *ibid.*
emploi du bismuth dans les arts. *ibid.*
Bleu de prusse ou *prussiate de fer*, — préparation de cette substance ; phénomènes de l'opération. 647
propriétés du bleu de Prusse. 649
distillé à l'appareil pneumato-chimique ; décomposable par l'ammoniaque et l'eau de chaux. *ibid.*
action des alcalis fixes ; de la magnésie ; de la barite. 650
Brésil (bois de), — action de l'acide sulfurique sur la décoction de Brésil. 546
action des acides nitrique et muriatique. *ibid.*
Broux de noix (du), — emploi de cette substance dans la teinture. 550

C.

Camphre (du), — extraction de cette substance; propriétés physiques. 501
phénomènes qu'elle présente; sa décomposition. 503
huile volatile. 504
dissolution du camphre par les acides; action des huiles fixes et volatiles. 506
expériences sur le camphre. *ibid.*
Caillot du sang (du), — examen chimique de cette substance; phénomènes qu'elle présente. 663
— traitée avec l'eau bouillante; avec l'alcool; avec l'eau pure. 664
action des acides. *ibid.*
combinée avec le carbonate de potasse et l'ammoniaque; — distillée à la cornue. 665
Caoutchouc (du), ou *gomme élastique*, — extraction de cette substance; caractères. 524
action du calorique; de l'alcool; des éthers nitrique et sulfurique. *ibid.*
traitée par l'acide nitrique. *ibid.*
action des huiles volatiles. 525
dissolution du caoutchouc. *ibid.*
Carthame (du), — extraction de la couleur du carthame. 546
Cendres (analyse des), 385
Cérumen des oreilles (du), — caractères de cette matière. 701
traitée avec de l'eau; avec l'alcool, avec l'éther sulfurique. 702
nature du cérumen. *ibid.*
Cerveau (du); substance qui le composent. 697
Chaux (chrômate de). 64
Chimie minérale (division de la). 5
Chrômates alcalins; — préparation et propriétés de ces sels. 65

Chrôme (du); Analyse de cette substance. 59
son usage dans les arts. 60
combinaison avec diverses substances pour former un acide. 61
réduction de cet acide à l'état de métal; propriétés. 62
Cinabre (du). 150
Cobalt (du); — 72
espèce de cobalt. 73
manière de l'extraire de sa mine. 74
méthode pour l'obtenir pur. 75
caractères et propriétés de cette substance. 76
oxide de cobalt; de leurs propriétés. *ibid.*
oxides, nommé safre du commerce; son emploi dans les arts. 79
Cobalt; — cobalt métallique. *ibid.*
combinaison avec le soufre. 80
cobalt phosphoré. *ibid.*
—— et acide sulfurique. 81
—— et acide nitrique. 82
nitrate ammoniaco de cobalt. *ibid.*
—— et acides muriatique ou nitrique; préparation de l'encre de sympathie. 83
—— et acide boracique. 84
—— et nitrate de potasse; oxide de cobalt formé. 85
—— et muriate sur-oxigéné de potasse. *ibid.*
emploi des oxides de cobalt dans les arts. *ibid.*
Cochenille (de la); — action des acides sulfurique et muriatique sur la décoction de cochenille. 542
diverses combinaisons de cette liqueur. *ibid.*
traitée avec l'alun, préparation du carmin. 543
Columbium; — extraction de cette substance du minéral qui la contient. 66
combinée avec d'autres substances. 67

propriétés. 67
Couleurs (considération sur les); — leur classification, 526
Corps muqueux sucré (du). 402
Cuivre (du). 291
diverses mines de ce métal. 292
Cuivre; — caractères et propriétés. 294
oxidé par le calorique; par le contact de l'air. 295
réduction d'un oxide de cuivre. 296
—— et phospore. *ibid.*
—— combiné avec le soufre. 297
—— allié avec les métaux. 298
préparation du cuivre jaune ou laiton. 299
analyse du laiton. *ibid.*
—— allié avec l'étain. 301
préparation et analyse du métal de cloches. 302
étamage du cuivre. 303
—— allié avec le plomb: alliage imparfait. *ibid.*
—— et acide sufurique. 304
caractères du sulfate de cuivre. 305
ce sel décomposé par la magnésie et la chaux. 306
traité avec la potasse, la soude, l'ammoniaque. *ibid.*
action des hidro-sulfures, des prussiates, des métaux. 307
décomposé par l'arsenite et l'arseniate de potasse. *ibid.*
action sur les sulfates alcalins, terreux et métalliques. 308
décompose les nitrates et les muriates. *ibid.*
préparation avec le muriate d'ammoniaque d'une encre jaune. *ibid.*
—— à l'état d'oxide et acide sulfureux. 309
—— et acide nitrique. *ibid.*
caractère de nitrate de cuivre. 310
décomposé par les terres et alcalis. *ibid.*
préparation des cendres bleues. *ibid.*
sel nitro-ammoniaco de cuivre. 312

action des hidro-sulfures, des prussiates et de l'acide sulfurique sur le nitrate de cuivre. 312
Cuivre ; — nitrate de cuivre et étain. *ibid.*
notions sur les composés cuivreux. *ibid.*
préparation d'un hydrate de cuivre. 313
et acide muriatique. 314
caractères du muriate de cuivre. 315
action des réactifs alcalins sur ce sel. *ibid.*
combiné avec la chaux. *ibid.*
action des acides, sulfurique et nitrique, nulle. *ibid.*
décomposé par les dissolutions nitriques de mercure et d'argent. *ibid.*
expérience sur ce sel. *ibid.*
——— et acides phosphorique, boracique et arsenique. 316
——— à l'état d'oxide et acide carbonique. 317
préparations du carbonate de cuivre. 318
décomposition de ce sel. *ibid.*
——— décompose le muriate d'ammoniaque. *ibid.*
——— eau de chaux et ammoniaque ou eau céleste. 319
——— oxidé par le nitrate de potasse. *ibid.*

D.

Derme (du) et de l'*épiderme ;* de la nature de ces substances. 689
de l'épiderme de la peau humaine. 690
action de l'eau chaude ; de l'alcool ; de l'alcali sur l'épiderme. *ibid.*
application de ces phénomènes aux opérations du tannage. 691

E.

Eau-de-vie (de l') ; caractères et propriétés. 579
——— de grain et de la lie du marc des raisins. *ibid.*

Eau-de-vie ; traitée par le calorique alcool formé. 580
rectification de l'alcool ; procédé pour le concentrer *ibid.*
moyen de juger du degré de concentration. 581
Eaux-minérales (des) , 368
classification ancienne des eaux. 369
cause de la chaleur dans les unes et du froid dans les autres. 370
manière de reconnoître les eaux. 371
tableau et explication du tableau des eaux minérales naturelles. 371
eaux minérales artificielles. 374
Electricité (de l'). 15
Electromètre (de l'). 16
Etain (de l') ; description de ce métal. 207
procédé pour l'extraire. 208
propriétés de l'étain. 209
de l'oxide d'étain. 210
préparation de l'oxide apelé potée d'étain. 211
phosphure d'étain, *ibid.*
—— combiné avec le soufre *ibid.*
—— combiné avec divers métaux. 212
amalgame avec le mercure. 213
Etain ; action de l'eau. 214
—— et acide sulfurique. 215
—— et acide sulfureux. 216
—— et acide nitrique, oxide d'étain formé *ibid.*
examen de cet oxide. 218
—— et acide muriatique. *ibid.*
caractères et propriétés du muriate d'étain. 219
—— et acide muriatique oxigéné et nitro-muriatique. 22
—— décompose le muriate sur-oxigéné de mercure. 221
muriate d'étain fumant, *ibid.*
—— et substances terreuses. 233

Etain ; décompose les sulfates de potasse et de soude. 232
—— et nitrate de potasse, détonnation. 224
—— décompose le muriate d'ammoniaque. *ibid.*
procédés pour la préparation de l'or mussif ou oxide d'étain hydrosulfuré. *ibid.*
Ethers (des). 586
préparation de l'éther sulfurique. *ibid.*
phénomènes que présente cette préparation. 587
rectification de l'éther sulfurique. 590
caractères. 591
glace obtenue par l'évaporation de l'éther. 592
action sur les terres et les alcalis fixes. *ibid.*
traité par l'acide sulfurique ; par l'acide nitrique. 592
action de l'éther sur la dissolution d'or. 593
éther phosphoré. *ibid.*
liqueur minérale d'Hoffman. 594
préparation de l'éther phosphorique. *ibid.*
propriétés. 596
éther nitrique. *ibid.*
propriétés. 597
expérience sur le gaz nitreux contenu dans l'éther nitrique. 598
décoloration de l'éther nitrique. 599
éther muriatique. *ibid.*
propriétés. 600
Extraits (des) ; extraits mous ; secs. 395
saveur. *ibid.*
affinité de l'extrait pour l'oxigène. 396
préparation des extraits. *ibid.*
expérience sur la nature chimique de l'extrait. 397

F.

Farine (analyse de la). 468
Fécules (des); six principales espèces de fécules. 461
—— employées en médecine et comme aliment. 462
préparation des fécules. 463
diverses espèces de fécule. 464
Fer (du). 247
espèces du fer. 248
divers états du fer. 250
caractères et propriétés. 251
oxide de fer. *ibid.*
oxide rouge; oxide noir. 252
action de l'air sur le fer. *ibid.*
phosphure de fer; carbure de fer. 253
—— et oxide de carbone, préparation de l'acier. 254
affinité du fer pour l'oxide de carbone. 258
action des flux vitreux sur les différentes espèces d'acier. 259
des fondans et du degré de feu dans la préparation des aciers fondus. 261
des fourneaux. 263
description du fourneau à vent du C. *Clouet.* 264
—— procédé pour dorer le fer ou l'acier. 265
préparation du sulfure de fer. 266
gaz hidrogène sulfuré. 267
—— et substances métalliques. 268
—— décompose le sulfure d'antimoine. *ibid.*
—— combiné avec le sulfure de mercure. 269
préparation du fer-blanc. *ibid.*
éthiops martial ou safran de mars. 270
traité avec les acides. 271
préparation du sulfate de fer. 272

procédé pour obtenir l'acide sulfurique du sulfate de fer. 273
sulfate de fer rouge ou colcothar. 274
action de l'air sur le sulfate de fer. 275
caractères et propriétés des sulfates vert et rouge de fer. *ibid.*
action des substances végétales sur le sulfate de fer ; décomposition par le nitrate de potasse. 277
sulfate de fer et gaz nitreux. 278
Fer et acide sulfureux. 279
—— et acide nitrique. *ibid.*
nitrate de fer décomposé par les alcalis. 280
—— et acide muriatique. 284
propriétés de la dissolution muriatique de fer. 285
—— et acide phosphorique ; caractères et propriétés du phosphate de fer. *ibid.*
—— à l'état d'oxide et acide carbonique. 287
propriétés de la dissolution carbonique de fer. *ibid.*
préparation d'une eau minérale ferrugineuse. *ibid.*
—— et acide arsenique. 288
—— et substances alcalines. 289
—— décompose le sulfate de potasse. *ibid.*
nitrate de potasse décomposé. 290
—— et muriate d'ammoniaque. *ibid.*
Fermentations (des) 568
—— saccharine. 569
—— vineuse ; conditions ; phénomènes. 570
du mousseux des vins. *ibid.*
—— artificielle à l'aide du sucre. *ibid.*
substances végétales susceptibles de la fermentation vineuse ; cidre. 572
préparation de la biere ; première opération, germination. 573

deuxième opération, moûture des grains; troisième, moût de bierre. 574
quatrième opération, filtration; cinquième, fermentation du moût de bierre. 575
doses des grains pour la fabrication de la bierre. 576
examen chimique du vin; tartre. *ibid.*
de la lie de vin; produits de l'incinération de la lie. 577
Fermentation vineuse; des vins médicinaux. *ibid.*
distillation du vin. *ibid.*
produits de la distillation. 578
—— acide (de la); causes. 604
préparation des vinaigres. 605
substances susceptibles de la fermentation acide. 606
quatre modes d'acétification. *ibid.*
—— panaire et colorante. 626
—— putride; conditions de la putréfaction dans les végétaux. 627
phénomènes et résidus de la décomposition putride. *ibid.*
Fibrine (de la); séparation de cette substance du caillot. 667
traitée par le feu; distillée à un feu vif; résidu de la distillation. 668
action de l'air humide; de l'air sec; de l'eau. *ibid.*
inaltérable par les corps combustibles. 669
traitée par les acides. *ibid.*
action des alcalis. 670
Fromage (du); manière de préparer cette substance. 711
traitée avec un feu doux; distillée au bain-marie; à feu nu. 712
—— dissous par la potasse et la soude caustique. 713
traité avec les acides. 714

G.

Garance (de la). 541
diverses combinaisons de cette substance. 542
Gaude (de la); — couleur de sa teinture. 548
action des alcalis, des acides. *ibid.*
Globe (contemplation du), et son organisation en masse. 6
pesanteur du globe; coup-d'œil sur sa forme extérieure. 7
des mers; de la formation des montagnes. 8
Gla (de la); extraction et caractères de cette substance. 526
Gluten (du); — caractères de cette substance. 471
produits du gluten, distillé à la cornue. *ibid.*
traité avec les alcalis caustiques. *ibid.*
distillé avec de l'acide nitrique; acide oxalique, formé. *ibid.*
combiné avec les acides sulfurique et muriatique. 472
application aux arts des dissolutions de gluten. *ibid.*
Gommes (des). 399
la gomme dissoute dans l'eau produit le mucilage. *ibid.*
caractère du mucilage. *ibid.*
produits de la distillation d'une gomme. *ibid.*
gomme traitée avec l'acide nitrique. 400
acide pyromuqueux et acide muqueux. *ibid.*
Gomme élastique (de la). 524
Gommes résines (des); — nature de ces substances; leur analyse. 521
deux genres de gommes résines. 522
gommes résines les plus usitées. *ibid.*
Graisse (de la) — caractères de cette substance. 670
examen de la graisse des quadrupèdes; préparation, traitée au feu; distillée au bain-marie; distillée à la cornue. 671

extraction de l'acide acéteux du produit de la distillation. 672
expérience sur la matière odorante de la graisse. *ibid.*
graisse exposée à l'air chaud. 673
combinée avec le soufre; avec le phosphore; avec les oxides métalliques. *ibid.*
traitée avec le gaz oxigène. *ibid.*
procédés pour oxigèner la graisse. 674
préparation de l'onguent citrin. 675
action de la graisse sur quelques métaux. *ibid.*
pommade mercurielle. *ibid.*
procédé pour blanchir les linges tachés. 676
plomb, cuivre, fer, altérables par la graisse. 677
graisse traitée par les acides; savons préparés. *ibid.*
préparation du sébate de potasse. *ibid.*
ce sel traité par l'acide sulfurique; donne l'acide sébacique. 678
Graisse, — et substances végétales. 681

H.

Huiles fixes (des); — 473
caractères de ces huiles. 474
—— grasses congélables, non-inflammables par l'acide nitrique. *ibid.*
procédé pour extraire l'huile d'amandes douces. 475
préparations des huiles d'olive. 467
—— siccatives non-congélables, inflammables par l'acide nitrique et séchant à l'air. 477
manière de les préparer. *ibid.*
—— concrètes, beurres. *ibid.*
caractères des huiles concrètes. *ibid.*
préparation du beurre de Cacao. 478

examen chimique de l'huile fixe. 479
produit de la distillation à l'appareil pneumatochimique. *ibid.*
action de l'air sur l'huile. 480
procédé pour purifier les huiles. 481
moyen d'obtenir une huile très-blanche. 482
action de l'eau sur l'huile enflammée. *ibid.*
——— combinées avec le soufre. 483
——— huile blanchie par le moyen du charbon. *ibid.*
dissolution du cuivre et du fer ; combinaison avec les oxides métalliques. *ibid.*
des préparations appelées emplâtres. 484
phénomènes de l'oxidation de l'huile. 485
——— combinées avec les oxides de plomb ; préparation du principe doux. *ibid.*
Huiles fixes ; — propriétés du principe doux. 486
préparation des vernis gras et du vernis à l'essence. *ibid.*
——— et acide. 438
——— combinées avec les substances terreuses et alcalines. *ibid.*
manière d'obtenir les savons terreux. 489
savon formé avec la potasse ; savon amygdalin. *ibid.*
savon du *commerce*. 490
savons colorés. 491
cause de l'épaississement des savons. 492
qualités caractéristiques du savon. *ibid.*
préparation avec l'ammoniaque, du savon animal. *ibid.*
combinaison de l'huile avec le sucre. *ibid.*
Huiles volatiles (des) ; — leur différence des huiles fixes. 493
parties des végétaux qui contiennent l'huile volatile. 494
caractères distinctifs des huiles volatiles entr'elles. 496
extraction d'une huile volatile par expression. *ibid.*
action du calorique et de l'air. 497

——— volatiles et soufre composés, appelés beaumes. 497
dissolution du phosphore et du gaz hidrogène sulfuré. 498
Huiles volatiles, dissoutes dans l'eau, eaux distillées aromatiques. 498
——— et acides; terres; alcalis. 499
action des huiles volatiles sur les sels et dissolutions métalliques. 500
——— combinées avec le sucre. *ibid.*
Humeur des cavités intérieures (de l') — 681
Humeurs de l'œil (des); — analyse des larmes. 698

I.

Inde (du bois d'); — couleur de ses teintures. 547
action des acides sulfurique, nitrique et muriatique; action du sulfate de fer sur la décoction de bois d'Inde. *ibid.*
Indigo (de l'); — de l'indigo-fère. 538
principes constituans de l'indigo. 539
——— traité avec l'alcool, l'eau, l'éther. 540
action des acides sulfurique, nitrique et muriatique. *ibid.*
action des autres acides sur l'indigo. 541

J.

Jaune (du bois); — action des acides et alcalis sur la décoction du bois jaune. 548

K.

Kermes (du); 543
extraction de la couleur du kermès. 544

L.

Lait (du); — analyse; caractères; causes de l'altération du lait. 703
—— traité à un feu doux; au bain-marie; à la cornue. 704
action de l'air libre. *ibid.*
action de divers gaz. 705
substances non acides qui coagulent le lait. *ibid.*
action des acides; combinaison avec l'alcool. 706
Lait des différens animaux (comparaison du), 717
Laque (de la); — diverses espèces de chaque. 544
Lymphe (de la); — point d'analyse exacte. 670

M.

Magnésie (tungstate de). 51
Magnétisme (du). 14
Manganèse (du); état naturel de ce métal. 91
analyse des diverses espèces de mines de manganèse. 92
—— réduit à l'état de métal. 94
caractères et propriétés de ce métal. 95
oxide de manganèse. *ibid.*
caractères de cet oxide; traité au chalumeau. 96
gaz oxigène obtenu de l'oxide de manganèse. *ibid.*
action des corps combustibles sur cet oxide. *ibid.*
oxide de manganèse et acide sulfurique, sulfate de manganèse formé. 97
propriétés de ce sulfate. *ibid.*
nitrate de manganèse; ses propriétés. 98
action des autres acides sur l'oxide de manganèse. 99
action des terres et alcalis. *ibid.*

combinaison de l'oxide de manganèse avec la potasse ou caméléon minéral. *ibid.*
oxide de manganèse et muriate d'ammoniaque. 100
emploi de l'oxide de manganèse dans les arts. 101
Manne (de la). 408
extraction de cette substance. 409
diverses espèces de manne. *ibid.*
Matière ligneuse (de la); définition. 560
produits obtenus par la distillation. *ibid.*
—— traitée par les acides. *ibid.*
Membranes (des), tendons etc., des gelées et des colles. 682
préparation de la gelée et de la colle. *ibid.*
caractères de la gelée; distillée à la cornue; action de l'air; de l'eau. 683
colle forte dissoute dans l'eau. *ibid.*
gelées et colles dissoutes par les alcalis et les acides *ibid.*
traitées par l'alcool. 684
Mercure (du); état naturel de ce métal 142
manière de l'extraire des mines. 144
action du froid sur le mercure. *ibid.*
caractères et propriétés du mercure pur. 145
oxide noir de mercure. 146
—— purifié par le feu. 147
oxide rouge de mercure, *ibid.*
propriétés de cet oxide. 149
de l'éthiops minéral, ou sulfure noir de mercure. 150
du cinabre artificiel ou sulfure rouge. *ibid.*
préparation du cinabre. 151
propriétés du cinabre; décomposé par la chaux. 153
—— combiné avec le phosphore. 154
—— et diverses substances, acides, alcalines et métalliques. *ibid.*
sulfate de mercure. 156
propriétés de ce sel. 158

turbith minéral ou sulfate jaune de mercure. *ibid.*
propriétés du turbith. 159
action de l'ammoniaque sur le sulfate de mercure, sel triple formé. *ibid.*
caractères de ce sel. 160
action de l'acide sulfureux sur l'oxide rouge de mercure. *ibid.*
oxides de mercure et acide nitrique. 161
propriétés du nitrate de mercure. 162
du turbith nitreux. 163
diverses préparations du nitrate de mercure. 164
action des terres en alcalis sur ce nitrate. 165
préparation du mercure fulminant. 167
—— et acide muriatique. 170
préparation du muriate sur-oxigéné de mercure, ou sublimé corrosif. 171
caractères et propriétés de ce sel. 173
le muriate sur-oxigéné de mercure employé pour conserver les cadavres des animaux. 174
action des terres et alcalis sur ce muriate. 175
diverses préparations de ce sel avec les acides. 176
action des corps combustibles et des métaux sur le muriate sur-oxigéné de mercure. 177
préparation du muriate d'arsenic sublimé ou huile corrosive. 178
muriate d'antimoine sublimé. 179
propriétés de ce sel. 180
muriate mercuriel doux. 182
propriétés de ce muriate. 186
oxides de mercure et acides métalliques, 187
oxide de mercure et alcalis. 188
action des sels neutres sur le mercure. *ibid.*
utilité du mercure dans les arts. 189

Métaux (considérations générales sur les). 21
division des espèces de substances métalliques en cinq sections. 22
Miel (du) ; extraction du miel des ruches. 410
diverses espèces de miel. 411
Minéraux (distribution méthodique des). 12
classification des corps. 13
—— (de l'usage des caractères extérieurs des). 14
de la description des corps *ibid.*
table synoptique des caractères extérieurs des minéraux. *ibid.*
du magnétisme *ibid.*
de l'électricité. 15
de l'électromètre. 16
expériences sur l'électricité des cristaux. *ibid.*
Minéraux (histoire générale des). 17
des causes connues ou probables de leur formation. 18
de leur altération plus ou moins ancienne ou passage. *ibid.*
—— (propriétés des) ; essais préliminaires. 20
Molybdène (du). 53
caractères et propriétés de cette substance. 54
—— à l'état de sulfure. *ibid.*
action de l'acide nitrique sur le sulfure de molybdène. 55
oxide de molybdène. *ibid.*
Mordans (des) ; nature de ces substances. 528
acides et sels employés dans la teinture. 529
oxide et muriate d'étain. *ibid.*
alun et alunage. 530
engallage. 531
le sulfate de fer ; de cuivre ; de zinc. *ibid.*
vert-de-gris ; acétite de cuivre ; acétite de plomb ; potasse. 532

sel de soude ; savon ; soufre ; orpiment. 533
des eaux. 534
Mucus nasal (du) ; caractères et propriétés de cette matière. 699

N.

NICKEL (du) ; deux mines de nickel. 86
manière de l'obtenir. 87
propriétés. 88
procédé pour extraire le nickel de sa mine. 89
propriétés du nickel pur. 90

O.

OR (de l') ; caractères de ce métal. 339
oxidation de l'or. 340
—— combiné avec le soufre. *ibid.*
—— uni au soufre et au fer. 341
—— séparé des métaux par le moyen du soufre *ibid.*
—— dissous par les sulfures alcalins. *ibid.*
—— allié à l'arsenic ; au nickel ; au bismuth ; à l'antimoine. 342
séparation de l'or par le sulfure d'antimoine. *ibid.*
affinité de l'or pour le mercure. 343
oxidation de l'or uni au mercure. *ibid.*
—— allié au zinc. *ibid.*
—— allié au plomb ; à l'étain ; au fer et à l'acier. 344
—— uni avec le cuivre ; alliage avec l'argent. *ibid.*
de la coupellation ou essai de l'or. *ibid.*
action de quelques acides sur ce métal. 351
—— dissous par l'acide nitro-muriatique. 352
décomposition du muriate d'or. *ibid.*
oxide d'or ammoniacal ou oxide d'or fulminant. 353

divers corps employés pour séparer l'or de ses dissolutions. 354
action de la solution d'or sur quelques matières animales et végétales. 355
préparation de l'or en chiffons. *ibid.*
Or mussif (de l'). 224
Organes, musculaires (des) 684.
lavage des muscles dans l'eau. *ibid.*
résidu du lavage traité par l'alcool. *ibid.*
—— musculaires; chair des muscles traitée à l'eau bouillante. 685
coction de la chair à sec. *ibid.*
produits de la coction. *ibid.*
du tissu fibreux. *ibid.*
du bouillon; action des acides et des alcalis sur le bouillon. 685
distillation de la chair musculaire; acide zoonique. 686
Orseille (de l'). 544
nature de cette substance. 545
emploi de la liqueur d'orseille dans les thermomètres. *ibid.*
action de l'air; des acides; des alcalis fixes sur cette liqueur. 545
—— traitée par l'alun et la dissolution d'étain. *ibid.*
Os (des); exposés à l'air. 693
traité à un feu leger; à la cornue. 694
—— calcinés; phosphate calcaire. *ibid.*
phosphate calcaire vitrifié. *ibid.*
—— entiers traités par l'eau bouillante. 695
—— soumis à l'action d'un acide. *ibid.*
— calcinés dissolubles par les acides. *ibid.*
dose d'acide sulfurique concentré nécessaire à la décomposition des os calcinés. 696

action des huiles et de quelques matières colorantes sur les eaux. 696

P.

Pastel (du) et du vouëde. 541
extraction de la couleur du pastel. *ibid.*
Platine (du). 356
procédé pour obtenir le platine en barre et malléable. 357
caractères du platine pur. 360
fusion de ce métal. *ibid.*
—— combiné avec le phosphore *ibid.*
propriétés du platine phosphoré. 361
—— allié avec le bismuth ; l'antimoine ; le zinc. 362.
amalgame du platine avec le mercure. *ibid.*
—— allié avec l'étain, le cuivre, le plomb, l'argent et l'or. *ibid.*
—— dissous seulement par les acides muriatiques oxigéné et nitro-muriatique. *ibid.*
propriétés du muriate de platine. 364
décomposition de ce muriate par les alcalis et les terres salines. *ibid.*
action de la potasse et de l'ammoniaque. *ibid.*
séparation de l'or du platine par la potasse, l'ammoniaque et le sulfate de fer. 365
même phénomène produit par la soude ; la chaux ; la barite. *ibid.*
dissolution du platine pur. *ibid.*
action de l'acide gallique. *ibid.*
oxidation du platine par le nitrate et le muriate oxigéné de potasse. *ibid.*
Plomb (du) ; diverses espèces de plomb. 229
caractères et propriétés de ce métal. 231
oxide de plomb. 232
préparation du minium ou oxide rouge de plomb. *ibid.*

propriétés de cet oxide 233
réduction des oxides de plomb. *ibid.*
manière de préparer le sulfure de plomb. 234
procédés pour retirer le plomb du sulfure de plomb. 235
—— combiné avec le phosphore. *ibid.*
—— allié avec le bismuth, l'antimoine et le mercure. 236
—— allié avec l'étain. 236
alliage de Darcet. 237
analyse de cet alliage. *ibid.*
préparation de l'oxide de plomb et d'étain. *ibid.*
emploi de cet oxide dans les arts. 238
action de l'eau sur le plomb. *ibid.*
—— et acide sulfurique. *ibid.*
propriétés du sulfate de plomb. 239
—— et acide nitrique ; procédé pour obtenir le nitrate de plomb. *ibid.*
propriétés de ce sel. 240
préparation de l'oxide brun de plomb. *ibid.*
caractères de cet oxide. 241
action des acides nitrique et muriatique sur l'oxide brun de plomb. 242
action des combustibles sur cet oxide. *ibid.*
—— et acide muriatique ; propriétés du muriate de plomb. 243
—— et acide boracique et fluorique. 244
préparation du carbonate de plomb. *ibid.*
—— et silice. *ibid.*
—— et nitrate de potasse. 245
muriate d'ammoniaque décomposé par l'oxide de plomb. *ibid.*
Muriate de soude décomposé par l'oxide de plomb. 246
sulfate de plomb provenant de la décomposition du muriate de plomb par l'acide sulfurique. 247
Poils (des) ; des cheveux ; des ongles ; des cartilages. 691

nature des cheveux. 691
distillation. 692
cheveux traités par les acides; les alcalis; à l'eau bouillante. *ibid.*
art de colorer les cheveux. *ibid.*
des cartilages; soumis à l'action de l'eau bouillante. 693
Potasse (arseniate de). 34
—— (arsenite de). 32
—— (tungstate de). 52
Prussiate (des); préparation du prussiate de potasse. 655
—— traité avec l'acide sulfurique. 656
—— de soude; diffère par la cristallisation; décomposable par les acides minéraux. *ibid.*
—— de chaux. *ibid.*
obtenu par la décomposition du prussiate de fer; précipite les dissolutions de fer. 657
—— décomposable par les acides et les alcalis fixes; distillé à siccité. *ibid.*
—— de barite et d'ammoniaque, *ibid.*
action de l'acide prussique sur les nitrates d'argent et de mercure. *ibid.*
—— de fer, blanc; bleu. 658
prussiate blanc amené au bleu. *ibid.*
action des acides sur le prussiate blanc. 659
action de l'acide prussique sur les oxides et les précipités métalliques. *ibid.*

R.

Résines (des); — de la résinification naturelle. 512
préparation des résines artificielles. 513
caractères de ces résines. 514
extraction des résines des arbres; diverses espèces de résines. *ibid.*

baume de la Mecque et de Copahu ; thérébenthine. 514
baume du Canada ; poix ; noir de fumée ; galipot ; goudron ; huile de cade. 515
mastique ; sandaraque ; labdanum. 516
sang-dragon ; résine animé. 517
du copal. 518
de la résine élemi. 519
préparation de la cire d'Espagne. *ibid.*
Rocou (du) ; — couleur de sa teinture ; manière de l'employer. 549
divers ingrédiens employés pour teindre en jaune. *ibid.*

S.

Safre (du). *Voyez Cobalt.* 79
Sang entier (du) ; — 643
couleur ; altération ; goût ; odeur. *ibid.*
manières de considérer le sang ; partie que l'on y distingue. *ibid.*
examen de sa nature. 644
action de l'air libre ; du calorique sur le sang. *ibid.*
coagulation. *ibid.*
produit du sang traité à l'appareil pneumato-chimique. 645
présence du fer reconnue dans le sang ; produits de la distillation du sang desséché. *ibid.*
—— et gaz oxigène ; gaz hidrogène. *ibid.*
—— mêlé avec l'eau ; traité avec les oxides métalliques ; les acides ; les sels neutres. 646
action du tannin ; de l'acide gallique ; des substances astringentes ; de l'alcool. 646
—— dissous par les alcalis caustiques. 647
Sang (de la partie colorante du) ; exposée à l'action de l'air. 665

traitée avec les gaz hidrogène ; carbonique ; oxigène. 666
traitée au bain-marie ; distillée à la cornue. *ibid.*
dissout le cuivre avec facilité. 667
Sérum (du) ; — propriété de cette liqueur. 660
parties constituantes ; effet du changement de température sur le sérum. *ibid.*
—— soumis à l'action de l'air ; combiné avec l'eau. 661
Sérum ; — traité avec l'eau de chaux ; altéré par le gaz oxigène *ibid.*
soufre contenu dans le sérum. *ibid.*
—— traité avec l'oxide de mercure ; les acides ; les alcalis. 662
Sérum du lait (du) ; — ou petit lait ; manière de le préparer. 706
clarification du petit lait ; saveur ; action du calorique. 707
préparation du sucre de lait en tablette. *ibid.*
petit lait traité par les terres ; les alcalis, les acides. 708
Séve (de la), 390
Soude (arseniate de), 33
—— (arsenite de), 32
—— (tungstate de), 52
Strontiane (arsenite de), 32
Sucre (du) ; — préparation de cette substance. 403
affinage du sucre. 404
—— (propriétés chimiques du) ; — odeur ; saveur. 413
—— traité par le calorique ; distillé à l'appareil pneumato-chimique ; soumis à l'action de l'air ; dissous dans l'eau. 414
—— traité avec l'acide sulfurique ; le nitrate de potasse ; le muriate sur-oxigéné de potasse ; les oxides métalliques. *ibid.*

——— soumis à l'action de l'acide nitrique. 414
Sucre dérable (du); — 406
manière d'extraire de l'arbre la liqueur sucrée. 407
procédé pour l'amener à l'état de sucre. 408
Sucre de betterave (du); — procédés pour le préparer. 412
Sucre de lait (du); — caractères; traité par l'acide nitrique. 409
Substances animales (classification analyse chimique des); — 631
caractères génériques des substances animales. 632
——— traitées par le calorique et à la cornue. *ibid.*
phénomènes et produits de la distillation. *ibid.*
action de l'eau sur les substances animales. 633
——— action de l'acide sulfurique concentré; étendu d'eau; aidé du calorique. 634
action des acides nitrique, muriatique, phosphorique; et des acides végétaux. 635
——— traitées par l'acide muriatique oxigéné. *ibid.*
——— dissoutes par les alcalis; produit huileux qui en résulte. *ibid.*
préparation des savons de laine. *ibid.*
de la putréfaction. 637
examen des causes de la putréfaction. *ibid.*
phénomènes des substances animales qui se pourrissent. 638
nature même de ces phénomènes. *ibid.*
art de conserver les corps. 640
moyens de prévenir et d'arrêter les progrès de la putréfaction. *ibid.*
des parties constituantes des animaux. 641
Substances végétales. 381
organisation générale des végétaux. 382
Sucs aqueux (des). 391

Sucs (manière d'extraire les) 392
dépuration des sucs. *ibid.*
des sucs acides. 393
Sucs; — préparation du suc de citron. *ibid.*
sucs de divers fruits. 394
Suc des amygdales (du); — de la salive ; du calcul salivaire ; du tartre des dents. 700
analyse de la salive ; caractères ; propriétés. *ibid.*
calculs salivaires ; tartre des dents. 701
Sueur (de la). 681
Sulfure d'antimoine (du). 121
réduction de ce sulfure à l'état d'oxide gris. *ibid.*
préparation du verre d'antimoine. 122
préparation du foie d'antimoine. 123
——— traité par les acides ; avec les bases salifiables terreuses et les alcalis. 124
kermès minéral ou oxide d'antimoine hydrosulfuré. 125
préparation du kermès par la voie sèche. *ibid.*
préparation par la voie humide. 126
soufre doré d'antimoine. 131
——— combiné avec le nitrate de potasse. 134
diverses préparations provenant de ce mélange. 135
——— combiné avec le muriate de soude et le nitrate de potasse. 137
Sumac (du), et de quelques substances propres à donner une couleur fauve. 550
infusion de sumac. *ibid.*
Ecorce d'aulne ; couleur de sa teinture ; décoction de plusieurs végétaux ou écorces. *ibid.*
de l'orcanette. *ibid.*
caractères généraux des matières colorantes végétales. 551
Synovie (de la). 681

T.

Tannin (du); — état naturel de cette substance. 561
——— (caractères chimique du). 562
procédé pour obtenir le tannin très-pur. 563
——— précipite le sulfate rouge de fer. 564
Teinture (substances qui servent à la); — des astringens en général, et de la noix de galle. 534
diverses espèces de noix de galle. *ibid.*
de l'engallage. 535
procédé pour la préparation de l'encre. 536
——— (procédés généraux de); — application des couleurs. 551
noir sur coton. 553
bleu sur drap. 554
violet sur drap. 556
jaune sur coton; rouge sur drap. 557
nankin sur coton. 558
rose sur soie. 559
Tellure (du); — manière d'obtenir ce métal. 138
propriétés du tellure. 139
——— traité au chalumeau; soumis à l'action des acides. 140
——— traité avec les substances alcalines; de l'oxide de tellure. 141
Titane (du); — caractères et propriétés. 68
carbonate de titane. 69
——— soumis à l'action des acides. *ibid.*
Transpiration (de la). 681
Tungstates (des). 51
———d'ammoniaque; caractères et propriétés. 53
——— de magnésie. 51
——— de potasse. 52

——— de soude. 52
Tungstène (du); — 42
——— à l'état de tungstate calcaire. 43
décomposition du tungstate calcaire par l'acide nitrique. 44
——— à l'état de tungstate de fer, ou *wolfram*. 45
caractères et propriétés du wolfram. *ibid.*
divers procédés pour décomposer le wolfram. 46
——— à l'état de métal. 48
propriétés de ce métal. *ibid.*

U.

URANE (de l'); — description des espèces. 70
caractères et propriétés de l'urane. 71

V.

VÉGÉTAUX (des), 381
Vinaigre (du); — caractères du vinaigre. 607
——— concentré par la gelée. 608
conservation des vinaigres; vinaigres médicinaux. *ibid.*
diverses préparations avec le vinaigre. *ibid.*
——— soumis à l'action de la chaleur. *ibid.*
——— distillé, ou acide acéteux. 609
Wolfram (du), ou tungstène. 45

Z.

ZINC (du); — description de ce métal. 190
manière de l'extraire. 191
procédé pour obtenir ce métal sous une forme régulière. 193
oxide de zinc blanc. *ibid.*

propriétés de cet oxide. 194
phosphure de zinc. 195
——— dissous dans le gaz hidrogène. 196
Zinc — combinaison de l'oxide de zinc avec le soufre. 197
réduction de l'oxide de zinc par le charbon. *ibid.*
examen de l'union des métaux avec le zinc. 198
eau décomposée. 199
——— et acide sulfurique ; sulfate de zinc. *ibid.*
propriétés du sulfate de zinc. 200
——— et acide sulfureux ; sulfite de zinc. 201
préparation du sulfite de zinc pur ; propriétés. 202
——— et acide nitrique. *ibid.*
nitrate de zinc. 203
——— et acide muriatique. *ibid.*
——— et substances terreuses et alcalines. 204
——— combiné avec divers sels. 205
préparation d'un sel triple ammoniaco de zinc. 206
——— décompose le muriate oxigéné de mercure. 206
utilité du zinc dans les arts. 207

Fin de la Table du deuxième Volume.

TABLE
DES MATIÈRES
CONTENUES
DANS LE TROISIÈME VOLUME.

Série d'expériences à faire dans chaque leçon, et désignation des matières qui doivent servir à la démonstration, page 5

Expériences du Cours pratique, exécutées par les élèves de l'Ecole polytechnique. 167

Table générale des matières de l'ouvrage. 203

TABLEAUX.

Tableau des degrés de chaleur déterminés par le pyromètre à pièce d'argille, et de leur correspondance avec les autres échelles thermométriques. (*Tome I.*)

Methode descriptive des cristaux secondaires, et des décroissemens qui les produisent, par *Haüy*. (*Tome I.*)

Table synoptique des caractères extérieurs des minéraux, pour servir à déterminer la série des observations, et les expressions appropriées à la méthode descriptive de *Werner*. (*Tome II.*)

Tableau des substances en action dans la fermentation spiritueuse, par *Lavoisier*. (*Tome II.*)

Table de la dissolubilité des sels dans l'alcool à la température moyenne, par *Guyton*.

Tableau réunissant les propriétés physiques et chimiques des corps, disposés méthodiquement par *Bouillon Lagrange*. page 760.

PLANCHES.

Vingt-trois planches dessinées par *Girard*, professeur de dessin à l'École polytechnique, contenant la description d'un laboratoire de chimie, et des principales expériences chimiques.

FIN.

TABLE

Des degrés de chaleur déterminés par le pyromètre à pièce d'argille, et de leur correspondance avec les autres échelles thermométriques.

Page 166.

	PYROMÈTRE de WEDGWOOD.	THERMOMÈTRE de FARENHEIT.	THERMOMÈTRE de RÉAUMUR.	ÉCHELLE de 100 DEGRÉS.
La chaleur rouge pleinement visible au jour. . . .	00	1077	478,66	598 32
La chaleur à laquelle fondent les émaux colorés. .	6	1857	825,33	1031,66
Le cuivre jaune se fond à.	21	3807	1692	2115
Le cuivre de Suède à.	27	4587	2038,66	2548,32
L'argent pur à.	28	4717	2096,44	2620,55
L'or pur à.	32	5237	2327,55	2909,47
La chaleur des barres de fer, au point de souder. . . . plus foible.	90	127,77	5678,66	7098,32
plus fort.	95	134,27	5967,55	7459,43
La plus grande chaleur d'une forge de maréchal. . .	125	173,27	7700,99	9626,24
La fonte entrée en fusion à.	130	179,77	7989,77	9986,21
La plus grande chaleur d'un fourneau à vent, de huit pouces quarré.	160	218,77	9723,11	12153,86
Ainsi, un degré de pyromètre répond à.	. . . . .	130	57778	7223

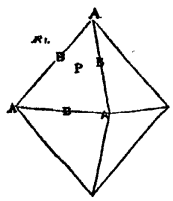
MÉTHODE DESCRIPTIVE

DES CRISTAUX SECONDAIRES

ET DES DÉCROISSEMENS QUI LES PRODUISENT,

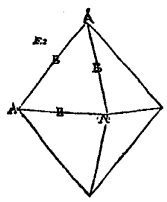
PAR LE CITOYEN HAUY.

Octaëdre régulier.



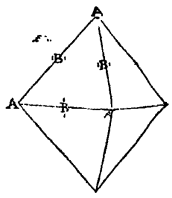
Rhomboïde.

Passage au cube par décroissement par une rangée sur tous les angles.

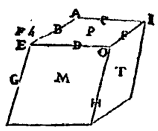


Rhomboïde dont les angles et les bords subissent des lois différentes.

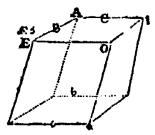
Passage au dodécaëdre à plans rhombes, résultant d'un décroissement par une rangée sur tous les bords.

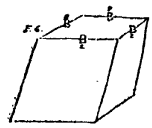


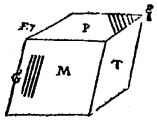
Rhomboïde passant au dodécaëdre à douze triangles scalènes.

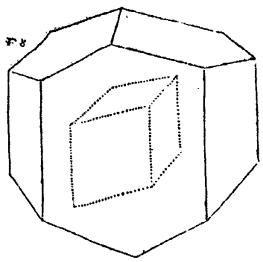


Parallélipipède obliqu'angle forme primitive du feld-spath passant au feld-spath similaire.









Nota. Les voyelles majuscules A E I O expriment les décroissemens sur les angles. Les minuscules a e i o servent pour les angles opposés qui subissent des lois différentes.

Les consonnes majuscules B C D F G H, etc., désignent les bords ou arêtes. Les minuscules b c d, etc., servent de même pour les arêtes opposées, dont les fonctions sont différentes.

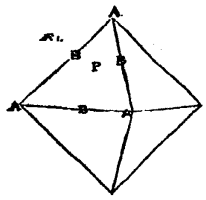
Les angles et bords semblables, subissant les mêmes lois, s'expri

lettre.

ET DES DÉCROISSEMENS QUI LES PRODUISENT,

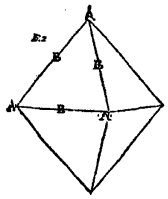
PAR LE CITOYEN HAUY.

Octaëdre régulier.



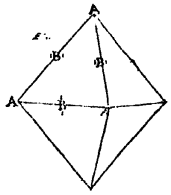
Rhomboïde.

Passage au cube par décroissement par une rangée sur tous les angles.

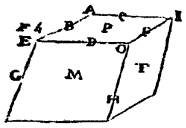


Rhomboïde dont les angles et les bords subissent des lois différentes.

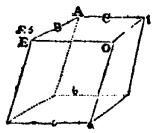
Passage au dodécaëdre à plans rhombes, résultant d'un décroissement par une rangée sur tous les bords.

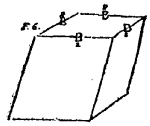


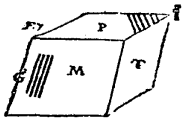
Rhomboïde passant au dodécaëdre à deux triangles scalènes.



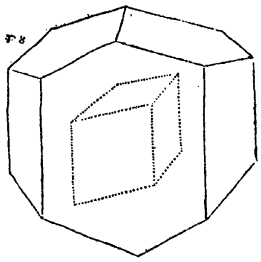
Parallélipipède obliqu'angle forme primitive du feld-spath passant au feld-spath similaire.







G M T i P



Nota. Les voyelles majuscules A E I O expriment les décroissemens sur les angles. Les minuscules a e i o servent pour les angles opposés qui subissent des lois différentes.

Les consonnes majuscules B C D F G H, etc., désignent les bords ou arêtes. Les minuscules b c d, etc., servent de même pour les arêtes opposées, dont les fonctions sont différentes.

Les angles et bords semblables, subissant les mêmes lois, s'expriment par la même lettre.

Les chiffres 1, 2, 3, 4, etc., indiquent le nombre des rangées de décroissement. La position du chiffre fait connoître dequel côté se fait la super-position décroissante, si c'est à droite, à gauche, en montant, en descendant et en tout sens.

Les fractions $\frac{1}{1}$ $\frac{2}{1}$ $\frac{3}{1}$ etc., indiquent des décroissemens inégaux en hauteur et largeur. Le numérateur se rapporte à la largeur, le dénominateur à la hauteur. Les lettres affectées de chiffres et répétées avec un *zero*, annoncent que le point opposé ne change pas.

Enfin, P M T, consonnes organiques de *primitif*, représentent les faces de la forme primitive, ou qui leur sont parallèles.

Les lignes (*fig.* 7) marquent les parallèles des décroissemens.

TABLE SYNOPTIQUE

DES CARACTÈRES EXTÉRIEURS DES MINÉRAUX,

Pour servir à déterminer la Série des Observations et les Expressions appropriées à la méthode descriptive de WERNER.

ORDRE DANS LEQUEL ON CONSULTE LES SENS.

LA VUE

APPARENCE EXTÉRIEURE.

- **FIGURE**
  - commune : en masse, informe, en grains, superficiel, disséminé, etc.
  - particulière : capillaire, tricoté, coralliforme, cellulaire, etc.
  - régulière : en cube, en rhombe, en octaèdre, en tétraèdre, en prisme, avec pyramide, etc.
    La description d'un cristal n'est complète que lorsqu'elle indique, à la manière d'HAUY,
    - le nombre des faces,
    - leur figure,
    - leur position respective,
    - les angles d'inclinaison,
    - les stries,
    - leur direction,
    - les variétés produites par assemblage ou macles.

    Cela est surtout indispensable, lorsqu'il s'agit d'une forme primitive ou secondaire peu connue, ou dont la loi de décroissement n'a pas encore été déterminée.
- **COULEUR**
  - blanc : de neige, blanc de lait, blanc rougeâtre, etc.
  - gris : gris de fer, gris de perle, etc.
  - noir : noir foncé, noir bleuâtre, etc.
  - bleu : d'indigo, de Prusse, violacé, etc.
  - vert : vert de pré, vert de poireau, etc.
  - jaune : de soufre, citrin, orangé, etc.
  - rouge : de brique, écarlate, rose, etc.
  - brun : rougeâtre, couleur de foie, etc.
- **SURFACE**
  - en druses, lisse, rude, etc.
  - rayée : en travers, en long, alternativement, etc.
- **ÉCLAT**
  - l'intensité : très-brillant, brillant, peu brillant, mat, etc.
  - l'espèce : métallique, nacré, vitreux, etc.
- **TRANSPARENCE**
  - le degré : transparent, demi-transparent, translucide aux bords.
  - la réfraction : simple, double.

ASPECT INTÉRIEUR.

- **ÉCLAT**
  - l'intensité : très-brillant, peu brillant, etc.
  - l'espèce : métallique, nacré, vitreux, etc.
- **CASSURE** : compacte, anguleuse, conchoïde, fibreuse, à fibres torses, striée, en rayons divergens, feuilletée, à feuillets parallèles, à feuillets concentriques, etc.
- **FIGURE DES FRAGMENS** : cubiques, cubéiformes, en grains, en éclats, en lames, en esquilles informes, etc.

Nota. *On doit surtout porter attention aux* fragmens de coupe, *ou de* dissection, *ayant le poli naturel, et qui servent à déterminer le mécanisme de la structure, suivant les principes d'*HAUY.

LE TACT

TOUCHER.

- **PESANTEUR** : le degré : surnageant l'eau, léger, peu pesant, très-pesant.
  On ne peut se dispenser aujourd'hui d'indiquer la pesanteur spécifique par le rapport avec l'eau, que l'on détermine facilement avec le pèse-liqueur de NICOLSON, *ou le gravimètre de* GUYTON.
- **DURETÉ** : le degré : cédant à l'ongle, au couteau, à la lime; étincelant avec l'acier; rayant le verre, le cristal de roche, les gemmes; tendre, très-tendre, etc.
- **FLEXIBILITÉ** : pliant, élastique, etc.
- **DUCTILITÉ** : malléable, aigre, etc.
- **COHÉSION** : très-tenace, fragile, friable, etc.
- **GRAS** : onctueux, savonneux, etc.
- **FROID** : le degré.
- **TACHURE** : la couleur, son éclat.
- **RACLURE** : changemens [illegible] la couleur et dans l'éclat

Il convient d'ajouter le magnétisme *et l'*électricisme, *qui appartiennent certainement plus à la description qu'à l'analyse. On entend par Electricisme, la propriété de conduire le fluide électrique et celle de s'électriser par chaleur ou par frottement; la première forme un caractere important pour les métaux et les carbures; la seconde a été employée avantageusement par* DAUBENTON, *pour les cristaux congénères à la tourmaline.*

- **LES SENS.**
  - **LA VUE.**
    - **APPARENCE EXTÉRIEURE.**
      - **FIGURE.**
        - régulière. — en cube, en rhombe, en octaèdre, en tétraèdre, en prisme, avec pyramide, etc.
          - La description d'un cristal n'est complète que lorsqu'elle indique, à la manière d'HAUY,
            - le nombre des faces,
            - leur figure,
            - leur position respective,
            - les angles d'inclinaison,
            - les stries,
            - leur direction,
            - les variétés produites par assemblage ou macles.
          - *Cela est surtout indispensable, lorsqu'il s'agit d'une forme primitive ou secondaire peu connue, ou dont la loi de décroissement n'a pas encore été déterminée.*
      - **COULEUR.**
        - blanc — de neige, blanc de lait, blanc rougeâtre, etc.
        - gris — gris de fer, gris de perle, etc.
        - noir — noir foncé, noir bleuâtre, etc.
        - bleu — d'indigo, de Prusse, violacé, etc.
        - vert — vert de pré, vert de poireau, etc.
        - jaune — de soufre, citrin, orangé, etc.
        - rouge — de brique, écarlate, rose, etc.
        - brun — rougeâtre, couleur de foie, etc.
      - **SURFACE.**
        - en druses, lisse, rude, etc.
        - rayée — en travers, en long, alternativement, etc.
      - **ÉCLAT.**
        - l'intensité — très-brillant, brillant, peu brillant, mat, etc.
        - l'espèce — métallique, nacré, vitreux, etc.
      - **TRANSPARENCE.**
        - le degré — transparent, demi-transparent, translucide aux bords.
        - la réfraction — simple, double.
    - **ASPECT INTÉRIEUR.**
      - **ÉCLAT.**
        - l'intensité — très-brillant, peu brillant, etc.
        - l'espèce — métallique, nacré, vitreux, etc.
      - **CASSURE.** — compacte, anguleuse, conchoïde, fibreuse, à fibres torses, striée, en rayons divergens, feuilletée, à feuillets parallèles, à feuillets concentriques, etc.
      - **FIGURE DES FRAGMENS.** — cubiques, cubéiformes, en grains, en éclats, en lames, en esquilles informes, etc.
        - Nota. *On doit surtout porter attention aux* fragmens de coupe, *ou de* dissection, *ayant le poli naturel, et qui servent à déterminer le mécanisme de la structure, suivant les principes d'*HAUY.
  - **LE TACT.**
    - **TOUCHER.**
      - **PESANTEUR** — le degré — surnageant l'eau, léger, peu pesant, très-pesant.
        - *On ne peut se dispenser aujourd'hui d'indiquer la pesanteur spécifique par le rapport avec l'eau, que l'on détermine facilement avec le pèse-liqueur de* NICOLSON, *ou le gravimètre de* GUYTON.
      - **DURETÉ** — le degré — cédant à l'ongle, au couteau, à la lime; étincelant avec l'acier; rayant le verre, le cristal de roche, les gemmes; tendre, très-tendre, etc.
      - **FLEXIBILITÉ** — pliant, élastique, etc.
      - **DUCTILITÉ** — malléable, aigre, etc.
      - **COHÉSION** — très-tenace, fragile, friable, etc.
      - **GRAS** — onctueux, savonneux, etc.
      - **FROID** — le degré.
      - **TACHURE** — la couleur, son éclat.
      - **RACLURE** — changemens qu'elle produit dans la couleur et dans l'éclat.
      - **HAPPEMENT A LA LANGUE** — très-fort, médiocre, foible, nul.
        - *Il convient d'ajouter le* magnétisme *et l'*électricisme, *qui appartiennent certainement plus à la description qu'à l'analyse. On entend par Electricisme, la propriété de conduire le fluide électrique et celle de s'électriser par chaleur ou par frottement; la première forme un caractère important pour les métaux et les carbures; la seconde a déjà été employée avantageusement par* DAUBENTON, *pour les cristaux congénères à la tourmaline.*
  - **L'ODORAT.**
    - **ODEUR.**
      - le degré — forte, foible, nulle.
      - l'espèce — bitumineuse, sulfureuse, urineuse, argilleuse, etc.
  - **LE GOUT.**
    - **SAVEUR.**
      - le degré — forte, foible, nulle.
      - l'espèce — acide, alcaline, salée, styptique, amère, terreuse, etc.
  - **L'OUIE.**
    - **LE SON.**
      - **SONORE** — comme l'ardoise, l'arsenic, l'étain qu'on plie, etc.

TABLEAU des substances en action dans la fermentation spiritueuse (par Lavoisier).

	COMPOSÉS, ou ÉLÉMENS ACTUELS.			PRINCIPES DES COMPOSÉS, ou ÉLÉMENS CHIMIQUES.		TOTAL de chacun des Principes.			
						—	(	)	/
MÉLANGE DE 510 GRAMMES, (*ou* KILOGRAMMES) etc.	Sucre	100 grammes.	.....	)	8			8	
				(	28		28		
				—	64	64			
	Eau	400	.....	)	60			60	
				—	340	340			
	Levure de bière	10	Eau 7,239	)	1,0858			1,0858	
				—	6,1532	6,1532			
			Matière sèche 2,761	(	0,8051		0,8051		
				/	0,0403				0,0403
				)	0,2968			0,2962	
				—	1,6188	1,6188			
		510 grammes.			510,0000	411,7720	28,8051	69,3826	0,0403

TABLEAU des produits résultant de la fermentation spiritueuse (par Lavoisier).

	COMPOSÉS, *ou* ÉLÉMENS ACTUELS.				PRINCIPES DES COMPOSÉS, *ou* ÉLÉMENS CHIMIQUES.		TOTAL de chacun des principes. —	(	)	/
PRODUITS DES 510 PIÈCES.	Acide carbonique	(_	35,3459		—	25,4491	25,4491			
					(	9,8968	.....	9,8968		
	Eau	)	408,9781		—	347,6076	347,6076			
					)	61,3705	.....	.....	61,3705	
	Alcool (sec)	◇	57,7016	36,9290	—	31,3897	31,3897			
					)	5,5393	.....	.....	5,5393	
				20,7726	)	4,3125	.....	.....	4,3125	
					(	16,4601	.....	16,4601		
	Acide acéteux (sec)	[A]_	2,5000		)	0,1563	.....	.....	0,1563	
					—	1,7187	1,7187			
					(	0,6250	.....	0,6250		
	Sucre restant	◇	4,0940		)	0,3276	.....	.....	0,3276	
					—	2,6201	2,6201			
					(	1,1463	.....	1,1463		
	Levures (sèches)		1,3804		)	0,2120	.....	.....	0,2120	
					—	1,0050	1,0050			
					\	0,1634	.....	.....	.....	0,1634
			510,0000			510,0000	409,7902	28,1282	71,9182	0,1634

TABLE de la dissolubilité des Sels dans l'Alcool à la température moyenne (par le cit. Guyton).

SELS SOLUBLES.	SELS SOLUBLES.	SELS INSOLUBLES.	SELS INSOLUBLES.
Nitrate de potasse, } *en petite quan-*	Borate d'ammoniaque.	Sulfate de potasse.	Phosphate de potasse.
. . . . de soude, } *tité.*	Tartrite d'ammoniaque.	. . . . de soude.	. . . . . de soude.
. . . . d'ammoniaque, *peu.*	. . . . . d'alumine.	. . . . d'ammoniaque.	. . . . . d'ammoniaque.
. . . . de barite, *très-peu.*	. . . . . de potasse, *peu.*	. . . . de barite.	. . . . . de barite.
. . . . de chaux.	. . . . . de soude.	. . . . de chaux.	. . . . . de chaux.
. . . . de magnésie.	Oxalate acidule de potasse.	. . . . de magnésie.	. . . . . de magnésie.
. . . . d'alumine.	. . . . . d'alumine.	. . . . d'alumine.	. . . . . d'alumine.
. . . . d'argent.	Acétite de soude, *peu.*	. . . . de cuivre.	Tartrite de barite.
. . . . de cuivre.	. . . . de cuivre, *peu.*	. . . . de fer.	. . . . . de chaux.
. . . . de plomb.	. . . . de plomb.	. . . . de zinc.	. . . . . de magnésie.
. . . . de fer.		. . . . de cobalt.	. . . . . acidule de potasse.
. . . . de zinc.		. . . . de manganèse.	. . . . . de soude.
. . . . de bismuth.		Nitrate d'étain.	Oxalate de potasse.
. . . . de cobalt.		. . . . de nickel.	. . . . . de soude.
Muriate de potasse.		Muriate de plomb.	. . . . . d'ammoniaque.
. . . . de soude, *en très-petite quantité.*		Fluate de potasse.	. . . . . de barite.
. . . . d'ammoniaque.		. . . . de soude.	. . . . . de chaux.
. . . . de barite, *très-peu.*		. . . . de barite.	. . . . . de magnésie.
. . . . de chaux, *peu.*		. . . . de chaux.	Prussiate de potasse.
. . . . de magnésie.		. . . . de magnésie.	. . . . . de soude.
. . . . de mercure oxigéné.		Borate de potasse.	. . . . . de chaux.
. . . . de cuivre.		. . . . de soude.	
. . . . de fer.		. . . . . de barite.	
. . . . de zinc.		. . . . de chaux.	
. . . . de cobalt.		. . . . de magnésie.	
Nitro-muriate d'or.			
Fluate d'ammoniaque.			
. . . . d'alumine.			

TABLEAU

RÉUNISSANT LES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES ET CHIMIQUES DES CORPS,

DISPOSÉES MÉTHODIQUEMENT,

DESTINÉ A L'USAGE DES ÉLÈVES DE L'ÉCOLE CENTRALE DU PANTHÉON,

Par BOUILLON-LAGRANGE.

Le but de la Physique et de la chimie est de connoître deux genres de propriétés que présentent les corps;

SAVOIR :

Les propriétés physiques ou celles qu'on observe, sans altérer les corps; *elles existent*

Dans tous les corps; *elles y sont*

Ou constantes, essentielles à leur nature.

- **1. DIVISIBILITÉ.** . . . . . — Etendue ; à l'infini pour la pensée, au-delà de l'imagination par les faits de l'or battu et filé, des odeurs et des teintures.
- **2. IMPÉNÉTRABILITÉ.** . . — Espace, résistance des milieux ; effets dans les machines et les arts.
- **3. MOBILITÉ.** . . . . . — Idée du repos et du mouvement ; équilibre, mouvement simple, composé, curviligne, rectiligne, centripète, centrifuge.
- **4. INERTITÉ** (ou force d'inertie) . . . . . — Lois du choc des corps, durs, élastiques, équilibre des machines, frottemens, roideur.
- **5. GRAVITÉ.** . . . . . — Attractions, pesanteur absolue, spécifique ; idée du système du monde ; du flux et du reflux ; lois de la chûte des corps.

Ou variables, et non essentielles à leur nature.

- **6. POROSITÉ.** . . . . . — Aucune molécule ne se touche ; prouvé par l'expérience, par la filtration, l'hygrométrie, la transpiration, la transparence, l'écoulement, les vibrations, la condensation, la pénétration des différentes substances par d'autres.
- **7. COMPRESSIBILITÉ** . . . — Rapprochement des molécules par la pression ; preuves dans les arts.
- **8. DILATABILITÉ** . . . . . — Ecartement des molécules par { Diminution de pression. / Introduction d'un corps étranger prouvé par les arts.
- **9. ÉLASTICITÉ.** . . . . . — Varie dans les corps ; ses effets extrêmement forts dans la lumière et dans le calorique qui la communique ; ressorts.
- **10. SOLIDITÉ** . . . . . — Mollesse ; ductilité ; ténacité ; dureté ; donnée, détruite
- **11. FIGURABILITÉ** . . . . — Limites des surfaces d'un corps dans l'espace ; nécessaires autant que variables dans les corps.
- **12. CRISTALLISABILITÉ.** . . — Forme donnée des molécules intégrantes ; forme primitive, forme secondaire ; nombre de celles qui sont connues, dues à la nature, dues à l'art.

Dans quelques-uns seulement, ou dans quelques états de tous; *ce sont la*

- **13. SONORITÉ.** . . . . . — Considérée dans les corps qui produisent le son, dans les milieux qui les transmettent, dans l'organe qui le reçoit.
- **14. ÉLECTRICITÉ.** . . . . . — Considérée dans sa cause, dans les moyens de la faire naître, dans l'influence qu'exerce un corps électrisé sur d'autres corps, dans les phénomènes lumineux qu'elle produit, dans son analogie avec la foudre.
- **15. MAGNÉTICITÉ.** . . . . . — Considérée dans sa cause, dans les attractions et répulsions existantes entre plusieurs aimants, dans l'influence qu'exerce un aimant sur le fer, dans les armures dans la direction de l'aimant ; déclinaison, inclinaison dans les moyens de la produire.
- **16. CLARTÉ** . . . . . — Mouvement, direction, réflexion, réfraction, décomposition de la lumière ; l'optique, la dioptrique, la catoptrique, la vision ; son action intime et chimique sur les corps.

Les propriétés chimiques ou celles qu'on observe, en altérant les corps, en changeant leur état par l'art, ou en les voyant altérés et changés par les forces de la nature ;

I. Généralement dans tous les corps.

- **17. AFFINITÉ.** . . . . . — Ses lois, sa différence d'avec l'attraction entre les grands corps, son influence dans les phénomènes de la nature.

II. Dans la matière du calorique.

- **18. CALORICITÉ.** . . . . . — Propriétés du calorique, son action sur tous les corps, chaleur, dilatation, raréfaction, ses affinités ; calorique libre, thermométrique, calorique combiné, calorique spécifique, capacité pour le calorique, calorimétrie
- **19. FUSIBILITÉ.** . . . . . — Combinaisons de corps avec le calorique, effets de celui-ci ; différence de fusibilité ; corps toujours fondus, difficiles à fondre, infusibles ou réfractaires.
- **20. LIQUIDITÉ.** . . . . . — Application particulière de la propriété précédente aux corps nommés liquides.
- **21. VOLATILITÉ.** . . . . . — Autre propriété donnée par le calorique ; ses divers degrés dans différens corps, manière de séparer ceux-ci des uns des autres ; idée de la distillation.
- **22. GAZÉITÉ** . . . . . — Limite de la combinaison des corps avec le calorique, fusion complète de ceux ci dans le calorique, différence d'un gaz et d'une vapeur ; gaz permanens et non permanens ; idée des découvertes modernes et de la révolution qu'elles ont amenée dans la chimie.

III. Dans l'air.

- **23. PYROTICITÉ** (ou puissance de l'air pour entretenir le feu). — Action de l'air produisant le feu ; à cette occasion examen des propriétés de l'air, sa pesanteur, sa compressibilité, son ressort ; atmosphère, sa hauteur, ses couches, sa composition ; gaz oxigène, gaz azote ; corps additionnels.

IV. Dans les corps combustibles.

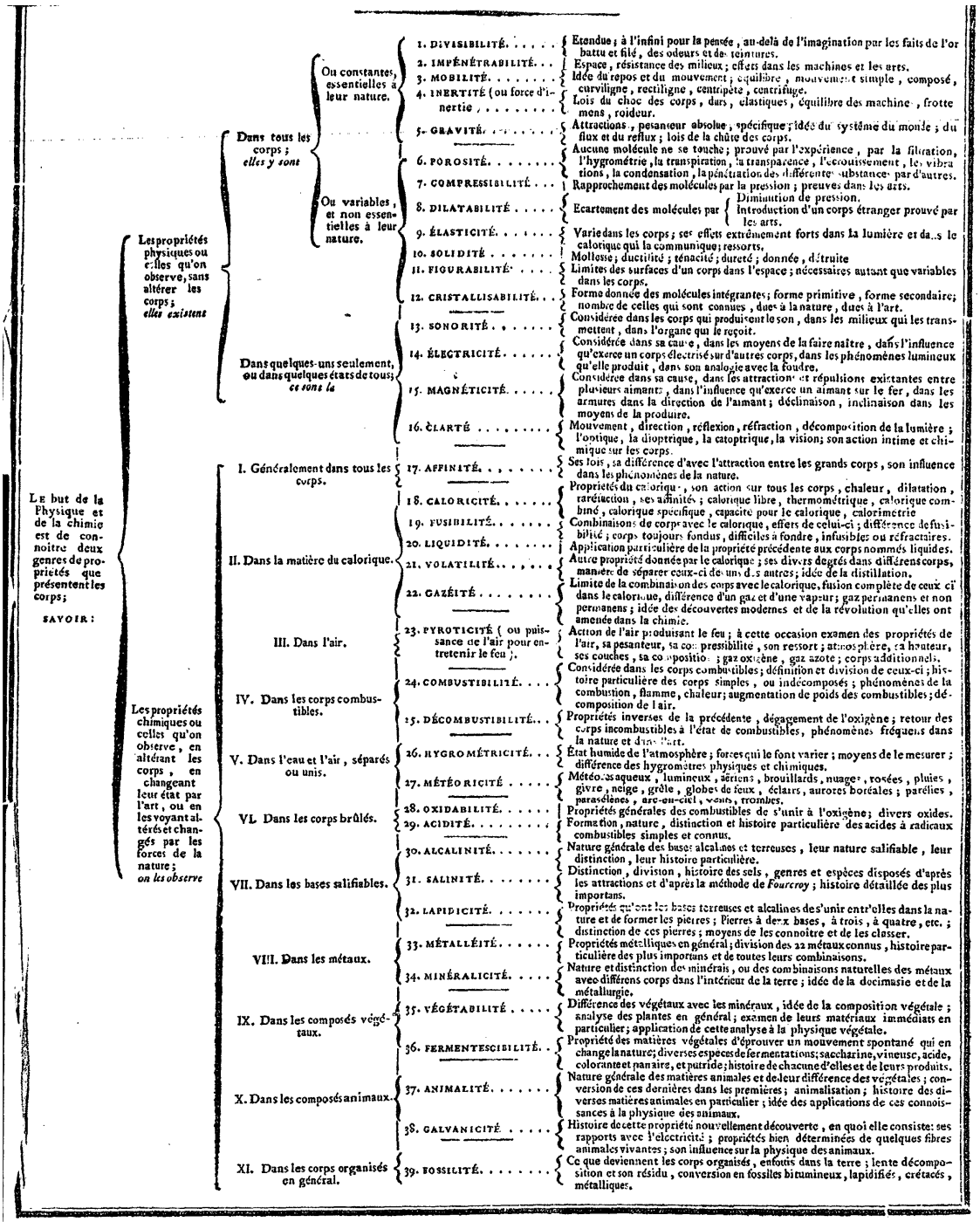
- **24. COMBUSTIBILITÉ.** . . . . — Considérée dans les corps combustibles ; définition et division de ceux-ci ; histoire particulière des corps simples, ou indécomposés ; phénomènes de la combustion, flamme, chaleur ; augmentation de poids des combustibles ; décomposition de l'air.
- **25. DÉCOMBUSTIBILITÉ.** . . — Propriétés inverses de la précédente, dégagement de l'oxigène ; retour des corps incombustibles à l'état de combustibles, phénomènes fréquens dans la nature et dans l'art.

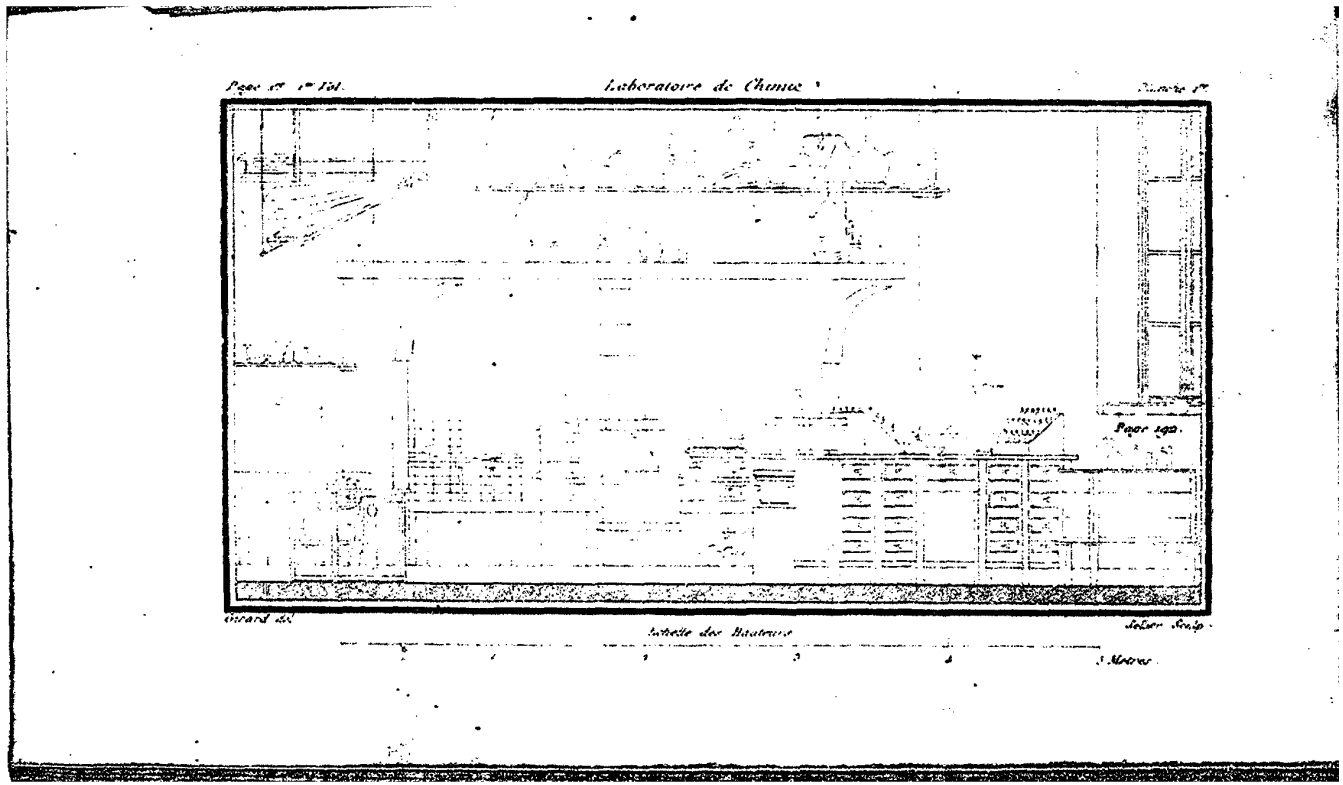
V. Dans l'eau et l'air, séparés ou unis.

- **26. HYGROMÉTRICITÉ.** . . . — État humide de l'atmosphère ; forces qui le font varier ; moyens de le mesurer ; différence des hygromètres physiques et chimiques.
- **27. MÉTÉORICITÉ** . . . . . — Météores aqueux, lumineux, aériens, brouillards, nuages, rosées, pluies, givre, neige, grêle, globes de feux, éclairs, aurores boréales, parelies, parasélènes, arc-en-ciel, vents, trombes.

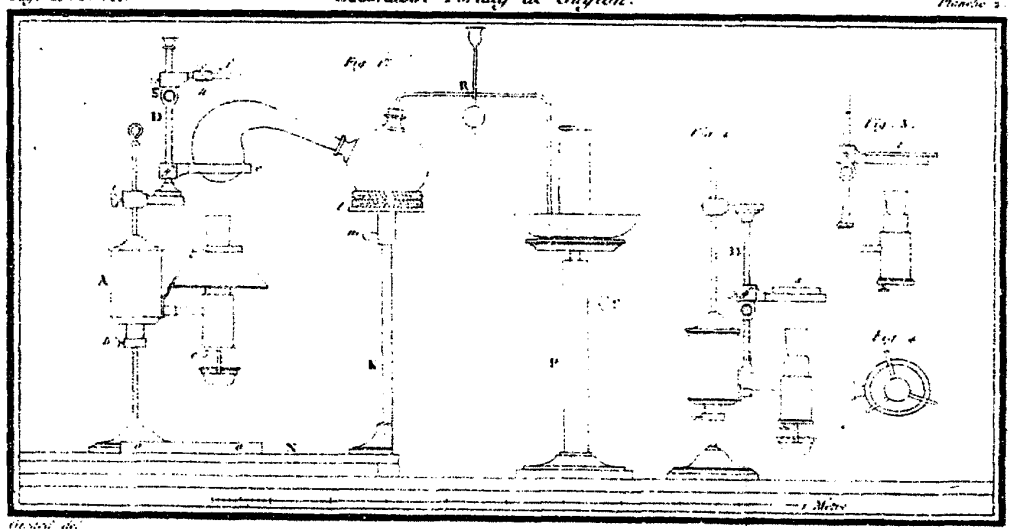
VI. Dans les corps brûlés.

- **28. OXIDABILITÉ.** . . . . . — Propriétés générales des combustibles de s'unir à l'oxigène ; divers oxides.
- **29. ACIDITÉ.** . . . . . — Formation, nature, distinction et histoire particulière des acides et radicaux combustibles simples et connus.
- **30. ALCALI** . . . . . — Nature générale des bases alcalines et terreuses, leur nature salifiable, leur distinction, leur histoire particulière.
- **31. SELS** . . . . . — Distinction, division, histoire des sels, genres et espèces disposés d'après les attractions et d'après la méthode de *Fourcroy* ; histoire détaillée des plus

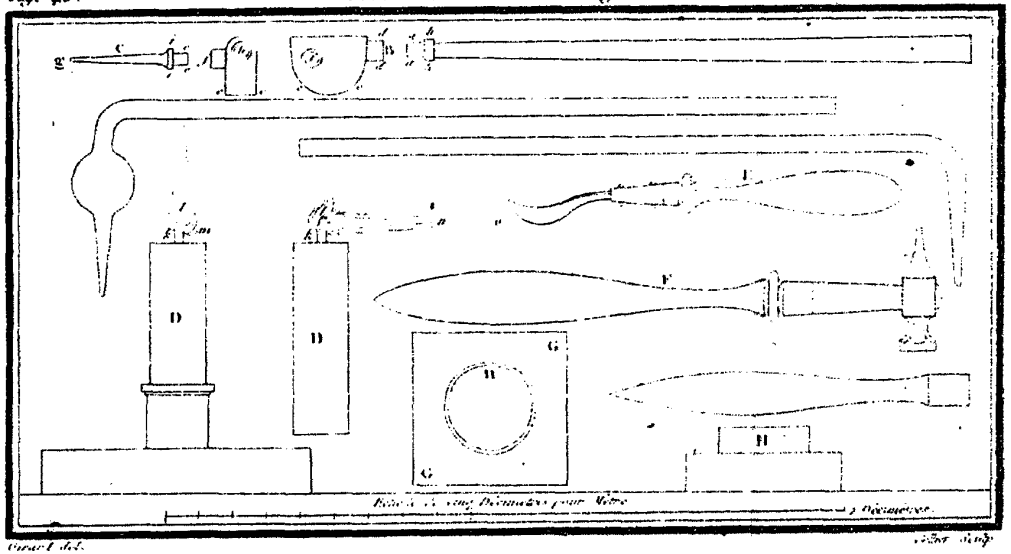

Le but de la Physique et de la chimie est de connoître deux genres de propriétés que présentent les corps;
SAVOIR :
Les propriétés physiques ou celles qu'on observe, sans altérer les corps; elles existent
Les propriétés chimiques ou celles qu'on observe, en altérant les corps, en changeant leur état par l'art, ou en les voyant altérés et changés par les forces de la nature; on les observe
Dans tous les corps; elles y sont
Ou constantes, essentielles à leur nature.
Ou variables, et non essentielles à leur nature.
Dans quelques-uns seulement, ou dans quelques états de tous; ce sont là
1. DIVISIBILITÉ. Etendue; à l'infini pour la pensée, au-delà de l'imagination par les faits de l'or battu et filé, des odeurs et des teintures.
2. IMPÉNÉTRABILITÉ. Espace, résistance des milieux; effets dans les machines et les arts.
3. MOBILITÉ. Idée du repos et du mouvement; équilibre, mouvement simple, composé, curviligne, rectiligne, centripète, centrifuge.
4. INERTITÉ (ou force d'inertie). Lois du choc des corps, durs, élastiques, équilibre des machines, frottemens, roideur.
5. GRAVITÉ. Attractions, pesanteur absolue, spécifique; idée du système du monde; du flux et du reflux; lois de la chûte des corps.
6. POROSITÉ. Aucune molécule ne se touche; prouvé par l'expérience, par la filtration, l'hygrométrie, la transpiration, la transparence, l'écrouissement, les vibrations, la condensation, la pénétration des différentes substances par d'autres.
7. COMPRESSIBILITÉ. Rapprochement des molécules par la pression; preuves dans les arts.
8. DILATABILITÉ. Ecartement des molécules par Diminution de pression. Introduction d'un corps étranger prouvé par les arts.
9. ÉLASTICITÉ. Varie dans les corps; ses effets extrêmement forts dans la lumière et dans le calorique qui la communique; ressorts.
10. SOLIDITÉ. Mollesse; ductilité; ténacité; dureté; donnée, détruite
11. FIGURABILITÉ. Limites des surfaces d'un corps dans l'espace; nécessaires autant que variables dans les corps.
12. CRISTALLISABILITÉ. Forme donnée des molécules intégrantes; forme primitive, forme secondaire; nombre de celles qui sont connues, dues à la nature, dues à l'art.
13. SONORITÉ. Considérée dans les corps qui produisent le son, dans les milieux qui les transmettent, dans l'organe qui le reçoit.
14. ÉLECTRICITÉ. Considérée dans sa cause, dans les moyens de la faire naître, dans l'influence qu'exerce un corps électrisé sur d'autres corps, dans les phénomènes lumineux qu'elle produit, dans son analogie avec la foudre.
15. MAGNÉTICITÉ. Considérée dans sa cause, dans les attractions et répulsions existantes entre plusieurs aimants, dans l'influence qu'exerce un aimant sur le fer, dans les armures dans la direction de l'aimant; déclinaison, inclinaison dans les moyens de la produire.
16. CLARTÉ. Mouvement, direction, réflexion, réfraction, décomposition de la lumière; l'optique, la dioptrique, la catoptrique, la vision; son action intime et chimique sur les corps.
I. Généralement dans tous les corps.
17. AFFINITÉ. Ses lois, sa différence d'avec l'attraction entre les grands corps, son influence dans les phénomènes de la nature.
II. Dans la matière du calorique.
18. CALORICITÉ. Propriétés du calorique, son action sur tous les corps, chaleur, dilatation, raréfaction, ses affinités; calorique libre, thermométrique, calorique combiné, calorique spécifique, capacité pour le calorique, calorimétrie
19. FUSIBILITÉ. Combinaisons du corps avec le calorique, effets de celui-ci; différence de fusibilité; corps toujours fondus, difficiles à fondre, infusibles ou réfractaires.
20. LIQUIDITÉ. Application particulière de la propriété précédente aux corps nommés liquides.
21. VOLATILITÉ. Autre propriété donnée par le calorique; ses divers degrés dans différens corps, manière de séparer ceux-ci de ceux-là; idée de la distillation.
22. GAZÉITÉ. Limite de la combinaison des corps avec le calorique, fusion complète de ceux ci dans le calorique, différence d'un gaz et d'une vapeur; gaz permanens et non permanens; idée des découvertes modernes et de la révolution qu'elles ont amenée dans la chimie.
III. Dans l'air.
23. PYROTICITÉ (ou puissance de l'air pour entretenir le feu). Action de l'air produisant le feu; à cette occasion examen des propriétés de l'air, sa pesanteur, sa compressibilité, son ressort; atmosphère, sa hauteur, ses couches, sa composition; gaz oxigène, gaz azote; corps additionnels.
IV. Dans les corps combustibles.
24. COMBUSTIBILITÉ. Considérée dans les corps combustibles; définition et division de ceux-ci; histoire particulière des corps simples, ou indécomposés; phénomènes de la combustion, flamme, chaleur; augmentation de poids des combustibles; décomposition de l'air.
25. DÉCOMBUSTIBILITÉ. Propriétés inverses de la précédente, dégagement de l'oxigène; retour des corps incombustibles à l'état de combustibles, phénomènes fréquens dans la nature et dans l'art.
V. Dans l'eau et l'air, séparés ou unis.
26. HYGROMÉTRICITÉ. État humide de l'atmosphère; forces qui le font varier; moyens de le mesurer; différence des hygromètres physiques et chimiques.
27. MÉTÉORICITÉ. Météores aqueux, lumineux, aériens, brouillards, nuages, rosées, pluies, givre, neige, grêle, globes de feux, éclairs, aurores boréales; parélies, paraséléne, arc-en-ciel, vents, trombes.
VI. Dans les corps brûlés.
28. OXIDABILITÉ. Propriétés générales des combustibles de s'unir à l'oxigène; divers oxides.
29. ACIDITÉ. Formation, nature, distinction et histoire particulière des acides à radicaux combustibles simples et connus.
VII. Dans les bases salifiables.
30. ALCALINITÉ. Nature générale des bases alcalines et terreuses, leur nature salifiable, leur distinction, leur histoire particulière.
31. SALINITÉ. Distinction, division, histoire des sels, genres et espèces disposés d'après les attractions et d'après la méthode de Fourcroy; histoire détaillée des plus importans.
32. LAPIDICITÉ. Propriétés qu'ont les bases terreuses et alcalines de s'unir entr'elles dans la nature et de former les pierres; Pierres à deux bases, à trois, à quatre, etc.; distinction de ces pierres; moyens de les connoître et de les classer.
VIII. Dans les métaux.
33. MÉTALLÉITÉ. Propriétés métalliques en général; division des 22 métaux connus, histoire particulière des plus importans et de toutes leurs combinaisons.
34. MINÉRALICITÉ. Nature et distinction des minérais, ou des combinaisons naturelles des métaux avec différens corps dans l'intérieur de la terre; idée de la docimasie et de la métallurgie.
IX. Dans les composés végétaux.
35. VÉGÉTABILITÉ. Différence des végétaux avec les minéraux, idée de la composition végétale; analyse des plantes en général; examen de leurs matériaux immédiats en particulier; application de cette analyse à la physique végétale.
36. FERMENTESCIBILITÉ. Propriété des matières végétales d'éprouver un mouvement spontané qui en change la nature; diverses espèces de fermentations; saccharine, vineuse, acide, colorante et panaire, et putride; histoire de chacune d'elles et de leurs produits.
X. Dans les composés animaux.
37. ANIMALITÉ. Nature générale des matières animales et de leur différence des végétales; conversion de ces dernières dans les premières; animalisation; histoire des diverses matières animales en particulier; idée des applications de ces connoissances à la physique des animaux.
38. GALVANICITÉ. Histoire de cette propriété nouvellement découverte, en quoi elle consiste: ses rapports avec l'électricité; propriétés bien déterminées de quelques fibres animales vivantes; son influence sur la physique des animaux.
XI. Dans les corps organisés en général.
39. FOSSILITÉ. Ce que deviennent les corps organisés, enfouis dans la terre; lente décomposition et son résidu, conversion en fossiles bitumineux, lapidifiés, crétacés, métalliques.


Page 1re Vol.
Laboratoire de Chimie
Planche 1re
Page 192.
Echelle des Hauteurs
1 Metre

Page 26. 1re Vol. *Laboratoire Portatif de Guyton.* Planche 2.

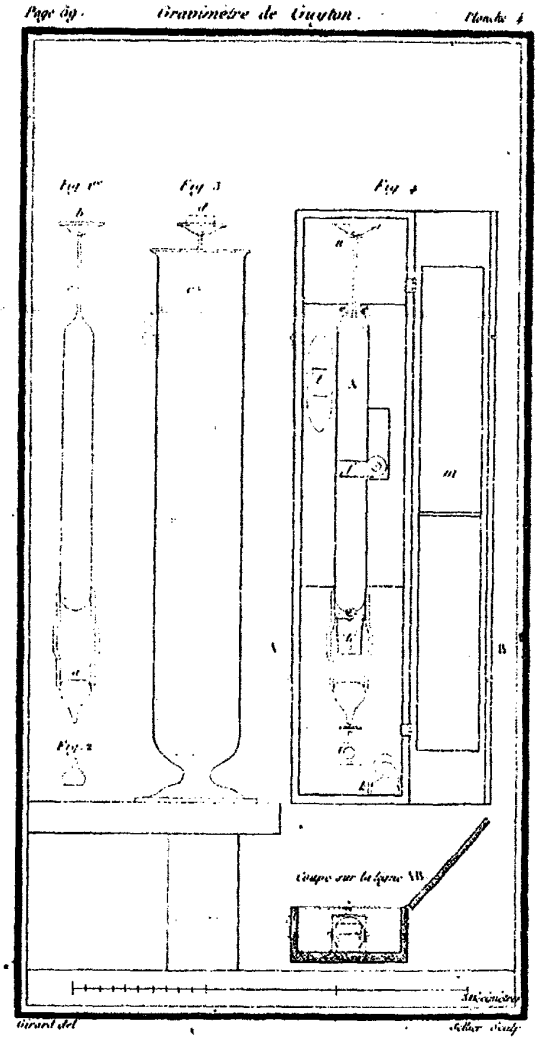


Page 46. *Chalumeau à Souder de Bergman.* Planche 2.

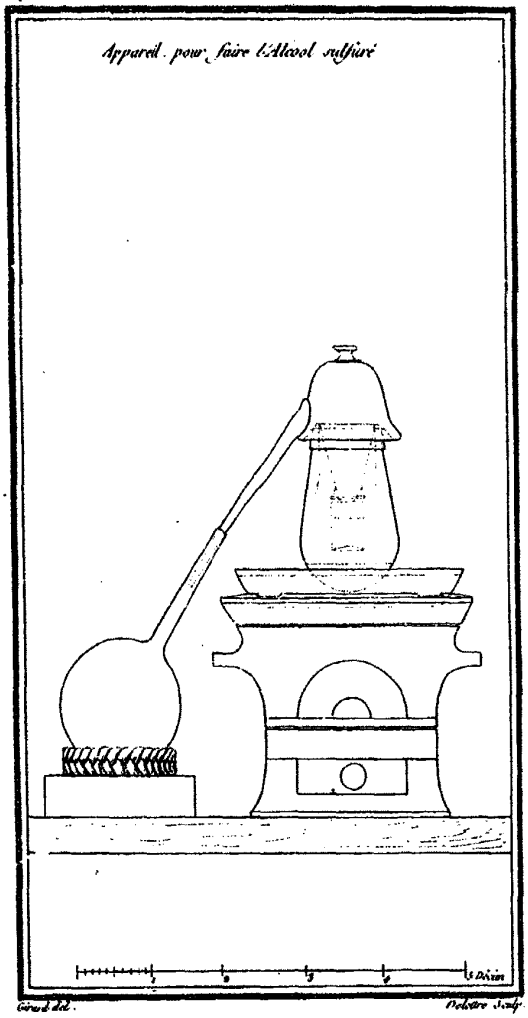


Gérard Sculp. Imp. Rang

Page 69. *Gravimètre de Guyton.* Planche 4



Appareil pour faire l'Alcool sulfuré

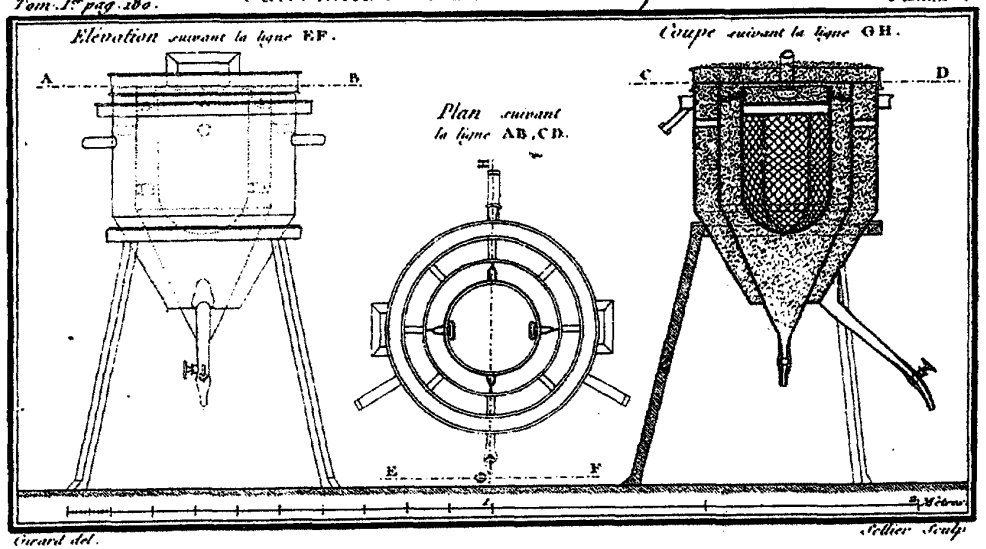


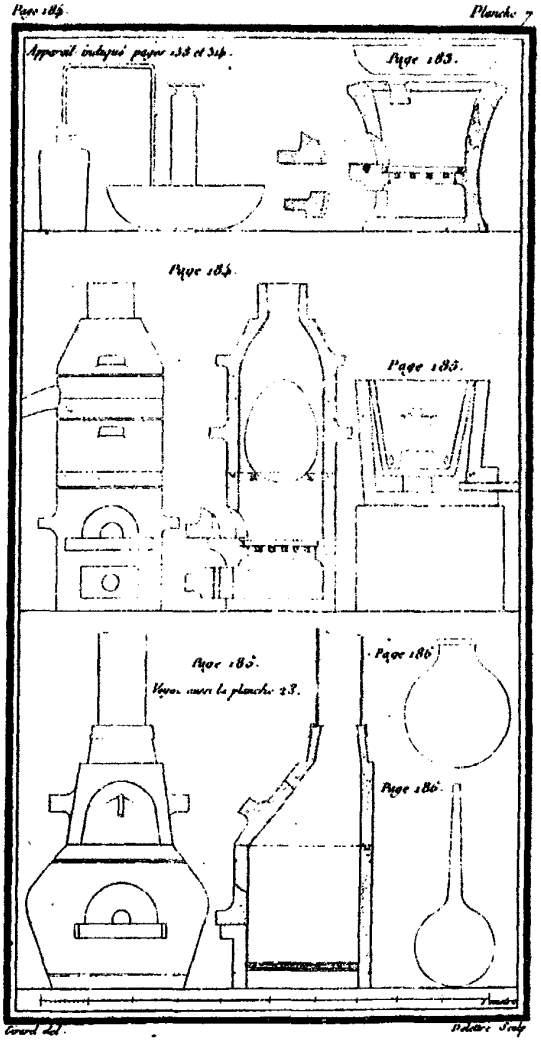
Gérard del. Delvaux Sculp.

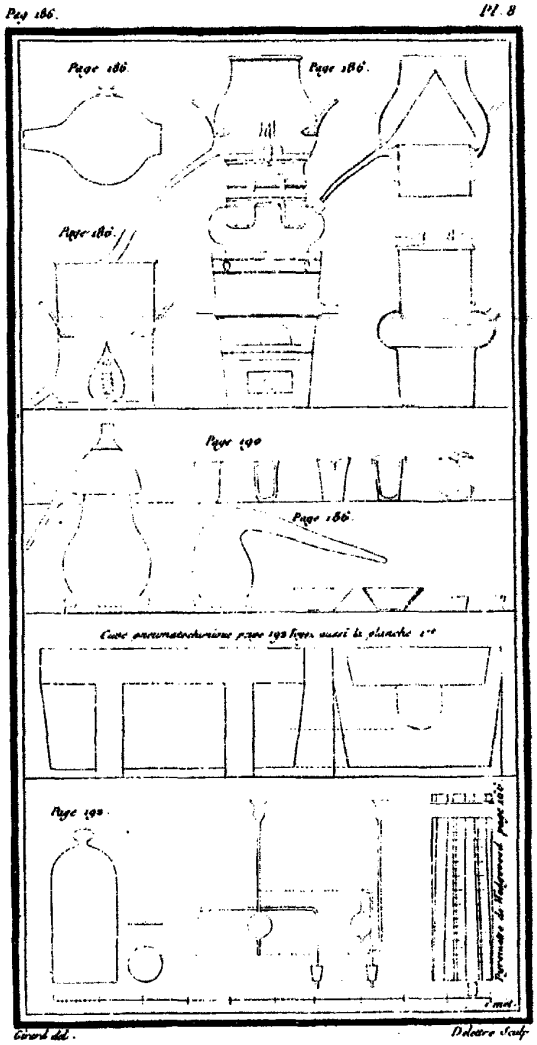
Tom. 1er pag. 180.

Calorimètre de Lavoisier et Laplace ?

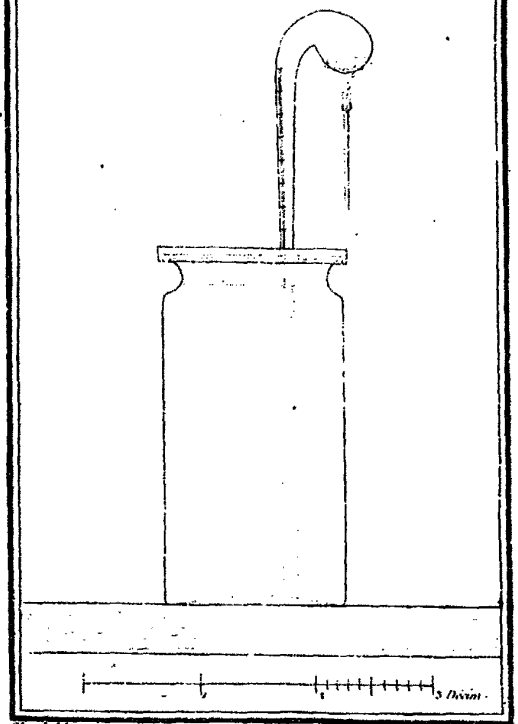
Planche 6.




Appareil indiqué page 138 et 314.
Page 183.
Page 184.
Page 183.
Page 185.
Voyez entre la planche 23.
Page 186.
Page 186.


Page 186.
Page 186'.
Page 186''.
Page 190
Page 186.
Cuve pneumatochimique page 193 hors aussi la planche 1re
Page 190.
Girard del.
Delaire Sculp.

Pluviomètre de Crayton.

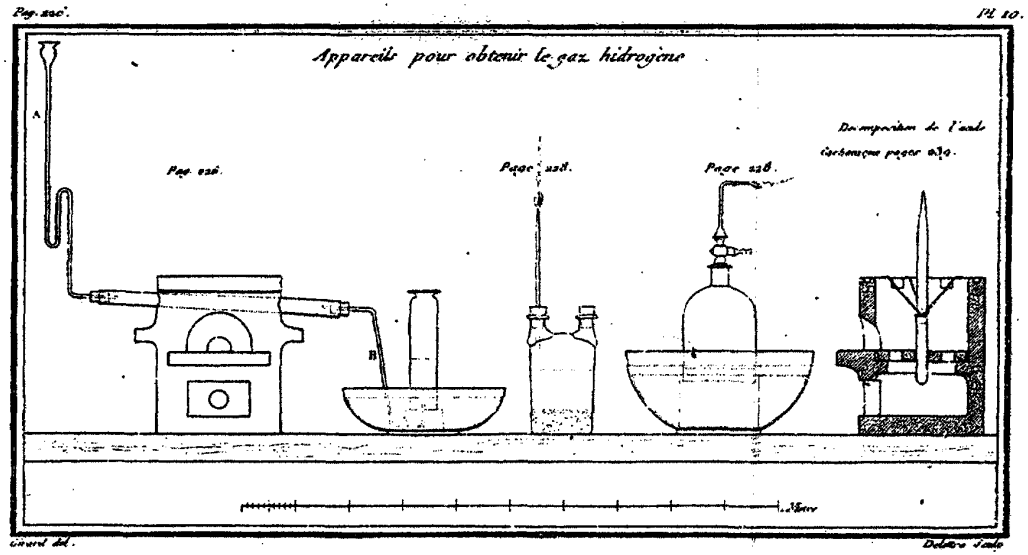


Gérard del. Delettre Sculp.

Pag. 220.

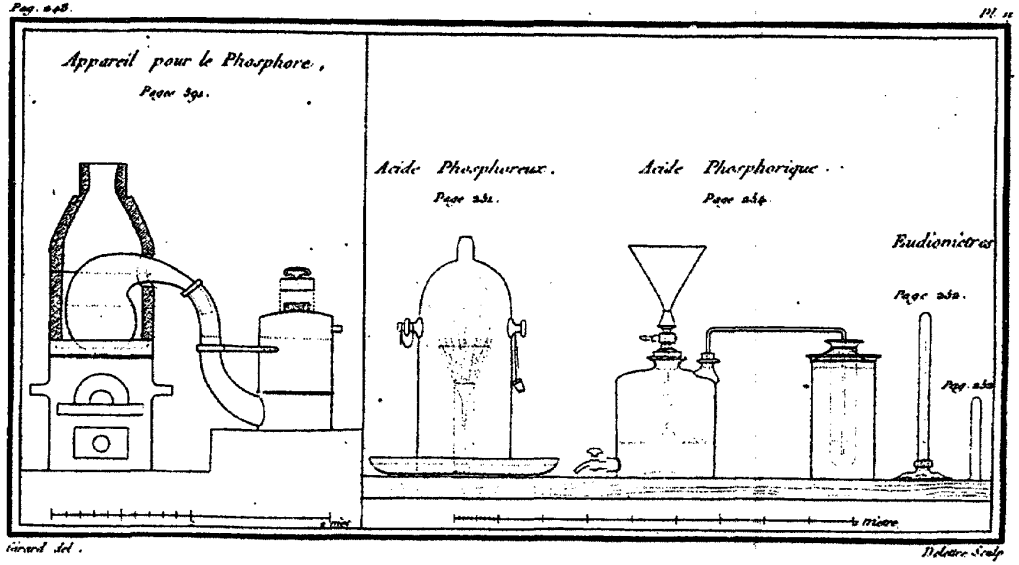
Pl. 10.

Appareils pour obtenir le gaz hidrogène



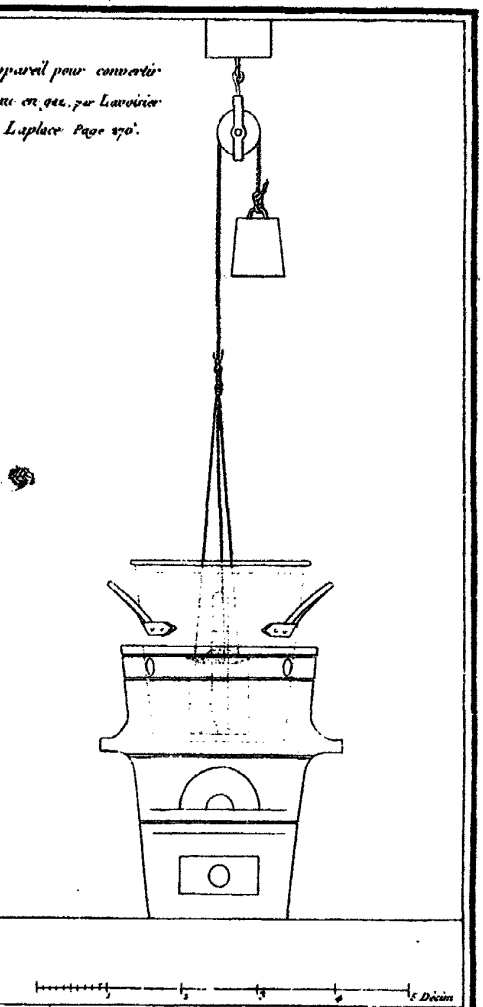
Courtin del.

Delattre Sculp

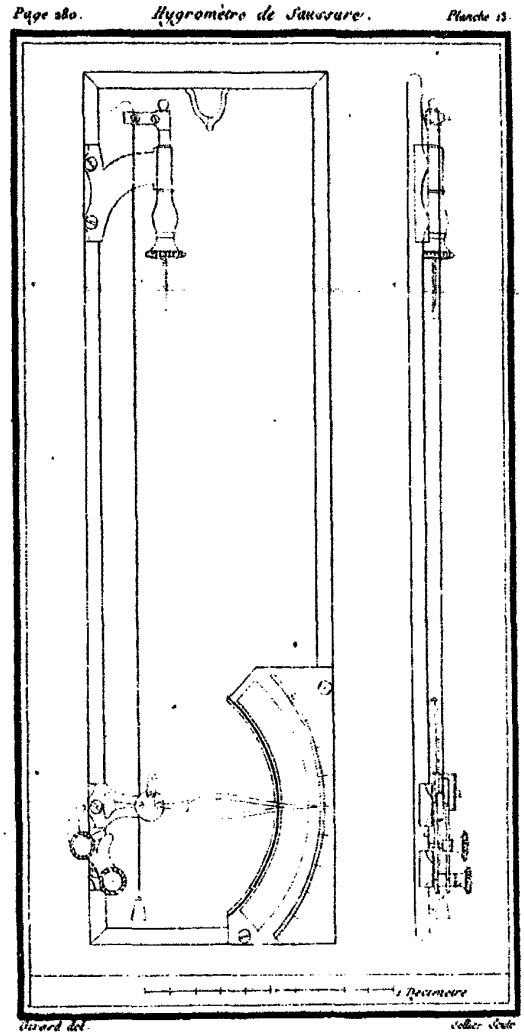


Giraud del. Delattre Sculp.

Appareil pour convertir l'eau en gaz, par Lavoisier et Laplace Page 270.



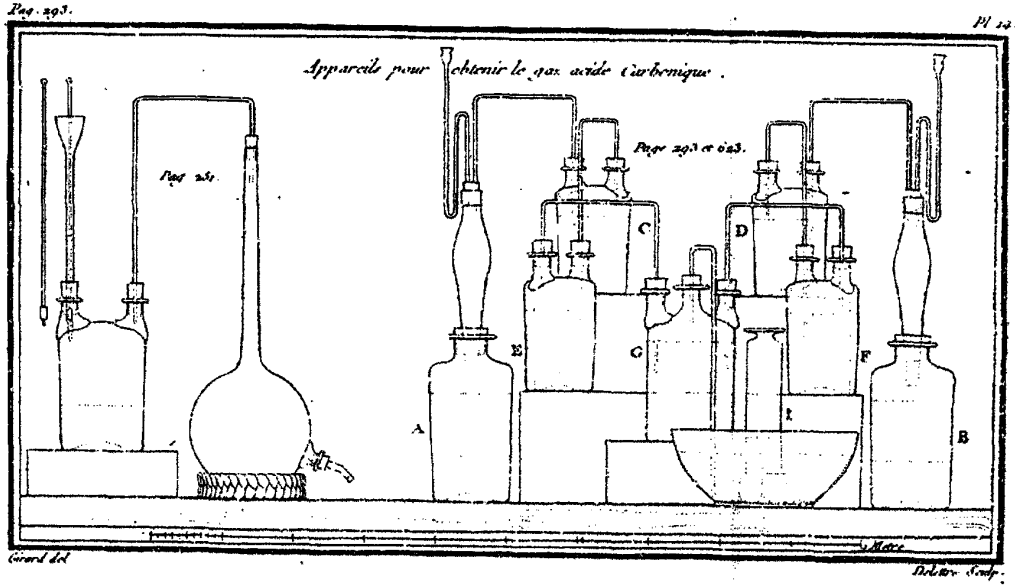
Civard del. Delvaux Sculp.



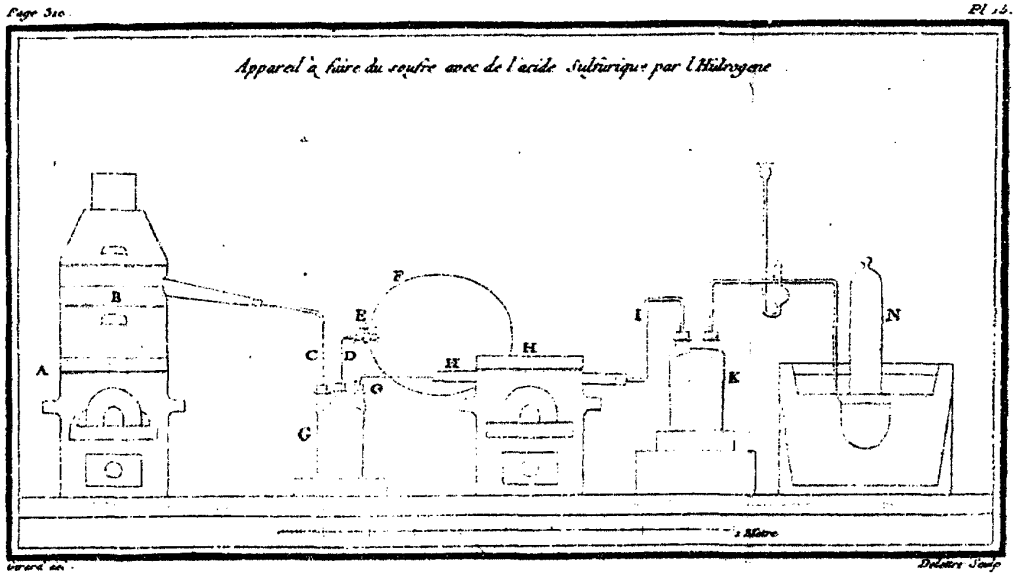
Clavaré del. Collier Sculp.

Pag. 293.

Pl. 14.


Appareils pour obtenir le gaz acide carbonique.
Page 251.
Page 293 et 623.
A
B
C
D
E
F
G
I
Girard del.
Dalker Sculp.

Appareil à faire du soufre avec de l'acide Sulfurique par l'Hidrogene

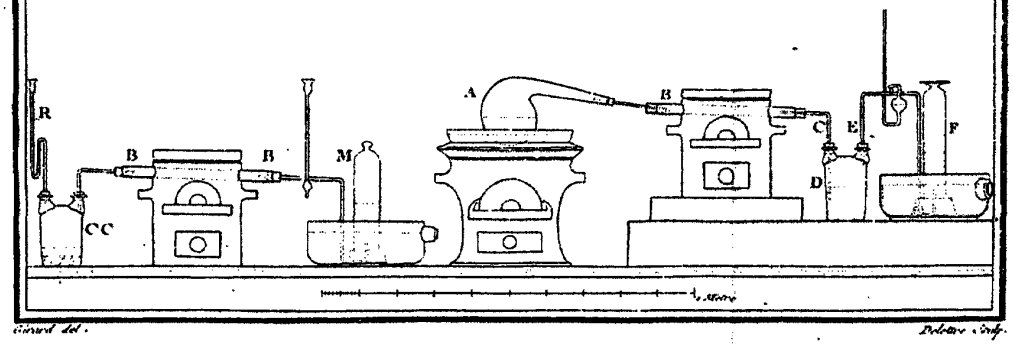


Gerard del. Delattre Sculp.

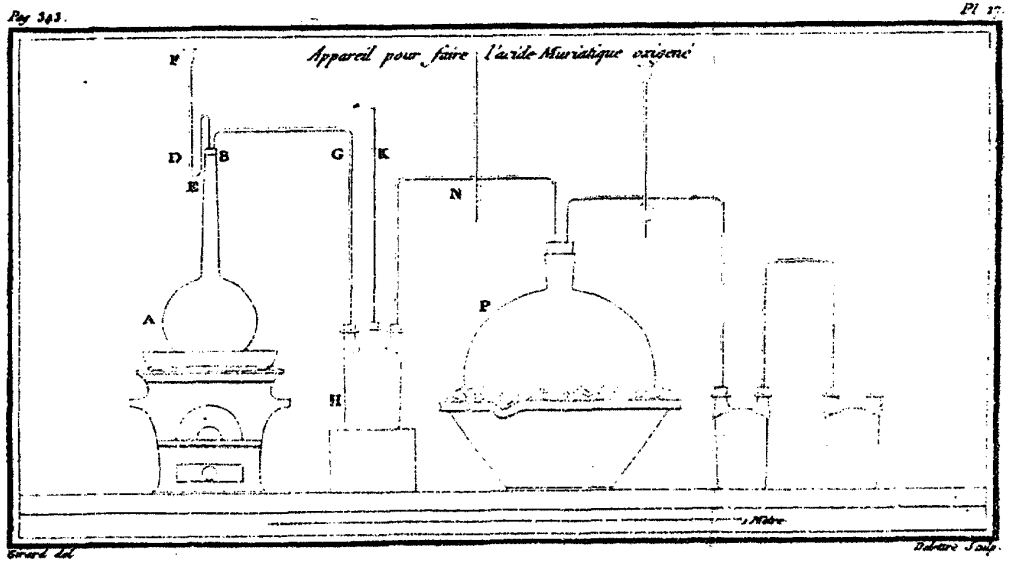
Page 327. Pl. 16

Gaz Nitreux en contact avec le Calorique.
Page 327.

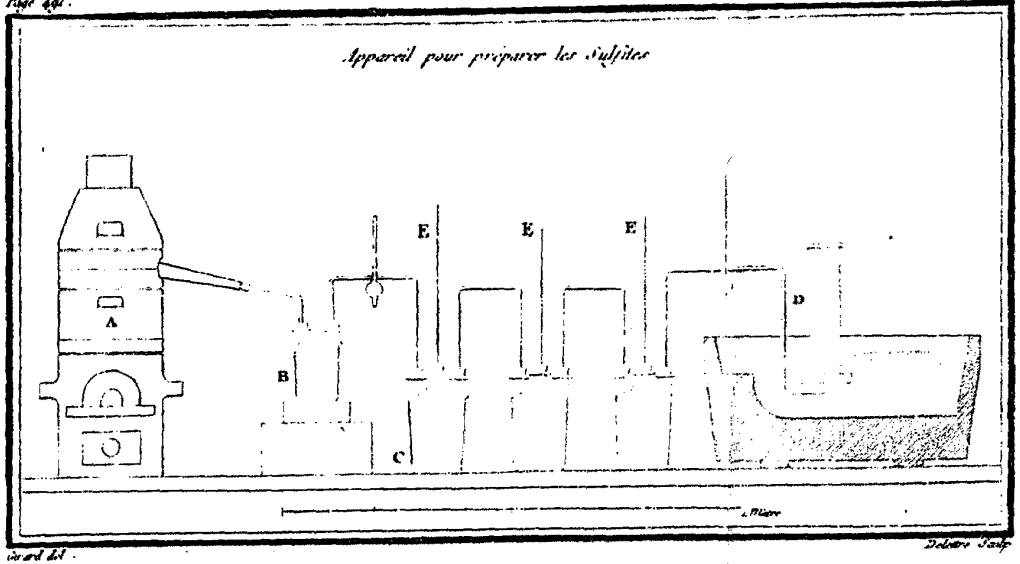
Appareil pour faire de l'acide Hidrique avec le gaz Ammoniaque et l'oxide de Manganeze
Page 343.



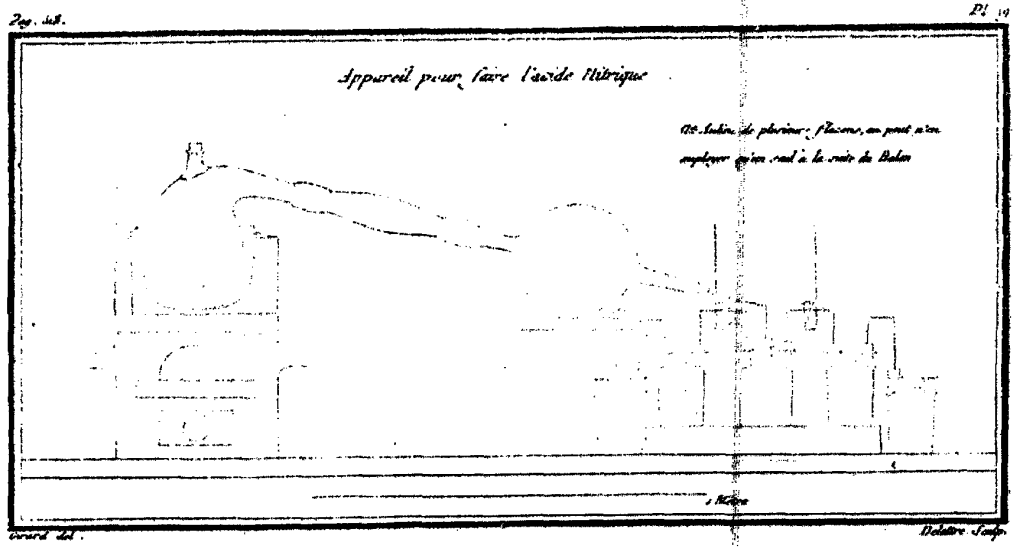
Girard del. Delvaux Sculp.

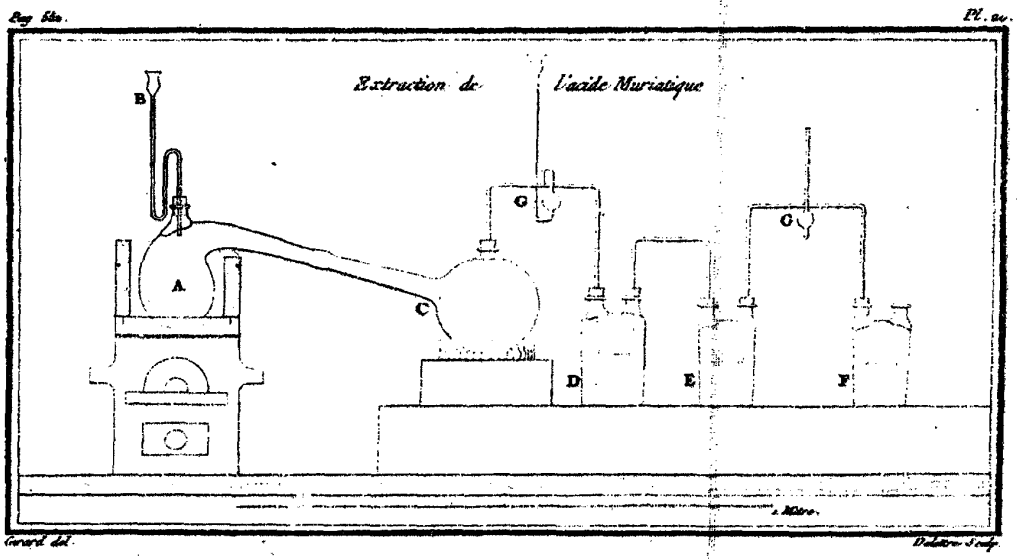

Appareil pour faire l'acide Muriatique oxigené
F
D
B
E
G
K
N
A
P
H
Girard Del.
Debaire Sculp.

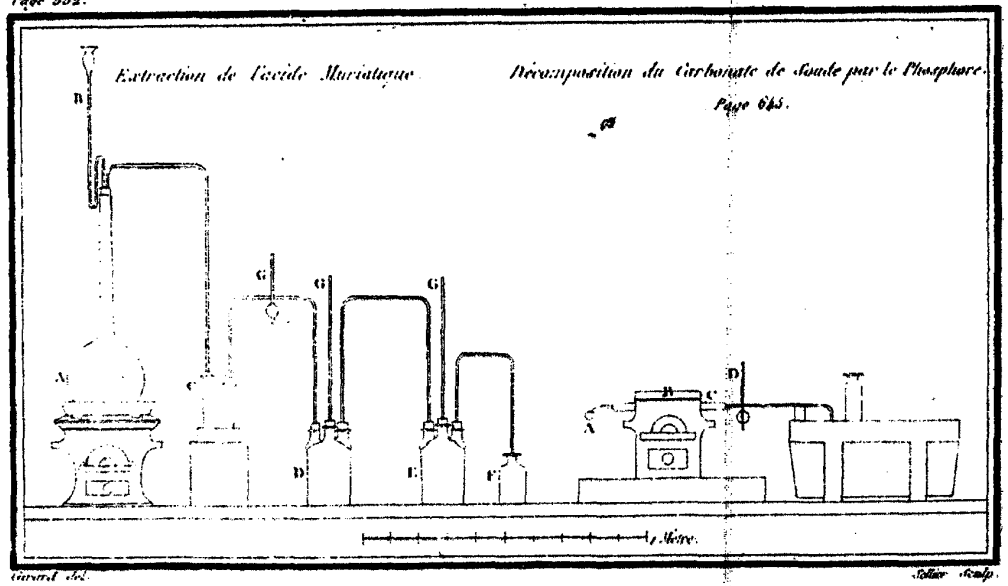
Appareil pour préparer les Sulfites



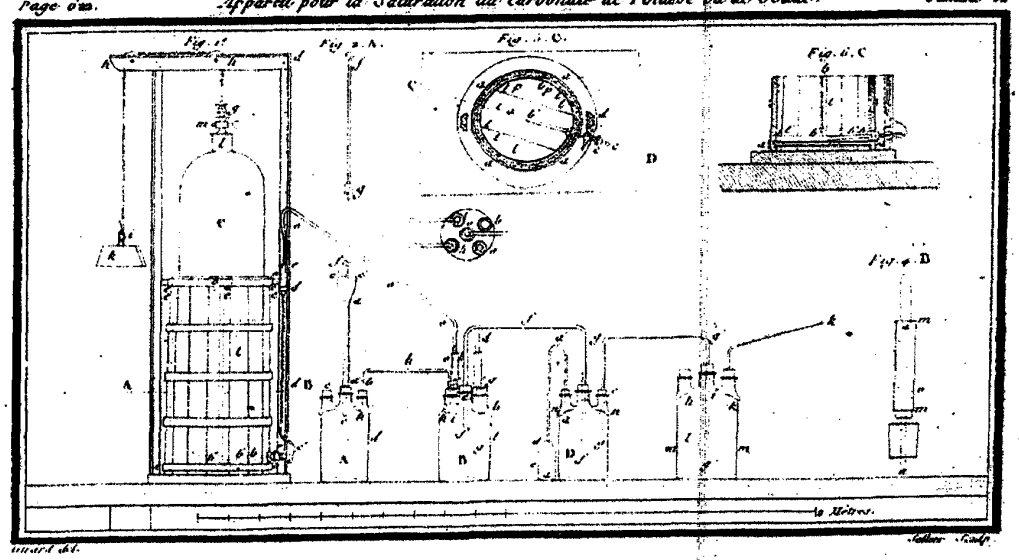
Gérard del. Delvaux Sculp.

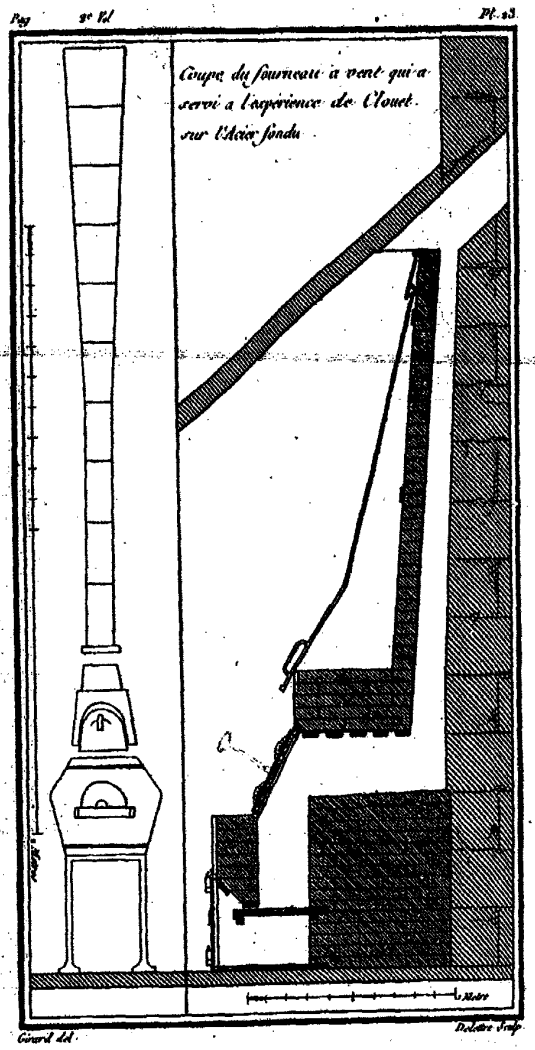

Pag. 118.
Pl. 19
Appareil pour faire l'acide Nitrique
Ce Matras de plusieurs Flacons, on peut n'en employer qu'un seul à la suite du Balon
Corard Del.
Delattre Sculp.


Pag 6to.
Pl. 4e.
Extraction de l'acide Muriatique
B
A
C
G
G
D
E
F
Gerard del.
Delatre Sculp.



Girard del. Sellier Sculp.


Fig. 1.
Fig. 2. 3.
Fig. 4. C.
Fig. 5. C
Fig. 6. D
A
B
C
D
10 Mètres.


Coupe du fourneau à vent qui a servi à l'expérience de l'Ouvet sur l'Acier fondu
Girard del.
D.Delaire Sculp.

NOTICE ABRÉGÉE

DES PRINCIPAUX LIVRES

De BERNARD, *Libraire de l'Ecole Polytechnique, et de celle des Ponts et Chaussées, Quai des Augustins, n°. 31. au premier, porte cochère près la rue Gît-le-Cœur.*

VENTOSE AN XI. — FÉVRIER 1803.

N. B. Les Livres de Fonds sont marqués par un astérisque. On est prié d'affranchir les Lettres ; elles resteroient au rebut.

MATHÉMATIQUES.

JOURNAL de l'Ecole Polytechnique, in-4°., rédigé par *Guyton-Morveau*, *La Grange*, *Monge*, *Prony*, *Chaptal*, *Fourcroy*, *Berthollet*, *Vauquelin*, *Achette*, *Bouillon-Lagrange*, etc. etc. Les premier et second cahiers sont épuisés et rares. Les troisième, quatrième, cinquième et sixième cahiers se vendent 3 fr. 60 c. chaque. Les septième et huitième forment un volume, qui est composé des trois premières parties de la *Mécanique philosophique de Prony* ; on le vend 6 fr. 50 c. Le onzième se vend 8 fr. Les neuvième et dixième, qui sont sous presse, compléteront la *Mécanique de Prony*. On ne s'abonne pas à ce Journal. Les cahiers sont vendus séparément ; on ne les envoie pas francs de port.

La Théorie des fonctions analytiques, par *La Grange*, 4°. 6 fr.

Plan raisonné de la partie de l'enseignement de l'Ecole Polytechnique, qui a pour objet l'équilibre et le mouvement des corps, par *Prony*. 4°. 6 fr.

Programme et Réglement de l'Ecole Polytechnique, 4°. 3 fr.

* Traité du Calcul différentiel et intégral ; par *Cousin*, 2 vol. 4°. 6 pl., dernière édition. 21 fr.

* Traité de l'analyse mathématique *ou* d'Algèbre, par le même, in-8 br. Il sert d'introduction au Calcul. 4 fr.

Géométrie descriptive, par *Monge*, 4°. 8 fr.

Feuilles d'analyse appliquée à la Géométrie, par le même, 4°. 7 fr.
Plusieurs feuilles de l'ouvrage sont tachées dans toute l'édition.

Arithmétique décimale, par *Simonin*, 8. 3 fr.

Art de tenir les Livres de commerce, à parties simples et à parties doubles, gros in-4°. avec modèle de Livres. 15 fr.

Elémens de Géométrie, par *Le Gendre*, 8°. 6 fr.

Traité analytique des courbes et des surfaces du second degré, par *Biot*, 8° 5 pl., livre adopté dans l'instruction publique. 4 fr.

Newtoni Opuscula mathematica, 3 v. 4°. 48 fr.

Ejusdem Philosophiæ naturalis Principia mathematica, 2 v. 4°.

Ejusdem Lectiones Opticæ, 8°. — *Idem* 4°.

Ejusdem Optice, sive de reflexionibus et coloribus lucis. 4°.

Optique de Newton, trad. par *Beautée*, 2 v. 8°.
Ejusdem Arithmetica universalis, 4°. — *Idem* 8°. (rare).

* Arithmétique universelle de Newton, traduite en françois, avec des notes explicatives, par *Beaudeux*, 2 vol. 4°. 14 pl. 18 fr.

Les Exemplaires sur papier vélin sont de 36 fr. br. ils sont rares.

« Les éditions latines, dit un Journaliste, sont rares et coûteuses; ce » livre élémentaire manquoit à notre langue; l'auteur a fait du chef- » d'œuvre de Newton un Ouvrage classique. Sa traduction est claire et » élégante, les notes remplissent les lacunes importantes, expliquent » les passages difficiles, et donnent l'application des méthodes modernes. » Cette édition a été exécutée avec le plus grand soin. On y trouve la note » des diverses éditions de tous les Ouvrages de Newton. Le Discours » préliminaire sur la vie et le génie de ce grand homme est un modèle. »

Arithmetica universalis, cum Commentariis Castilhionei, 4°. 21 fr.
Histoire des Mathématiques, par *Montucla*, 4 v. 4°. 63 fr.
Essai sur l'Histoire des Mathématiques, par *Bossut*, 2 vol. 8°. 12 fr.
Bibliotheca mathematica, *Murhard*, 2 vol. 8.° 12 fr.
Tables portatives de logarithmes, par *Callet*, édit. stéréotypée, 2 v. 8°. 13 fr.
Tables décimales de *Borda*, gros in-8°. 18 fr.
Tables portatives de *Marie*, in-12, 6 fr. 25 c.
Tables de logarithmes de *Lalande* pour les nombres et pour les sinus, in-12, 2 fr. 50 c.
Scriptores logarithmici, 1791, 3 v. 4°. 100 fr.
Cours de Mathématiques de *Bezout*, à l'usage de la marine, édition revue par *Levêque*, 6 v. 8°. 19 fr. 25 c.
Le même, à l'usage de la marine, 6 v. 8°. papier gr. raisin, 27 fr.
Supplément à la Trigonométrie sphérique, de *Bezout*, par *Callet* 4. 3 fr. 75 c.
Arithmétique de *Bezout*, avec les notes de Reinaud. 8. 3 fr.
Théorie des équations algébriques, de *Bezout*, 4. 18 fr.
Cours de Mathématiques, à l'usage de l'artillerie, par le même, 4 v. gr. papier. 24 fr.
Cours complet de Mathématiques, par *Bossut*, 7 vol. 8. 37 fr.
Arithmétique, par *La Croix*, 8. 2 fr.
Géométrie, par le même, 8. 4 fr.
Algèbre, par le même, 8. 4 fr.
Trigonométrie, 8. 4 fr.
Abrégé du Calcul différentiel et intégral, par le même, 8. 7 fr. 50 c.
Cours élémentaire et complet de Mathématiques pures, rédigé par *La Caille*, augmenté par *Marie*, éclairci par *Thévenau*, deuxième édit. 2 v. 8.
Elémens d'Algèbre, par *Clairaut*, 2 vol. 8. 12 fr.
Traité élémentaire de Mathématiques pures, par *Le Moine*, 2 v. 8. troisième édition. 9 fr.
Cours de Mathématiques, par *Camus*, 4 v. 8. gr. pap. 27 fr.
Développement de la partie élémentaire des Mathématiques, par *Bertrand*, 2 vol. 4. 26 fr.
Arithmétique, par *Mauduit*. 3 fr.
Géométrie, par le même, 5 fr. 50 c.
Introduction aux Sections coniques, par le même, 8. 2 fr.
Principes d'introduction sphérique, par le même, 8. 6 fr.
Elémens des Sections coniques, par le même, 8. 6 fr.
Arithmétique politique, 2 vol. 8. 10 fr.
Elémens d'Arithmétique, par *Kramp*, 8. 5 fr.

Elémens du Calcul intégral, par *le Seur* et *Jacquier*, 2 vol. 4. 36 fr.
Traité du Calcul intégral, par *Bougainville*, 2 v. 4. 27 fr.
Métrologie française, ou Traité du système métrique d'après la fixation définitive de l'unité linéaire fondamentale, avec des tables comparatives. 8. avec planches, 6 fr.
Doctrine of Chances, by *De Moivre*, gr. 4.
Veterum Mathematicorum quæ extant, in-fol.
Pappi Alexandrini Mathematicæ collectiones. Venetiis, 1588. 70 fr.
Diophanti Alexandrini Arithmeticorum, libri sex. in-fol.
Euclidis Opera omnia, Oxonii. in-fol.
Diverses éditions de ces auteurs, et d'*Archimède*, d'*Apollonius*, de *Théodose*, de *Fermat*, de *Gardiner*, de *Barrow*, de *Pascal*, de *Huygens*, de *Maclaurin*, de *Descartes*, de *Leibnitz*, et de *Newton*.
Leibnitii Opera omnia, Genevæ, 1768. 6 gros vol. 4. rel. 70 fr.
Wolfii Elementa matheseos, 5 vol. 4.
Boscovick Opera omnia, Bassani, 1785. 5 gros vol. 4. 60 fr.
Joannis Bernoulli Opera, 4 vol. 4. 48 fr.
Jacobi Bernoulli Opera, 2 v. 4. 36 fr.
Danielis *Bernoulli* Hydrodynamica, 4. 21 fr.
Ars conjectandi, Bernoulli. 4. 15 fr.
Le même traduit par *Vaskel*, 4. première partie avec des notes. 5 fr.
Introduction à l'analyse des lignes courbes algébriques, par *Cramer*, 4. 48 fr.
Institution de Géométrie, par *La Chapelle*, 2 v. 8. 10 fr.
Traité des Sections coniques, et autres courbes, par le même, 8. 9 fr.
Traité des Sections coniques, par *l'hopital*, 4. 12 fr.
Analyse des infiniment petits, par le même, 4. 12 fr.
Principiorum Calculi differentialis et integralis Expositio elementaris, *Lhuillier*, 4. 14 fr.

Introductio in Analysin infinitorum, *Euleri*, 2 v. 4. 24 fr.
Ejusd. Institutiones Calculi differentialis et calculi integralis, cum supplementis. *Ticini et Petropoli*, 6 v. 4. 160 fr.
Ejusd. Mechanica, 2 v. 4. 48 fr.
Ejusd. Scientia navalis, 2 v. 4. 54 fr.
Elémens d'Algèbre, d'*Euler*, 2 v. 8. 12 fr.
Et les autres Ouvrages d'*Euler*, séparément et collectivement.

Opuscules Mathématiques, par d'*Alembert*, 8 v. 4. 120 fr.
Recherches sur différens points importans du système du monde, 3 v. 4.
Réflexions sur la cause générale des vents.
Essai d'une nouvelle Théorie de la résistance des fluides.
Traité de Dynamique.
Traité de l'équilibre, et du mouvement des fluides.
Recherches sur la précession des équinoxes.
Et tous ces ouvrages en collection.

Elémens de Géométrie, par *Thomas Simpson* 8.
Recherches sur les courbes à double courbure, par *Clairaut* 4. 15 fr.

Essai sur l'application de l'Analyse aux probabilités des décisions rendues à la pluralité des voix, par *Condorcet*, 4. 15 fr.
Calcul intégral, par le même, *in* 4.
Esquisse d'un tableau hist. de l'esprit humain, par le même, *in-8.* 2 f. 50 c.
Moyens d'apprendre sûrement et avec facilité, par le même, in-12, 2 f.

Traité de Trigonométrie rectiligne et sphérique, par *Cagnoli*, 4. 15 fr.
Taylor, Methodus incrementorum.
Stirling, Enumeratio linearum tertii ordinis, 8. 7 fr. 50 c.
Analysi derivata ossia l'analysi mathematica, del Brunacci, 4. 12 fr.
Opusculo analytico ejusd. 4. 4 fr.
Calcolo integrale delle equazioni lineari ejusd. 4. 10 fr.
Essai d'analyse sur les jeux de hasard, par *Montmaur*, 4. 25 fr.
Œuvres complètes de *Goudin*, 4. seconde édition, 7 fr.
Récréations physiques et mathématiques, par *Guyot*, 3 v. 8. 32 pl. 21 fr.
Récréations mathématiques, par *Ozanam*. 4 v. 8. der. édit., 20 fr.
Dictionnaire encyclopédique, partie mathématique 5 v. et 1 v. de pl. 72 f.
Arithmétique de *Legendre*, 1 vol. in-12, 3 fr.
La Langue des Calculs, *Condillac*, 2 vol. 8°. 2 fr. 50 c.
Les Mémoires des Académies des Inscriptions et Belles-Lettres, des sciences, de l'Institut-National; — Des Académies de Berlin, de Pétersbourg, de Gottingue, de Bologne, de Turin, et les Actes de Leipsick.
Dictionnaire des sciences et arts 35 v. in-fol. — Idem 49 v. 4. — Idem 49 v. 8.
Analyse démontrée, par *Reyneau*, 2 vol. 4. 15 fr.
Mathématique universelle, par *Castel*. 4. 10 fr.
Cours de Mathématiques, par *Belidor*, 4. 6 fr.
Traité des Annuités, par *Deparcieux*, 4. 8 fr.
Trigonométrie, par le même, 4. 15 fr.
Dictionnaire de Mathématiques d'*Ozanam*, 4. 18 fr.
Optique de *Courtivron*, 8. 7 fr. 50 c.

PHYSIQUE.—HISTOIRE NATURELLE.

Traité élémentaire de Physique, par *Libes*, 3 v. 8°., avec pl., 18 fr.
Cours de Physique, par *Jacotot*, 2 v. 8°., et atlas de 61 pl., 12 fr.
La Physique réduite en 38 tableaux, par *Barruel*, gr. 4°, 10 fr.
Physices Elementa Mathematica, *Sgravesande*. Leide, 1742, 2 vol. 4°.
Cours de Physique expérimentale, de *Desaguliers*, trad. par *Pezenas*. 2 v.
Essai sur la Physique, par *Cousin*, 8°. 1 fr. 50 c.
Traité élémentaire de Physique, par *Brisson*, 4 v. 8°., 4e. ed. 26 fr. 50 c.
Dictionnaire de Physique de *Brisson*, 2 vol. 4. et Atlas, 42 fr.
Dictionnaire de Physique, par *Paulian*, 3 vol. 4. 30 fr.

* Traité des Moyens de désinfecter l'air, de prévenir la contagion, et d'en arrêter les progrès, par *Guyton-Morveau*, 8°. seconde édition, 4 fr. 50 c.

Cet ouvrage est principalement utile aux hôpitaux, aux hospices, aux administrations, aux prisons, aux lazarets, aux navigateurs, aux habitans des pays marécageux, dans les infirmeries, dans toutes les grandes réunions d'êtres vivans, et dans les fièvres épidémiques. Celles de Gênes, de Nizza, de Séville, de Cadix, de Grenoble, et d'Amérique n'ont cédé qu'aux moyens préservatifs indiqués dans ce traité.

Dictionnaire Encyclopédique, physique. 4°. 15 fr.
Gassendi Opera omnia, 6 vol. in-fol. rel.
Nouveau Dictionnaire d'histoire naturelle.

* Théories des vents et des ondes, 8°. 3 fr.

Histoire Naturelle de Buffon, édition originale, avec la continuation, par *Lacépède*, 64 volumes in-12.

La même, rédigée par Sonnini, 80 volumes in 8°. avec plus de 2300 planches, 5 fr. le volume, et 10 fr., fig. coloriées.
La même en 80 vol. gr. in-18. cart. avec planches figures noires, 217 fr.
— *Id.* coloriées. 351 fr.
La même, réduite à ce qu'elle a de plus intéressant; 10 volumes 8°. gr. papier, 200 fig. 60 fr.
Herbier de la France, par *Buliard*, avec un Dictionnaire de Botanique, 16 vol in-fol., avec 614 planches. 450 fr.
La nouvelle Maison rustique, 3 volumes 4°., 60 pl. 42 fr.
Les Œuvres de *Nollet*, *Maupertuis*, *Sigaud de la Fond*.
Linné. Systema naturæ, 10 vol. 8.

* Traité du goitre et du crétinisme, par *Fodéré*, 8°., 4 fr.

Ce traité réunit tous les moyens moraux et physiques, propres à délivrer l'humanité de ce fléau.

*Traité historique et pratique de la vaccine, par *Moreau*, 8°. 4 fr.

* Histoire du Galvanisme, avec le détail des expériences faites et des écrits publiés sur ce phénomène, depuis sa découverte en 1786 et 1792, jusqu'à ce jour, par *Suë aîné*, professeur et Bibliothécaire de l'école de médecine de Paris, membre de la société Galvanique; 2 vol. 8°, avec la planche des expériences. 9 fr.
Ce livre le plus instructif et le plus complet renferme la substance de tout ce qui a été écrit et fait en ce genre.

* Traité de la pesanteur spécifique des corps, par *Brisson*, 4°. 2 pl. 12 fr.

Histoire naturelle de *Pline*, trad. par *Poinsinet*, 12 vol. 4. 100 fr.
Dictionnaire des Jardiniers, par *Miller*, 10 vol. 4. 120 fr.
Des rapports du physique avec le moral, par *Cabanis*, 2 vol. 8°. 12 fr.
Elémens de physiologie, par *Richerand*, 2 vol. 8°., 10 fr.
Système physique et moral de la femme, par *Roussel*, 8°. br. 4 fr.
Annales du Museum national d'Histoire naturelle, par *Haüy*, *Faujas-St-Fond*, *Fourcroy*, *Jussieu*, *Lacépède*, *Lamarck*, *Cuvier*, et autres Professeurs du Museum d'Histoire naturelle.
Nouveau Dictionnaire d'Histoire naturelle, appliquée aux Arts, à l'Agriculture, à l'économie rurale et domestique, par *Sonnini*, *Parmentier*, *Patrin*, *Chaptal*, *Thouin*, etc. etc. de 20 à 24 vol. gr. 8. ornés de pl.; chaque livraison est de 3 vol. de trois en trois mois, à 6 fr. 50 c. le vol. quand on retire exactement, et à 7 fr. 50 cent. quand on ne retire pas au trimestre.

CHIMIE.

* Manuel d'un Cours de Chimie, ou Principes élémentaires, théoriques et pratiques de cette Science, 3 vol. 8. de 107 feuilles d'impression, avec 7 tableaux, et 23 planches, qui contiennent la description détaillée d'un laboratoire, de ses instrumens, des appareils chimiques. On y trouve l'histoire de la Chimie, les découvertes modernes jusqu'à ce jour et la série des expériences faites à l'Ecole polytechnique, par *Bouillon-Lagrange*, Professeur de Physique, Coopérateur des Annales de Chimie; troisième édition, p. Paris. 18 fr.
* Tableau des propriétés physiques et chimiques des corps, par le même, in-fol. 60 c.

* Manuel du Pharmacien, par *Bouillon - Lagrange*, 8. avec 9 planches, 6 fr. p. Paris, et franc de port. 8 fr.

Cet Ouvrage est très-utile à tous ceux qui se livrent à l'art de guérir. Il est divisé en 4 parties.

L'Auteur a rassemblé dans cet Ouvrage tous les nouveaux médicamens adoptés, dont les pharmacopées ne font aucune mention; il a rectifié ou simplifié les procédés décrits dans les divers dispensaires; enfin il a donné les nouveaux poids en parallèle avec les anciens.

Système des Connoissances chimiques, par *Fourcroy*, 6 vol. 4. 72 fr.

— Le même ouvrage, 11 vol. 8. 50 fr.

Journal de la Société des Pharmaciens de Paris, ou Recueil d'Observations de Chimie et de Pharmacie, publié pendant les années 6, 7 et 8, par *Fourcroy*, *Bouillon-Lagrange*, *Vauquelin*, *Chaptal* et *Guyton-Morveau*, in-4. (Il sert d'introduction aux Annales de Chimie.) p. Paris, 15 fr.

Annales de Chimie, 12 cahiers par an, en 3 vol. 8. le vol. 3 fr. 50 c.

Les 40 premiers volumes de 1789 à 1802, 8. fig. avec les tables, 155 fr.

Traité élémentaire de chimie, et Opuscules de Lavoisier, 3 vol. 8°., de 1789 à 1802, pl. 15 fr.

Elémens de chimie, par *Chaptal*, 3 vol. 8°. 12 fr.

* Recherches chimiques et microscopiques sur un nouvel ordre de plantes-polipiers, les bisses, les tremelles, et les conferves, par *Girod-Chantrans*, 4°., 36 pl. enluminées, 18 fr. franc de port. 25 fr.

Cette découverte a fixé l'attention de tous les naturalistes. (Voyez le rapport fait à l'institut national par Ventenat.) Les exemplaires des figures sur du papier de Hollande, sont de 25 fr. p. Paris.

Histoire des conferves d'eau douce, des tremelles et des ulves d'eau douce, par *Vaucher*, in 4°., avec 17 planches. 18 fr.

* Manuel de l'essayeur, par *Vauquelin*, 4°. 2 fr. 50 c.

Traité élémentaire de minéralogie, par *Brochant*, 2 volumes. 8°., 18 tableaux. 16 fr.

Traité de minéralogie, par *Haüy*, 4 vol. 8°., et 1 vol. 4°., atlas de 86 pl. 36 fr.

Essai sur l'hygrométrie, par *Saussure*, 4°. 7 fr.

Art de faire les eaux de vie, par *Chaptal*, 3 fr.

Traité théorique et pratique de la vigne, par le même, 2 vol. 8°. 12 fr.

Art de faire et gouverner les vins, par le même, 8°. 2 fr. 50 c.

Traité des mines, par *Hellot*, 2 vol. 4°., pl.

Chimie du goût et de l'odorat, 2 vol. 8°. 12 fr.

Voyage métallurgique, par *De Jars*, 3 vol. 4°. 50 fr.

ASTRONOMIE, MARINE, GÉOGRAPHIE, OPTIQUE.

Introduction à l'Astronomie physique, par *Cousin*, 4. gr. pap. 13 fr.

Astronomie, par *Lalande*, 3 vol. 4. 60 fr.

Abrégé d'Astronomie, par le même, 8. 5 fr.

La Figure de la Terre déterminée par les opérations de *Bouguer* et de *La Condamine*, sous l'équateur, par *Bouguer*. 30 fr.

La Figure de la Terre, par *Maupertuis*, 8. 6 fr.

Journal du Voyage à l'équateur, par *La Condamine*, 4. 9 fr.

De la Grandeur et de la Figure de la Terre, par *Cassini*, 4. 12 fr.

Voyage astronomique, par *Maire* et *Boscovick*, 4. 12 fr.

Méthodes analytiques pour la détermination d'un arc du méridien, par *Delambre* et *Le Gendre*, 4. 6 fr.

Leçons élémentaires d'Optique, par *La Caille*, 8.

Cours complet d'Optique, trad. de *Smith*, par *Pézenas*, 2 vol. 4. 24 fr.
Supplément à l'Optique de *Smith*, avec une théorie générale des instrumens de Dioptrique. Brest, 1783, 4. 10 fr.
Voyages autour du monde, par Cook et autres, etc.
Voyages dans les Alpes, par *Saussure*, 4 vol. 4. 48 fr. — *Id.* 8 v. 8. 27 fr.
Dictionnaire géographique, par *Vosgien*, dernière édition, 8. rel. 7 fr. 50 c.

* Cours de Cosmographie, de Chronologie, de Géographie et d'Histoire ancienne et moderne, divisé en 125 leçons, par *Mentelle*, Professeur, et Membre de l'Institut National, 3 vol. 8. br. avec des tableaux et un atlas de 15 Cartes enluminées, et gravées par *Tardieu*, 21 fr. 50 c.
Ce livre est le fruit de 40 ans de travaux. La Géographie comparée, qui n'a pu être achevée, y est entiérement fondue. Il y a des exemplaires sur papier vélin.

Exposition du Système du monde, par *Delaplace*, 1 v. 4. 12 fr.
Mécanique celeste, par le même, 3 vol. 4. 45 fr.
Traité élémentaire de la mâture des Vaisseaux, par *Forfait*, 4. 24 pl. 15 fr.
Traité élémentaire de la construction des Vaisseaux, par *Vial du Clairbois*, 4. 20 planches. 12 fr.
Dictionnaire universel de Géographie maritime, par *Grandpré*, 3. v. 8. 21 fr.
Idem. 2 v. 4. 30 fr.
Manuel des Marins, 2 v. 8. en un. 6 fr.
Traité des Assurances, par *Emérigon*, 2 v. 4. 20 fr.
Voyage de *Pallas*, 5 vol. 4. et atlas, 60 fr.
— *Idem*, pap. vélin, 120 fr.

MÉCANIQUE, ARCHITECTURE, PERSPECTIVE.

* Recueil de Mécanique, et description de machines relatives à l'agriculture et aux arts, par *Person*, 4., 18 pl. Ce livre fait suite au Cabinet de *Servière*, et à la Mécanique appliquée aux arts, par *Berthelot*, p. Paris. 8 fr. 50 c.
Traité de mécanique analytique, par *La Grange*, gr. 4. 13 fr.
Traité élémentaire de mécanique, par *Marie*, 4. 12 fr.
Traité élémentaire de Mécanique, par *Francœur*, 8. 6 fr.
Traité de Statique, de *Monge*, 8. 3 fr.
Traité de Perspective linéaire, à l'usage des artistes, par *Lespinasse*, in-8. 26 pl. 6 fr.
Traité de Perspective linéaire, par *Taylor*, 8. trad.
Perspective pratique, de *Dubreuil*, 3 v. 4. (rare).
Perspective de *Jeaurat*. 4. 21 fr.
Perspective de *Pozzo*; 2 v. fol.
Perspective de *Bretez*, de *Courtonne*, d'*Oxanam*, de *Sgravesande*, de *Lami* et de *Le Clerc*.
Traité du lavis des Plans, par *Lespinasse*, 8. fig. 5 fr.
Méthode pour apprendre le dessin, sans maître, 4. pl.
Méthode de lever les plans, par *Oxanam*, 8.
Règles des cinq ordres d'architecture, de *Vignole*, avec les détails d'un ordre de Pœstum, 4. 5 pl. 12 fr.
* Réflexions sur l'Architecture, la sculpture, la peinture. 8, 4 fr. seconde édition. Il y en a sur pap. vélin.
Architecture hydraulique, par *Bélidor*, 4 v. 4.
La Science des ingénieurs, par le même.
Cours d'Architecture de *Blondel*, 6 vol. 8. et 3 vol. de planches. 63 fr.

Architecture hydraulique, par *Prony*, 2 v. 4. 60 fr.
Précis des leçons d'Architecture, données à l'école polytechnique, par *Durand*, 4. 32 planches. 20 fr.
Traité théorique et pratique de l'art de bien bâtir, par *Rondelet*, 7 fr. 50 c. le vol. 4. avec planches. Il y aura 7 volumes.
Œuvres de *Perronet*, 1 vol. 4. et un vol. in-folio de planches, 90 fr.
Idem. 2 vol. in-folio, première édition.
Le Supplément, par le même, in-folio. 30 fr.
Architecture de *Philibert de Lorme*, 1648, in-folio, (rare).
Œuvres de *Vitruve*, édition de *Perrault*, 1684, in-fol.
Dictionnaire encyclopédique, Architecture, 2 vol. 4. 15 fr.
Recherches sur les moyens de perfectionner les canaux de navigation, trad. de *Fulton*, 8. pl. 6 fr.
Recueil et Parallèle des Edifices anciens et modernes, par *Durand*, 1802, 86 planches, in-folio. 180 fr.
Traité de la Coupe des Pierres, par *la Rue*, in-folio. *Idem*, par *Frézier*.
Œuvres de *le Pautre*, de *Reigemortes*, de *Tardif*, de *Blondel*, de *Palladio*, d'*Archimède*, de *Léonard de Vinci*.
Description des Pyramides du Caire, 4. 6 pl. 6 fr.
Ruines de Pœstum, de Palmyre, de Balbec, de la Grèce, par *le Roy*; Ruines Ioniennes.
Monumens de Rome ancienne et moderne; par *Barbault*, 2 vol. in-folio.
Galerie du Louvre, par *Griffith*, gr. in-fol.; chaque livraison est composée de 4 feuilles de texte, pap. vélin, et de deux planches, 18 fr.
— *Id.* pap. vélin. 30 fr.

ARTS.

Dictionnaire encyclopédique, partie des arts et métiers, 24 vol. 4°., compris les 8 volumes de planches, 216 fr.
Art de la verrerie, par *Henkel*, 4. fig. 30 fr.
Art du tourneur, par *Bergeron*, 2 vol. 4., 72 pl. 48 fr.
Art de tourner, par *Plumier*, in folio.
Art du Vernisseur.
Art du blanchiment des toiles, par *Pajot Descharmes*, 8., 9 pl. 6 fr.
Art du peintre doreur et vernisseur, par *Vatin*, 8. 5 fr.
Art du parfumeur, 8°. 6 fr.
Art du distillateur, 2 vol. 8. *Dubuisson*. 15 fr.
Secrets des arts et métiers, 2 vol. 9 fr.
Dictionnaire encyclopédique, manufactures et arts, 5 vol. 4., et 2 vol. de planches. 84 fr.

* Esprit du système de guerre moderne, destiné aux jeunes militaires, avec 58 figures, 8., 4 fr. pour Paris, 5 fr. franc de port. Ce manuel militaire renferme une théorie complète de l'art.

MÉTAPHYSIQUE. — MORALE.

* Théorie de l'imagination, par *Pouilly*, 1 vol. in 12., 2 fr. 50 c. pour Paris, 3 fr. 50 c. franc de port, 5 fr. pap. vel.

Théorie des sentimens agréables, par *Pouilly*, 1 vol. in 12. 3 fr.
Œuvres de Condillac, Mably, Locke, Montaigne, Charron, Bacon, Dumarsais.
Œuvres de J. J. Rousseau, 33 vol. in 12., édition originale, 36 fr. à Paris.

— *Id.* 25 vol. gr. in-12, pap. vélin, 400 fr.
Il n'a été tiré que 100 exemplaires.
Science de la legislation, par *Filangeri*, 7 vol. 20 fr.
Richesses des nations, *de Smith*, 4 vol. g. 15 fr.

* Cours de morale, destiné aux jeunes demoiselles, 2 vol. in 12., 5 fr. p. Paris, 10 fr. pap. vel., 6 *fr.* 50 c. franc de port.
Ce livre manquoit à nos familles et aux institutrices. Il renferme les principes généraux de la morale, et on y trouve leur application spéciale aux devoirs particuliers des jeunes personnes. Les préceptes touchans de Fénélon, la morale douce de Mad^e. de Lambert, les oracles de la sagesse de tous les temps, y offrent à la jeunesse ses devoirs envers Dieu, envers elle-même, envers ses parens, ses supérieurs, et ses inférieurs: — l'instruction publique vient de l'adopter.

* Œuvres complètes de Montesquieu, 5 vol. in-4°., grand raisin, papier vélin, caractères de Didot, avec deux cartes gravées par Tardieu, et 14 figures par Tardieu, Moreau, Peyron, Perrin, Vernet, et Chaudet.

« Cette édition, a dit un journaliste célèbre, est la plus belle production » de la librairie moderne, elle est digne de Montesquieu et de la nation Françoise. Elle renferme les œuvres posthumes de ce grand » homme, sa dissertation sur la politique des Romains dans la religion, » les portraits des grands hommes de France; l'éloge du duc de la » Force, celui du duc de Bervik, le plan d'une histoire physique de la » terre, le parallèle des Anglois et des François, divers morceaux très- » piquans, et l'analyse raisonnée de l'esprit des lois, par Bertolini, » très-rare, très-estimée de Montesquieu lui même, et faite pour être » mise en parallèle avec celle de d'Alembert. »

Cette édition a été tirée seulement à 500 exemplaires sur papier vélin, figures *avec* la lettre, et à 50 exemplaires figures *avant* la lettre. Il n'y a pas eu d'exemplaires sur papier ordinaire. L'exemplaire des figures *avant la lettre* se vend 300 francs; celui *avec la lettre*, 168 fr.
L'exemplaire le plus précieux, exemplaire *unique*, et digne des amateurs distingués, est celui qui contient les *dessins originaux* de tous les artistes célèbres qui ont embelli cette magnifique entreprise. Il renferme aussi les *eaux fortes*, les figures *avant la lettre*, et les figures *avec la lettre*. Son format est plus grand que celui de l'édition in 4°. il est satiné.
Œuvres de *Montesquieu*, 7 vol. in-12, 18 fr.
Corps diplomatique, 20 vol. in folio, rel.
Œuvres complètes de Bayle, 14 vol. in folio.

BELLES-LETTRES.

* Histoire des Guerres des Gaulois et des Français en Italie, depuis *Bellovèse* jusqu'à *Bonaparte* inclusivement; 4 vol. 8. avec un grand Atlas composé de Cartes nouvelles des Gaules, de la France, de l'Italie ancienne et moderne en quatre cartes; de la Corse et de la Sardaigne, dessinées par *la Pie* d'après des matériaux précieux, et gravées par *Tardieu*. Il renfermera aussi la description pittoresque de la Bataille de Maringo, et du Passage du Mont Saint-Bernard, en deux planches dessinées par *le Jeune*, Officier de l'Etat-major, qui a partagé la gloire de ces deux événemens, et dont le tableau de Maringo a été universellement admiré à la dernière exposition du Sallon des Arts.

(L'Ouvrage paroîtra en septembre 1803).

* Cours complet de Littérature ancienne et moderne, par une Société de Gens de lettres, 6 vol. 8.

Le *premier* volume contiendra les principes généraux de l'Art d'écrire; le *second*, les principes et l'historique de tous les genres de prose, depuis l'origine des lettres jusqu'à ce jour; le *troisième* offrira les genres de la poésie didactique, et le *quatrième* ceux de la poésie dramatique.

Le *cinquième* et le *sixième* présenteront, l'un, les morceaux choisis de notre langue, dans tous les genres de prose, et l'autre, les plus beaux morceaux dans les genres de poésie.

On pourra acheter ces deux derniers volumes séparément. Ils formeront une *Bibliothèque portative*. On a tâché de la rédiger avec plus de soin que celle de Londres. Ils seront terminés par une *Notice alphabétique* de tous les Ecrivains anciens et modernes. Ce tableau synoptique donnera leur patrie, leur naissance, leur talent, leur mort.

La plupart des traités partiels de littérature sont insuffisans, nombreux et coûteux. On a voulu renfermer, avec méthode et simplicité, dans un petit nombre de volumes, toute la théorie et les modèles du génie et du bon goût. *L'Ouvrage est sous presse.* Il remplira le vœu des pères, des instituteurs, des institutrices, des amateurs de la littérature. Il suffira de nommer les auteurs de cet ouvrage, pour inspirer au public la confiance que leurs travaux méritent.

Principes généraux des Belles-Lettres, 3 v. in-12, par *Domayron*, 7 fr. 50 c.

* *Méthode* prompte et facile pour apprendre en même-temps à lire, à écrire, à suivre l'orthographe, et à bien prononcer; par *Choron*, un v. in-12, avec un cahier réglé, 5ec. édit. p. Paris. 2 fr. 50 c.

* Tableau analytique et raisonné de l'orthographe et de la prononciation françoise, par le même, gr. fol., 6ec. édit. 2 fr. 50 c.

Mythologie de la jeunesse, 2 v. in-12, 120 fig. p. Paris, 5 fr.

Fables de La Fontaine, 2 v. in-12, avec 150 fig. p. Paris. 6 fr.

Buffon de la jeunesse, 1 vol. in-12, 60 pl. p. Paris. 14 fr. 50 c.

Dictionnaire abrégé de la France monarchique, par *Guérout* jeune, 8. 4 fr.

Œuvres de *Voltaire*, pap. vélin, 92 vol. gr. in-12, veau porp. fil. tr. dor.

Histoire universelle, 125 vol. rel.

Le Caissier Italien, 2 vol. in-fol.

Ecole de Cavalerie, par *La Guérinière*, in-fol.

Monarchie Prussienne, 4 vol. 4. et Atlas.

—*Id.* 7 vol. 8. et Atlas 4.

* Abrégé de l'histoire de la Grèce, depuis son origine jusqu'à ce jour, par Bernard, 2 v. 8., 7 fr. p. Paris. Il y a deux cartes géographiques, dont l'une contient la description de la Grèce, de la grande Grèce, de l'Archipel, et l'autre les colonies, les expéditions et les conquêtes des Grecs en Afrique, en Asie, et dans l'Inde, avec deux tableaux analytiques, dont le premier renferme la Grèce et les colonies grecques; et le second, les événemens majeurs de l'histoire de la Grèce, classés dans l'ordre chronologique. A la fin de chaque âge, la partie historique est suivie de la partie philosophique; elle embrasse les lois, les mœurs et usages, les sciences et arts, l'art militaire, la marine; l'agriculture, le commerce, les finances, les révolutions des gouvernemens des divers états de la Grèce. Chaque âge est terminé par une notice détaillée des hommes célèbres de cet intervalle de temps, avec la bibliographie des auteurs grecs. C'est un abrégé portatif et économique de la foule des bons livres qu'on a écrits, depuis trente ans sur la Grèce.

Abrégé d'histoire ancienne et d'histoire romaine, par Tailhié, 10 vol. *in*-12. 25 fr.

Les trois ouvrages ci-dessus forment un cours complet d'histoire universelle ancienne.

Etat du Portugal, 4. avec la carte. 12 fr.
Instruction sur l'histoire d'Angleterre, 2 v. 8 fr.
Tableau de l'empire Ottoman, 6 v. 8. 60 fr.
Dictionnaire de la langue françoise, *Féraud*, 3 v. 4. 30 fr.
Dictionnaire universel des synonymes de la langue françoise, par *Girard*, *Beauzée*, *Wailly*, *Roubaud* etc. 3 v. 12. 9 fr.
Nouveau Vocabulaire françois, par *Wailly*, 8. 7 fr. 20 c.
Dictionnaire de l'Académie Françoise, 2 vol. 4. an VII.
Le même, augmenté de plus de 4000 mots, 2 v. 4. 11 fr.
Voyage du jeune Anacharsis, en Grèce, par *Barthélemy*, 7 v. 12 et un v. 4. d'Atlas, 27 fr. — Sans Atlas, 21 fr.
Portrait de Barthélemy, 4. et 12, pour les diverses éditions.
Traduction de Catulle, par *Noël*, 2 v. 8. fig. 12 fr.
Guerre de Troye, depuis la mort d'Hector, jusqu'à la ruine de cette ville, poëme en 14 chants, par *Quintus* de Smyrne, faisant suite à l'Iliade, traduit par Tourlet, 2 v. 8. pour Paris. 9 fr.
Précis de l'histoire universelle, par *Anquetil*, 12 v. 12. 30 fr.
Précis de l'Histoire universelle, par *Roustan*, 9 vol. in-12.

* Lettres posthumes et inédites de mademoiselle de Launai, (madame de Staal) au chevalier de Menil, pendant leur séjour à la Bastille en 1719 et 1720. 2 v. 12, p. Paris, 5 fr. On trouve dans le second vol. les lettres de Chaulieu à mademoiselle de Launai, et le portrait inédit de la duchesse du Maine, par madame de *Staal*. Cet ouvrage fait suite aux mémoires de cette femme célèbre que la grace et le naturel du style placent à côté des *Sévigné*, *Caylus*, *La Fayette et Ninon*.

Le comte de Valmont, ou les Égaremens de la raison, onz. édit. 6 v. 12. 18 fr.
Le maître de langue allemande, par *Gottsched*, édition originale.
Nouveaux principes de la langue allemande, par *Junker*. 8. 4 fr.
Dictionnaire anglois et françois, par *Boyer*, dix-huit. édit. 2 v. 8. 12 fr.
Abrégé du dictionnaire italien, d'*Alberti*, 3 vol. 8. 13 fr. 50 c.
Voyages en Espagne, par *Bourgoing*, troisième édition, 3 vol. 8., avec un volume 4. de cartes et de figures. 21 fr.
Lettres de Madame *de Sévigné*, nouv. édition, avec le Précis de sa vie, son portrait et celui de sa fille, 10 vol. in-12 br. 25 fr.

La Mécanique appliquée aux Arts, Manufactures, à l'Agriculture et à la Guerre, par *Berthelot*, 2 vol. 4.
Monde primitif, par M. *Court de Gebelin*, 9 vol. 4.
Histoire de France, 17 vol. 4.
— *Id.* 30 vol. in-12,
Œuvres de *Franklin*, 2 vol. 4.
Elémens d'Hist. naturelle, par *A. Millin*, troisième édit. 1 vol. gros 8. 8 fr.

Œuvres de *Tacite*, trad. de d'*Hotteville*, 6 vol. 8. pap. vélin, v. fil. tr. dor.
Œuvres de *Le Sage* et *Prévôt*, 54 vol. 8. rel.
Voyageur Français, 40 vol. in-12, rel.
Œuvres de *Sénèque*, trad. de *Lagrange*, 7 vol. 8°. 25 fr.
Œuvres de *Virgile*, édition de *Plassan*.