

OUVRAGES NOUVEAUX.

CHEMIE ENSEIGNÉE EN 26 LEÇONS, et mise à la portée des gens du monde, traduite de l'anglais sur la 3^e édition, par M. PAYEN, l'un des auteurs du traité des réactifs, 3^e édition; 1 vol. in-12, orné de planches, prix 7 fr.

« L'ouvrage que nous annonçons, mérite l'appui de tous les amis de l'industrie, il le mérite par la manière dont il est composé; il rendra de grands services aux nombreux étudiants d'une science dont l'utilité est généralement sentie et qu'il importe de populariser. » (FRANCOEUR, *Rev Encyc.*)

PHYSIQUE ENSEIGNÉE EN 20 LEÇONS, et mise à la portée des gens du monde, traduite de l'anglais, de l'auteur de la *chimie*; un vol. in-12, orné de 23 planches, prix 7 fr.

La physique a obtenu, en Angleterre, plus de succès encore que la chimie : les mêmes soins ont présidé à l'une et à l'autre.

ART DE LEVER LES PLANS, ENSEIGNÉ EN 20 LEÇONS, et sans le secours des mathématiques, par M. THIOLLET, professeur aux écoles royales d'artillerie, 2^e édition, revue corrigée et considérablement améliorée, un vol. in-12, orné de 600 figures, prix 7 fr.

ASTRONOMIE ENSEIGNÉE EN 22 LEÇONS, et sans le secours des mathématiques, traduite de l'anglais sur la 13^e édition, par un ancien élève de Delambre, 4^e édition, revue avec soin et augmentée, un vol. in-12, orné de planches, prix 7 fr.

PROBLÈMES AMUSANTS D'ASTRONOMIE ET DE SPHÈRE, traduits de l'anglais sur la 7^e édition, un vol. in-12, orné d'un planisphère mobile, prix 4 fr.

PLANISPHÈRE CÉLESTE MOBILE, à l'aide duquel on peut dans moins d'une minute apprendre soi-même à connaître et à classer toutes les constellations, imité de l'anglais par un élève de Delambre, prix colorié 3 fr. 50.

DE LA CHALEUR APPLIQUÉE AUX ARTS ET MANUFACTURES, ouvrage traduit de l'anglais, par M. BULOS, un vol. in-12, prix 5 fr.

MÉCANIQUE DES ARTISTES, ARTISANS ET OUVRIERS, traduite de l'anglais sur la 9^e édition, par M. BULOS, deux vol. in-12, prix 10 fr.

ARCHITECTURE PRATIQUE DE BULLET, ou le nouveau *Bullet de la ville et des campagnes*, édition d'après SÉGUIN, revue par MOREL, avec tous les prix nouveaux, un vol. in-12, orné de 26 planches, prix 7 fr. 50.

LA CHIMIE 36.201

ENSEIGNÉE

EN VINGT-SIX LEÇONS,

CONTENANT

LE DÉVELOPPEMENT DES THÉORIES DE CETTE SCIENCE,
MISES A LA PORTÉE DES GENS DU MONDE; ET A CHAQUE
LEÇON DES EXPÉRIENCES PHYSIQUES ET DES APPLICA-
TIONS AUX ARTS.

Ouvrage

Traduit de l'Anglais sur la 9^e Edition,

PAR M. PAYEN,

L'UN DES AUTEURS DU TRAITÉ DES RÉACTIFS CHIMIQUES,
DU DICTIONNAIRE TECHNOLOGIQUE

3^e Edition,

DON DE MR
DE POLINIÈRE
1856

Revue et corrigée avec soin.

PARIS,

AUDIN, QUAI DES AUGUSTINS, N^o 25.

URBAIN CANEL, RUE SAINT-GERMAIN-DES-PRÈS, N^o 9.

PONTBIEU, PALAIS-ROYAL, GALERIE DE BOIS.

CHARLES-BÉCHET, QUAI DES AUGUSTINS, N^o 57.

1826.



LA CHIMIE

LEÇONS

EN VINGT-SIX LEÇONS

LE DÉVELOPPEMENT DES MÉTIERS DE CEITE SOUVERAIN
MÉTIER A BOUTER DES OUVRIERS DU MONDE ET A CHAQUE
LEÇON UN TABLEAU PRATIQUE ET DES APPLICATIONS
TOUTES AUX ARTS

BLOIS, IMPRIMERIE DE AUCHER-ÉLOY.

ÉCRITURE DE TAILLÉE, par M. A. LAFONT

PAR M. PATEL

ROY DE ME
DE POISSONNIERS
1856

3. Colson

REVUE ET CORRIGÉE AVEC SOIN

PARIS.

AUBRY, QUAI DES AUGUSTINS, N° 25

URBAING LEBLANC, RUE NEUVE-SAINTE-AUSTINE, N° 28

LE MOULIN, RUE NEUVE-SAINTE-AUSTINE, N° 28

CHARLES-ROCHET, QUAI DES AUGUSTINS, N° 25

1854

ROY DE ME
DE POISSONNIERS
1856

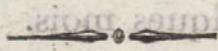
PRÉFACE

DU TRADUCTEUR.

Les deux premières éditions de cet ouvrage se sont épuisées avec une rapidité telle qu'on semble être en droit d'en conclure qu'il a été jugé favorablement. Un succès aussi flatteur m'engage à respecter l'opinion d'un public éclairé, en n'apportant dans cette troisième édition que les changements nécessités par les progrès rapides de la science; ils ne peuvent être nombreux dans un espace de temps qui comprend seulement quelques mois.

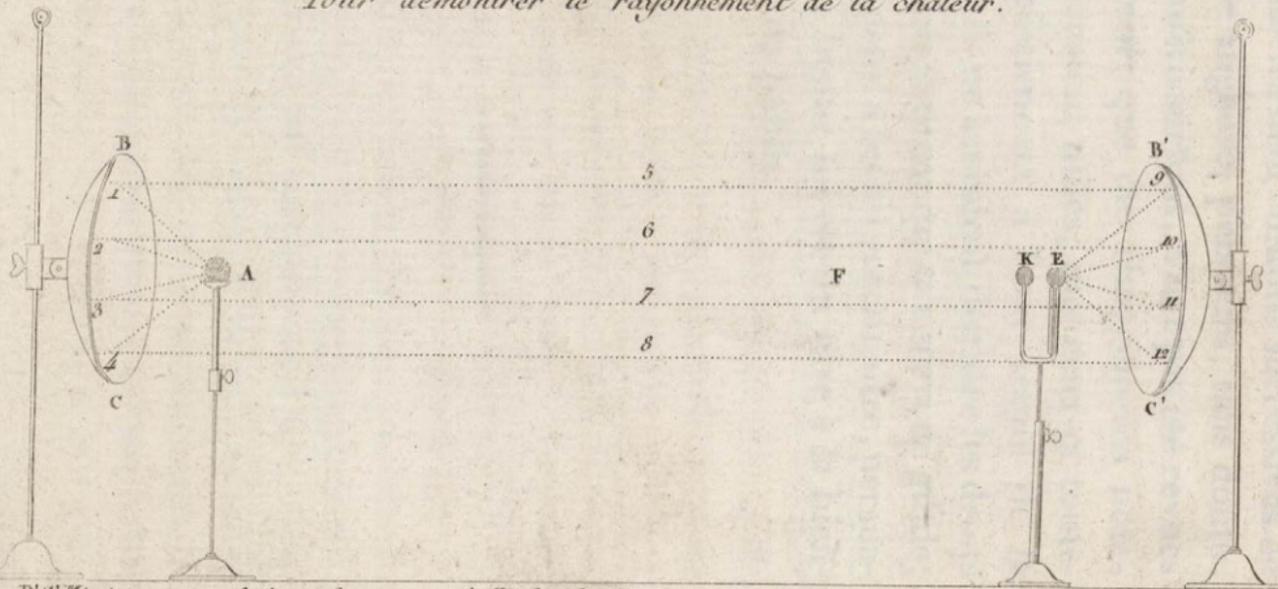
J'ai ajouté quelques faits sans agrandir le cadre qui m'était tracé; un petit nombre de critiques judicieuses me sont parvenues, et j'en ai tenu compte. On m'a fait un reproche d'avoir annoncé comme une traduction un ouvrage presque entièrement neuf par les modifications que j'y ai apportées dès la première édition; je répondrai

ici que sur les neuf éditions successives de la chimie anglaise, plusieurs, sans doute, et la dernière surtout, n'ont pas été revues par l'auteur; que des changements notables devenaient utiles; que ceux-ci toutefois appartiennent à l'état actuel de la science : ils ne sauraient détruire les droits légitimes de l'auteur qui m'a servi de guide; je continuerai à les lui reconnaître, persuadé que la bonne foi est un titre à la bienveillance du public.



J'ai ajouté quelques faits sans grandir le cadre qui en était tracé; un petit nombre de critiques judicieuses me sont parvenues, et j'en ai tenu compte. On m'a fait un reproche d'avoir annoncé comme une traduction un ouvrage presque entièrement traduit par les traductions que j'y ai apportées dans la première édition; je répondrai

Appareil de M. Pictet.
 Pour démontrer le rayonnement de la chaleur.



B et B' Miroirs concaves, fixés sur des supports. A Boulet chauffé placé au foyer du miroir. KE Thermomètre différentiel dont la boule focale est placée au foyer du miroir. 1. 2. 3. 4. rayons de calorique émanés du boulet A et projetés sur le miroir concave. 5. 6. 7. 8. mêmes rayons réfléchis par le 1^{er} miroir et émanés de 2nd 9. 10. 11. 12. mêmes rayons réfléchis par le 2nd

LEÇONS
DE CHIMIE.

DES CORPS SIMPLES.

Leçon première.

SUR LES PRINCIPES GÉNÉRAUX DE LA CHIMIE.

Rapports entre la chimie et la philosophie naturelle. — Progrès de la chimie dans ces derniers temps. — Son application aux arts. — But principal de la chimie. — Définition des corps élémentaires. — De la division et de la décomposition des corps. — Molécules intégrantes et constituantes. — Distinction entre les corps simples et les corps composés. — Classification des corps simples. — De l'affinité chimique. — Exemples de synthèse et d'analyse.

L'ÉTUDE de la chimie est liée si étroitement à celle de la philosophie naturelle, que sans quelques notions sur la première, on ne peut avoir de l'autre qu'une idée incomplète. Nous ne saurions en effet étudier qu'imparfaitement les corps d'après les lois générales qui les gouvernent, si nous ignorions absolument leur composition intime.

Cette science, inconnue autrefois des peuples mêmes qui avaient atteint le plus haut degré de civilisation, ne s'appliqua, dès son origine, qu'aux recherches hasardeuses provoquées par les égarements de l'imagination. On voulait à toute force réaliser des rêves; on supposait que l'or, que l'argent étaient des métaux plus parfaits que le plomb, le cuivre, etc.; que ceux-ci se purifiaient par quelque opération secrète de la nature pour se transformer dans les autres, et lors même qu'aucun agent ne se rencontrait, qui put opérer ces merveilles, on s'imaginait qu'il en devait exister; on leur donnait un nom, et l'on courait après l'objet nouveau dont on venait de supposer l'existence. Ainsi, après avoir cherché le moyen de faire de l'or avec d'autres métaux, on chercha un corps qui devait avoir la propriété d'opérer cette transmutation, on le nomma d'avance: ce fut la *Pierre philosophale*.

On travaillait en même temps à obscurcir le langage de la science, qui, malgré sa nullité, fut honorée du nom d'*alchimie*. Des fripons éhontés, mettant à profit la crédulité des partisans de l'alchimie et l'adresse de leurs mains, vendirent de prétendus secrets, fondés sur des expériences trompeuses; ils firent un grand nombre de dupes. La fraude fut découverte; elle contribua puissamment à renverser tout l'échafaudage d'une science chimérique.

Nous devons reconnaître cependant que les travaux de plusieurs alchimistes de bonne foi eurent quelques résultats utiles auxquels on ne s'attendait guère. On s'habitua par degré à des expériences po-

sitives ; le langage devint plus intelligible, et une science de faits succéda peu à peu au fantôme évanescent d'une science de mots.

Les chimistes modernes, au lieu de tourner leur ambition sur de vaines tentatives pour créer de nouveaux corps, cherchent à analyser, à imiter les opérations naturelles ; dépassant quelquefois le but qu'ils voulaient atteindre, ils ont réussi à opérer des combinaisons ou des décompositions qui ne se montrent pas à nos yeux dans la chimie de la nature. Doit-on regretter l'espérance de créer de l'or, lorsque les applications nombreuses de leurs belles découvertes ont créé de véritables richesses en multipliant les produits de l'industrie, les objets de luxe et les jouissances de la vie ?

L'univers entier est le laboratoire de la nature ; elle s'y occupe sans cesse à des opérations chimiques : il n'en faut point douter, les phénomènes naturels les plus singuliers et les plus intéressants, sont presque tous les résultats d'actions chimiques.

Bergman, dans son *Introduction à l'Histoire de la Chimie*, donne une idée juste et grande de cette science : « Les connaissances naturelles, dit-il, peuvent être divisées en trois périodes.

» La première, pendant laquelle on étudie les formes et les propriétés extérieures des corps, se nomme *Histoire naturelle*.

» Dans la seconde, on s'occupe des effets des corps agissant les uns sur les autres par leurs propriétés physiques ou leur action mécanique, telles que leur poids, leur chute, leur dureté, leurs formes, etc. : c'est la science de la philosophie naturelle.

» Enfin, pendant la troisième période, on considère les propriétés et les actions réciproques des éléments des corps les uns sur les autres. Celle-ci comprend la science de la chimie ; elle peut agrandir les deux autres et en former la partie la plus intéressante. »

Ainsi, sans entrer dans tous les détails les plus minutieux de la chimie théorique et pratique, cette science aujourd'hui forme un complément indispensable à notre éducation ; elle sait non seulement répandre de l'intérêt dans les circonstances ordinaires de la vie, mais elle agrandit la sphère de nos idées, et nous procure, dans des observations nouvelles, une source féconde d'une instruction délicieuse.

L'agriculture emprunte à la chimie les moyens de fertiliser son sol ; elle lui présente ses produits bruts pour en extraire ou en préparer des substances qui accroissent les produits alimentaires, augmentent le luxe de nos tables et s'appliquent utilement dans les arts. C'est ainsi que la chimie nous apprend à obtenir la fécule nutritive des diverses plantes, à extraire des cannes, dans les climats méridionaux, et des betteraves dans nos climats, un sucre identique blanc, cristallisable, etc. ; à convertir en *eau-de-vie* ou *esprit-de-vin* (alcool), la fécule de pomme de terre, et beaucoup de sucs des végétaux.

Les applications de la chimie dans les arts ont amené des résultats immenses ; la mécanique elle-même qui a contribué si puissamment à leurs progrès, doit à la chimie l'invention de ses étonnantes machines à vapeur : mais n'anticipons pas sur les

connaissances acquises, et avant de nous occuper des découvertes chimiques et de leurs applications, entrons méthodiquement dans le domaine de cette science.

Le but de la chimie est d'apprendre à connaître l'action intime et réciproque des éléments des corps les uns sur les autres.

Si chaque substance dans la nature était formée de principes particuliers, l'étude de la chimie serait interminable ; mais il faut observer que les corps si variés qui se présentent à nous dans la nature, sont tous composés de quelques uns des principes élémentaires, dont le nombre n'est pas très grand,

Cette science, encore toute hypothétique, supposait l'existence de quatre éléments. Aujourd'hui plus certaine, elle démontre que ces prétendus éléments, l'air, le feu, la terre et l'eau, sont de véritables composés ; et compte un plus grand nombre de principes élémentaires : plus de cinquante sont connus ; parmi ceux-ci, quelques uns pourront être divisés encore, et d'autres se découvriront sans doute ; mais enfin dans l'état de nos connaissances actuelles, ils composent tous les corps de la nature, et sont eux-mêmes indécomposables individuellement.

Nous devons nous former de la décomposition une idée toute différente de la division. La 1^{re} sépare chaque partie différente d'un composé ; la 2^e, sans opérer cette séparation de principes différents, réduit les composés en parties les plus ténues dont chacune est composée des mêmes prin-

cipes que le corps entier. Ainsi, par exemple, supposons que nous ayons fait fondre ensemble du soufre et du plomb, ces deux corps seront tellement unis qu'ils formeront un corps nouveau d'un aspect particulier; nous pourrons réduire ce composé en poudre extrêmement fine; et chaque particule de cette poudre contiendra du soufre et du plomb; c'est là ce qu'on entend par division; la décomposition consisterait, dans ce cas, à séparer le soufre du plomb.

Les corps élémentaires dont un corps est composé se nomment les parties ou *molécules constituantes* de ce corps; en le décomposant, nous séparons donc les parties constituantes. Si au contraire nous divisons un corps en petites parties, sans le décomposer, en l'écrasant, le réduisant en poudre la plus ténue possible, chacune des particules contiendra une portion des molécules constituantes du corps entier; ces particules sont nommées parties ou *molécules intégrantes*.

Ainsi, on *décompose* un corps en ses *molécules constituantes*, et on le *divise* en ses *molécules intégrantes*.

Par conséquent, si un corps est formé d'une seule substance, nous pouvons le diviser en molécules intégrantes; mais non pas le décomposer en molécules constituantes: c'est là l'idée que nous avons d'un *corps simple* ou principe élémentaire: tous les *corps composés* renferment deux ou plusieurs éléments.

La plupart des corps élémentaires sont reconnus et démontrés par les expériences les plus faciles;

il n'en est pas de même de quelques agents les plus subtiles, la *chaleur*, la *lumière*, l'*électricité*; leur nature est encore incertaine, et un grand nombre de belles expériences n'en ont pu déterminer encore une connaissance positive; nous n'émettrons à leur égard que l'opinion basée sur les dernières découvertes.

Après avoir fait l'énumération des corps simples connus, nous étudierons chacun d'eux séparément, puis ensuite leurs actions mutuelles et les corps composés résultant de ces actions.

La plupart des corps simples, tels que nous les connaissons aujourd'hui, sont des métaux: les terres, les minéraux, les pierres, les alcalis, un grand nombre de produits des animaux et des végétaux ont été reconnus, à la surprise du monde savant, formés de substances métalliques; ces nouvelles découvertes, celle de l'iode et la composition de l'acide muriatique (hydrochlorique) qui fut la conséquence de la dernière, ont entièrement changé la plupart des idées reçues.

Pour en revenir aux corps simples par lesquels nous nous proposons de commencer l'étude de la chimie, nous indiquerons l'ordre que nous devons suivre dans cette investigation: nous examinerons d'abord ceux qui se combinent avec la plupart des autres sur lesquels ils ont une grande énergie, et présentent un ordre de composés nouveaux (acides et oxides). L'oxigène se présente au premier rang: ses combinaisons dans la nature sont les plus nombreuses; viennent ensuite l'hydrogène, le chlore, l'iode et le fluor.

Nous ferons précéder cette liste des agents impondérables, dont la nature nous est inconnue; mais dont les effets mieux appréciés, ont une grande influence dans les phénomènes dont nous nous occuperons.

PREMIÈRE CLASSE.

AGENTS IMPONDÉRABLES.

Calorique ou chaleur.

Lumière.

Électricité.

2^e CLASSE.

1^o Comprenant les corps dont les propriétés sont très énergiques sur les autres corps, et que l'on a considérés comme comburants (1).

Oxigène.

Hydrogène.

Chlore.

Iode.

Fluor.

2^o Comprenant les corps combustibles simples, non métalliques, formant des acides et des oxides.

Bore, uni à l'oxigène, forme l'acide borique.

Carbone, *dito*, *dito* carbonique.

(1) Comburants ou capables de produire la combustion et de former des acides; dans une combinaison binaire, tout comburant serait électro-positif, et tout combustible serait électro-négatif. Ces distinctions, au reste, qui dans leurs limites sont difficiles à conserver, sont utiles pour établir une classification, plutôt méthodique que rigoureuse dans toute son étendue.

Phosphore, uni à l'oxigène, en	}	diverses proportions, forme :	}	l'acide hypophosphoreux,		
				— — phosphoreux,		
				— — phosphatique,		
				— — phosphorique,		
Soufre,	}	<i>dito</i>		plusieurs acides.		
Sélénium,				<i>dito</i>		oxides et acides.
Azote,						

3^e CLASSE.

Métaux susceptibles de se combiner avec l'oxigène, rangés suivant l'ordre de leur plus grande affinité pour cet agent.

1^o Corps métalliques qui ont présenté le plus de difficulté pour être réduits, ou qui ne le sont pas encore.

Magnésium, uni à l'oxigène,		forme	la magnésie.
Glucinium,	<i>dito</i> ,	<i>dito</i>	la glucine.
Yttrium,	<i>dito</i> ,	<i>dito</i>	l'yttria.
Aluminium,	<i>dito</i> ,	<i>dito</i>	l'alumine.
Thorinium,	<i>dito</i> ,	<i>dito</i>	la thorine.
Silicium (1),	<i>dito</i> ,	<i>dito</i>	la silice.
Zirconium,	<i>dito</i> ,	<i>dito</i>	la zircône.

4^e CLASSE.

Métaux qui ont la propriété d'absorber l'oxigène à une température très élevée, et de décomposer l'eau instantanément à la température ordinaire, en s'emparant de son oxigène, et dégagant l'hydrogène avec effervescence.

Calcium	avec l'oxigène,	forme	la chaux.
Strontium,	<i>dito</i> ,	<i>dito</i>	strontiane.
Barium,	<i>dito</i> ,	<i>dito</i>	baÿte.
Lithium (2),	<i>dito</i> ,	<i>dito</i>	lithine.

(1) Découvert en 1824, par M. Berzélius.

(2) Le lithium a été découvert par Arfwredson, en 1818; les quatre autres par M. Davy, en 1807.

Sodium, avec l'oxygène, forme la soude,
 Potassium, *dito*, *dito* potase.

5^e CLASSE.

Les métaux de cette classe ont, comme les précédents, la propriété d'absorber l'oxygène à la température la plus élevée, mais ils ne décomposent l'eau qu'à l'aide de la température rouge.

Manganèse.	(1774. Galin et Schéele.)
Zinc.	(1541. Paracelse.)
Fer. } Étain. }	(Connus de toute antiquité.)
Cadmium.	(1818. Herman, Stromeyer.)

6^e CLASSE.

Métaux qui absorbent l'oxygène à une haute température, mais qui ne décomposent point l'eau.

Arsenic.	(1733. Brandes.)
Molybdène.	(1782. Hielm.)
Chrome.	(1797. Vauquelin.)
Tungstène.	(1781. Delhuyart.)
Colombium.	(1802. Hachett.)
Antimoine.	(Au 15 ^e siècle, Bazile Valentin)
Urane,	(1789. Klaproth.)
Cerium.	(1804. Hisinger et Berzélius.)
Cobalt.	(1733. Brandt.)
Titane.	(1781. Grégor.)
Bismuth.	(1520. Agricola.)
Cuivre.	(De toute antiquité.)
Tellure.	(1782. Muller.)
Nickel.	(1751. Cronstedt.)
Plomb.	(Connu de toute antiquité.)

Les cinq premiers métaux de cette classe forment des acides; les dix autres ne sont qu'oxidables.

7^e CLASSE.

Elle comprendra les métaux réductibles à une température élevée, qui ne s'unissent à l'oxygène qu'à une certaine température, et ne décomposent pas l'eau.

Mercure. (Connu de toute antiquité.)

Osmium. (1813. Tennant.)

8^e CLASSE.

Métaux qui ne peuvent absorber l'oxygène, ni décomposer l'eau à aucune température, et dont les oxides sont réduits à une température moins élevée que le rouge cerise.

Argent. (Connu très anciennement.)

Palladium. } (1803. Wollaston.)

Rodium. }

Platine. (1741. Wood, essayeur à la Jamaïque.)

Or. (Connu très anciennement.)

Iridium. (1803. Descotils.)

Quelle que soit au reste la classification adoptée pour les corps simples, elle ne peut être très aisément comprise par les commençants, puisque cette méthode est fondée sur des propriétés qui ne leur sont pas encore connues; mais en avançant dans cette étude, elle deviendra par degrés plus facile à concevoir.

Avant d'aller plus loin, nous devons expliquer

ce que l'on entend par l'*attraction chimique* sur laquelle toute la science est basée.

L'*attraction chimique* consiste en cette tendance particulière que les corps de nature différente ont à s'unir les uns aux autres.

On doit distinguer l'*attraction* de la *cohésion* ou *aggrégation* : la *cohésion* est la force qui unit les molécules de même nature, soit simples, soit composées ; les molécules simples d'un morceau d'argent, par exemple, de même que celles du sulfure de plomb, sont composées.

L'*attraction* de composition, au contraire, unit intimement les molécules de nature différente entre elles ; ainsi dans chaque molécule de sulfure de plomb, c'est la force qui unit le soufre au plomb.

L'*attraction* de *cohésion* est donc la force qui unit les molécules intégrantes d'un corps, tandis que l'*attraction* de composition est celle qui unit les molécules constituantes. Il résulte de là que la *cohésion* unit les molécules sans changer rien à leur constitution, à leurs propriétés, tandis que l'*attraction* de composition, ou *affinité*, en combinant ensemble une à une, deux à une, etc., les molécules de différente nature, produit des corps composés qui diffèrent totalement des molécules constituantes. Ainsi, par exemple, si l'on verse sur une lame de fer, contenue dans un verre, un peu d'acide sulfurique étendu d'eau, l'eau sera décomposée avec une vive effervescence, une sorte de bouillonnement ; le fer attaqué par l'acide, malgré son poids et sa forte *cohésion*, sera dissous, et par conséquent divisé en particules infiniment

plus ténues qu'on ne l'aurait pu faire par tous les moyens mécaniques. Il en résultera un composé soluble dans l'eau, cristallisable en corps régulier, et tout-à-fait différent du fer, de l'acide sulfurique et de l'oxigène, dont les molécules se sont réunies.

L'acide sulfurique liquide, lui-même (appelé autrefois huile de vitriol), dont l'action sur beaucoup de corps est si énergique, qui étendu de dix fois son poids d'eau, est encore d'une acidité insupportable à la langue, corrodant les os, les dents, etc., diffère totalement de l'oxigène gazeux dont nous respirons plusieurs mélanges, et du soufre, dur, insipide, qui le composent.

Le mot attraction a été substitué à celui d'*affinité* qui était équivalent, parceque celui-ci tirait son origine de cette ancienne supposition : que les combinaisons dépendent d'une ressemblance entre les parties, en quelque sorte d'une *parenté*. Cette notion est inexacte et même contraire à la vérité. En effet, ce sont en général les molécules des corps les plus différents qui ont le plus de tendance à s'unir entre elles.

Au reste, il suffit que l'on sache que les expressions *attraction de composition*, *attraction chimique* et *affinité* désignent la même chose, comme nous venons de l'établir, pour que l'on puisse, sans inconvénient, les employer les unes et les autres.

On concevra facilement que l'attraction chimique qui unit les molécules des différents corps, peut également les désunir, si l'on suppose que deux des molécules différentes d'un composé ont

moins d'affinité entre elles que n'en ont les molécules d'un autre corps pour l'une d'elles seulement; c'est à dire que les deux principes du premier corps seront séparés par un troisième qui s'emparera de l'un d'eux. Appelons A et B les deux principes constituants d'un corps composé. Si nous mettons en contact avec ce corps, un autre principe C qui pour B a une affinité plus grande que celle qui unit A avec B, il en résultera nécessairement que B quittera A pour s'unir avec C; d'où on conclut que le nouveau principe C a opéré la décomposition du corps A B, en laissant A isolé, et se combinant avec B pour former une autre composé B C.

Si, par exemple, nous voulions séparer le cuivre de sa combinaison avec l'acide sulfurique (appelé sulfate de cuivre), ce composé étant dissous dans l'eau, nous plongerons dans le liquide une lame de fer, métal pour l'oxide duquel l'acide sulfurique a plus d'affinité que pour l'oxide de cuivre; bientôt il se fera un échange; le fer oxidé s'unira à l'acide en déplaçant le cuivre, celui-ci sera *précipité* (1), et se déposera en partie sur la lame de fer qui offrira à l'instant l'apparence d'une lame de cuivre, et sera réellement recouverte d'une couche mince de ce métal.

Les décompositions peuvent avoir lieu dans un liquide, sans qu'il se précipite aucun corps; c'est

(1) On se sert de ce mot en chimie pour désigner qu'un corps dissous et invisible dans un liquide diaphane devient solide quoique très divisé, et apparaît en troublant la liqueur.

le cas où les résultats de ces décompositions sont tous solubles.

La cause de l'affinité chimique n'est peut-être pas susceptible d'être expliquée d'une manière satisfaisante dans l'état de nos connaissances actuelles ; une ingénieuse hypothèse cependant jettera peut-être un jour une grande lumière sur cette cause ignorée. Davy a supposé qu'elle pouvait dépendre de l'état électrique des corps : on admet en effet qu'il existe deux fluides électriques, l'un *positif*, l'autre *négatif*, qui ont une très forte tendance à s'unir et se neutraliser, et les corps qui sont électrisés différemment sont portés par l'influence de cette électricité les uns vers les autres.

Quoi qu'il en soit, une multitude d'expériences, faites par des savants français et anglais, ne permettent plus de douter de l'influence considérable de l'électricité dans les phénomènes chimiques.

On a élevé la question de savoir si l'électricité était un corps matériel ou seulement une propriété inhérente à ce corps telle que l'attraction. Quant aux étincelles électriques qui pouvaient faire croire à la matérialité du fluide électrique, on peut, avec M. Davy, supposer qu'elles ne sont autre chose que la *chaleur* et la lumière, accumulées dans un milieu (l'air atmosphérique) non conducteur.

Leçon deuxième.

SUR LA LUMIÈRE ET LA CHALEUR, OU LE CALORIQUE.

La chaleur et la lumière peuvent être séparées. — Expériences d'Herschell. — Phosphorescence. — Calorique ou chaleur, son état dans les différents corps et dans les différents états des mêmes corps (gazeux, liquides, solides). Dilatation des corps solides. — Exemple de contraction à une température élevée. — Pyromètres. — Dilatation des liquides. — Thermomètres. — Dilatation des fluides élastiques. — Thermomètres à air. — Egale répartition de la chaleur. — Le froid est une qualité négative. — Théorie du docteur Prévôt sur le rayonnement du calorique. — Expériences de Pictet et de Leslie sur le rayonnement de la chaleur.

Nous ne pouvons que former des conjectures sur la nature de la lumière ; Newton l'a considérée comme une substance matérielle émanée du soleil et de tous les corps lumineux d'où elle est lancée en lignes droites avec une vitesse prodigieuse.

La lumière est impondérable, et n'a pu être examinée en elle-même, ce n'est que par ses effets sur d'autres corps que nous pouvons l'étudier.

Pl. 2. *Thermomètre*
Fig. 3



Thermomètre
différentiel

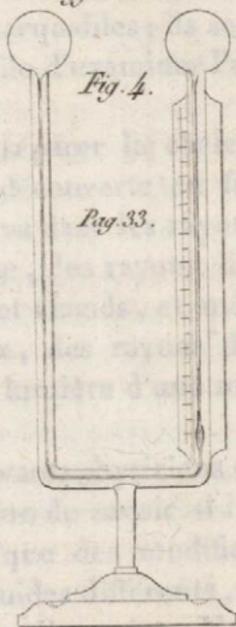


Fig. 1.

Fig. 2.

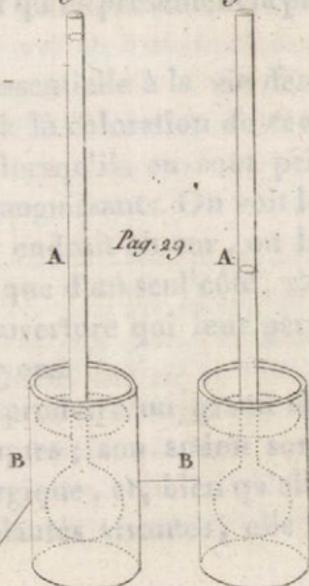


Fig. 1 et 2. AA Tubes de verre à boules. BB Vases en verre dans lesquels ils sont plongés.

Les rapports qui existent entre la lumière et la chaleur sont très remarquables ; ils sont tels qu'il est extrêmement difficile d'examiner l'un indépendamment de l'autre.

On peut cependant séparer la chaleur de la lumière. La première découverte en fut faite par Herschell , qui observa dans les rayons du soleil réfractés par un prisme , des rayons différemment colorés et inégalement chauds , et même au-delà des faisceaux lumineux , des rayons de calorique ne contenant pas de lumière d'une manière bien sensible.

Les opinions des savants physiciens étant encore partagées sur la question de savoir si la lumière et la chaleur ne sont que des modifications d'un même fluide ou des fluides différents , nous n'entrerons pas dans cette discussion. Notre but est d'étudier leurs principaux effets chimiques ; on aura l'occasion d'observer qu'ils présentent la plus grande analogie.

La lumière est essentielle à la vie des animaux et des végétaux et à la coloration de ceux-ci ; les uns et les autres , lorsqu'ils en sont privés , deviennent faibles et languissants. On voit les plantes renfermées dans un endroit obscur , ou la lumière ne peut avoir accès que d'un seul côté , s'étioler en se dirigeant vers l'ouverture qui leur permet d'atteindre quelques rayons.

La lumière peut produire un grand nombre de phénomènes chimiques ; son action sur les corps colorés est très énergique , et , bien qu'elle favorise la coloration des plantes vivantes , elle contribue

puissamment à la destruction de toutes les couleurs extraites des végétaux, des matières animales (1) et de la plupart des couleurs minérales. Il s'opère en général pendant ces effets une décomposition semblable à celle que produirait la chaleur rouge. Ces phénomènes, le rayonnement semblable de la lumière et du calorique, et la température élevée que l'on obtient en rassemblant les rayons lumineux, ont surtout contribué à faire regarder ces deux agents comme des modifications d'un même *fluide*.

Beaucoup de corps jouissent de la singulière propriété de devenir lumineux dans l'obscurité, sans qu'il y ait combustion, soit spontanément, soit lorsqu'on les frotte, qu'on les comprime, ou après qu'on les a échauffés, électrisés ou exposés aux rayons solaires : ils conservent cette propriété pendant un laps de temps plus ou moins long.

On savait que le diamant et beaucoup d'autres corps exposés à la lumière devenaient phosphorescents. Dufay et Beccaria, en étudiant des phénomènes de ce genre, en avaient conclu que la lumière pouvait entrer en combinaison avec ces corps, et ne s'en dégager que lentement. Cette

(1) On sait que les végétaux mis dans l'obscurité perdent leur coloration. La couleur rose du carthame appliquée sur la soie est détruite en quelques heures par les rayons du soleil. Les altérations de toutes les autres couleurs végétales plus ou moins rapides sont faciles à observer. Nous verrons plus loin, dans l'étude des diverses substances, des décompositions qu'elle opère et des combinaisons chimiques qu'elle détruit.

explication spécieuse a été démontrée inexacte par M. Dessaignes : il a observé que les corps phosphorescents, soumis aux rayons différemment colorés du prisme, ont toujours donné la même lumière, et que les fréquentes insulations de ces corps n'augmentaient pas leur phosphorescence.

Suivant M. Dessaignes, le fluide électrique joue un grand rôle dans la lueur de certains corps nommés *phosphores*. La phosphorescence spontanée des matières animales et végétales *pourries*, les bois, les poissons, etc., est accompagnée d'une combustion lente, dans laquelle il a reconnu la production de l'eau et de l'acide carbonique.

C'est à des myriades de petits animaux (mollusques), que l'on attribue la phosphorescence qui la nuit fait paraître la mer tout en feu. Peut-être la belle lueur bleue des *vers luisants* est-elle due à de continuelles émanations animales.

La chaux en absorbant un peu d'eau, et les os calcinés, deviennent phosphorescents; enfin tous les corps gazeux, liquides et solides, dégagent de la lumière par compression, mais moins abondamment lorsqu'ils ont été rendus phosphorescents par la chaleur.

Chaleur ou calorique.

La chaleur est la sensation que nous éprouvons tous en nous approchant du feu ou d'un corps chaud quelconque. On est convenu d'appeler calorique la cause de cette sensation, et ses effets dans toute autre circonstance que celle de la sensation.

produite sur les corps animés ; mais on s'est habitué graduellement à employer ces deux mots dans une même acception, et à les substituer l'un à l'autre dans le discours ; nous nous conformerons à l'usage, en les employant tous deux indifféremment.

On s'est beaucoup appliqué à rechercher quelle est la nature du calorique : est-ce un corps matériel ? Son existence dans le vide pourrait le faire croire. Est-ce seulement une vibration des corps ? Son accumulation sans augmenter le poids des corps, sa production par les frottements, les combustions, etc., l'a fait supposer. Pour la chaleur comme pour la lumière, rien encore n'est certain à cet égard.

Quoiqu'il en soit, les effets importants de la chaleur dans les phénomènes physiques et chimiques, nous ont fait connaître ses propriétés générales et son mode d'action sur les différents corps dans chacun de leurs états.

Le calorique libre, subtil, éminemment élastique, se meut comme la lumière, en rayons directs susceptibles d'être réfléchis d'après les mêmes lois ; il tend à se mettre en équilibre dans tous les corps, les pénètre, les chauffe, les dilate : ils passent de l'état solide à l'état liquide, et de l'état liquide à l'état gazeux ; les décompose quelquefois en leurs éléments, et les disperserait à l'infini, sans l'influence de l'attraction chimique dont nous avons déjà parlé, et d'une autre cause, la pression, dont nous nous occuperons plus loin.

Le calorique rayonne de la même manière, soit

qu'il émane du soleil, qu'il s'échappe d'un foyer embrasé, d'une plaque de métal chauffée, d'un liquide bouillant, etc.

Le rayonnement du calorique a été découvert par Schéele : il a lieu continuellement entre les corps différemment échauffés : ceux qui sont plus chauds envoient plus de chaleur qu'ils n'en reçoivent et réciproquement, en sorte que l'équilibre tend sans cesse à s'établir.

Ainsi, par exemple, si vous approchez la main d'un corps plus chaud qu'elle, vous ressentez une impression de chaleur; elle est due aux rayons invisibles de calorique que tous les autres objets reçoivent également autour de ce corps plus chaud qu'eux. Cet effet peut être apprécié autrement que par la sensation, on peut même le mesurer exactement, comme nous le verrons plus bas. Si nous posons notre main sur un corps froid, sur de la glace, par exemple, ou que nous l'en approchions assez près, nous ressentons une impression différente, que nous avons appelée *froid*; elle est due à la perte de la chaleur que nous éprouvons par la présence de glace, celle-ci absorbant puissamment le calorique qui y arrive.

Ainsi donc la chaleur ressentie est un accroissement dans la quantité de calorique, et le froid une perte de chaleur. On ne peut l'entendre autrement, car dans aucune circonstance, les corps ne sont totalement privés de la chaleur, on ne les trouve froids que par comparaison : en effet les caves profondes et l'eau des puits paraissent chaudes en hiver et froides en été, parceque dans le premier

cas notre corps s'est accoutumé à une atmosphère froide, à laquelle nous rapportons la température de la cave et du puits. Dans le deuxième, nous nous sommes habitués à la température douce de l'air, des objets qui nous entourent, et d'après eux nous jugeons encore la température des puits et celle des caves.

Le professeur Pictet, de Genève, a fait des expériences intéressantes qui démontrent non seulement que le calorique rayonne de tous les corps, quels qu'ils soient, mais encore que les rayons émanés de tous les points de leur surface sont réfléchis suivant les lois de l'optique de la même manière que la lumière. Il est très facile de répéter ces expériences à l'aide d'un appareil que nous allons décrire. (Voyez planche 1, fig. 1.). Si l'on place un boulet A en fer chauffé au-dessous de la température à laquelle il devient rouge, au foyer d'un large miroir concave B C, tous les rayons qui tomberont sur ce miroir, de même que des rayons de lumière, seront réfléchis en rayons parallèles, d'après les propriétés de sa courbe; on voit que ces rayons devront être envoyés par leur direction à un deuxième miroir placé en face; les rayons arrivés là seront réfléchis en vertu de la même loi et suivant la même courbe; ils passeront en un point central E qui devra conséquemment être plus échauffé qu'aucun autre point intermédiaire entre ce point que l'on nomme le foyer, et le boulet chaud, placé au foyer de l'autre miroir. Si l'on met la main à l'endroit où les rayons réfléchis se rassemblent, on ressentira beaucoup plus

de chaleur qu'en la mettant à quelque distance de ce foyer, en F par exemple, plus près cependant du boulet qui envoie les rayons; et si l'on pose la main sur le dos du miroir qui concentre ainsi les rayons, on le trouvera froid.

Pour rendre ces effets plus sensibles, on se sert d'un instrument nommé thermomètre différentiel; dont nous aurons l'occasion de parler plus loin. En plaçant une de ses boules E au foyer du second miroir, et l'autre K plus rapprochée du boulet, l'air plus échauffé dans la première se dilate davantage et repousse le liquide coloré dans la branche qui porte la deuxième boule; et quoique celle-ci reçoive quelques rayons de chaleur directement, on voit, d'après ce que nous avons dit, qu'ils doivent être en bien moins grand nombre.

On peut répéter l'expérience en substituant la flamme d'une bougie à la place du boulet, l'effet sera le même, mais les rayons de lumière seront envoyés avec les rayons du calorique; on a essayé de les séparer au moyen d'une lame de verre, et l'on a observé que la chaleur, arrêtée par cette lame en bien plus grande proportion que la lumière arrivait en moins grande quantité au foyer, ce qui était démontré par le thermomètre, celui-ci s'élevant d'ailleurs rapidement dès que l'on ôtait la lame de verre. Cette expérience n'a pas cependant opéré une séparation complète de la chaleur et de la lumière; sous ce rapport elle n'est pas plus concluante que celle d'Herschell.

On a essayé de placer au foyer d'un des miroirs de la neige, et l'on a observé que la boule du ther-

momètre, placée au deuxième foyer, indiquait un abaissement de température; on en a conclu l'existence de rayons *frigorifiques*. C'était une erreur, et l'on vit bientôt que l'on pouvait expliquer ce fait dans la théorie simple de Pierre Prévôt: le phénomène était absolument le même que dans le premier cas, il fallait seulement considérer la boule du thermomètre comme le corps chaud relativement à la neige. Ainsi le thermomètre envoie des rayons de calorique de la même manière que tout autre corps, sa température n'est fixe que dans le cas où dans l'air il reçoit des corps environnants autant de rayons qu'il en envoie. Mais si nous le mettons en présence d'un corps moins chaud que lui, tel que la neige, qui reçoive plus de calorique qu'il n'en envoie, la température du thermomètre s'abaissera en proportion de la différence de la chaleur émise et reçue.

Supposons, par exemple, que la radiation de la boule du thermomètre vers la glace ou la neige, placée au foyer opposé, soit égale à 20, et que la radiation de la glace au thermomètre soit seulement égale à 10, l'échange en faveur de la glace, sera dans le rapport de 20 à 10; le thermomètre y perdra 10 tandis que la glace gagnera 10.

Les surfaces différentes des corps ont des propriétés différentes, relativement à la radiation du calorique. Leslie a fait à ce sujet un grand nombre d'expériences fort curieuses; nous en rapporterons quelques unes ici. Il s'est servi, pour les faire, de son thermomètre différentiel; et a trouvé que les corps noirs et ternes ont

le plus fort pouvoir rayonnant, que les surfaces bien polies rayonnent moins que toutes les autres, toutes choses égales d'ailleurs.

L'appareil qu'il a employé pour arriver à démontrer ces propriétés, est extrêmement simple : un vase cubique en fer-blanc avait chacune de ses surfaces latérales couverte avec des matières différentes ; l'une était seulement noircie, une autre était recouverte avec du papier blanc, une troisième présentait à l'extérieur un pan de verre à vitres, et, dans la quatrième, la surface brillante de l'étain était à nu.

Après avoir rempli ce vase avec de l'eau chaude, et s'être ainsi assuré que chacun de ses côtés était à la même température, il mit successivement en regard chacun d'eux avec un miroir concave, en tenant la boule d'un thermomètre fixée au foyer de ce miroir.

Il observa l'ascension du liquide, en commençant par la surface noircie, puis changeant de surface, il amena en regard du miroir celle qui était couverte d'une feuille de papier, l'ascension fut moindre ; substituant à celle-ci le côté en verre, il vit une diminution ; enfin, en amenant la face brillante de l'étain à nu, il remarqua un abaissement encore plus considérable au foyer du miroir.

Il était facile de conclure de ces observations, que la surface la plus polie émet ou rayonne moins de calorique que toutes les autres ; que la surface du verre rayonne moins que la surface couverte d'une feuille de papier, et celle-ci moins encore que la surface noircie avec du noir de fumée.

On peut conclure aussi de ces expériences et de beaucoup d'autres faites depuis, que la même substance, teinte en différentes couleurs, perd d'autant plus de chaleur, dans une atmosphère plus ou moins froide, que sa nuance est plus foncée.

On aurait pu supposer, d'après ces propriétés des corps, que dans un milieu quelconque, les matières de couleur brune et terne, devraient être constamment à une température plus basse que d'autres recouvertes d'une surface polie; mais on a observé encore que les premières admettent beaucoup plus de rayons dans le même temps que les secondes, et dans le même rapport qu'elles en peuvent émettre. Ainsi, en même temps que le pouvoir *émissif* des corps, pour le calorique, augmente, leur pouvoir absorbant s'accroît dans la même proportion, et réciproquement: on voit que de cette manière l'équilibre de température ne saurait être troublé.

Si, par exemple, on mettait dans une chambre deux vases, l'un en argent avec son brillant métallique, l'autre recouvert d'une couche de noir de fumée, et tous deux échauffés au-dessus de la température de l'air ambiant, on peut supposer que le vase noirci émettra 800 rayons, tandis que l'autre n'en perdra que 400; que dans le même temps le premier recevra des corps environnants 400 rayons, tandis que le second n'en recevra que 200. Il est évident que, dans ce cas, le refroidissement du vase brillant aura lieu plus lentement que celui du vase noirci, mais une fois descendus à la température des divers objets qui les envi-

ronnent, le vase noirci émettant et recevant 400 rayons dans le même temps, et le vase brillant envoyant et absorbant, dans le même temps aussi, 200 rayons, aucun changement ultérieur n'aura lieu, et l'équilibre dans la température sera conservé.

On trouve dans l'économie domestique une foule d'occasions d'appliquer ces principes : si, par exemple, on approche de charbons allumés une bouilloire en argent poli, l'eau qu'elle contient s'échauffera bien moins vite que si l'on avait préalablement recouvert la surface de cette bouilloire d'une couche de noir de fumée, en la mettant au-dessus de la flamme d'une lampe ou d'une chandelle allumée. Le tuyau en cuivre d'un poêle donnera beaucoup plus de chaleur s'il est peint en noir terne que s'il a son brillant métallique. Cet effet sera d'autant plus sensible que la surface de ce tuyau sera plus étendue.

Nous venons de voir que les différents corps reçoivent une plus ou moins grande quantité des rayons qui arrivent à leur surface : ceux qui ne sont pas absorbés sont réfléchis, ainsi que nous l'avons vu dans l'exemple des deux miroirs. Il suit encore des principes que nous avons établis sur le rayonnement, que la réflexion est d'autant moindre, que le pouvoir absorbant est plus fort ; en effet, plus un corps absorbe des rayons qui lui arrivent, moins il en réfléchit (1). Le calorique qui

(1) Ainsi que nous l'avons fait observer plus haut, les rayons du calorique suivent les mêmes lois que les rayons lumineux : comme eux-ci, en tombant sur la surface d'un

n'est pas réfléchi par les corps ; les pénètre, il les dilate, et ce pouvoir qu'il a d'augmenter leur volume est extrêmement remarquable et très fort, ainsi non seulement il peut écarter un peu les molécules des corps, mais encore il peut rompre leur cohésion, les désunir complètement et les répandre dans un espace considérable, qui serait illimité sans la pression atmosphérique.

C'est ainsi que la chaleur augmente par degrés le volume du plomb et le rend fluide. Le fer, le cuivre, l'or, l'argent et une foule d'autres corps, éprouvent les mêmes effets, à des degrés de température différents. Les liquides chauffés s'exhalent en vapeur, et prennent l'état gazeux.

Dans chacun de ces états : solides, liquides ou gazeux, les différents corps ont une consistance ou une densité différente. Chacun a pu observer parmi

corps, d'une surface plane, par exemple, l'angle qu'ils forment est égal à celui qui résulte de leur réflexion.

M. Leslie a établi, par une suite d'expériences, le pouvoir rayonnant et le pouvoir réflecteur de plusieurs substances.

RAYONNEMENT.

Noir de fumée.....	100
Eau.....	100
Papier à écrire.....	98
Glace à zéro.....	85
Mercure.....	20
Plomb brillant.....	19
Fer poli.....	15
Étain, argent, cuivre, or.....	12

RÉFLEXION-

Cuivre jaune.....	100
Argent.....	90
Étain en feuille.....	80
Acier.....	70
Plomb.....	60
Étain mouillé de mer- cure.....	10
Verre.....	10
Verre huilé.....	5

ces différences celles qui existent entre la dureté du fer et celle de la cire, etc.; entre la densité du plomb fondu et celle de l'eau, ou d'autres liquides encore plus légers.

Les variations de volume des solides avec la chaleur sont très faciles à démontrer par l'expérience; on n'en saurait trouver un exemple plus remarquable que l'application qu'en a faite M. Mollard, à prévenir la chute de l'une des galeries du Conservatoire des arts et métiers à Paris.

Les murs de cette galerie menaçaient ruine dans leur écartement, il les fit traverser par de forts boulons en fer, dont les têtes et les écrous s'appuyaient sur de larges rondelles. Il fit chauffer tous ces boulons à la fois: ils s'allongèrent par la dilatation du métal, et l'on put serrer les écrous. Lorsque le refroidissement eut lieu, le fer se contracta pour reprendre son volume primitif: l'effort fut assez considérable pour rapprocher les murailles malgré la charge qu'elles avaient à supporter. En réitérant cette manœuvre plusieurs fois, on parvint à redresser entièrement les murs de cette galerie.

La dilatation des corps solides a été appliquée à la construction d'instruments propres à mesurer les températures; on leur a donné le nom de thermomètres et de pyromètres.

La dilation des liquides par la chaleur est plus facile encore à observer, en effet: si l'on prend deux tubes terminés chacun par une boule (fig. 1 et 2, planche 2), qu'on les emplisse à la même hauteur, dans la tige, l'un d'esprit-de-vin et l'autre

d'eau; ces deux liquides étant colorés préalablement, afin de rendre l'effet plus sensible; en tenant une des boules dans chaque main, on verra l'alcool s'élever rapidement et plus haut; à la chaleur seule de la main, la dilatation de ce fluide est évidente; enfin en plongeant les deux boules dans l'eau chaude, l'eau et l'esprit-de-vin monteront très sensiblement dans les tubes, mais l'esprit-de-vin arrivera à une plus grande hauteur.

Les thermomètres fondés sur la dilatation des liquides, sont construits dans une forme à peu près semblable à ces tubes, mais les dimensions sont différentes, le tube est fermé hermétiquement et l'air en a été complètement chassé. Le liquide que l'on emploie plus généralement dans les thermomètres est le mercure (ou *oif argent*), parce que ses dilatations et ses contractions correspondent plus exactement aux quantités de calorique, ajoutées ou soustraites, que celles d'aucun autre liquide.

Lorsque cependant il s'agit d'évaluer une température peu élevée et qu'il n'est pas nécessaire d'obtenir un grand degré de précision (pour les usages domestiques et dans quelques arts, par exemple), les thermomètres à esprit-de-vin peuvent être employés, ils présentent même l'avantage d'être plus sensibles à de petites variations de température, parce que l'esprit-de-vin est bien plus dilatable que le mercure.

On se sert aussi de préférence des thermomètres à esprit-de-vin, lorsqu'il s'agit d'évaluer des températures très basses, auxquelles le mercure courrait risque de se congeler: car le mercure devient

solide à peu près comme un morceau de plomb, à un certain degré de *froid*, tandis qu'une température beaucoup plus basse ne solidifie pas l'alcool (1).

Ainsi donc un thermomètre consiste en un tube fermé d'un bout, terminé par une boule de l'autre (planche 2, figure 3), vide d'air et contenant un liquide dont la dilatation indique différents degrés dans les variations de température, une échelle, sur laquelle le tube est fixé, marque ces degrés. La division qui indique *l'eau bouillante* annonce que, quand le liquide du thermomètre est dilaté à ce point, la température est aussi élevée que celle de l'eau qui entre en ébullition sous la pression ordinaire. Quand le liquide du thermomètre est contracté jusqu'au degré marqué 0° ou au-dessous; on sait que l'eau exposée à la même température peut se congeler.

Ces limites, de la glace qui se forme et de l'eau qui entre en ébullition, et les divisions intermédiaires, ne sont pas les mêmes sur tous les thermomètres. Les savants des différents pays ont adopté des divisions différentes. Les thermomètres les plus en usage, sont celui de Fahrenheit, en Angleterre, ceux de Réaumur et centigrade en France.

L'inconvénient de ces graduations particulières n'est pas très grave, car dès que l'on sait que le thermomètre de Fahrenheit est divisé en 212 degrés, dont le 32^e correspond au zéro du thermo-

(1) Les mots *alcool*, *esprit-de-vin*, *eau-de-vie rectifiée*, etc. sont synonymes.

mètre centigrade et de Réaumur, que le 80° de ce dernier indique la même température que le 212° de Fahrenheit et le 100° de la division centésimale, il est facile de comparer les trois graduations entre elles, et de convertir en degrés des deux autres, ceux quelconques observés dans le troisième système. D'ailleurs on trouve des thermomètres qui portent les trois divisions, et l'on a des tables qui donnent immédiatement toutes les réductions désirables. La figure 4 de la planche 2 montre un exemple de deux échelles thermométriques; on y voit que chaque degré de Réaumur équivaut à 2 degrés un quart de Fahrenheit.

Dans ces derniers temps on a donné, en France, une préférence décidée à la division centésimale. Cette graduation semble en effet bien plus raisonnable, et l'on ne devinerait pas ce qui a pu déterminer Fahrenheit à placer à 32 degrés au-dessous de la glace le 0° de son thermomètre, si l'on ne se rappelait que cette graduation est fondée sur une erreur du physicien. Il crut, en effet, qu'un mélange de sel et de neige avait pu produire le plus grand degré de froid possible, et il l'indiqua par le zéro de son échelle.

On n'emploie pas seulement l'esprit-de-vin et le mercure pour faire des thermomètres : on se sert aussi de l'air atmosphérique. Ceux qui sont fondés sur les dilatations de ce fluide élastique, ou de tout autre gaz, devraient être les plus parfaits, puisque les gaz se dilatent d'une manière égale, uniforme et exactement proportionnelle aux quantités de chaleur qu'ils reçoivent; mais la pression exté-

rieure variant sans cesse, il y aurait à tout moment des corrections à faire à ces thermomètres.

Le *thermomètre différentiel* de M. Leslie ne présente cependant pas cet inconvénient, mais aussi il ne peut indiquer que des différences de température. Cet instrument, d'une délicatesse extrême, est d'une construction très simple; il consiste en un siphon renversé (figure 4, planche 2), à l'extrémité de chaque branche duquel se trouve une boule d'un diamètre un peu fort; une petite quantité d'acide sulfurique, teint en rouge avec du carmin, remplit une partie du siphon. Lorsque les deux boules, pleines d'air, sont à la même température, le liquide est au niveau du zéro de ce thermomètre, pour peu que l'on chauffe l'une des boules, en approchant d'elle seulement la paume de la main, l'air dilaté pousse la petite colonne de liquide qui monte dans la branche opposée. On appelle boule focale celle que l'on expose toujours à la plus haute température. Un degré de ce thermomètre équivaut à dix degrés centigrades.

Ce thermomètre, déjà si sensible, l'est devenu davantage encore, lorsque M. Leslie eut entouré l'une de ces boules d'une feuille d'or. Celle-ci, en effet, absorbait alors huit fois moins de rayons calorifiques que l'autre, et l'on pouvait aisément mesurer le calorique rayonnant envoyé dans une chambre par le foyer d'une cheminée.

Ainsi que nous l'avons fait observer, ce thermomètre ne peut indiquer que des différences de température. Il est surtout très convenable pour

démontrer le rayonnement du calorique, ainsi que nous l'avons vu plus haut : c'est là le but que s'est aussi proposé M. Leslie en le construisant.

Tous les degrés de température ne sauraient être mesurés par les thermomètres contenant du mercure ou de l'esprit-de-vin. Ces instruments ne peuvent indiquer ni le degré de congélation du liquide contenu dans l'un (thermomètre à mercure), ni les degrés de température auquel les deux liquides se réduiraient en vapeurs et briseraient le verre qui les renferme ; et, en général, aucun liquide ne saurait mesurer une température aussi élevée que celle de son ébullition.

On se sert du *pyromètre de Wedgwood* pour apprécier les températures élevées, et particulièrement celles des fourneaux employés dans quelques arts. Cet instrument est composé de deux règles en cuivre, convergentes, dont le rétrécissement est gradué en beaucoup de divisions, et qui sont fixées sur une plaque de même métal. Des petits cônes tronqués en argile réfractaire, sont disposés de manière qu'ils puissent entrer seulement entre les deux règles, au bout le plus écarté. On expose ces petits morceaux d'argile dans l'endroit dont on veut connaître la température. Ils prennent d'autant plus de *retrait* que la température du lieu est plus élevée ; la diminution de leur volume, mesurée par leur introduction plus avant entre les deux règles, indique la température qu'ils ont éprouvée.

Le principe sur lequel la construction de cet instrument est fondée, semble une anomalie dans

les lois générales que nous avons exposées sur la chaleur; mais il faut observer que ce n'est pas dans le moment où l'argile est à une haute température, que l'on examine sa dimension, mais bien après qu'elle a été échauffée; or cette matière, mise en pâte avec de l'eau, n'a pu, en perdant celle-ci, rapprocher toutes ses parties au point où elles auraient toute la cohésion possible; elle reste donc, en quelque sorte, spongieuse par un grand nombre de pores ou d'interstices. Une température élevée, lui donne un certain degré d'amollissement qui favorise une union plus intime de ses parties, et elles se rapprochent d'autant plus que le ramollissement est plus considérable, ou la température plus élevée.

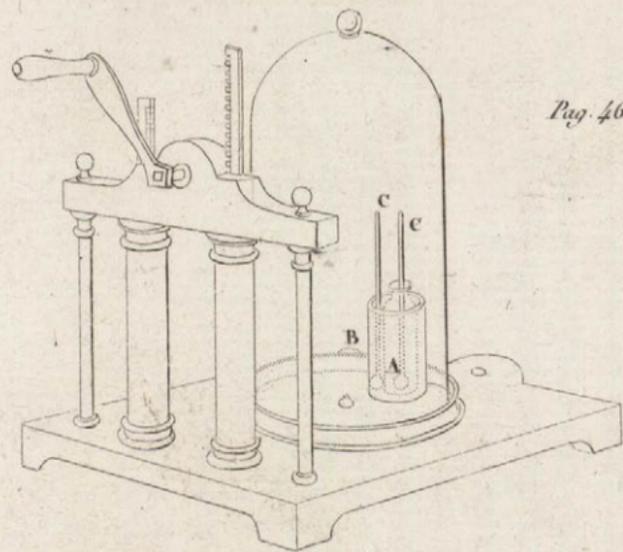
Le pyromètre de Wedgwood, d'un usage assez commode pour fournir des indications comparatives, ne peut procurer des notions exactes sur les hautes températures. La composition de l'argile, ses caractères physiques, plus encore le temps que dure l'essai, et la température plus ou moins soutenue, influent sur les résultats qui d'ailleurs ne peuvent donner une mesure absolue. Nous indiquerons plus loin un moyen ingénieux de rapporter aux degrés des thermomètres ordinaires les températures élevées. Ce moyen est fondé sur la capacité des corps pour la chaleur, propriété dont nous aurons à nous occuper.

Avant de quitter le sujet de l'expansion des corps, nous devons faire observer que, de même que les liquides sont plus dilatables que les solides, les gaz se dilatent beaucoup plus que les

liquides, et comme il n'existe plus aucune espèce de cohésion entre leurs parties, ils sont entièrement soumis à l'influence de la pression atmosphérique qui les comprime, et aux effets du calorique qui les dilate en proportion de sa quantité.

Fig. 2.

Machine Pneumatique



Pag. 46 et 53.

Fig. 1.

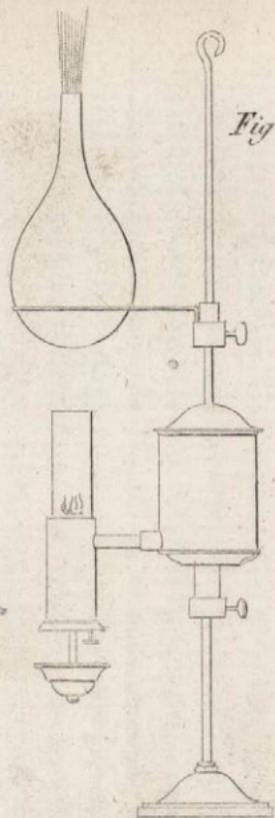


Fig. 1. Eau bouillant dans un matras chauffé par une lampe. Fig. 2. Ether vaporisé, Eau congelée par la Machine Pneumatique.
 A Flacon d'Ether. B Vase en verre contenant de l'eau. CC Thermomètres, l'un dans l'eau, l'autre dans l'Ether.

Leçon troisième.

SUITE DU MÊME SUJET.

De la conductibilité différente des corps pour la chaleur. — Opinion du comte de Rumford sur le peu de conductibilité des liquides. — Phénomènes de l'ébullition. — De la solution en général. — Pouvoir dissolvant de l'eau. — Distinction entre un mélange et une solution. — Solutions par la chaleur. — Des nuages. — De la pluie. — De l'évaporation et de la vaporisation. — Phénomènes qui démontrent la présence de l'eau dans l'air. — Influence de la pression atmosphérique sur l'évaporation. — Ébullition dans le vide. — De l'ignition. — Canon à vapeur.

DANS la leçon précédente, nous avons examiné la tendance du calorique, à établir un équilibre dans la température des corps plus ou moins rapprochés. Cette tendance continuelle explique une foule de phénomènes qui se passent sous nos yeux. L'un de ses effets est de porter, graduellement, les corps en contact, à la même température. Ainsi, par exemple, le feu qui est allumé dans la cheminée communique sa chaleur aux objets qui l'avoisinent le plus, et ceux-ci, de proche en proche, la répandent également sur tous les corps avec lesquels ils sont en contact, jusqu'à ce que toutes

les parties de la chambre soient portées à la même température.

Cette propriété des corps, de livrer passage au calorique, a été nommée *conductibilité*. Elle est plus ou moins grande dans les différents corps. On en acquiert facilement la preuve en portant la main sur divers objets. On observera que les meilleurs conducteurs, si la température de l'air est peu élevée, feront éprouver une sensation de froid bien plus vive que les mauvais conducteurs, parceque les premiers enlèveront, dans le même temps, beaucoup plus de chaleur que les autres. Qu'un jour de gelée, par exemple, on pose la main sur du cuivre, du fer, du plomb, etc., la sensation de froid que l'on éprouvera sera telle qu'on ne pourrait la supporter long-temps. Il n'en sera pas de même si l'on touche un tapis de laine, du cuir, des plumes, etc.; ces objets, ne livrant qu'avec peine un passage à la chaleur, ne nous paraîtront pas très froids, et leur surface, en contact avec notre main, s'échauffant bientôt, parceque le calorique ne les pénètre que difficilement, nous éprouverons alors la réaction de la chaleur émanée de notre peau.

C'est de cette manière que les tissus de laine, de soie, de coton, que l'on porte en hiver, garantissent mieux d'une grande déperdition de chaleur (ou du froid, comme on dit habituellement) que les toiles de lin, de chanvre, etc., dont on s'habille en été.

De même que les corps bons conducteurs, plus froids que notre corps, nous enlèvent, dans le

même temps, plus de chaleur que les mauvais conducteurs; de même, s'ils sont à une température plus élevée que la nôtre, il nous communiquent, dans le même temps, une plus grande quantité de calorique. C'est ainsi qu'une barre de fer, chauffée au même degré qu'un morceau de bois, nous paraîtra beaucoup plus chaude que celui-ci, et nous ne pourrions la tenir aussi longtemps sans être brûlés.

La différence de conductibilité des corps pour le calorique est plus sensible encore dans l'expérience suivante: Prenez un tube de verre d'une main, et de l'autre la tige d'une petite cuillère d'argent; mettez à la fois le tube et la cuillère dans la flamme d'une bougie ou d'une lampe, en observant que la distance de la flamme, à chacune de vos mains, soit à peu près la même, au bout de quelques minutes, il vous sera impossible de tenir la cuillère, tant elle sera chaude, tandis que le tube ne se sera pas sensiblement échauffé jusqu'à votre main. On peut en effet, faire rougir et fondre des tubes de verre dans la flamme de la lampe d'émailleur, en les tenant à la main à deux pouces de cette flamme sans en être aucunement incommodé; tandis qu'une tige métallique, dans les mêmes circonstances, causerait la plus forte brûlure.

On sait que les manches de certains outils, les poignées de plusieurs vases métalliques, que l'on fait chauffer, sont garnis en bois pour garantir la main d'un contact immédiat avec le métal chaud; et en général on se sert de corps, mauvais con-

ducteurs, pour se préserver d'une élévation ou d'un abaissement de température trop grand ou trop rapide. C'est sans doute aussi par ces motifs que la prévoyante nature a donné à tous les animaux une peau, des poils, des plumes; et il est remarquable que ces matières conduisent d'autant moins la chaleur, que l'animal, par ses habitudes particulières, est plus exposé au froid. C'est ainsi que les oiseaux aquatiques et ceux qui vivent dans les pays froids, ont un plumage plus épais, un duvet plus serré que les autres, et que toutes ces enveloppes naturelles des animaux sont mieux fourrées en hiver qu'en été (1).

Les corps poreux, légers, sont mauvais conducteurs, probablement parceque le calorique rayonne un grand nombre de fois entre leurs parties avant de pénétrer, et que leurs nombreux interstices sont remplis d'air atmosphérique, qui est très mauvais conducteur.

On peut, en effet, démontrer cette théorie dans la construction de vases métalliques, que l'on rend mauvais conducteurs en les entourant de plusieurs enveloppes séparées les unes des autres par une couche d'air. On dispose ainsi des vases en fer-blanc, dans lesquels on peut observer assez long-temps de la glace sans qu'il s'en fonde une

(1) On a observé que les chèvres du Thibet, desquelles on obtient le duvet propre à la fabrication des schalls de *cachemire*, devaient être tenues dans des contrées un peu froides, pour que ce duvet fût plus beau et plus abondant.

grande quantité, et des mets chauds sans qu'ils se refroidissent beaucoup.

La propriété de l'air d'être mauvais conducteur du calorique, est très utile à notre existence; elle rend supportable les climats différents et l'inclémence des saisons.

Le comte de Rumford a démontré que dans les liquides la chaleur ne se communique pas comme dans les solides, et que lorsqu'ils sont sans mouvement, ils sont en général très mauvais conducteurs. Et, en effet, en maintenant un morceau de glace au fond d'un vase rempli d'eau, et faisant chauffer celle-ci à la partie supérieure seulement, le morceau de glace ne se fondit pas, lors même que l'eau fut bouillante à la partie supérieure du vase.

Pour comprendre comment l'eau s'échauffe si rapidement, lorsque l'on chauffe les vases qui la contiennent latéralement ou par la partie inférieure, il faut se rappeler que les liquides se dilatent par la chaleur (voyez page 29) : l'eau échauffée, devient plus légère que l'eau froide, et comme ses parties sont très mobiles, aussitôt qu'une couche plus rapprochée de la paroi échauffée est devenue plus légère, elle s'élève et est remplacée par les parties du liquide dont la température est moins élevée; en sorte que toutes les portions du liquide viennent successivement toucher le fond ou la partie latérale chauffée.

On peut rendre tous ces mouvements faciles à observer, en mêlant au liquide quelques petits corps insolubles, et d'un poids à peu près égal à

celui de l'eau sous le même volume. En effet, si l'on met dans une fiole, en verre transparent, des petits fragments d'ambre, et que l'on pose celle-ci dans un vase rempli d'eau chaude, on ne tardera pas à voir les petits grains d'ambre, entraînés par les mouvements du liquide, indiquer des courants ascendants et d'autres descendants. Ces courants changent de direction lorsque la fiole n'est plus dans l'eau chaude, parceque le refroidissement ayant lieu vers les parois, le liquide en cet endroit devient plus lourd et se précipite au fond de la fiole.

Si, au contraire, on fait chauffer l'eau à la partie supérieure seulement, ce fluide, devenu plus léger, reste à la surface et ne communique pas sa chaleur au-dessous.

Cette théorie de Rumford explique le phénomène observé dans les lacs de la Suisse: les eaux qui s'écoulent des rivières, prenant leurs sources dans les Alpes couvertes de neige, sont plus denses que celles des lacs, et gagnent le fond où elles ne peuvent recevoir les impressions de l'air extérieur, ni celles de la température plus élevée des eaux supérieures; elles restent donc plus froides qu'elles durant l'été. Le mouvement des vagues peut bien communiquer de la chaleur à quelque distance, mais cela ne s'étend pas à une profondeur plus grande que l'agitation elle-même.

Lorsque l'atmosphère est plus froide que les eaux des lacs, celles-ci perdent de la chaleur à leur surface, deviennent plus denses et se préci-

pitent vers le fond; d'autres parties les remplacent à la surface, et ces mouvements ont bientôt amené toute la masse liquide à la température de l'air extérieur.

Mais si la température de l'atmosphère continue à s'abaisser jusqu'au degré où l'eau se congèle (au zéro des thermomètres de Réaumur et centigrade), les courants ascensionnels et descendants s'arrêtent, parceque, depuis le 4^e degré du thermomètre centigrade jusqu'au zéro, la densité ne continue pas à augmenter, elle diminue au contraire: l'eau plus légère reste à la surface. C'est une exception aux lois générales de contraction des corps liquides, solides et gazeux; la température de la couche d'eau supérieure continuant à s'abaisser à zéro, la glace se forme; elle est plus volumineuse encore que l'eau qui l'a formée et surnage par conséquent.

Comme le mouvement a cessé, la congélation de l'eau ne continue pas à une certaine profondeur sans un temps considérable, et l'eau, dans nos climats, reste toujours liquide sous la glace dans les lacs et les rivières.

La théorie de l'échauffement des liquides et de leur refroidissement s'applique au gaz et à l'air atmosphérique qui sont également de mauvais conducteurs du calorique. Ce n'est que par leur contact avec les corps dont la température diffère, que ces gaz s'échauffent ou se refroidissent, et leurs dilatations et contractions causent aussi parmi eux des mouvements ascensionels et descendants.

L'air atmosphérique est traversé par les rayons

du soleil sans être échauffé. C'est un milieu diaphane qui, lorsqu'il est pur, ne conduit pas la chaleur et n'absorbe pas ses rayons. De là vient que les régions élevées sont très froides ; que des neiges perpétuelles couvrent toutes les hautes montagnes ; mais comment notre atmosphère est-elle échauffée par le soleil ?

Cela est facile à expliquer et à concevoir ; les rayons émanés de cet astre arrivent sans altération à la surface de la terre ; là, la plupart des corps absorbent une partie du calorique et s'échauffent ; les couches d'air qui les touchent immédiatement s'échauffent aussi par leur contact : devenues plus légères, elles s'élèvent et font place à d'autres qui bientôt sont renouvelées de la même manière. Les autres mouvements de l'air, par différentes causes, contribuent aussi à l'échauffement de ce fluide élastique. Enfin la chaleur primitive de notre globe, encore sensible à la surface, tend à élever la température des divers objets qui le recouvrent.

On voit comment notre planète et son atmosphère sont échauffées ; mais si la chaleur solaire, ainsi absorbée, s'accumulait à la surface de la terre, nous ne serions bientôt plus capables de l'habiter ; les lois de la nature qui président à notre conservation, ont voulu que cette chaleur, étrangère à notre globe, se dissipât toutes les nuits par rayonnement, et cela est une des conséquences des propriétés du calorique.

Le rayonnement de la chaleur terrestre vers les espaces célestes a lieu continuellement ; mais pen-

dant la nuit cette perte n'étant pas réparée comme durant la journée, l'abaissement de température est quelquefois considérable. Il est, en général, d'autant plus fort, que le ciel est plus pur. C'est la cause de la fraîcheur des nuits en été, dans les pays les plus chauds. Au Bengale, on met à profit cette heureuse circonstance pour se procurer de l'eau très froide, et même de la glace. On étend des draps mouillés au-dessus de la terre, et l'on met dessus des vases plats remplis d'eau; le rayonnement du calorique et la perte de la chaleur que l'évaporation fait évaporer, suffisent pour abaisser la température du liquide au point de sa congélation. L'abaissement de la température des corps à la surface de la terre et de l'atmosphère pendant les nuits, surprenant les vapeurs aqueuses, dégagées pendant le jour de la surface de la terre, les y précipite de nouveau sous la forme de rosée, de gelées blanches, de brouillards épais, etc.

Lorsque notre atmosphère est chargée de nuages, le rayonnement de la chaleur terrestre est en partie compensé par celui des nuages, et le refroidissement est de beaucoup ralenti. C'est encore un heureux effet des lois naturelles, qui tempère la rigueur des saisons dans plusieurs contrées froides et humides.

Puisque nous avons dit un mot de la chaleur primitive du globe, nous ajouterons que les observations nombreuses faites dans les puits des mines, en différents points et jusques à des profondeurs considérables (qui cependant sont peu

de chose si on les compare au demi-diamètre de la terre), démontrent que cette chaleur primitive est encore énorme au centre de notre planète; mais telle est la difficulté que cette chaleur éprouve à traverser les masses agglomérées qui constituent le globe, que d'après les calculs de l'un des savants académiciens français les plus distingués, il doit se passer plus de trente mille ans avant que la température de la terre à la surface puisse être diminuée d'un demi-degré par cette cause.

L'atmosphère, dont la densité diminue graduellement, suivant sa distance à la terre, ne permet pas que l'air dilaté et devenu plus léger par son échauffement à la surface de la terre, s'élève à une certaine hauteur: il s'arrête au point où il rencontre l'air atmosphérique, plus léger encore que lui; et il ne saurait atteindre le sommet de ces monts élevés où sont les neiges et les glaces perpétuelles, que les nuages eux-mêmes enveloppent trop rarement pour pouvoir les faire fondre.

Revenons à l'action de la chaleur sur les liquides: lorsque la chaleur accumulée dans un liquide dilate les parties au point de les convertir en vapeur, celle-ci se dégage par sa légèreté spécifique, et ce dégagement constitue l'ébullition.

Examinons ce qui se passe lorsque l'on fait bouillir un liquide, de l'eau par exemple, et pour cela plaçons à feu nu sur un cercle en fer un ballon (fig. 1, pl. 3); aussitôt que la température de l'eau sera élevée de quelques degrés, long-temps avant l'ébullition, nous verrons des bulles paraître sur toutes les parties du vase en

contact avec l'eau, et leur nombre s'augmente rapidement en même temps que la température s'élève. Ces bulles ne sont pas encore formées en ce moment, par la vapeur d'eau: ce sont les gaz et particulièrement l'air que ce liquide tient en solution à une température basse; l'expansion de ces gaz étant beaucoup plus considérable que celle de l'eau, ils acquièrent un très grand volume avant que l'eau ait changé de volume sensiblement et se dégagent pour la plus grande partie avant l'ébullition.

Lorsque l'ébullition commence, on voit les bulles de vapeur se former près de la paroi du vase la plus directement chauffée; dans l'expérience présente, c'est du fond du matras que ces bulles partent, leur légèreté spécifique les fait traverser rapidement le liquide plus dense qu'elles.

Lorsque la vapeur se forme et qu'elle se dégage à une température assez élevée, elle est complètement gazeiforme, mais dès qu'elle se répand dans l'air ou dans tout autre milieu dont la température est plus basse que la sienne, elle se condense en partie, parceque la chaleur qui la constituait à l'état gazeux lui est enlevée par son contact avec un corps moins chaud, et de là l'apparence que nous offre la vapeur aqueuse répandue en excès dans l'espace; nous disons en excès, parceque, à toutes les températures un espace quelconque, vide ou rempli d'air ou de tout autre gaz, contient toujours une proportion d'air qui dépend de sa température; c'est en quelque sorte un pouvoir dissolvant de l'espace pour l'eau, et ce pouvoir

augmente comme la température, de même que la solution des sels, en général, dans l'eau se fait en proportion d'autant plus forte que la température est plus élevée.

Puisque nous avons parlé de *solution*, nous devons expliquer ce que l'on entend par ce mot, et aussi la signification du mot *dissolution*, que l'on confond souvent, et à tort, avec le premier.

La solution a lieu lorsqu'un corps solide est ondu dans un liquide. Dans cette opération le corps est réduit en particules tellement déliées, dans le liquide, qu'il y devient invisible et n'en trouble pas la transparence; il participe à sa fluidité sans être décomposé, sans que sa composition chimique soit altérée; en sorte que si l'on élimine une partie de l'eau ou de tout autre liquide dissolvant, ou que l'on abaisse sa température, on peut obtenir le corps dissous dans sa forme primitive et sans qu'il ait subi aucune altération.

La dissolution n'a lieu que dans le cas où un corps en devenant fluide est en même temps décomposé, en sorte que le liquide ne le rende plus à son état primitif, lorsque l'on élimine seulement une partie ou la totalité du dissolvant.

La solution est donc un changement d'état qui fait passer un solide à l'état liquide par un dissolvant quelconque, sans autre altération; et la dissolution est à la fois le passage de l'état solide à l'état liquide et la décomposition de la substance dissoute.

La plupart des solutions s'opèrent au moyen de

l'eau, de l'*alcool*, de l'*éther* et de quelques autres substances, liquides à la température ordinaire, elles sont favorisées généralement par la chaleur. Si, par exemple, on fait dissoudre du sel ordinaire blanc (*sel de cuisine*, *chlorure de sodium*) dans de l'eau, la transparence de celle-ci ne sera pas troublée, le sel sera dissous et devenu invisible; mais si l'on met cette solution sur le feu et qu'on la fasse bouillir, l'eau seule s'évaporerait, et lorsqu'elle ne sera plus en proportion suffisante pour tenir le sel dissous, celui-ci se représentera sous forme solide; en laissant reposer la liqueur, il tombera au fond; si l'on penche alors le vase, le liquide (ou la solution salée) s'écoulera seul, on pourra recueillir le sel, le faire égoutter et sécher, on l'obtiendra ainsi tel qu'il était avant sa solution dans l'eau. En faisant évaporer toute l'eau sur le feu, on obtiendra exactement la quantité de sel sec employé.

Pour d'autres sels, que nous examinerons plus loin, la solution s'opérant en bien plus grande proportion à *chaud* qu'à *froid*, lorsque l'on a fait dissoudre dans le liquide chaud autant de sel que cela est possible à la température actuelle, il suffit de laisser refroidir cette solution pour obtenir une partie du sel cristallisé à l'état solide.

On trouve un exemple de *dissolution* dans la réaction d'un acide (l'acide sulfurique par exemple) sur un sel qu'il décompose; si l'on projette à cet effet, du sel commun dans de l'acide sulfurique étendu et chaud, le sel sera décomposé en partie, l'acide sulfurique s'emparera de la soude, et l'acide hy-

drochlorique qui le constituait se répandra dans la liqueur. Nous reviendrons sur ce genre de phénomène en parlant des sels.

La chaleur seule peut aussi opérer des solutions et des dissolutions; on dénomme plus proprement le premier de ces phénomènes *fusion* ou *vaporisation*, et le second décomposition par la chaleur.

Ainsi la glace est fondue par la chaleur; il en est de même du plomb, de l'étain, du zinc, du cuivre et d'une multitude de corps, à des températures différentes. Ces substances, fondues ou liquéfiées par la chaleur, peuvent, à une température plus élevée, être réduites en vapeur invisible ou gaz. Enfin beaucoup d'autres matières telles que des sels, peuvent être fondues par la chaleur, et dissoutes dans plusieurs liquides à des températures différentes; au reste, dans toutes les solutions on ne peut douter de l'influence de la chaleur, puisqu'à toutes les températures, quelques basses qu'elles soient, elles contiennent toujours une quantité de chaleur plus ou moins grande.

Le pouvoir dissolvant des différents liquides, varie suivant les substances qui y sont solubles, la température et la nature du liquide; nous avons vu que ces liquides peuvent quelquefois décomposer les substances qu'ils dissolvent; nous verrons plus loin des exemples de ces phénomènes, et de ceux de la décomposition des corps par le calorique.

La *vaporisation* de l'eau diffère de l'*évaporation*: la première dépend uniquement de la quantité de chaleur et de la pression; elle a lieu quels

que soient l'état hygrométrique et la température de l'air ambiant, il suffit qu'elle soit soutenue au degré de température de l'ébullition, pour qu'elle se *vaporise* dans l'air: si celui-ci est sec et à une température assez élevée, la vapeur formée s'y évapore sans devenir visible; si au contraire l'atmosphère est froide ou humide, la vapeur apparaît et se condense plus ou moins promptement. C'est ainsi que les vapeurs aqueuses élevées de la surface de la terre rencontrant un milieu plus froid, se condensent et paraissent sous la forme de nuages, brouillards, et forment, en se déposant, l'humidité que l'on observe en certains temps; dans ce cas la proportion d'eau dans l'atmosphère n'est pas augmentée; mais tout ne pouvant exister sous la forme gazeuse, l'excès qui se précipite devient sensible. Si l'abaissement de température continue, une plus grande quantité d'eau se condense, et lorsqu'elle est déposée sous la forme de givre, de gelée blanche, etc., l'air redevient sec. C'est ce que l'on remarque dans les temps de gelée surtout.

Il est facile d'observer que l'air chaud contient souvent une assez grande quantité d'eau, bien que sa vapeur ne soit nullement visible: ainsi, par exemple, après avoir bien essuyé une carafe contenant de l'eau glacée, au sortir de la glacière, elle ne tarde pas à se recouvrir d'une couche assez forte d'humidité, et ce phénomène se présente plusieurs fois encore après avoir enlevé l'humidité déposée sur les parois extérieures de ce vase. Il arrive fréquemment dans les journées chaudes, que les bouteilles

de vin sorties de la cave, se recouvrent d'une légère couche humide, quelques minutes après qu'on les a posées sur la table.

Chacun a pu remarquer que dans une chambre close, dans une voiture fermée, les carreaux de vitres ou les glaces de la voiture se recouvrent d'une sorte de rosée: elle est due, en grande partie, à l'humidité de l'air qui sort de nos poumons, et qui s'y renouvelle continuellement. Cet air qui contient une quantité d'eau proportionnée à sa température, en abandonne une partie lorsqu'il est en contact avec ces lames de verre refroidies par l'air extérieur.

La précipitation de l'eau que contient l'air exhalé de notre poitrine est remarquable dans tous les temps froids et humides: dans ces circonstances, l'air chaud et humide abandonne l'excès d'eau que le refroidissement ne lui permet plus de contenir; notre haleine, comme celle des animaux; est alors visible, et forme une sorte de nuage dans l'air qu'elle traverse.

Nous avons déjà fait observer que la pression est un obstacle à la vaporisation des liquides: certains liquides, en effet, se réduisent en vapeurs lorsqu'on supprime la pression de l'atmosphère, l'éther est dans ce cas. Ce liquide qui, dans l'air atmosphérique, s'évapore à la température ordinaire de l'atmosphère, est vaporisé en bouillant lorsqu'on le décharge de la pression atmosphérique.

Placez à cet effet un flacon débouché contenant de l'éther, sous le récipient d'une machine pneu-

matique, et opérez le vide en faisant mouvoir les pistons; vous verrez bientôt les bulles se former, se dégager rapidement, et produire une véritable ébullition. Si vous mettez le flacon d'éther dans un verre, que vous remplissiez l'espace étroit qui reste entre eux, avec de l'eau (voyez la fig. 2 de la pl. 3), et que vous opéreriez le vide de nouveau, vous observerez que tandis que l'éther sera vaporisé en bouillant, l'eau se congèlera. L'expérience réussira mieux si vous substituez à ces vases une boule, en verre mince, semblable à celle d'un thermomètre, que vous remplirez à demi d'eau, et que vous entourerez de coton imbibé d'autant d'éther que possible; l'eau se congèlera dans la boule, tandis que l'éther se vaporisera rapidement. Enfin on peut encore répéter aisément cet essai, en jetant quelques gouttes d'eau dans un verre mince de montre, posant dessus un second verre semblable, qui soit rempli d'éther; ce liquide en se vaporisant avec rapidité fera congeler l'eau, les deux verres seront adhérents, et une couche de glace sera formée entre eux.

Voici ce qui se passe durant cette opération: la pression atmosphérique cesse en grande partie d'agir sur la surface de l'éther, en le comprimant: ce liquide est mis en vapeur; mais il ne peut le faire qu'en empruntant de la chaleur aux autres corps, puisque sa capacité pour le calorique augmente avec son volume, l'eau étant très près, c'est à ses dépens que la chaleur est fournie, et elle en cède une assez grande quantité par tous les points où elle est en contact avec les parois refroidies par

l'éther, pour être amenée à la température de 0° et être congelée.

On pourrait supposer que dans ces expériences l'équilibre de la température est détruit; mais il n'en est rien: les effets différents, la congélation et l'ébullition observés, tiennent à la nature différente des deux liquides: en effet si l'on place à la fois un thermomètre dans l'eau et un autre dans l'éther, on verra que leur température reste la même et qu'elle s'abaisse dans les deux au moment où l'on fait le vide. Nous donnerons plus de détails sur l'abaissement de température ou l'emploi de la chaleur par les liquides qui se vaporisent, dans la leçon suivante: la cause de ces effets que nous avons fait entrevoir dans le changement de capacité des corps qui changent d'état, sera indiquée avec plus de détails.

Au reste ce que nous avons fait voir ici pour la vaporisation de l'éther s'applique également à celle des autres liquides, et leur température d'ébullition est pour tous d'autant plus élevée que la pression est plus forte et réciproquement. C'est ainsi qu'au sommet des hautes montagnes, comme l'a observé M. de Saussure sur le Mont-Blanc, l'atmosphère ayant moins de hauteur, moins de poids par conséquent, la température de l'ébullition de l'eau est moins élevée.

Si la pression atmosphérique est supprimée presque totalement dans une bonne machine pneumatique, l'eau à la température ordinaire se réduit en vapeurs avec assez de rapidité pour qu'elle semble bouillir.

On peut observer un effet semblable sans aucune machine: faites bouillir de l'eau dans une cornue en verre, et retirez-la du feu au même moment, bouchez hermétiquement son embouchure à l'aide d'un bouchon qui y entre avec force: l'ébullition cessera; enveloppez tout le col et la partie supérieure de la cornue avec un linge mouillé d'eau froide, vous verrez à l'instant l'eau entrer de nouveau en ébullition.

Il est facile de se rendre compte de ce qui se passe durant cette expérience: en effet, l'eau ne peut bouillir, lorsqu'elle supporte la pression de l'atmosphère, qu'à la température de cent degrés centigrades; dès que l'on a enlevé la cornue de dessus le feu, la température de la masse s'est bientôt trouvée au-dessous de ce degré, mais toute la partie de la capacité qui ne contenait pas de liquide était remplie de vapeur aqueuse qui avait chassé l'air en se développant; toute issue étant fermée, l'air atmosphérique n'a pu s'introduire lorsque cette vapeur a été condensée. Par l'application extérieure du linge mouillé, il s'est donc fait un *vide*, et l'eau n'étant plus comprimée par la pression atmosphérique s'est réduite en vapeur assez vivement pour développer une ébullition.

Nous terminerons cette leçon sur la température des corps en disant un mot de l'ignition, phénomène qui est produit dans les différents corps à une température assez élevée; il est pour eux tout-à-fait indépendant de la combustion, puisque les corps non combustibles, tels que la plupart des oxides: la chaux, l'alumine, la silice, etc., et les

substances qui ne sont pas brûlées à la température de l'ignition comme l'or, le platine, l'argent, etc., éprouvent cependant le phénomène de l'ignition.

On observe très bien cet effet dans les moufles des fourneaux de Coupelles; ces vases en terre, chauffés seulement par leurs parois extérieures, sont portés en dedans au rouge de l'ignition.

On peut dire, généralement, que tous les corps indécomposables à cette température, et retenus dans un vase clos qui les empêche de se réduire en vapeur, tous, disons-nous, sont susceptibles de produire le phénomène de l'ignition. L'eau, enfermée dans la marmite de Papin, ne pouvant sortir en vapeurs est chauffée au point de fondre de l'étain, du plomb, etc., ce liquide pourrait sans doute être chauffé jusqu'au rouge dans un canon en fer d'une force suffisante; mais cette expérience présenterait des dangers et exigerait des précautions, car la force expansive de la vapeur d'eau pourrait briser le vase en produisant une explosion terrible (1).

Dans la leçon suivante nous nous occuperons de la capacité des corps pour la chaleur.

(1) Un mécanicien anglais a dernièrement construit une machine qui, introduisant avec force de l'eau dans des cylindres en fer très épais et chauffés au rouge, développe une pression capable d'égaliser les terribles effets de la poudre à canon. Il a été démontré que ce nouveau procédé n'est pas économique.

Fig. 72.

Fig. 1.

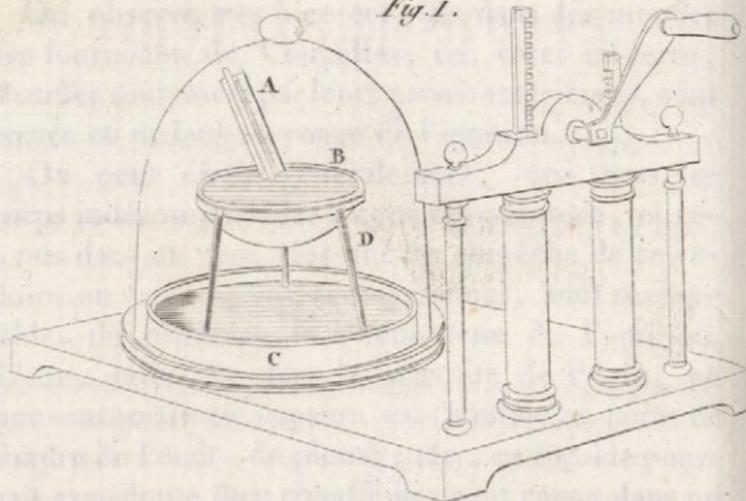


Fig. 2.

Fig. 73.

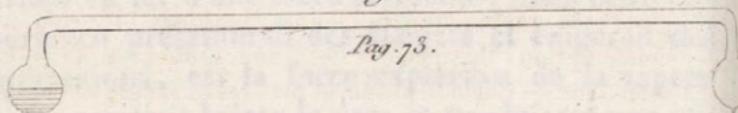


Fig. 74.

Fig. 3.

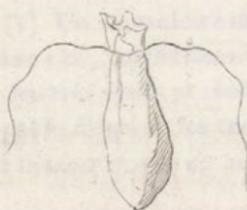


Fig. 5.

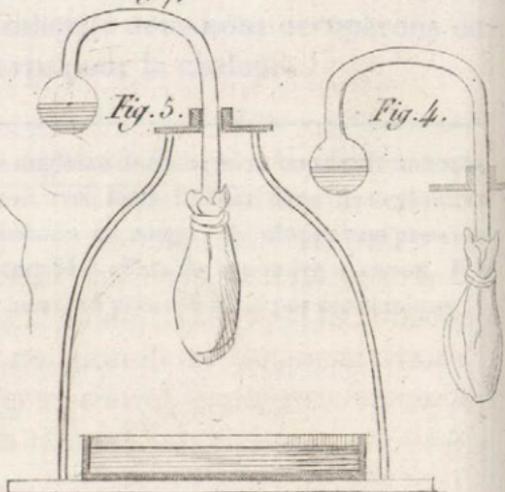


Fig. 4.

Fig. 1. Machine Pneumatique et son récepteur pour l'expérience de M. Lavoisier. C. Soucoupe contenant de l'acide sulfurique. B. Coupe pleine d'eau. D. Support de la coupe et ses pieds en verre. A. Thermomètre. Fig. 2. Cryophore du D^r Wollaston. 3. Cryophore perfectionné par le D^r Marcet. Fig. 3 et 4. Parties séparées du Cryophore du D^r Marcet.

Leçon quatrième.

SUR LA CHALEUR SPÉCIFIQUE DES CORPS OU LA CAPACITÉ DES CORPS POUR LE CALORIQUE.

Chaleur spécifique. — Différentes capacités des corps pour la chaleur. — La chaleur spécifique n'est pas sensible à nos sens. — Comment on la reconnaît. — Phénomènes qui accompagnent la fusion de la glace et la formation de la vapeur. — Phénomènes qui ont lieu dans la formation de la glace et la condensation des fluides élastiques. — Exemples de condensation : dégagement de chaleur qui en résulte. — Briquet à air. — Chaleur produite par des mélanges et par l'extinction de la chaux. — Remarques générales sur la chaleur constituante des corps. — Explications des phénomènes de l'éther bouillant et de l'eau se congelant à la même température. — Production du froid par l'évaporation. — Calorimètre. — Observations météorologiques.

Jusqu'ici nous avons considéré, dans la communication et la propagation de la chaleur, seulement l'accroissement, la diminution ou l'égalité de la température; nous devons nous occuper maintenant des rapports qui existent entre l'élévation de

la température des corps et les quantités de chaleur qu'ils absorbent.

Les chimistes de ce siècle ont observé que les différents corps absorbent, pour élever leur température d'un même nombre de degrés, des quantités de chaleur inégales; ces corps ont donc une capacité différente pour la chaleur, ou enfin chacun d'eux a une capacité particulière. C'est ce que l'on entend par capacité pour le calorique, ou chaleur spécifique. Et quoique la quantité absolue de chaleur que les corps contiennent ne puisse être appréciée, il est facile, en général, de déterminer comparativement les quantités de chaleur que les corps absorbent ou laissent dégager, lorsque leur température s'élève ou qu'elle s'abaisse d'un nombre connu de degrés.

Nous ferons comprendre ces distinctions en les comparant avec des effets qui nous sont plus familiers, et nous les démontrerons ensuite par des exemples.

Supposons que deux vases d'une forme cylindrique, d'un diamètre différent, emplis au même niveau, contiennent une quantité d'eau inconnue, et que l'on ne puisse mesurer; il est évident que, si l'on ajoute dans les deux cylindres une quantité d'eau égale, la surface du liquide ne sera plus au même niveau; elle sera plus élevée dans le cylindre étroit, et moins dans le cylindre plus large. Si, au lieu d'ajouter de l'eau, l'on en retirait des deux vases une égale quantité, il est facile de prévoir que le niveau ne serait plus le même, qu'il serait plus abaissé dans le cylindre le plus

étroit. Enfin si ces deux vases communiquaient entre eux, il est clair que le niveau de la surface du liquide serait égale dans les deux, quoique le vase le plus large perdît plus de liquide ou en reçût davantage que le vase étroit, soit que l'on ajoutât ou que l'on retirât une quantité d'eau donnée. Au lieu de deux vases on en peut considérer un grand nombre.

Il est facile d'appliquer cette comparaison à la capacité différente des corps pour la chaleur. En effet, leur température, c'est le niveau de l'eau dans les vases; la quantité totale de chaleur qu'ils contiennent, c'est la quantité d'eau que l'on ne peut mesurer; leur capacité pour la chaleur, que l'on apprécie aisément, se rapporte aux quantités d'eau que l'on ajoute ou que l'on retranche pour chacun d'eux, en élevant ou abaissant le niveau d'une quantité connue.

Au lieu de comparer les corps dont la capacité pour la chaleur est différente avec des vases dont les diamètres diffèrent, on pourrait les comparer à des vases dont les diamètres seraient égaux, et le niveau d'un liquide à la même hauteur, mais dont les uns seraient remplis de corps solides de différents volumes, et qui laisseraient entre eux des interstices inégaux, tels par exemple, que des morceaux de marbre, du sable, des cailloux, etc.; il est encore évident que ces vases égaux en volume recevront, pour être remplis au même niveau, des quantités d'eau différentes.

On conçoit ainsi que des corps dont la capacité pour la chaleur diffère, exigent des quantités dif-

férentes de chaleur, pour que leur température s'élève d'un même nombre de degrés, et réciproquement. Nous verrons plus loin que les mêmes corps, lorsqu'ils changent d'état: qu'ils passent de l'état solide à l'état liquide et de l'état liquide à l'état gazeux, changent de capacité pour la chaleur.

Quelques exemples acheveront d'éclaircir la définition du *calorique spécifique*.

Prenons un kilogramme d'eau froide, à la température de 10 degrés, versons-le dans un vase contenant un kilogramme d'eau chauffée à 60 degrés; le mélange de ces deux quantités égales aura une température moyenne entre les deux, c'est à dire 35 degrés; et cela doit être, puisqu'on a employé le même corps dans le même état, dont la capacité pour la chaleur était égale aux deux températures de 10° et de 60 degrés.

Si nous mettons en contact deux corps différents un kilogramme de mercure, par exemple, avec un kilogramme d'eau, que le premier soit à 0° (température de la glace fondante), et l'eau chauffée à 34 degrés, en agitant ces deux liquides ensemble, la température du tout sera de 33 degrés; il en résulte que l'eau en s'abaissant d'un degré, a élevé la température d'une masse égale de mercure à 33, c'est à dire que la capacité du mercure pour la chaleur est 33 fois moindre que celle de l'eau; et si l'on représente la chaleur spécifique de celle-ci par 1000, celle du mercure sera seulement égale à 30; il faudra donc 33 fois plus de chaleur pour chauffer d'un même nombre de degrés une masse d'eau égale à celle du mercure.

Si l'on fait absorber au mercure toute la chaleur dégagée d'un morceau de fer dont la température s'abaisse d'un degré, on observe qu'à masses égales la température du mercure s'élève de 3, 8 degrés; et on tire la conséquence que, pour élever d'un même nombre de degrés deux masses égales de ces deux corps, il faut près de quatre fois (ou 3, 8) plus de chaleur à l'un qu'à l'autre.

C'est à Black que l'on doit la première idée de la chaleur spécifique des corps. Le premier, il observa, en effet, que les différents corps absorbent des quantités différentes de chaleur, lorsque leur température s'élevait d'un même nombre de degrés. Ce fut lui qui imagina la *méthode des mélanges* pour apprécier la quantité de chaleur que chaque corps exige en passant d'une température à une autre.

La méthode des mélanges dont nous venons de faire voir des applications (1), à déterminer la capacité comparée de l'eau, du fer et du mercure pour la chaleur, s'applique également pour apprécier la chaleur employée à faire passer les corps de l'état solide à l'état liquide, puis à l'état gazeux, et enfin à connaître la chaleur spécifique de ces corps après leur changement d'état, c'est

(1) Cette méthode nécessite des précautions essentielles lorsqu'il s'agit d'obtenir des résultats d'une exactitude rigoureuse. Ces précautions tendent à prévenir l'influence de la température des corps extérieurs sur la température des substances soumises aux essais.

à dire la quantité de chaleur qu'ils absorbent ou exhalent en passant d'une température à une autre.

Nous citerons quelques exemples de ces applications et des phénomènes assez curieux que ces variations de capacité pour la chaleur peuvent expliquer.

Pour démontrer que la chaleur spécifique (ou la capacité pour la chaleur) des corps , change lorsque leur état est différent , on peut prendre un kilogramme de glace à 0° , et un kilogramme d'eau à la température de 75° ; lorsque la glace sera fondue , les deux kilogrammes de liquide seront à 0° , tandis que si l'on avait mêlé un kilogramme d'eau à 0° , avec un kilogramme d'eau à 75° , le mélange aurait eu une température égale à $37,5$.

L'expérience ci-dessus démontre que la glace en fondant , sans changer de température , absorbe 75° de chaleur ; c'est la chaleur constituante de l'eau , ou de la glace liquéfiée.

Si maintenant on veut connaître quelle est la quantité de chaleur qu'il faudra employer pour élever la température de l'eau et celle de la glace , d'un même nombre de degrés , ce qui revient à rechercher quelle est la capacité de la glace pour la chaleur comparée avec celle de l'eau , on s'y prendra de la manière suivante.

On fera fondre un kilogramme de glace à 10° au-dessous de 0 , dans un kilogramme d'eau à 81° . Supposons que l'on obtienne ainsi 0° pour la température du mélange des deux kilog. , en déduisant

75°, qui ont été employés à la fusion du kilog. de glace sans contribuer à l'élevation de la température, il restera 9° qui auraient été employés à élever la température de la glace depuis 10° au-dessous de 0° jusques à 0°. Ainsi, 9° de la température de l'eau équivalent à 10° de la température de la glace; la capacité de la glace, pour la chaleur, est donc moindre que celle de l'eau dans le rapport de 9 à 10. C'est à ce résultat que Kirvan est parvenu par cette méthode.

L'expérience ci-dessus a donné lieu à une spéculation assez ingénieuse sur la quantité absolue de la chaleur contenue dans les corps: nous allons la rapporter.

La chaleur spécifique de l'eau étant, comme nous venons de le voir à celle de la glace comme 10 est à 9, il en résulte qu'à la même température l'eau contient un neuvième de chaleur de plus que la glace. Or, il a été déterminé, ainsi que nous l'avons vu, que la chaleur employée à fondre la glace, est capable d'élever la température d'une même masse d'eau à 75°, ce qui équivaut à l'élevation d'une température d'un dixième de plus, ou de 82° 5, d'une masse égale de glace, si elle ne fondait pas. Cette quantité de chaleur est absorbée par la glace qui fond, et qui acquiert par la fusion un neuvième de plus de calorique qu'elle n'en avait avant. Conséquemment, 82° 5 équivalent au neuvième de la chaleur de la glace à 0, et la limite à laquelle la glace ne contiendrait plus de chaleur, ou le 0 absolu du thermomètre devrait être porté à neuf fois 82° 5, ou 742° 5 au-dessous du degré

de la glace fondante, qui est indiqué par le 0° de nos thermomètres.

Quelque ingénieux que soit ce mode d'investigation d'un problème curieux, son exactitude n'est pas établie par des calculs semblables appliqués à d'autres corps. Les limites où ils ne contiendraient plus de chaleur, d'après cette méthode, seraient très différentes pour chacun d'eux. Il est cependant possible que cela tienne à quelques imperfections dans les expériences.

L'augmentation plus ou moins considérable de la chaleur spécifique des corps, lorsqu'ils passent de l'état solide à l'état liquide, explique le phénomène suivant.

Mettez sur le feu un vase contenant de l'eau et de la glace divisée en petits morceaux, la position de ce vase au milieu de la flamme ou sur des charbons incandescents, ne pourra vous laisser douter qu'il ne reçoive une grande quantité de chaleur, et cependant tant que la glace continuera à fondre vous ne sentirez pas la température s'élever, en plongeant de temps à autre la main dans le liquide.

Si vous tenez un thermomètre au milieu de ce vase, vous observerez qu'il restera stationnaire à 0, degré de la glace fondante, tant qu'il restera de la glace à fondre. On voit clairement que toute la chaleur absorbée dans ce cas, est employée à remplir la capacité plus grande du nouveau corps, ou du corps changé d'état: de la glace fondue.

C'est ainsi que dans un vase qui s'élargirait au fur et à mesure qu'on voudrait l'emplir on pour-

rait verser une certaine quantité d'eau sans que le niveau s'élevât.

Ce que nous venons de démontrer pour la glace, se représente dans la fusion de tous les corps, mais à des degrés de température différents. Le plomb se fond à 360° centigrades, le zinc à 370° , etc., et tant que leur fusion a lieu, la température reste fixe.

Le phénomène de la fusion présente quelques variations pour les différents corps, les uns, bons conducteurs, tels que les métaux, entrent en fusion presque aussitôt au centre qu'à la surface, et passent sans état intermédiaire de l'état solide à l'état liquide; d'autres, mauvais conducteurs, tels que le soufre, les résines, le beurre, ne fondent que dans leur contact avec les parois échauffées, et l'intérieur des morceaux solides ne se pénètre que très difficilement; d'autres enfin sont susceptibles, avant de se fondre, de s'amollir et de prendre des états pâteux, intermédiaires entre l'état solide et liquide; tels sont par exemple la cire, le verre, les corps gras, etc.

Continuons l'expérience commencée sur la fusion de la glace. Nous avons observé que tant qu'il restait de la glace à fondre, la température n'augmentait pas; mais dès que tout est fondu, le vase restant sur le feu, la température de l'eau s'élève rapidement, et les mouvements que le calorique imprime aux différentes parties de la masse, réparent, comme nous l'avons vu, également la chaleur dans ce liquide.

A un certain degré de température (100° centi-

grades, 80° Réaumur, 212 Fahrenheit sous la pression ordinaire, l'eau en contact avec les parois les plus échauffées du vase, entre en vapeur, traverse le liquide et se dégage dans l'air: c'est le phénomène de l'ébullition; la vapeur qui se forme est à la même température, que le liquide d'où elle s'échappe, et celui-ci reste constamment à la même température, quelle que soit l'activité du feu que l'on puisse faire dessous. On peut observer ce fait, en plaçant un thermomètre dans le liquide bouillant, et un autre au milieu de la vapeur qui se dégage, on verra que les deux thermomètres indiqueront sensiblement le même degré.

La cause du phénomène que nous venons de signaler est précisément la même que celle de la fixité de la température pendant la fusion de la glace; dans le premier cas, toute la chaleur est employée à remplir la capacité du liquide dans celui-ci, tant qu'il reste du liquide à vaporiser, la chaleur sert à constituer la vapeur, ou mettre l'eau sous la forme élastique.

L'augmentation considérable qui a lieu dans la chaleur spécifique de l'eau, lorsqu'elle se réduit en vapeur est facile à apercevoir. Que l'on fasse bouillir de l'eau dans un vase fermé hermétiquement et ne permettant à la vapeur d'autre issue que celle d'un tuyau qui se recourbera comme un siphon et plongera dans une certaine quantité d'eau contenue dans un vase. Si, toutes les précautions étant prises pour qu'il n'y ait aucune déperdition dont on puisse tenir compte, on reçoit la vapeur dans une quantité d'eau égale à 5 kilogram-

mes et demi, et que l'on arrête l'introduction de la vapeur lorsqu'il s'en sera dégagé un kilogramme; c'est à dire qu'un kilogramme d'eau aura été vaporisé et se sera réduit de nouveau de l'état liquide, en partageant avec l'eau du récipient la chaleur qui l'avait mise en vapeur; on aura dans le récipient 5 k^{os} 50, plus 1 k^o, d'eau dont la température sera élevée à 100°.

Cette expérience démontre que l'eau liquide à 100° exige pour se réduire en vapeur 5 fois et demie autant de chaleur que pour élever la température de 0° à 100° lorsqu'elle reste liquide. Si l'on considère comme une unité de chaleur un kilogramme d'eau chauffée d'un degré centigrade, on verra qu'un kilogramme de vapeur d'eau contient 650 unités de chaleur, tandis qu'un kilogramme d'eau n'exige pour être chauffé depuis 0° jusqu'à 100° que 100 unités de chaleur.

C'est sur ces données, faciles à déduire des expériences, que sont fondés les différents chauffages au moyen de la vapeur. On voit qu'une quantité de vapeur en se condensant élève à plusieurs degrés la température d'un poids bien plus considérable d'eau. Si au lieu de chauffer de l'eau à 100° comme cela est nécessaire pour plusieurs opérations des arts (la fusion des sels, quelques décoctions, etc.), on veut seulement chauffer l'eau des bains à 25°, et que l'on emploie ce liquide à la température de l'atmosphère, que nous supposons à 15°; l'augmentation de température à produire par la vapeur, ne sera que de 10°: 1 kilogramme de vapeur échauffera à ce terme 65 fois

son poids d'eau, de même qu'il échaufferait, comme nous l'avons vu, 6 fois et demie son poids d'eau de 0° à 100°.

Le comte de Rumford a fait de nombreuses applications de ce principe au chauffage des appartements (1). En Angleterre, on se sert de la vapeur à une foule d'usages; elle sert à échauffer les préparations pharmaceutiques et celles des cuisines. L'eau mise en ébullition dans une chaudière, envoie la vapeur par des tuyaux sous les divers vases qu'elle échauffe en se condensant, et l'eau qui résulte de sa condensation retourne à la chaudière. Ce mode de chauffage très économique dans une foule de circonstances, et surtout lorsqu'un seul feu en peut remplacer un grand nombre, sera plus généralement adopté lorsqu'une expérience de plus longue durée, aura démontré ses avantages et vaincu les préjugés.

De même que nous avons vu la vapeur en se condensant, dégager et communiquer aux corps environnants sa chaleur constituante; de même nous pourrions faire voir que l'eau en se congelant, dégage la chaleur qui la constituait à l'état liquide, et qui est égale à 75° ainsi que nous l'avons fait observer dans la fusion de la glace.

La théorie de la chaleur dégagée par la condensation des corps gazeux, ou par la solidification

(1) La capacité de l'air pour la chaleur étant considérablement moindre que celle de l'eau, à volume égal, la vapeur en se condensant, en échauffe un volume beaucoup plus grand.

des liquides, explique le développement de la chaleur dans un grand nombre de phénomènes ; elle ne suffit cependant pas à l'explication de la chaleur produite dans beaucoup d'autres circonstances, telles que les combinaisons, les frottements, les combustions, etc. Là, on ne peut démontrer qu'une partie de la production de la chaleur.

Lorsque l'on comprime vivement un corps, qu'on le frotte ou qu'on le frappe, on en dégage constamment de la chaleur, et on l'échauffe en même temps : en battant le fer à coups répétés, on l'échauffe jusque à l'incandescence, en frottant avec rapidité deux morceaux de bois, on parvient à les échauffer au point qu'ils s'enflamment. M. Davy assure qu'on peut faire fondre deux morceaux de glace, en les frottant l'un contre l'autre, dans une atmosphère au-dessous de zéro.

Les gaz qui sont susceptibles d'une grande compression, dégagent, lorsqu'on les comprime rapidement, une grande quantité de chaleur ; le briquet à air le démontre suffisamment : il se compose d'un tube cylindrique dans lequel entre un piston également en laiton ; on place au fond du tube un peu d'amadou, dans une petite cavité qui ne peut être touchée par le piston ; on enfonce celui-ci rapidement, et le retirant à l'instant même, l'amadou est enflammé.

La combinaison de deux ou de plusieurs corps donne toujours lieu à un changement de température. Si l'on mêle rapidement une partie d'eau avec quatre parties d'acide sulfurique, concentré à 66° (huile de vitriol), le liquide acquiert à l'instant

une température à peu près égale à celle de l'eau bouillante.

Si l'on humecte de la chaux avec de l'eau, celle-ci, en se combinant et devenant solide, causera une élévation de température telle, qu'une alumette plongée entre plusieurs morceaux de chaux, pourra être allumée; des incendies ont été causés ainsi, par l'extinction de la chaux.

Si l'on mêle ensemble deux liquides diaphanes, l'un de l'acide sulfurique, l'autre de l'hydrochlorate de chaux, il s'opérera une décomposition et une combinaison nouvelle (que nous expliquerons plus loin en traitant des sels); les deux liquides seront changés en un corps solide blanc opaque, et il se produira une élévation considérable de température.

On peut donner beaucoup d'exemples de cristallisations des sels, dans lesquelles il se dégage de la chaleur, de même que quand l'eau se congèle. A cet effet, que l'on enferme dans un flacon une solution bouillante de *sulfate de soude* (sel de Glauber), et qu'on la bouche exactement, elle restera liquide après le refroidissement; mais si l'on débouche le flacon, la cristallisation aura lieu à l'instant; il se formera de belles aiguilles, et l'on sentira le flacon s'échauffer très sensiblement.

La température des corps s'abaisse généralement toutes les fois qu'on fait vaporiser un liquide, ou fondre un solide; c'est ainsi qu'on se procure un froid artificiel: ce qui se passe dans ces circonstances, s'explique en général par la différence de capacité pour la chaleur des substances, qui

changeant d'état, deviennent, de liquides, gazeux ; ou, de solides, liquides. En effet, dans ces deux cas, il y a absorption de chaleur, comme nous l'avons vu, et si la chaleur n'est pas fournie par l'action directe du feu, elle est empruntée aux corps environnants, et aux mélanges eux-mêmes : nous citerons quelques exemples de ces phénomènes.

Que l'on se mouille la main avec un liquide susceptible de se volatiliser, et qu'on l'agite dans l'air, on ressentira un froid d'autant plus vif que la vaporisation du liquide sera plus prompte, parceque dans le même temps il emploie plus de chaleur. Ainsi, dans cette expérience, l'abaissement de température produit par l'éther sera plus grand que celui obtenu de l'alcool, et celui-ci supérieur au froid que l'eau pourrait procurer.

On peut rendre encore ces effets sensibles en enveloppant la boule d'un thermomètre, de coton ou d'un linge mouillé avec l'un des liquides ci-dessus indiqués, s'agitant dans l'air et observant l'abaissement du mercure.

Cette propriété des liquides a été appliquée à se procurer de l'eau fraîche. En Egypte on remplit d'eau des vases en terre poreux, nommés alcarazas, que l'on a imités en France, sous le nom d'hygiocérames ; on les place à l'ombre dans un courant d'air, l'eau qui transsude constamment, au travers des pores de ces vases, mouille toute leur surface ; elle se vaporise en partie, et absorbe une quantité de chaleur dont une portion est aux dépens du liquide, et abaisse la température de quelques

degrés; on accélère la vaporisation, et conséquemment le refroidissement, en donnant plus de vitesse au courant d'air, et l'on y parvient aisément à l'aide d'un ventilateur.

Lorsqu'au lieu de laisser évaporer lentement un liquide sous la pression atmosphérique, on le fait vaporiser rapidement en le plaçant dans le vide que l'on opère au moyen de la machine pneumatique, l'abaissement de la température est bien plus considérable, ainsi que le prouve la belle expérience de Leslie, sur la congélation de l'eau dans le vide; voici comment elle s'opère.

On place sous le récipient d'une bonne machine pneumatique, de l'acide sulfurique concentré dans une capsule large; 300 grammes, par exemple, pl. 4, fig. 1; on met au-dessus une seconde capsule plus petite, dans laquelle on a versé 30 grammes d'eau; puis les choses étant dans cet état, on fait le vide; bientôt on voit des bulles se former près des parois de la capsule qui contient l'eau. C'est l'air qui était dissous dans l'eau à l'aide de la pression, et qui reprend sa forme élastique dès que la pression cesse ou diminue beaucoup; peu après on voit le thermomètre placé dans la coupe supérieure, descendre rapidement, et quelquefois même la vapeur aqueuse en se dégageant, met l'eau en ébullition. L'acide sulfurique absorbe l'eau au fur et à mesure qu'elle se dégage en vapeur: c'est ce qui permet à la vaporisation de continuer aussi rapidement; cet acide s'échauffe par la chaleur que dégage l'eau en se liquéfiant, et par la combinaison chimique

dont nous avons déjà dit un mot. Cependant, comme cette chaleur ne se communique pas rapidement, de la capsule inférieure à la capsule supérieure, l'eau contenue dans celle-ci se couvre bientôt de cristaux de glace; dès lors la température reste stationnaire à 0° du thermomètre, ce qui doit être, puisque la glace qui se forme ayant une capacité moindre que l'eau pour la chaleur, en perd une certaine quantité sans que la température soit abaissée.

On peut employer à cette expérience, au lieu d'acide sulfurique, tout autre corps qui absorberait puissamment l'humidité : on s'est servi avec succès à cet usage, de *chlorure de calcium*, de *nitrate de chaux*, de farine d'avoine très sèche et légèrement torréfiée, etc.

Le docteur Wollaston a construit un instrument sur le principe mis en évidence par l'expérience de Leslie, dans lequel l'eau peut être congelée par sa vaporisation seule, sans le secours d'un corps qui l'absorbe au fur et à mesure qu'elle se dégage.

Le tube qui est dessiné, planche 4, fig. 2, est terminé, comme on le voit, à chaque bout par une boule; l'une est à moitié remplie d'eau, et tout le reste de la capacité de cette boule et du tube est complètement privé d'air; il s'ensuit que l'eau contenue dans la boule est disposée à se réduire en vapeur, dès que l'on fait condenser la vapeur aqueuse répandue dans l'autre boule : pour cela on abaisse la température de celle-ci au moyen d'un liquide volatil; on enferme la boule dans un petit

sac de flanelle que l'on plonge dans l'éther (voyez fig. 3; pl. 4); puis on introduit cette boule dans le récipient de la machine pneumatique (figure 5). Il est plus commode de se servir pour cela d'un cryophore (nom que M. Wollaston a donné à cet instrument), dont les boules sont oblongues (voyez fig. 4), afin qu'elles soient aisément introduites dans l'ouverture qui termine le haut du récipient. Si l'on épuise alors rapidement l'air du récipient de la machine, en moins de cinq minutes, on verra l'eau se congeler dans l'autre boule, tandis que la vapeur aqueuse vient se condenser dans la boule réfrigérante.

On peut parvenir, par la vaporisation rapide d'un liquide plus volatil que de l'éther, à congeler le mercure. Pour y parvenir, on place sous le récipient de la machine un tube terminé par une boule, dans lequel on a introduit du mercure; on enveloppe cette boule d'une petite éponge que l'on imbibe de carbure de soufre: en quelques secondes, le mercure est congelé, bien que la température doive être pour cela abaissée à plus de 40 degrés au-dessous de 0.

Ces digressions d'expériences curieuses nous ont entraînés un peu loin avant que nous ayons indiqué un appareil très ingénieux, au moyen duquel MM. Lavoisier et de Laplace sont parvenus à mesurer exactement les quantités de chaleur émise par les différents corps en se refroidissant d'un certain nombre de degrés; et, par conséquent, leur chaleur spécifique. On apprécie même facilement, à l'aide de cet appareil, la chaleur dégagée

pendant les combinaisons des corps, la condensation des vapeurs, etc.

La théorie de la construction du calorimètre est très facile à concevoir; il se compose de deux enveloppes concentriques en fer-blanc, et d'une troisième plus petite encore, faite en tôle perforée de trous comme une écumoire, ou mieux en toile métallique. La double enveloppe extérieure est destinée à contenir la glace qui maintient tout l'intérieur du calorimètre exactement à zéro, et empêche qu'il n'éprouve la moindre altération de la température atmosphérique; la capacité comprise entre la deuxième enveloppe intérieure et la troisième est également remplie de glace; et ces deux couches de glace séparées l'une de l'autre sont complétées par des couvercles adaptés à chacune. Toute l'enveloppe intérieure de glace ne pouvant recevoir aucune impression extérieure, on place au milieu d'elle, dans la capacité vide de la plus petite enveloppe (en toile métallique), le corps dont on veut connaître la quantité de chaleur dégagée, en laissant abaisser sa température jusqu'à zéro dans le calorimètre.

D'après ce que nous avons dit précédemment, on conçoit que toute la chaleur dégagée de ce corps sera employée à fondre de la glace (dont le calorimètre offre un grand excès); puisque la température de cette glace introduite à 0° dans le calorimètre, ne peut s'élever au-dessus tant qu'il reste de la glace à fondre; or la quantité de glace fondue est facile à connaître par l'eau qui en résulte, et que la couche de glace intérieure laisse écouler

par un robinet qui y est adapté; et il est facile de conclure la quantité de chaleur dégagée de la quantité de glace fondue, puisque chaque kilogramme d'eau liquéfiée de cette manière représente un kil. d'eau à la température de 75° ou 75 kil. d'eau chauffée à 1 degré.

Pour comparer entre eux les différents résultats que l'on obtient à l'aide du calorimètre, on est convenu de les rapporter tous à une commune mesure, et l'on a choisi pour cette unité, un kilogramme de glace fondue. On doit donc rechercher combien le corps soumis à l'expérience peut fondre de glace en s'abaissant depuis sa température actuelle jusque à 0.

Dans la leçon suivante, nous nous occuperons de l'électricité, et nous dirons un mot de ses rapports avec la chaleur.

Pl. 5.

Fig. 1.
Batterie Voltaïque



Fig. 4.

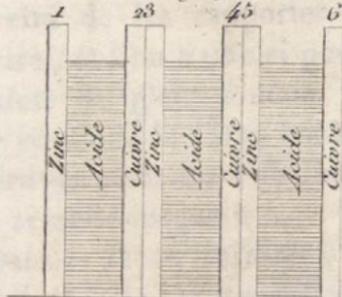


Fig. 2.

Pag. 84.

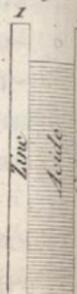


Fig. 3.

Machine Electrique

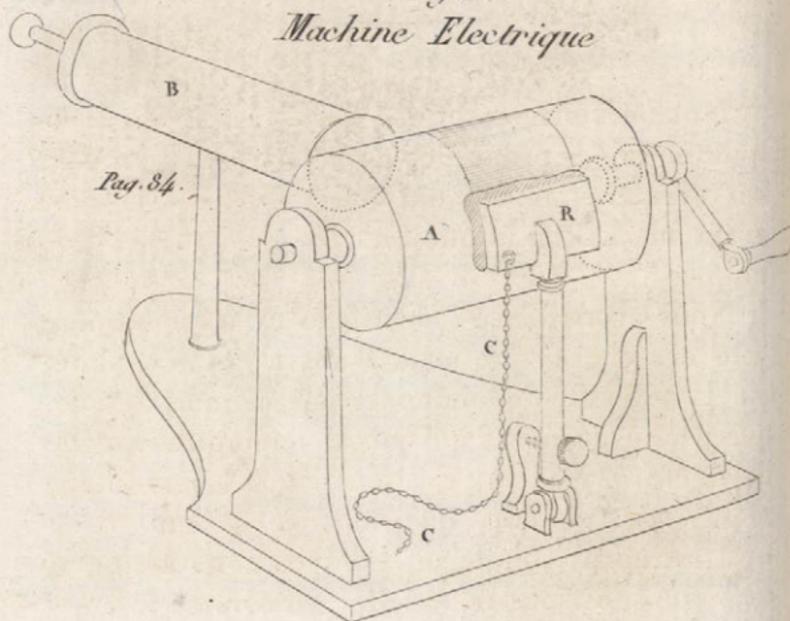


Fig. 1. 2 et 4. Batteries Voltaïques. Fig. 3. A. Cilindre. B. Conducteur. R. Frottoir. C. Chaîne.

Leçon cinquième.

SUR L'ÉLECTRICITÉ ET SON INFLUENCE DANS LES PHÉNOMÈNES CHIMIQUES.

Électricité positive et négative, ou vitrée et résineuse. —

Batterie voltaïque. — Machine électrique. — Théorie de l'excitation des éléments voltaïques. — Influence sur l'aiguille aimantée; courants électro-magnétiques.

Nous devons, avant que d'aller plus loin, indiquer certaines propriétés de l'électricité, qui dans ces dernières années ont été considérées comme ayant une liaison intime avec les phénomènes chimiques.

Nous avons placé l'électricité dans la première liste des choses que nous avons à étudier, plutôt par la nécessité de lui donner un rang quelconque, que par aucun motif qui puisse démontrer qu'elle doit être placée là; car nous connaissons si peu sa véritable nature, que nous ne savons pas si c'est un corps simple ou composé, ni même si c'est une substance matérielle, ou comme le sup-

pose M. Davy, si ce n'est qu'une propriété inhérente aux corps.

Sans nous arrêter plus long-temps à ces distinctions, nous adopterons, conformément aux idées reçues aujourd'hui, l'hypothèse de deux fluides électriques différents, préexistant dans les corps, l'un appelé fluide positif ou vitré, l'autre fluide négatif ou résineux.

Quelle que soit au reste l'incertitude qui règne encore dans les théories des actions électriques, le nombre de faits importants qu'elles ont présentés, et l'immense carrière de découvertes que leurs résultats nous ont ouverte, amèneront sans doute à une connaissance exacte de cette branche importante des sciences naturelles. Contentons-nous aujourd'hui de reconnaître les effets que nous pouvons observer, jusqu'à ce que nous puissions remonter aux causes prochaines.

Nous nous attacherons particulièrement ici à l'étude des phénomènes électriques, que les dernières découvertes séparent en quelque sorte de la physique, pour les faire rentrer dans le domaine de la chimie.

Ce fut un accident qui donna naissance à cette science nouvelle : Galvani, professeur de philosophie naturelle à Bologne, étant occupé, il y a environ vingt ans, à quelques expériences sur l'irritabilité musculaire, observa qu'en posant une pièce de métal sur les nerfs d'une grenouille récemment morte, tandis que le membre auquel ce nerf adhérerait était en contact avec un autre métal, le membre se contractait vivement dès que les deux pièces

métalliques étaient mises en contact, soit que l'on fit toucher immédiatement ces deux pièces de métal, soit qu'on les mît en rapport, ou qu'on établit la communication médiate au moyen d'un conducteur métallique : celui-ci fut nommé, par cette cause, excitateur; et les phénomènes furent attribués à un fluide particulier, qui reçut le nom de fluide galvanique.

Il est facile de se convaincre de cette sorte d'action sans écorcher une grenouille; il suffit en effet de poser sous la langue un disque de zinc (métal rangé dans la classification que nous avons faite plus haut), et une pièce d'argent ou de cuivre sur la langue; au moment où l'on fera toucher ces deux pièces au-delà de la langue, on ressentira une sensation toute particulière, dont on ne peut donner l'idée, mais qu'il est facile à chacun d'observer sur soi-même.

La théorie que l'on se fit alors du galvanisme fut bientôt renversée par des expériences qui prouvèrent l'identité de l'électricité avec le fluide galvanique.

Galvani avait supposé que le fluide résidait dans les nerfs de la grenouille; mais Volta, qui s'occupait bientôt du même objet, fit voir que ce phénomène était produit par une action électrique entre les métaux, action qui était favorisée par l'humidité de la chair de l'animal, dont les organes étaient un réactif sensible aux influences électriques; qu'il en est de même lorsque l'on goûte le *fluide galvanique*, l'humidité de la langue favorisant le développement de l'électricité.

Volta découvrit encore que les liquides ne devaient pas être nécessairement de nature animale, pour qu'ils excitassent l'électricité; que l'eau salée et les acides étendus avaient même une bien plus grande énergie. L'appareil que Volta construisit d'après ces données, pour produire des effets électriques marqués, consiste en une pile formée par la superposition d'un assez grand nombre de paires de disques, l'un en zinc, l'autre en cuivre; chaque paire était séparée, par un disque en drap mouillé, des paires inférieure et supérieure; il employait de l'eau salée pour humecter ces morceaux de drap.

La pile de Volta servit à faire les premières découvertes de l'action chimique de l'électricité; l'une des plus remarquables, c'est la décomposition de l'eau. Avant de parler des phénomènes importants que l'on peut produire, à l'aide des courants électriques, nous devons indiquer les perfectionnements apportés à la construction de la pile de Volta, et faire connaître les dispositions les plus avantageuses auxquelles on est graduellement arrivé; et qui ont porté la batterie voltaïque au degré de puissance qu'elle peut présenter.

Dans cet appareil indiqué par la figure première de la planche 5, les plaques de cuivre et de zinc sont soudées ensemble par paires, chaque paire étant placée à une distance égale des autres, dans des auges en bois, remplis du liquide *excitateur*.

L'action chimique du fluide excitateur sur les éléments de la pile ne saurait être mise en doute. Cependant il n'est pas démontré que ce soit l'ac-

tion chimique seule, qui produise l'électricité ou le contact des métaux. On sait que deux métaux différents mis en contact n'affectent aucune des deux électricités : mais, dès qu'on les sépare, ils donnent chacun des signes d'une électricité opposée (ces effets se manifestent à l'aide d'un *électromètre*); le métal dont l'affinité pour l'oxygène est la plus forte, est électrisé positivement. C'est d'après cette donnée que Volta et sir H. Davy ont expliqué la théorie de la production des deux électricités opposées à chaque bout, ou à chacun des pôles de la pile. On a cependant fait ou admis plusieurs causes d'électrisation, dont l'effet a toujours été supposé consister à dégager chaque électricité de sa combinaison avec l'autre (puisque l'état de combinaison de deux électricités, qui se rencontre dans les corps, neutralise chaque action, et rend insensible la présence de l'électricité ainsi combinée), et à les rendre sensibles toutes deux.

On a appelé force électro-motrice la propriété que présentent certains agents de séparer les deux électricités ; ainsi un corps frotté et celui qui le frotte manifestent des électricités contraires ; les deux extrémités d'une tourmaline sont électrisées différemment ; deux disques de métaux différents, isolés, mis en contact, se constituent dans des états électriques opposés ; si chacune des faces de cette paire, cuivre et zinc, est mise en contact avec un liquide conducteur, qui établisse une communication de la face zinc avec une plaque de cuivre, l'expérience fera voir que la plaque

cuivre , n'étant pas influencée à distance par l'action électro-motrice de la plaque zinc, prendra tout simplement le même état électrique que celle-ci. Que l'on suppose maintenant une autre plaque de zinc soudée à la plaque de cuivre isolée , la force électro-motrice s'exercera encore dans cette nouvelle paire , et la plaque de zinc se trouvera chargée d'une quantité d'électricité double de celle observée dans la plaque de la première paire. C'est ainsi que l'on explique l'accumulation de chaque électricité à chacune des extrémités d'une longue batterie voltaïque ; cette accumulation , ou tension électrique , est donc d'autant plus grande que le nombre de paires est plus considérable ; et si l'on approche les bouts de deux fils conducteurs, dont chacun communique avec l'une des extrémités de la batterie , les étincelles qui passeront seront aussi d'autant plus vives , ou le courant établi par la communication des deux fils d'autant plus rapide (voyez plus loin) , que les paires zinc et cuivre seront plus multipliées.

Cette théorie a éprouvé cependant des objections assez fortes : il a été démontré que le liquide exciteur n'était pas seulement conducteur de l'électricité dégagée dans le contact des métaux qui composent la pile ; qu'il y avait aussi toujours une action chimique entre ce liquide et les éléments de la pile ; que dans cette action chimique il y avait dégagement d'électricité ou action électro-motrice ; que les effets électriques étaient d'autant plus grands que l'action chimique du liquide exciteur était plus forte. On a fait observer que , si l'on sup-

posait que la simple rupture, dans l'équilibre des électricités de chaque paire, fût la seule cause de toute production de fluide électrique dans les batteries voltaïques, il resterait à expliquer comment cet équilibre troublé devient une source inépuisable de tension ou de courant électrique, capable de fournir une grande quantité de fluide électrique, sans aucun moyen de remplacer cette perte par quelque autre source. Ce sujet de discussion, que de nouveaux faits rendent tous les jours plus intéressant, est encore environné de trop d'obscurité pour que l'on puisse prendre parti entre les différentes théories émises : nous devons cependant indiquer celle qui attribue l'excitation de l'électricité à l'action chimique de l'acide sur le zinc. Nous donnerons d'abord la théorie de cette action qui, dans tous les cas, ne peut plus être négligée dans l'état actuel de nos connaissances.

La plupart des métaux ont une grande affinité pour l'oxygène, et ce corps simple se rencontre dans les acides étendus et dans l'eau pure. Il en résulte que l'action de l'acide étendu sur le zinc consiste dans l'oxidation de la surface du métal et par degrés la solution de l'oxide.

Mais l'acide étendu de beaucoup d'eau ne conserve pas assez d'énergie pour dissoudre tout le zinc, il reste même à sa surface une couche d'oxide.

Cette action chimique des acides sur les métaux paraît tenir elle-même à leur état électrique : l'oxygène est la grande source de l'électricité négative, et tous les métaux sont unis avec l'électricité positive.

Pour rendre l'action de la batterie voltaïque plus intelligible, nous considérerons d'abord une seule paire de plaques (voyez planche 5, fig. 2).

Si une plaque de zinc est opposée à une plaque de cuivre ou de tout autre métal moins oxidable que lui, et que l'espace entre eux soit rempli avec un acide étendu ou tout autre liquide capable d'oxidier le zinc, la surface oxidée aura une capacité moindre pour l'électricité; en sorte qu'une partie de cette électricité se dégagera, sera reçue et conduite, par le liquide en contact, à la surface opposée de la plaque de cuivre qui, n'étant pas oxidée, est disposée à le recevoir; de manière que la plaque de cuivre deviendra positive, et celle de zinc négative.

Ce mouvement du fluide électrique sera très limité, car les deux plaques ne pouvant admettre qu'une petite quantité d'électricité et n'ayant, par notre supposition, aucune communication avec les autres corps, tout dégagement ultérieur d'électricité serait bientôt arrêté. En effet, l'attraction des deux fluides, l'un pour l'autre, balancera la force divellante de l'acide.

Ce phénomène est semblable à celui du dégagement de l'électricité par la machine électrique ordinaire; celle-ci, excitée par le frottement, développe simultanément les deux électricités: l'électricité positive, par la rotation du cylindre de verre, est portée au conducteur, tandis que l'électricité négative est recueillie par le frottoir (voyez la fig. 3, pl. 5); mais, à moins qu'il y ait une communication entre le frottoir et le réservoir

commun (la terre), l'accumulation de l'électricité ne saurait être considérable : soit, comme on l'a supposé, que le frottoir ait une capacité trop faible pour admettre une grande quantité d'électricité; soit que les deux électricités différentes accumulées dans le frottoir et dans le conducteur, s'opposent par leur attraction à la séparation que tend à opérer le frottement.

Il faudrait, pour que l'accumulation de l'électricité positive, dans le conducteur, fût plus considérable, que l'électricité négative pût être dégagée du frottoir : c'est ce que l'on obtient en le mettant en contact avec le réservoir commun, à l'aide d'une chaîne métallique, ou de tout autre bon conducteur.

Franklin, qui, le premier, a introduit les expressions d'électricité *positive* et *négative*, pensait qu'il n'y avait qu'une seule électricité dont les proportions seules variaient; il supposait d'après cela que la chaîne, qui fait communiquer le frottoir avec le réservoir commun, apportait l'électricité de la terre au conducteur, en passant par le frottoir. Mais, puisque nous avons adopté l'hypothèse des deux électricités, nous devons considérer l'effet de la chaîne comme étant de conduire au réservoir commun le fluide négatif dégagé; et, dans toutes les productions d'électricité, nous devons concevoir la séparation des deux fluides.

Ainsi, lorsque l'on frotte un tube de verre avec un morceau de drap, le tube est électrisé positivement, et le morceau de drap négativement; si,

au contraire , vous développez le fluide électrique, par le même moyen, sur un bâton de cire à cacheter, le frottoir devient positif, et la cire négative.

Relativement à la batterie voltaïque, pour que les deux électricités soient développées sans interruption, il est nécessaire qu'elles puissent se dégager au fur et à mesure qu'elles se forment, et le plus rapidement possible; c'est ce qui doit constituer le courant électrique que l'on se propose d'obtenir. On adapte pour cela un fil métallique, bon conducteur, à chaque extrémité de la batterie (fig. 1) : si ces deux fils sont mis en contact, les deux électricités, en se combinant, se neutralisent mutuellement; et le dégagement peut continuer avec rapidité, puisque l'accumulation des électricités ne peut empêcher ses progrès; si les fils sont séparés, ils se constituent l'un et l'autre dans un état de tension électrique, semblable à celui d'une machine électrique munie de deux conducteurs (l'un pour le fluide positif, l'autre pour le fluide négatif, repoussé dans le frottoir). De même aussi que, dans une machine électrique ordinaire, si l'on approche les deux fils à une petite distance, les deux fluides, en s'élançant l'un sur l'autre, malgré la résistance de l'air, produiront des étincelles. Cette production de feu par l'électricité a fait penser à Sir H. Davy que la chaleur et l'électricité sont de même nature. M. Biot a considéré la production de l'étincelle électrique comme le résultat de la compression de l'air ou des gaz interposés.

On voit déjà, par ce que nous avons fait connaître des phénomènes électriques, que l'électricité voltaïque est identique avec celle que développe la machine ordinaire; on a observé de plus que les secousses produites dans nos organes et les étincelles sont les mêmes; que les substances qui conduisent plus ou moins l'électricité voltaïque ont les mêmes propriétés, relativement au fluide de la machine ordinaire; qu'une bouteille de Leyde, et tout condensateur de l'électricité, peuvent être également chargés par la batterie de Volta.

Le docteur Wollaston a prouvé pareillement que les mêmes décompositions chimiques sont opérées à l'aide de la machine électrique comme par le moyen de la batterie voltaïque, et il a fait d'autres expériences qui tendent à démontrer que la production de l'électricité, dans les deux cas, est due aux mêmes causes, puisque le frottoir, dans les machines ordinaires, est oxidé de même que le zinc dans la batterie voltaïque; l'oxygène est fourni au frottoir, qui est recouvert d'un alliage métallique, par l'atmosphère, comme il l'est par l'eau dans la réaction de l'acide sur le zinc.

Quoique l'électricité de la machine et de la batterie voltaïque soient les mêmes, le but de ces deux appareils est différent; le premier est surtout propre à présenter l'électricité dans un état de tension qui fait apprécier des effets physiques plus ou moins violents, par des décharges dans diverses circonstances; l'autre, au contraire, doit procurer l'électricité en mouvement dans des courants rapides, capables d'opérer des réactions chimiques.

très importantes. C'est ainsi qu'en mettant en présence les *pôles* de la batterie voltaïque avec différentes substances, les éléments se séparent les uns des autres en raison de leurs propriétés électro-positives ou électro-négatives. Nous aurons occasion d'observer ces phénomènes dans l'étude de chaque corps en particulier.

Puisque nous avons employé le mot *pôle*, nous devons expliquer la signification qu'on lui a attribuée dans cette circonstance. On a voulu désigner sous ce nom chacune des extrémités de la pile galvanique, par allusion sans doute aux deux pôles opposés de la terre. Cette expression, que l'on a conservée, devient impropre aujourd'hui que les batteries voltaïques affectent différentes formes, qu'on les dispose horizontalement, et qu'elles sont contournées de diverses manières. Il en résulte que les extrémités de ces *piles* en batterie, se rapprochent l'une de l'autre et que le pôle positif se trouve près du pôle négatif. Enfin on a étendu cette acception du mot *pôle* aux extrémités des deux fils conducteurs, dont l'un doit laisser écouler le fluide positif, l'autre le fluide négatif.

Sir H. Davy a fait construire, il y a quelques années, une machine électrique très puissante et d'une grande dimension, pour servir aux démonstrations de son cours. Elle est formée de deux mille paires de plaques carrées, de six pouces de côté; ces éléments de la batterie sont disposés dans des auges en poterie de Wedgwood; ces auges sont munies d'une machine propre à enlever et replacer très commodément toutes les plaques à la foi

La fig. 1 de la pl. 12. fait voir un modèle de cette sorte de construction.

Nous ne terminerons pas cette leçon sur l'électricité sans indiquer une découverte de M. OERSTED, relative à l'influence de l'électricité sur le magnétisme, et les conséquences nouvelles que l'on en a déduites.

L'aiguille aimantée, dont chacun connaît la propriété constante de diriger une de ses extrémités vers le nord, a donné lieu à cette belle découverte; voici quelles furent les circonstances qui accompagnèrent l'observation dont nous voulons parler. Une batterie voltaïque étant placée de manière à ce que son pôle négatif fût tourné vers le sud, et son pôle positif vers le nord, et la communication entre ses deux pôles étant établie au-dessus d'elle au moyen de deux fils conducteurs mis en contact, une aiguille magnétique fut suspendue au-dessus et près du fil métallique, dans une direction parallèle avec celle de ce fil; l'aiguille tourna immédiatement sur son pivot, son pôle nord, se dirigeant vers l'ouest avec plus ou moins de rapidité et de déviation, suivant la force de la batterie; tandis qu'en plaçant l'aiguille au-dessous du fil conducteur, la déviation avait lieu en sens contraire, et l'extrémité nord de l'aiguille se portait vers l'est.

On a observé depuis que, tandis que les fils conducteurs de piles voltaïques sont en contact et que l'électricité les traverse, ils attirent et retiennent les filaments de fer; les conducteurs sont aussi capables de communiquer d'une manière permanente

les propriétés magnétiques à des aiguilles ou à des barreaux d'acier.

M. Ampère en coordonnant ces faits et en en ajoutant beaucoup d'autres, a démontré que les influences magnétiques des fils voltaïques, de même que leurs actions chimiques, sont dus à l'existence des courants électriques. En effet, dès que le circuit est interrompu, tous ces phénomènes cessent. Enfin les expériences de MM. Thénard et Gay-Lussac ont démontré que la décomposition de l'eau et des sels par la pile n'avait lieu que dans les circonstances propres à établir ce que M. Ampère a nommé les courants électriques.

Si, par exemple, on fait plonger dans de l'eau pure les deux fils conducteurs des deux pôles, la décomposition de l'eau est presque nulle; mais, si l'on ajoute dans l'eau une solution saline ou quelques gouttes d'acide, sans rien changer aux autres dispositions de l'appareil, la décomposition devient très rapide. C'est que dans le premier cas, l'eau pure, étant mauvais conducteur, ne permet qu'un très faible courant; tandis que dans le second, l'électricité est conduite avec rapidité d'un fil à l'autre par l'eau, salée ou aiguillée d'acide; dans ce second cas même il est évident que la tension électrique est diminuée. Ce n'est donc pas elle qui agit, mais bien le courant électrique.

Nous en avons dit assez sur les lois générales de l'électricité dans ses rapports immédiats avec la chimie; nous aurons occasion de développer quelques particularités dans l'étude spéciale des différents corps que nous aurons à examiner.

Dans la prochaine leçon nous nous occuperons de la composition et des propriétés chimiques de l'atmosphère.

DES OXYGÈNES, L'AZOTE ET L'AIR ATMOSPHÉRIQUE

L'atmosphère est un mélange d'oxygène et d'azote à l'état de gaz.
 — L'oxygène est un gaz incolore, inodore, et se combine avec la plupart des corps.
 — L'azote est un gaz incolore, inodore, et se combine avec quelques corps.
 — L'air atmosphérique est un mélange de ces deux gaz.
 — La composition de l'air atmosphérique est la suivante :
 Oxygène 21,0
 Azote 78,0
 Eau 1,0

L'air pur nous est connu, ou l'atmosphère, est composé d'oxygène et d'azote à l'état de gaz, et se combine avec la plupart des corps.
 — L'oxygène est un gaz incolore, inodore, et se combine avec la plupart des corps.
 — L'azote est un gaz incolore, inodore, et se combine avec quelques corps.
 — L'air atmosphérique est un mélange de ces deux gaz.
 — La composition de l'air atmosphérique est la suivante :
 Oxygène 21,0
 Azote 78,0
 Eau 1,0

Leçon sixième.

SUR L'OXIGÈNE, L'AZOTE ET L'AIR ATMOSPHÉRIQUE.

L'atmosphère est composée d'oxigène et d'azote à l'état de gaz.
 — Définition des gaz ou fluides élastiques. — Distinction entre les gaz et la vapeur. — L'oxigène, agent essentiel dans la respiration et la combustion. — L'altération de l'air atmosphérique, par la combustion, offre un moyen d'obtenir l'azote. — De l'oxidation en général. — De l'oxidation des métaux. — L'oxigène extrait de l'oxide de manganèse. — Description d'une cuve hydro-pneumatique (propre à recueillir les gaz). — Produits fixes et produits volatils de la combustion. — Décomposition de l'air atmosphérique par la respiration. — Recomposition de l'atmosphère.

L'AIR qui nous environne, ou l'atmosphère, est composé d'oxigène et d'azote à l'état gazeux, et accidentellement de tous les gaz et de tous les corps susceptibles de se réduire en vapeur. Ceux qui se rencontrent le plus ordinairement, et les seuls dont on puisse tenir compte dans la masse générale, sont peu nombreux; et, à cela près de quelques localités, on ne rencontre généralement dans l'air atmosphérique que de l'acide carbonique et de l'eau.

Préparation du Gaz Oxygène.

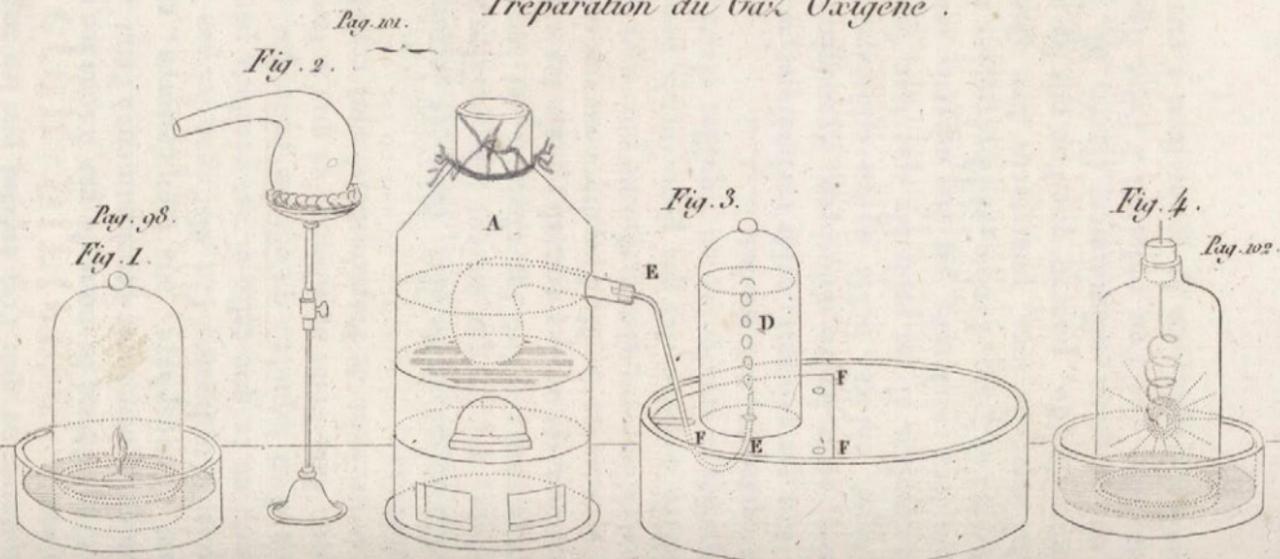


Fig. 1 Combustion d'une bougie sous un récepteur. Fig. 2 Cornue sur un support. Fig. 3 A. Recipient. B. Cornue de verre dans le bain-marie. C. Bain d'eau. D. Cloche. E. Tuyau qui sert à verser le gaz de la cornue au travers du bain dans le récepteur. F. Planchette supportant une digitale le récepteur renversé. Fig. 4 Combustion de fil de fer dans le gaz oxygène.

Avant d'examiner ces substances nous devons expliquer ce que l'on entend par les mots gaz et vapeur.

On a donné le nom de gaz à tous les corps capables de demeurer constamment à l'état aériforme dans l'atmosphère, aux températures, et sous la pression ordinaire. On distingue les gaz de la vapeur, en ce que celle-ci est produite par l'ébullition d'un liquide, qu'elle ne reste pas constamment dans l'état aériforme, et que la température et la pression de l'atmosphère sont capables de la condenser.

On supposait de plus, dans ces derniers temps même, que les gaz étaient incoërcibles à quelque température qu'on les abaissât, et sous quelque pression qu'on les soumît; mais les expériences plus récentes de M. Faraday nous ont appris qu'à l'aide d'une pression suffisante plusieurs corps considérés comme des gaz permanents peuvent être liquéfiés et condensés en liquides clairs, blancs, transparents, très fluides.

Les gaz suivants : acide carbonique, acide sulfureux, acide hydro-chlorique, cyanogène, ammoniac, chlore, acide hydro-sulfurique, sont de ce nombre. Il est probable que tous les gaz peuvent être condensés par des moyens semblables, et que l'oxygène, l'azote, et l'hydrogène même, le plus léger de tous, pourraient être obtenus sous forme liquide, pourvu que l'on pût les soumettre à une pression suffisamment élevée. M. Perkins a découvert que l'on réduisait à l'état liquide l'air atmosphérique, en le soumettant à une pression

de mille atmosphères, et que le liquide restait sous cette forme pendant quelques instants après avoir supprimé la pression. M. Brunel a tout récemment construit une machine à vapeur très puissante en substituant à l'eau de l'acide carbonique condensé.

D'après ces données, il n'y aurait donc de différence, entre les gaz et les vapeurs, que le degré de pression ou de refroidissement auquel leur liquéfaction a lieu.

L'oxigène et l'azote sont mêlés, dans l'atmosphère, suivant les proportions d'un peu plus d'un cinquième du premier en volume, et un peu moins que les quatre cinquièmes du second; lorsqu'ils sont séparés, leurs propriétés sont totalement différentes. En effet le gaz oxigène est essentiel à la respiration et à la combustion, tandis que l'azote ne peut entretenir ni l'une ni l'autre: cependant la présence de l'azote avec l'oxigène est nécessaire pour tempérer l'action de ce dernier gaz, qui serait beaucoup trop énergique pour que nos poumons pussent la supporter; qui mettrait en feu un grand nombre de substances, et les détruirait rapidement.

C'est ainsi que l'alcool pur (esprit de vin rectifié) aurait sur nos organes de la digestion une énergie trop grande, pour que nous puissions la supporter; tandis que ce liquide étendu d'eau, ou mêlé dans différentes solutions végétales sucrées, forme la plupart des boissons et des liqueurs dont nous faisons usage.

On démontre facilement que l'air est composé

de deux gaz qui peuvent être séparés par la combustion. En effet ce phénomène consiste dans la combinaison vive de l'oxygène avec le corps qui brûle, tandis que l'azote reste sans altération, et que l'on peut reconnaître ses propriétés particulières.

Avant d'aller plus loin, nous devons dire quelle est la propriété la plus importante de l'oxygène relativement à l'électricité. Il y a quelques années, cet élément était supposé être le seul qui fût naturellement combiné avec l'électricité négative. Sir H. Davy a démontré que l'iode et le chlore étaient dans le même cas; mais le rôle qu'ils jouent dans la nature est bien moins important. Dans tous les autres corps simples l'électricité positive l'emporte, et ils ont, par conséquent, tous de l'affinité pour l'oxygène.

Pour concevoir maintenant que les corps composés ont de l'affinité entre eux, et se combinent en raison de leur état opposé d'électricité, il faut observer que ceux dans lesquels l'oxygène domine sur les autres principes constituants, sont négatifs; mais leur état est négatif, et leur énergie en ce sens est d'autant plus ou moins forte que l'oxygène prédomine plus ou moins; au contraire les composés, dans lesquels l'oxygène entre en moindre proportion que les autres éléments, sont positifs, mais plus ou moins, et leur énergie positive est d'autant plus forte que la proportion de l'oxygène est moindre.

Il résulte de là que les corps qui ne sont pas encore combinés avec l'oxygène l'attirent dans

certain cas, l'absorbent dans l'atmosphère ; l'azote est alors séparé , ainsi que nous l'avons dit plus haut : les deux électricités se dégagent , savoir l'électricité négative de l'oxygène , et l'électricité positive du corps brûlé ; elles produisent de la chaleur en s'unissant. Si les circonstances favorisent cette combustion , la température pourra être assez élevée pour donner naissance à du feu et à de la flamme.

Si , par exemple , on veut allumer un morceau de bois ; on l'échauffera au degré de température auquel il peut prendre feu (1) ; à cette température l'énergie électrique de cette substance sera assez exaltée pour déterminer la combinaison rapide avec l'oxygène de l'air atmosphérique ; celui-ci sera décomposé , et l'azote deviendra libre : le dégagement des deux électricités , du corps brûlant et de l'oxygène de l'air , produira une chaleur suffisante pour entretenir la combustion , qui continuera.

Ainsi toutes les fois qu'une combustion a lieu , une quantité d'air proportionnée est toujours décomposée. De plus cette combustion est rapide si la température élevée et la lumière sont produites par la combinaison des deux électricités qui se dégagent.

Cette théorie complète l'explication du phéno-

(1) Il a été reconnu par expérience que la chaleur développe l'énergie électrique des corps (OErsted), et qu'un degré de température assez élevé est nécessaire pour commencer la combustion dans l'air atmosphérique.

nomène intéressant de la combustion et celle que l'on en avait donnée jusqu'à présent, ne pouvait être admise relativement à la chaleur développée.

Sans rapporter ici les théories qui ont précédé celle que nous venons d'indiquer, de peur de mettre quelque confusion dans les idées, nous ferons cependant un rapprochement assez curieux : Sthal, par une hypothèse ingénieuse, qui s'appliqua utilement à lier beaucoup de faits épars, attribua la cause de la combustion au dégagement d'un fluide, qu'il nomma phlogistique. Le grand système de Lavoisier, appuyé sur des faits incontestables, renversa la théorie du phlogistique; on fut forcé de reconnaître que l'oxigène se combinait aux corps brûlés; on en conclut, peut-être à tort, qu'il n'y avait pas dégagement, mais seulement absorption. La théorie actuelle étant bien démontrée, semblerait réunir les deux précédentes, puisque l'on admettrait et l'absorption de l'oxigène, comme Lavoisier, et comme Stahl, le dégagement d'un corps impondérable, dont le nom seul aurait changé : l'électricité aurait remplacé le phlogistique.

Il y a des corps dont l'affinité pour l'oxigène est tellement forte, qu'ils peuvent s'y combiner sans une application préalable de la chaleur. Ces corps n'existent pas généralement dans la nature, puisque les combustions spontanées à la température de l'air atmosphérique ont dû avoir lieu depuis long-temps. On les prépare donc artificiellement : tels sont le potassium, le phosphore, et beaucoup de composés dont nous aurons l'occasion de nous

occuper bientôt et qui brûlent avec ou sans flamme à des températures différentes.

Nous avons vu comment la combustion, une fois déterminée par une certaine élévation de température, doit continuer d'elle-même ; deux conditions cependant sont essentielles pour cela : il faut que l'oxygène, ou l'air atmosphérique qui contient ce gaz, soit en proportion suffisante, et de plus, que la température de la combustion se soutienne sans abaissement. C'est ainsi que des morceaux de charbons isolés, ou plusieurs ensemble même, s'éteignent, s'ils sont en contact ou environnés de corps qui absorbent rapidement la chaleur ; leur extinction a lieu également, si l'accès de l'air ne peut avoir lieu dans l'endroit où ils se trouvent.

Lorsque l'on souffle sur un brasier allumé, on augmente l'activité de la combustion en combinant une plus grande quantité d'oxygène avec le charbon dans le même temps. Les conditions essentielles de la combustion sont donc : 1° un corps combustible ; 2° une proportion suffisante d'oxygène ; 3° une température assez élevée pour commencer la combinaison vive de l'oxygène avec le corps combustible.

Lorsque l'on veut recueillir le gaz azote qui reste après la combustion, il faut opérer celle-ci dans des vases fermés, ce qu'il est facile de faire. Introduisez, par exemple, une bougie allumée sous une cloche en verre (pl. 6, fig. 1.), placée dans un bassin contenant de l'eau, afin d'empêcher toute communication avec l'air extérieur ;

vous verrez bientôt la lumière s'affaiblir graduellement, puis elle s'éteindra tout-à-fait. Cela doit être, puisque la petite quantité d'oxigène contenue dans la cloche, étant combinée pendant l'acte de la combustion, celle-ci ne peut pas être entretenue plus long-temps; si l'on mettait un animal sous la cloche, il n'y resterait pas long-temps sans périr faute d'air pour alimenter sa respiration.

Un moment après que la bougie s'est éteinte, l'air qui avait changé de volume par la chaleur dégagée pendant la combustion, et dont une partie était sortie de la cloche, reprend un volume moindre par le refroidissement; l'on voit l'eau remonter dans la cloche au-dessus du niveau de celle du bassin.

L'oxidation des métaux offre un autre moyen de décomposer l'air atmosphérique. Ce phénomène, analogue à la combustion, présente une idée plus générale de la combinaison de l'oxigène avec les corps: il ne diffère de la combustion qu'en ce qu'il n'est pas nécessairement accompagné de flamme, et la combinaison est tellement lente, qu'elle ne développe pas de lumière, ni même une température sensiblement plus élevée que celle des objets environnants; le résultat est cependant le même.

La combinaison des différents métaux avec l'oxigène a lieu dans des circonstances différentes; elle ne se fait aisément pour beaucoup d'entre eux qu'à une température élevée quelquefois jusqu'au rouge. Cette combinaison fait changer leurs pro-

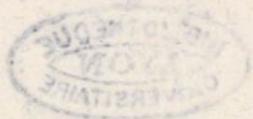


priétés : ils perdent leur apparence métallique et leur ténacité, et tombent en une sorte de poussière, que l'on nommait autrefois *chaux*, et qui est désignée plus convenablement aujourd'hui sous le nom d'oxide; c'est ainsi que nous avons des oxides de fer, de cuivre, de plomb, etc., et c'est un oxide de zinc qui se forme pendant l'action de la pile voltaïque, par l'union de l'oxigène avec ce métal.

Les métaux, quoique combinés avec l'oxigène, ne sont pas cependant négatifs, parceque l'énergie positive du métal contre-balance et au-delà, l'énergie négative de l'oxigène, avec lequel il se combine.

On est assuré que l'oxigène est une substance matérielle, parceque tous les corps avec lesquels ce corps se combine, augmentent de poids, et qu'ils perdent un poids égal à celui qu'ils avaient acquis, lorsqu'ils perdent l'oxigène. Le manganèse, que l'on rencontre toujours dans la nature à l'état d'oxide, a une si forte affinité pour l'oxigène, qu'il absorbe ce gaz dans l'atmosphère à toutes les températures connues, et reste sous la forme de poudre ou d'agglomération noire. On ne peut l'obtenir ou la conserver à l'état métallique que par des procédés artificiels.

La chaleur, qui décompose l'oxide de manganèse en séparant son oxigène à l'état gazeux, est supposée agir en raison des deux électricités qu'elle apporte, et dont l'une, s'unissant avec l'oxigène, lui rend son état élastique; c'est ainsi qu'à des températures différentes le manganèse peut, ou



absorber l'oxigène de l'air atmosphérique, ou laisser dégager l'oxigène qu'il avait absorbé ; ce qui fait voir que les affinités mutuelles des métaux pour l'oxigène et de l'oxigène pour l'électricité varient avec les températures : ainsi un certain degré de température déterminera la combinaison de l'oxigène avec un métal, tandis qu'au contraire l'oxigène sera chassé par un degré de température plus élevé.

Mettez de l'oxide de manganèse dans une retorte en terre (la forme de ce vase est indiquée par la fig. 2, pl. 6.), placez-le dans un fourneau où vous élèverez sa température au rouge blanc, ayant ajusté préalablement au col de la retorte un tube recourbé, dont le bout plonge dans l'eau et se relève sous un flacon plein d'eau lui-même (Voyez la fig. 3, même planche); vous observerez des bulles de gaz s'élever dans le liquide.

Pour obtenir le gaz oxigène sans mélange avec l'air qui était contenu dans la retorte, il faut laisser dégager les premières bulles qui entraînent avec elles la plus grande partie de l'air, et ne placer le flacon renversé et plein d'eau qu'après que le dégagement a déjà eu lieu pendant quelque temps.

A mesure que le gaz remplit la partie supérieure du flacon, vers laquelle il s'élève, en raison de sa légèreté spécifique, l'eau sort par la partie inférieure : en effet, quoique l'oxigène ne soit pas un des gaz les plus légers, il est beaucoup moins pesant que l'eau ; on peut donc le conserver sur ce liquide, dans un flacon ouvert qui en est rem-

pli, aussi long-temps que cela est nécessaire pour les expériences. L'appareil, dans lequel on recueille ainsi les gaz sur l'eau, et qui est indispensable dans beaucoup d'essais sur les gaz, a été nommé *cuve hydro-pneumatique* : une planchette percée de trous sert à poser les goulots des vases ou les cloches renversées, et à laisser introduire dedans le bout des tubes recourbés.

On démontre l'utilité du gaz oxigène dans la combustion, à l'aide d'une expérience fort curieuse, et qui fait voir que le fer même est susceptible de brûler très vivement dans ce gaz.

Le fer étant un corps simple naturellement dans l'état d'électricité positive, a beaucoup d'affinité pour l'oxigène. Il ne brûlerait cependant pas dans l'air atmosphérique, à moins qu'il ne fût échauffé à une température plus élevée, et que cette température ne fût entretenue au même degré pendant la combustion; tandis que, dans le gaz oxigène pur, dont l'énergie n'est pas modifiée par l'azote, cette combustion se fait très aisément, et sans une grande élévation de température préalable.

Que l'on attache une tige de fer tournée en hélices à l'un des bouts d'un bouchon qui puisse s'ajuster sur le flacon rempli de gaz oxigène (pl. 6, fig. 4); on fixera un petit morceau de mèche au bout du fil de fer, et dès qu'on l'aura allumé, on le plongera dans le flacon en le débouchant subtilement, et remplaçant le bouchon de cristal qui le fermait par celui de liège auquel la tige métallique est fixée.

La légère élévation de température, produite par la combustion de la mèche, sera suffisante pour déterminer la combinaison rapide de l'oxigène avec le fil de fer, aussitôt que ce fil métallique sera en contact avec le gaz du flacon : la combustion aura lieu en quelques instants, elle développera une belle flamme blanche et de vives étincelles; la lumière produite est extrêmement brillante, des parcelles se détachent du fer, tandis qu'il brûle, et tombent au fond du flacon. Ce phénomène dure tant qu'il y a assez d'oxigène et de fer pour alimenter la combustion.

Les gouttes d'oxide fondu, réunies au fer qui a échappé à la combustion, pèsent plus que le fer métallique employé, et l'augmentation du poids est exactement égale à la quantité d'oxigène absorbé pendant la combustion.

Si le vase, dans lequel ce phénomène se passe, plonge dans l'eau, celle-ci remplira une grande partie de la capacité dès que le refroidissement aura eu lieu; en effet, l'oxigène s'étant combiné au fer est devenu solide et son volume a considérablement diminué, le calorique s'étant dégagé en grande partie; il ne reste presque plus rien pour remplir la capacité du vase, et la pression extérieure de l'atmosphère fait monter l'eau, et remplace le gaz condensé.

Lorsque l'on brûle, à l'air libre, une substance aisément inflammable, telle que la paille, des copeaux, du bois, etc., il semble que le poids du résidu de cette combustion, loin d'augmenter, diminue considérablement, puisqu'il ne reste pres-

presque plus rien du corps brûlé : dans ce cas même l'augmentation du poids est égale à la quantité d'oxygène fixée, car les produits de la combustion ne consistent pas seulement dans les cendres que l'on aperçoit, mais encore dans des gaz que l'on ne voit pas.

Ces gaz cependant sont sensibles, dans beaucoup de circonstances, par la fumée qu'ils entraînent, et qui n'est autre chose qu'une partie de la substance échappée à la combustion.

On doit distinguer, dans une combustion de ce genre, les produits volatils des produits fixes : quelquefois on nomme les premiers simplement les produits de la combustion, les seconds en sont le résidu ; la fumée contient donc une partie du résidu et de la substance échappée à la combustion, l'une et l'autre sont entraînées par la force du courant gazeux et l'accès de l'air atmosphérique ; plusieurs circonstances peuvent être tellement ménagées qu'aucune partie presque n'échappe à la combustion, et alors il n'y a aucune production de fumée.

C'est ce qui a lieu dans les lampes d'aujourd'hui : un courant d'air double passant près de la mèche où l'huile brûle, fournit une quantité d'air si bien proportionnée aux besoins de la combustion, que celle-ci peut s'effectuer complètement ; à peine quelques parties d'huile peuvent-elles échapper, et il n'y a aucune trace de fumée produite.

Quant aux autres produits volatils invisibles de la combustion, ce sont des composés différents qui peuvent être recueillis, examinés, et dont on

reconnaît facilement la nature, ainsi que nous le verrons plus loin; ce sont enfin de nouveaux gaz semblables à l'air, à l'oxygène et à tous les autres, pour les propriétés physiques. Nous ne nous occuperons, quant à présent, que des gaz qui composent l'atmosphère.

On peut décomposer l'air atmosphérique à l'aide d'un procédé fort simple: il suffit, en effet, de respirer plusieurs fois le même air contenu dans un vase fermé. Que l'on prenne, par exemple, un tube recourbé, que l'on introduise l'un des bouts sous une cloche posée sur l'eau de la cuve hydro-pneumatique, ou dans un vase quelconque qui contienne de l'eau; que l'on respire, autant de fois que possible, l'air renfermé sous cette cloche et l'insufflant à chaque fois dans la même cloche, cet air aura tout-à-fait changé de nature, il ne contiendra presque plus d'oxygène libre, et sera composé d'azote et d'acide carbonique: plongeant dedans une bougie allumée, elle sera éteinte à l'instant.

On démontre que, dans le résidu gazeux de la respiration et des combustions, l'oxygène est combiné au carbone et forme de l'acide carbonique; ce dernier gaz peut être facilement éliminé en le combinant avec de la *chaux*, de la *baryte*, etc.

Il ne reste plus alors qu'un seul gaz, l'azote, qui n'est pas absorbable par les *bases* (1) et ne peut alimenter la combustion. Nous aurons plus tard

(1) On a donné ce nom aux substances capables de se combiner aux acides et de les saturer. (Voyez plus loin.)

l'occasion d'étudier ses autres propriétés dans les différentes combinaisons avec l'oxygène.

On peut reconstituer l'air atmosphérique en mêlant à 79 parties d'azote, en volume, 21 d'oxygène : c'est, en effet, de cette manière que l'atmosphère, sans cesse altérée, à la surface du globe, par les respirations, les combustions, les oxidations, etc., retrouve de l'oxygène dans les altérations de l'air par les plantes qui assimilent le carbone et dégagent l'oxygène, par différentes causes qui déterminent la formation de l'ammoniaque, de l'acide nitrique, etc., aux dépens de l'azote de l'atmosphère. Il est extrêmement remarquable que le résultat définitif de ce nombreux concours d'altérations de l'air atmosphérique, soit de reproduire sans cesse, en se contre-balançant les unes les autres, une composition identique; composition qui, dans tous les temps et en tous lieux, a été reconnue sensiblement la même depuis que nous connaissons les moyens d'analyser l'air.

L'oxygène et l'azote sont très répandus dans la nature, ils sont au nombre des principes constituants des animaux et des végétaux. On supposait autrefois que les matières animales seules contenaient de l'azote, aussi les appelait-on quelquefois matières azotées; mais, depuis que nos moyens d'analyse se sont perfectionnés, on a trouvé l'azote dans la composition de presque toutes les matières végétales que l'on a analysées avec soin.

L'oxygène et l'azote sont considérés comme des corps simples, cependant quelques expériences font soupçonner à sir H. Davy que ce gaz pourrait

être composé. Nous aurons l'occasion d'y revenir plus tard. Pour terminer les généralités que nous nous étions proposé de donner sur l'oxygène, nous rappellerons que ce corps, combiné avec d'autres éléments, forme la plupart des *acides* connus, et tous les *oxides*; nous ne pouvons donc compléter son étude qu'en y revenant à chacun des composés que la classification des corps nous amènera successivement à examiner. Dans la leçon suivante nous nous occuperons de l'hydrogène.

Leçon septième.

SUR L'HYDROGÈNE.

Hydrogène.—Formation de l'eau par la combustion de l'hydrogène.—Décomposition de l'eau.—Détonation d'un mélange de gaz hydrogène et de gaz oxygène.—Eudiomètre à gaz.—Description de l'appareil de Lavoisier pour la formation de l'eau.—Production de la flamme par le gaz hydrogène.—Sons produits par la flamme de l'hydrogène dans un tube de verre.—Théorie de la combustion des matières employées à l'éclairage (chandelles, bongies, huile, gaz-light, etc.); détonation de l'hydrogène mêlé d'air atmosphérique dans des bulles de savon.—Aérostats.—Montgolfières.—Ballons remplis de gaz hydrogène.—Phénomènes météorologiques attribués à l'hydrogène.—Lampe des mineurs, dite de Davy.

L'HYDROGÈNE ne nous est connu que dans son état gazeux invisible, mais il est très probable que ce corps simple, comme tous les gaz, pourrait être condensé en un liquide, si les moyens de produire une pression ou un abaissement de température assez considérables, ne nous manquaient pas.

Pl. 7.

Fig. 1.

Fig. 10.

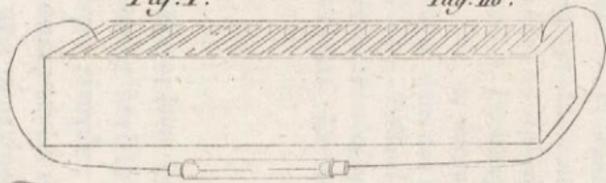


Fig. 2.

Fig. 118.

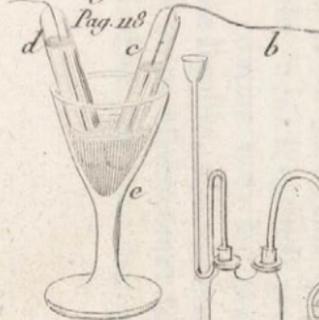


Fig. 3.

Fig. 113.

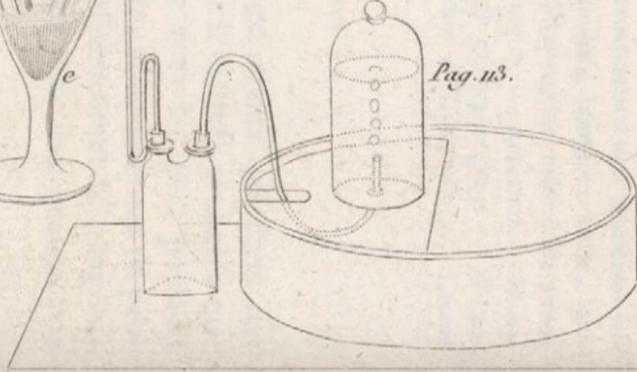


Fig. 4.

Fig. 114.

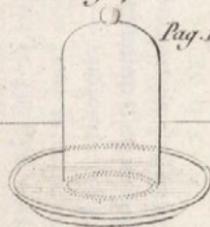


Fig. 5.

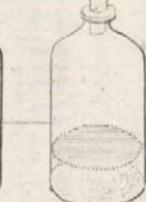
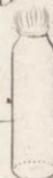


Fig. 117.

Fig. 6.

Fig. 7.



Fig. 1. Appareil pour la décomposition de l'eau par la Batterie Galvanique. Fig. 2. Dispositif propre à recueillir séparément les Gases de la décomposition de l'eau. Fig. 3. Dispositif propre à recueillir le Gaz Hydrogène. Fig. 4. Dispositif propre à recueillir le Gaz Hydrogène. Fig. 5. Dispositif propre à recueillir le Gaz Hydrogène. Fig. 6. Dispositif propre à recueillir le Gaz Hydrogène. Fig. 7. Dispositif propre à recueillir le Gaz Hydrogène.

On appelait autrefois l'hydrogène *gaz inflammable*, parceque ce gaz est très combustible et brûle en produisant une grande flamme ; depuis il a reçu, dans la nouvelle nomenclature, le nom d'hydrogène, tiré du grec et qui signifie *produire de l'eau*.

En effet, l'hydrogène, par sa combustion dans l'oxygène, donne lieu à la formation de l'eau : en effet, celle-ci est composée de 89 parties, en poids, d'oxygène combiné avec 11 parties d'hydrogène, ou en volume de deux parties d'hydrogène et d'une d'oxygène. D'après ce que nous avons dit, on sait que la combustion des corps en général, au moyen de l'oxygène, a lieu à l'aide d'une température assez élevée : il ne suffit donc pas de mêler une partie d'oxygène avec deux parties d'hydrogène pour former de l'eau. Il est nécessaire d'échauffer une portion du mélange, quelque petite qu'elle soit, à la température voulue ; leurs électricités sont alors mises en jeu ; elles se combinent pour former du *fluide neutre* (1) en développant une température élevée, accompagnée de lumière. Il se forme de l'eau en vapeur qu'il est facile de réduire à l'état liquide en lui enlevant encore, de sa chaleur, toute celle qui la constitue à l'état élastique. Après avoir été liquéfiée, elle pourrait être amenée à l'état de glace ; il suffirait pour cela, comme nous l'avons déjà dit, de lui

(1) On a donné le nom du fluide électrique neutre, à la combinaison des deux électricités, combinaison qui, en effet *neutralise* réciproquement leur énergie.

enlever la quantité de chaleur qui la constitue à l'état liquide.

L'eau formée, comme nous venons de le voir, par la combinaison intime de l'oxygène avec l'hydrogène peut être décomposée : le charbon et quelques métaux, chauffés à la température rouge, effectuent cette décomposition. Nous verrons même, en parlant du potassium et du sodium, que ces métaux décomposent l'eau à la température ordinaire; qu'ils lui enlèvent son oxygène pour se reconstituer à l'état d'oxides métalliques, et laissent dégager l'hydrogène. Enfin on décompose l'eau par l'action seule des affinités électriques. Cela nous fournira l'occasion d'appliquer la batterie voltaïque à cette décomposition.

Nous remplirons le petit tube de verre (planche 7, fig. 1) avec de l'eau; nous boucherons chacune de ses extrémités, et nous ferons passer, dans chaque bouchon, l'un des conducteurs d'une batterie voltaïque, de manière à ce que ces deux fils métalliques s'approchent l'un de l'autre sans se toucher, mais assez près pour que le courant électrique s'établisse. L'influence du courant se fera bientôt sentir, et des bulles gazeuses se dégageront, près de chaque extrémité, des fils métalliques : en effet, l'une d'elles, positive, attire l'oxygène de l'eau qui est négatif; et l'autre attire l'hydrogène qui est positif, et qui est repoussé par l'extrémité positive, de même que l'extrémité négative repousse l'oxygène vers celle qui l'attire.

Nous devons faire observer que les fils métal-

liques (1), employés dans ces expériences, sont en platine, métal qui n'est pas oxidable dans ces circonstances; si l'on se servait de fils de fer, en zinc, en étain, etc., le métal se combinerait à l'oxygène, et l'hydrogène seul se dégagerait à l'autre extrémité.

La décomposition de l'eau dure long-temps de cette manière, sans que son volume diminue sensiblement, et sans que l'on puisse recueillir une quantité notable des gaz qui se dégagent, parce que ceux-ci sont tellement légers, qu'une goutte d'eau fournit l'hydrogène et l'oxygène de milliers de bulles aussi petites que celles que l'on aperçoit aux extrémités des fils.

On peut, en arrangeant l'appareil d'une manière convenable, obtenir séparément les deux gaz et démontrer leurs propriétés: au lieu d'un tube, il en faut employer deux, comme on le voit en C, D, (planche 7, fig. 2); les deux tubes étant fermés d'un bout et ouverts de l'autre, après avoir rempli ces tubes avec de l'eau, nous les placerons dans un verre d'eau, E, le bout ouvert renversé, et dès que nous mettrons en présence les deux fils qui

(1) La théorie, telle que nous l'avons donnée, a reçu une modification de M. Ampère: ce savant suppose que chaque atome des corps est enveloppé d'une sphère électrique, attirée par l'électricité contraire qu'il possède; hypothèse qui explique plusieurs phénomènes nouvellement observés. Il en résulte que les atomes des corps ont une électricité contraire à celles qu'ils manifestent au dehors et que leurs sphères électriques se combinent seules en se dégageant par la combustion, etc.

passent au travers de chaque tube et communiquent chacun avec l'un des *pôles* de la batterie, la décomposition de l'eau aura lieu par le courant électrique, comme nous l'avons indiqué plus haut, et le gaz, dégagé par chacun des conducteurs, sera recueilli séparément. Il faudra un temps assez long pour obtenir une certaine quantité de gaz, et l'on pourra observer que le volume de chaque gaz est dans la proportion de celui des gaz qui forment l'eau, c'est à dire de deux parties d'hydrogène et d'une de gaz oxigène.

On parvient à décomposer l'eau avec beaucoup de rapidité en faisant réagir un acide sur un métal dans ce liquide; prenons, par exemple, de l'acide sulfurique (acide dont nous connaissons plus tard la composition et les propriétés), versons-en quelques gouttes dans un vase contenant de l'eau et un fragment de zinc, ou des morceaux de fer exempts de rouille; la décomposition aura lieu à l'instant, le métal s'oxidera en s'emparant de l'oxigène de l'eau, et l'oxide fourni sera dissous par l'acide. L'hydrogène mis en liberté se dégagera rapidement en bulles nombreuses que l'on verra traverser le liquide.

On se procure, de cette manière, de grandes quantités de gaz hydrogène; afin que la décomposition de l'eau soit plus rapide, on emploie le fer en feuilles minces ou en fils déliés, parceque la réaction n'a lieu qu'à la surface. Pour recueillir le gaz hydrogène que l'on fait dégager ainsi, on le fait passer par un tube recourbé qui plonge dans une cuve hydro-pneumatique, et l'on engage l'ex-

trémité dans un vase renversé et rempli d'eau (voyez la disposition de cet appareil ; planche 7, fig. 3). Lorsque chacun est plein de gaz on le remplace par un autre rempli d'eau, et l'on se procure ainsi plusieurs flacons de gaz hydrogène, que l'on conserve en laissant l'ouverture du vase plongée dans l'eau.

Le gaz hydrogène ainsi obtenu est transparent, incolore, d'une odeur très désagréable ; cette odeur n'est point propre au gaz hydrogène, elle tient à la présence d'un peu d'huile qui se forme pendant la réaction : en effet, si l'on sépare cette huile au moyen de la potasse, dissoute ou humectée, le gaz est inodore et plus léger. Il faut laisser perdre dans l'air les premières portions de gaz qui se dégagent du mélange ci-dessus, parcequ'elles contiennent une grande proportion d'air atmosphérique qui changerait les résultats des expériences dont nous allons parler.

Nous avons vu que le gaz hydrogène est beaucoup plus léger que l'eau, puisqu'il traverse rapidement ce liquide pour monter au-dessus de sa surface ; il est aussi facile de prouver qu'il est même plus léger que l'air atmosphérique : que l'on prenne deux tubes fermés d'un bout et renversés, l'un rempli de gaz hydrogène sur l'eau, l'autre plein d'air ; que l'on soulève doucement le premier au-dessus du liquide, et qu'après avoir approché ses bords de ceux de l'autre tube on le redresse en le tenant au-dessous du tube plein d'air. Pour bien entendre cette manipulation facile, il faut se figurer que l'on transvase un liquide

d'un tube dans l'autre, et que ce liquide, au lieu de tomber de haut en bas par son poids, s'élève, et peut tomber de bas en haut par sa légèreté spécifique : on prouve que l'hydrogène a quitté le tube inférieur (que l'on choisit plus étroit que l'autre pour faciliter l'expérience) pour se loger dans le tube supérieur, en approchant une allumette enflammée de chacun d'eux successivement; le tube qui contenait l'hydrogène avant qu'il fût redressé ne produit aucun phénomène particulier, tandis qu'à l'approche de celui dans lequel on a transvasé l'hydrogène, ce gaz s'allume, et brûle aussitôt avec une flamme étendue.

Lorsque l'on veut transporter aisément le gaz hydrogène, contenu dans une cloche, sur l'eau de la cuve, on passe sous la cloche une capsule plate remplie d'eau; on appuie les bords de la cloche sur son fond, et l'on peut enlever le tout et le porter en quelque endroit que ce soit sans perdre de gaz, puisque l'eau de la capsule suffit pour intercepter toute communication entre l'air extérieur et l'intérieur de la cloche. (*Voyez* planche 7, fig. 4.)

Lorsque l'on enflamme le gaz hydrogène à l'orifice d'un vase large, la combustion rapide qui a lieu sur une assez grande étendue à la fois, produit une légère détonation; le bruit sera plus fort si le vase contient un mélange d'oxygène et d'hydrogène, ou d'air atmosphérique et d'hydrogène; enfin on produit une explosion assez violente en allumant ce mélange dans un flacon dont l'orifice est étroit. On ne doit pas faire cette expérience

dans un flacon trop grand : pour éviter tout accident par la rupture du vase , on l'enveloppe d'un linge fort.

Le bruit qui se manifeste dans cette expérience est dû à l'expansion subite de la vapeur d'eau , et à sa condensation aussi rapide. Quoique ces deux effets , qui mettent également l'air en vibration , mais en sens contraire , aient lieu successivement , on n'entend qu'un seul coup parcequ'il n'y a aucun intervalle entre le premier effet et le second. Si l'on enflamme le mélange d'air et d'hydrogène dans un flacon bouché , à l'aide d'une étincelle électrique , le vase est brisé en pièces , ou le bouchon projeté au dehors avec violence. Cette expérience , que l'on fait dans les cours de physique , se nomme le coup du pistolet de Volta.

Pour que l'inflammation du mélange de gaz hydrogène et d'oxigène ait lieu et se propage dans toute la masse , il ne faut pas que la proportion du gaz oxigène soit trop faible ni trop considérable ; si elle était décuple ou seulement égale au dixième de l'hydrogène , dans ces deux cas la combustion ne serait pas complète ; elle n'aurait lieu que dans les points en contact avec un corps incandescent ou sur le passage d'une étincelle électrique.

La combinaison du gaz hydrogène avec l'oxigène ne peut avoir lieu qu'à l'aide d'une température élevée , comme celle d'une flamme , d'un corps incandescent , de l'étincelle électrique , etc. ; ces gaz resteraient en contact pendant un temps considérable à la température ordinaire sans qu'il

y eût la moindre action entre eux , à moins d'une influence étrangère de certains corps; influence que l'on ne soupçonnait pas avant la découverte toute récente de M. Doberiner : nous verrons en parlant du platine , du palladium , du rhodium et de l'iridium , que ces métaux présentés dans des circonstances convenables à un courant de gaz hydrogène , au travers de l'air atmosphérique , s'échauffent jusqu'à la température rouge , et enflamment promptement ce gaz. Nous indiquerons l'application que l'on a déjà faite de cette propriété du platine en mousse à la construction de briquets nouveaux.

La formation de l'eau dans l'explosion du gaz hydrogène mêlé d'air, ne saurait être aperçue puisque la vapeur est à l'instant dispersée ; mais on est assuré que cette production d'eau a lieu, et on le démontre de plusieurs manières. Au lieu d'allumer à la fois tout le volume de gaz hydrogène contenu dans un vase, on ne détermine cette combustion que lentement et par un orifice étroit, il ne se fait aucune explosion, le gaz ne brûle qu'au point où il est en contact avec l'air, et l'on peut recueillir une partie de l'eau produite. L'expérience est très facile à répéter : que l'on prenne une fiole à col étroit et remplie de gaz hydrogène et bien bouchée (fig. 5, planche 7) ; que l'on enlève sans secousse le bouchon, et qu'en même temps l'on approche une bougie allumée du verre, une belle flamme bleue se développe sans bruit, puis s'abaissant peu à peu, rentre en dedans de la fiole, où elle dispa-

raît tout-à-fait sans que l'hydrogène brûlé lentement produise aucune explosion.

On se procurera un dégagement continu d'hydrogène en enfermant dans une bouteille (planche 7, fig. 6), de l'eau, de l'acide sulfurique et des feuilles de tôle ou des morceaux de zinc; on introduira dans le goulot de cette bouteille un bouchon de liège traversé par un tube de verre effilé, au travers duquel le gaz sortira en un courant continu, tant que la réaction des substances introduites dans la bouteille ne sera pas épuisée; puis mettant le feu à ce courant, à l'aide d'un corps enflammé, il brûlera en développant une longue flamme bleue persistante. Si l'on renverse au-dessus un récipient froid et sec, les parois intérieures deviendront ternes en se recouvrant d'une sorte de rosée fine qui n'est autre chose que de l'eau pure en très petites gouttelettes, ainsi qu'il est facile de s'en assurer.

La composition de l'eau fut découverte par Cavendish, en Angleterre, et à peu près dans le même temps par Lavoisier en France. Ce dernier imagina un appareil très ingénieux pour opérer sur une plus grande échelle et d'une manière très exacte la combinaison des éléments qui composent l'eau. Deux tubes conduisant des proportions convenables, l'un d'oxygène, l'autre d'hydrogène, sont ajustés aux deux côtés opposés d'un grand ballon en verre, préalablement épuisé d'air; les deux courants de gaz sont allumés dans le globe au moyen d'une étincelle électrique; au point où

ils se trouvent en contact, c'est à dire que l'oxygène se combine à l'hydrogène, il se dégage de la chaleur; une quantité d'eau exactement correspondante aux poids des deux gaz employés, est produite et peut être recueillie.

Cette expérience est, comme on le voit, tout-à-fait concluante. On peut démontrer encore que, si l'on met en excès l'un des gaz ou l'autre (c'est à dire des proportions qui diffèrent de 2 vol. d'hydrogène pour un d'oxygène), le gaz qui se trouverait en excès ne se condenserait pas, et ne pourrait entrer en combinaison persistante dans la composition de l'eau formée; il est donc démontré que les proportions de l'eau sont invariables; la décomposition de l'eau apporte les mêmes résultats. En effet, si l'expérience indiquée plus loin, dans laquelle nous avons fait voir comment s'opère la décomposition de l'eau par la batterie voltaïque, est continuée pendant quelque temps, il sera facile d'observer que le volume du gaz, dans l'un des tubes, sera double de celui qui est recueilli dans l'autre (planche 7, fig. 2). Enfin si l'on mêle ensemble ces deux gaz obtenus de la décomposition de l'eau, que l'on y mette le feu en les faisant traverser par une étincelle électrique, ils reproduiront exactement la quantité d'eau de laquelle ils proviennent.

On peut observer un autre effet assez curieux de la combustion du gaz hydrogène; mais son explication n'est pas aussi facile que celle des effets précédents.

Que l'on mette en contact des substances qui puissent développer un courant de gaz hydrogène, comme nous l'avons fait plus haut, et dans un appareil semblable (eau, acide sulfurique et zinc), après que le gaz se sera dégagé pendant quelques instants pour entraîner l'air, on l'allumera avec une bougie ou une feuille de papier enflammée, etc.

Au lieu de placer sur cette flamme un récipient, ou cloche fermée, comme nous l'avons fait précédemment, on y placera un bout de tube d'une longueur de deux pieds environ et d'un pouce de diamètre, et ouvert à ses deux extrémités; on entendra bientôt un son analogue à celui d'une flûte, mais plus dur.

La cause de ce phénomène aurait été attribuée au courant gazeux qui frappe le tube et le met en vibration, si les autres gaz, dans les mêmes circonstances, eussent produit le même bruit; mais on ne l'a observé que pour le gaz hydrogène en combustion. M. Delaroue a imaginé une ingénieuse explication de ce phénomène. Il supposa qu'il était dû à la vibration causée par la formation et la condensation successives de l'eau, et la chute de l'air qui remplit les vides formés.

La flamme de l'hydrogène quoique moins lumineuse, ressemble à celle d'une bougie, d'une chandelle allumée, ou d'une lampe; et, en effet, dans les matières qui composent la partie qui brûle constamment, l'huile, la cire, le suif, etc., etc., il y a de l'hydrogène, de l'oxigène et du carbone; ces trois principes, désunis par la chaleur de la flamme, se dégagent et brûlent dans l'air, ils for-

ment de l'eau et de l'acide carbonique. Une fois la combustion commencée, elle continue d'elle-même; parceque la matière grasse trouve toujours une quantité nouvelle de calorique qui résulte de l'union successive des deux électricités dégagées par les gaz qui se combinent.

Il en est de même de la combustion du gaz-light, ou gaz de l'éclairage produit par la décomposition, en grand, du charbon de terre ou de l'huile. Mais n'anticipons pas sur ces explications, il est nécessaire d'étudier avant les propriétés du carbone. Nous reviendrons sur les phénomènes produits dans les matières appliquées à l'éclairage, et nous verrons que c'est au carbone que l'on doit attribuer la belle lumière blanche que l'on peut obtenir de différentes manières.

La décomposition des substances solides ou liquides donne lieu, comme nous venons de le voir, au dégagement de l'hydrogène carboné, mais il faut qu'une nouvelle quantité de cette substance soit constamment amenée au lieu de la décomposition; c'est l'effet que produisent les mèches des lampes, des chandelles, etc.; les interstices capillaires, qui restent entre leurs parties, déterminent, par leur puissance attractive, l'ascension de l'huile qui est liquide, ou du suif qui est fondu par la chaleur de la flamme; la décomposition continue, et la combustion est alimentée constamment.

Il faut que les mèches soient bien proportionnées à la quantité d'air que la flamme peut recevoir; si elles étaient trop grosses elles fourniraient une

plus grande quantité d'aliment à la combustion ; mais si la disposition de la lampe ne permettait pas l'accès d'une quantité d'air correspondante, une partie de l'huile échapperait à la combustion ; la température serait moins élevée en raison de l'excès d'hydrogène et de carbone qui enlèveraient de la chaleur sans en produire, et de là une flamme moins vive et moins blanche, une odeur désagréable, et des vapeurs qui vont noircir les objets sur lesquels elles se déposent.

C'est là ce qui arrive, non seulement aux lampes mal proportionnées, mais encore aux chandelles dont la mèche est trop grosse, et aux becs alimentés par les établissements de gaz, lorsque les issues de gaz-light sont plus grandes que ne l'exige la quantité d'air amené par les dispositions de ces becs.

On observe que la mèche, quoique combustible, ne brûle pas au milieu de la flamme, elle se charbonne seulement ; cela tient évidemment à ce qu'elle est privée de l'accès de l'air par les gaz qui l'environnent, et qui ne brûlent eux-mêmes que près de la surface de la flamme. Quant à la partie de la mèche qui se rapproche du suif ou de l'huile, elle n'est ni brûlée ni charbonnée, parce que sa température est sans cesse abaissée par le courant de matière liquide qui la traverse. C'est une cause semblable à laquelle il faut attribuer que les becs de gaz, qui fournissent la belle lumière que nous admirons aujourd'hui dans beaucoup d'élégantes boutiques, ne sont pas à une température élevée dans les points mêmes assez voisins de la flamme ;

en effet, celle-ci ne saurait descendre jusqu'à ces becs, parceque le courant de gaz se renouvelle sans cesse, et que la conductibilité du métal ne laisse pas la température s'élever au degré indispensable à la combustion vive qui produit la flamme. Nous verrons plus bas que cette haute température est tellement nécessaire à l'existence de la flamme, que celle-ci ne peut passer au travers des fils conducteurs d'un réseau métallique qui lui enlève de la chaleur. Nous verrons aussi que ces principes ont été appliqués fort ingénieusement à prévenir le danger des explosions dans les mines.

Puisque nous avons parlé du gaz de l'éclairage, nous ajouterons un mot pour faire connaître sa préparation et son emploi: la première idée de l'éclairage au gaz est due à un Français nommé Lebon, mais après un grand nombre d'essais infructueux, ou de tentatives dont le succès fut contesté. L'Angleterre donna le signal des grandes applications de cette découverte; il est vrai que dans ce pays, l'éclairage, par les moyens ordinaires, était plus coûteux que dans le nôtre, et que les matières premières de la production du gaz (le charbon de terre, l'huile impure de poisson, etc.), sont plus abondants: les premiers établissements qui fabriquèrent le gaz, employèrent la houille à cette production.

Le charbon de terre, exposé à une haute température dans des vases clos, se décompose, et une partie de ses éléments se constitue à l'état gazeux; il se dégage surtout une grande quantité de

gaz hydrogène uni au carbone, ou gaz hydrogène carboné, dont nous aurons encore l'occasion de parler en traitant du carbone. Ce gaz, de même que l'hydrogène, est transparent, invisible et très inflammable; en brûlant il produit plus de chaleur que le gaz hydrogène pur, et développe une flamme éclatante beaucoup plus lumineuse. Nous verrons plus bas qu'il contient différentes proportions de carbone, et que son pouvoir lumineux est proportionné à la quantité de carbone qu'il renferme. C'est par cette raison que le gaz, obtenu de la décomposition de l'huile, à volume égal, éclaire trois fois plus, environ, que celui de la houille.

La préparation du gaz-light se réduit donc à décomposer la houille ou l'huile (on a proposé plusieurs autres substances encore: les huiles essentielles, la résine, etc.), dans des vases en fonte de fer, à l'aide d'une température assez élevée; les produits gazeux de la décomposition du charbon de terre, passent dans de l'eau chargée de *chaux* délayée, puis dans une solution d'acide sulfurique (1); ils se purifient et sont envoyés de là dans de vastes gazomètres d'où, par une multitude de tuyaux et

(1) La chaux absorbe le gaz acide hydro-sulfurique qui est extrêmement délétère et dont l'odeur est insupportable, plus, l'acide carbonique, qui augmenterait le volume de la flamme, et diminuerait son intensité. Ces deux gaz combinés à la chaux forment l'*hydrosulfate* et le carbonate de chaux. L'acide sulfurique dans lequel le gaz passe ensuite, s'empare de l'*ammoniaque*. Le gaz obtenu des matières grasses ou résineuses, n'exige pas cette épuration.

d'embranchements, ils se rendent aux becs disposés dans les habitations, les places publiques, les théâtres, les hôpitaux, les églises, etc.

La fabrication du gaz par le charbon de terre, laisse un résidu charbonneux, nommé *coke*, qui s'emploie avec économie, en place du charbon de bois.

L'éclairage au gaz offre une des plus jolies applications de la chimie aux agréments de la vie: la clarté qu'il procure est presque aussi belle que celle du jour, et le travail de quelques hommes suffit pour fournir de la lumière à des milliers de rues, d'édifices, d'habitations particulières. Cette découverte a cependant trouvé un grand nombre d'antagonistes et de gens effrayés des dangers qu'on lui supposait.

Il est vrai que les nombreux magasins de gaz-*lighth* pourraient donner lieu à des accidents terribles, s'ils étaient trop près des habitations, et entre les mains de malveillants.

Il est également vrai qu'à l'aide de certaines combinaisons plus ou moins difficiles, le gaz pourrait fournir des armes au crime; mais faudrait-il se priver de l'usage du fer, de l'acier, de la poudre à canon, parcequ'ils offrent des armes dangereuses? Cessera-t-on l'exploitation des mines, parcequ'elles nous fournissent abondamment de l'arsenic? Voudra-t-on proscrire l'usage d'une foule de médicaments précieux qui, administrés à haute dose, amènent la mort par des convulsions horribles? Non, sans doute, et quand même on parviendrait à anéantir tous ces moyens de destruction, il en resterait tant d'autres

dont nous serions environnés, que leur disparition ne se serait pas aperçue. Que l'on y réfléchisse un instant, et l'on ne trouvera aucun motif plausible de condamner l'usage, sagement entendu, de l'éclairage au gaz.

Le gaz hydrogène a donné lieu encore à beaucoup d'applications utiles et d'expériences amusantes. Nous en citerons quelques unes; et pour commencer par les plus simples, nous parlerons des bulles de savon au gaz hydrogène.

Chacun, dans son enfance s'est amusé, avec d'autres enfants, à souffler dans l'air de petits globes légers qui vont tomber lentement à quelque distance. Le gaz hydrogène apporte un nouvel attrait à cet amusement. L'on emplit les bulles de savon avec ce gaz, et on les voit s'élever majestueusement dans les airs. Cette expérience curieuse est très facile à faire.

On comprime une vessie, munie d'un robinet, en le tordant un peu, de manière à expulser tout l'air qu'elle contient. On visse le robinet de cette vessie sur celui d'une cloche remplie de gaz hydrogène, sur la cuve hydro-pneumatique; puis, ouvrant les deux robinets, la pression de l'eau fait passer le gaz dans la vessie; et pour augmenter cette pression, on fait plonger davantage la cloche. (Voyez la fig. 1^{re} de la pl. 8).

Lorsque la vessie est pleine, on ferme les deux robinets, on les dévisse, puis on adapte un petit tuyau au robinet de la vessie, et l'on plonge son extrémité un peu évasée, dans la dissolution visqueuse de savon. Quelques gouttes de cette so-

lution restent adhérentes à l'extrémité du tuyau; en ouvrant le robinet, puis, pressant par degrés la vessie entre les mains, le gaz entre une bulle qui, à l'aide de quelques précautions, se détache du tuyau lorsqu'elle est entraînée par la légèreté du gaz, et s'élève au milieu de l'air en réfléchissant les couleurs de l'iris (fig. 2. pl. 8).

L'enveloppe légère, qui renferme le gaz dans ces bulles, leur permet de s'élever avec une grande rapidité, mais elle est si peu solide qu'elle est crevée au moindre choc des objets qu'elle rencontre. On s'amuse quelquefois dans les cabinets de physique à mettre le feu à ces petits aérostats; il suffit, pour cela, de les atteindre à leur partie supérieure avec la flamme d'un papier allumé: il faut une sorte d'adresse pour qu'ils n'échappent pas à la combustion une fois lancés dans l'air, parcequ'ils s'élèvent rapidement. On peut rendre le gaz avec lequel on emplit ces bulles moins léger, en y mêlant de l'air atmosphérique; et pour cela, il suffit de laisser dans la vessie la proportion d'air que l'on veut mélanger au gaz avant de la visser sur le robinet de la cloche. Si la proportion d'air dans le gaz hydrogène, est assez forte, le mélange fera entendre une détonation à chaque fois que l'on mettra le feu à une bulle de savon. On fait aussi ce mélange avec le gaz oxigène.

Les ballons qu'on lance dans les airs, et au moyen desquels on peut voyager dans les régions élevées de notre enveloppe atmosphérique, sont remplis de gaz hydrogène par un procédé semblable

à celui que nous venons d'indiquer pour remplir la vessie. L'appareil dont on se sert pour y parvenir est fort simple: il consiste en un certain nombre de tonneaux, suivant la dimension de l'aérostat, chaque tonneau contient de la ferraille et de l'eau; et communique, à l'aide d'un tuyau, à un conduit souple qui porte le gaz au ballon; lorsque tout l'appareil est monté et les tuyaux bien ajustés, on verse l'acide sulfurique par un trou, pratiqué au fond supérieur des tonneaux, que l'on rebouche aussitôt avec une broche en bois ou en liège.

Les ballons dont l'enveloppe est faite de taffetas léger ou de baudruche, s'élèveraient dans l'air avec une grande rapidité, s'ils n'avaient à supporter le poids de la nacelle. Puisque nous avons eu l'occasion de parler d'aérostats, nous ajouterons quelques mots pour faire connaître leur origine, et le nom des voyageurs hardis qui osèrent s'exposer aux chances multipliées de destruction dans ces énormes machines flottantes, que tant de causes difficiles à prévoir pouvaient ruiner au milieu des airs.

L'invention des aérostats est due à Montgolfier. Cet habile physicien imagina de faire enlever de vastes enveloppes de toile en raréfiant l'air atmosphérique qu'elles contenaient. Pour y parvenir, il disposa dessous, un brasier ardent dont la chaleur dilatait l'air du ballon ouvert au-dessus de ce brasier. Le premier il lança un ballon muni d'un réchaud; ce fut en 1783. A peine cette expérience eut-elle été répétée en présence de la cour de France, que Pilastre de Rosier osa se confier à la

puissance incertaine d'une enveloppe contenant de l'air rendu léger par la chaleur. Il parcourut dans l'atmosphère un espace de quatre mille toises.

Ce procédé présentait de grands inconvénients ; la difficulté d'entretenir assez long-temps une combustion suffisante, n'était pas la moindre. Des expériences de physique avaient fait entrevoir le parti que l'on pourrait tirer du gaz hydrogène, mais il fallait en préparer de grandes quantités, construire une enveloppe imperméable, forte et légère ; Charles, physicien français, dont les sciences déplorent la perte récente, après avoir enlevé un ballon de douze pieds de diamètre, parvint à remplir un ballon de dix mille pieds cubes de gaz, et cette machine colossale emportant dans les airs sa nacelle élégante avec Charles et Robert, frappa d'étonnement le peuple de Paris, et signala ces deux hommes courageux à l'admiration de l'Europe.

Blanchard, quelques années après, traversa la mer entre Douvres et Calais à l'aide d'une semblable machine aérostatique.

Pilastre de Rosier, Romain et madame Blanchard périrent victimes de leur zèle dans des expériences aérostatiques ; une multitude d'aéronautes, se livrèrent à des essais plus ou moins heureux ; on obtint quelques applications utiles parmi la foule de celles que l'on tenta vainement.

On attribua la troisième victoire des Français dans les champs de Fleurus à l'aéronaute qui, placé au-dessus de l'armée ennemie, l'observait hors de la portée de balles et des boulets : il faisait par-

venir au général Jourdan des notes en les enfermant dans des boîtes de fer-blanc qui glissaient le long des cordes jusqu'à terre. Les expériences faites à diverses hauteurs par l'astronome Delalande et les physiciens célèbres Biot et Gay-Lussac qui s'élevèrent à près de trois mille six cents toises au-dessus du niveau de la mer ; enfin le dernier voyage aérien qu'entreprit M. Gay-Lussac, dans lequel il fit un plus grand nombre d'observations que ses prédécesseurs, furent les seules choses utiles que l'on obtint de l'aérostation. Une foule de tentatives infructueuses sur les moyens de se diriger dans les airs, n'a offert jusqu'ici aucun résultat, et cependant le zèle des expérimentateurs ne s'est pas refroidi ; chaque année, en différents pays, l'on entend parler de nouvelles expériences entreprises dans ce but.

Cette digression sur les aérostats nous a entraînés un peu loin ; revenons au phénomène de la détonation du mélange d'air et de gaz hydrogène. Quelques effets météorologiques semblables sont dus à l'inflammation de ces deux gaz dans l'atmosphère, au moyen d'une étincelle électrique, ou d'une autre cause accidentelle de l'élévation de la température en un endroit où ces gaz sont en présence.

La production du gaz hydrogène dans la nature est due à une infinité de causes : celles qui peuvent amener la décomposition de l'eau, des substances qui en contiennent et des matières végétales et animales, dans la composition desquelles l'hydrogène entre constamment. Ce gaz pur ou mélangé s'élève

par sa légèreté spécifique, il s'accumule dans les régions plus ou moins hautes, et son mélange avec l'air atmosphérique, lorsqu'il prend feu, produit plusieurs des météores lumineux que nous observons fréquemment dans l'atmosphère.

Ces combustions de l'hydrogène dans l'air, contribuent sans doute à la production d'une partie de l'eau répandue en vapeur dans les nuages ou condensées sous différentes formes dans l'atmosphère.

Les effets électro-chimiques doivent probablement conduire à d'intéressantes découvertes en météorologie; car l'électricité joue certainement un grand rôle dans les réactions atmosphériques: mais nous ne pouvons nous étendre d'avantage sur ce sujet qui, par beaucoup de points, entre dans le domaine de la physique, et dont beaucoup d'autres ne sont pas suffisamment éclaircis.

Avant de quitter le sujet qui nous occupe, nous devons parler d'une découverte intéressante, et dont les applications sont d'une grande utilité: la lampe des mineurs, imaginée par M. Davy.

Il arrive fréquemment, dans les mines de houille, que le gaz hydrogène, uni à une proportion plus ou moins grande de carbone (comme celui de l'éclairage: gaz hydrogène carboné), s'écoule par les fissures entre les lits de charbon, et se répand dans les galeries où les hommes travaillent. Le mélange de ce gaz dans l'air étant inflammable, lorsqu'il y est en certaine proportion, la lumière des lampes ou des chandelles peut y mettre le feu; c'est là ce qui se présente trop

souvent; les explosions terribles qui en résultent blessent et quelquefois même font périr des hommes et des chevaux employés dans ces exploitations.

La production du gaz hydrogène carboné ne doit nullement surprendre, dans les lieux où la houille abonde; puisque l'on ne peut douter que des combustions partielles et étouffées n'aient lieu dans divers points de la mine, à une grande profondeur. Il s'opère donc dans ces endroits, une *distillation* du charbon de terre tout-à-fait analogue à celle que l'on effectue artificiellement dans les fabriques de gaz-lihgt: le gaz qui en résulte est de même nature, et il s'écoule irrégulièrement par toutes les issues que la pression lui fait trouver. Il se peut même que des quantités plus ou moins considérables de gaz, très anciennement accumulées dans des espaces clos où ils sont plus ou moins comprimés, fournissent une partie du gaz qui s'échappe de temps à autre par les fissures des puits et des galeries.

La lampe de Davy permet d'éviter l'inflammation du gaz hydrogène, à l'aide d'une disposition ingénieuse qui ne laisse pas plus de doute sur les savantes spéculations d'où elle fut déduite, que sur les vues philanthropiques de son auteur. Voici qu'elle est la théorie sur laquelle est basée la construction de cette lampe.

Il fut observé, il y a cinq ou six ans, par MM. Tennant et H. Davy lui-même, que la combustion du gaz hydrogène, ni celle de tout autre gaz inflammable ne pouvaient se propager au travers de petits tubes, en sorte que si un jet d'un

mélange gazeux inflammable, envoyé par un gazomètre, une vessie, etc., passé par un tube étroit, à l'extrémité duquel on allume le gaz, celui-ci entretient une combustion constante, tant que le gaz peut sortir du tube; mais dès qu'il y a absorption, la flamme s'arrête à l'entrée du tube et ne peut pénétrer dans l'intérieur, elle s'éteint à l'issue d'où le gaz cesse de sortir.

Ce fait seul a donné lieu à la construction de la lampe de Davy, que l'on nomme aussi lampe de sûreté: la cause de ce phénomène est attribuée au refroidissement que la flamme éprouve en touchant les parois métalliques du tube: en effet, nous avons vu que la flamme ne peut exister qu'à une certaine température, et si cette température n'a pas lieu, près d'un corps bon conducteur, il est évident que la flamme elle-même ne peut subsister. Maintenant rien n'est plus facile que d'appliquer ces principes à la construction de la lampe de sûreté, supposons une lampe enveloppée dans un étui en verre ou en corne, et ne pouvant admettre, à la partie inférieure, l'air nécessaire à la combustion, ni laisser dégager les produits gazeux, à sa partie supérieure, que par de petits tubes métalliques: il est clair que, s'il s'y introduit des gaz inflammables, ceux-ci pourront faire explosion en s'allumant dans l'intérieur de la lanterne, et le dégagement, offert par les petits tubes, empêchera qu'elle soit crevée; mais la flamme ne pourra se communiquer au gaz extérieur, puisqu'elle s'éteindra à l'entrée de chaque tube.

C'est ainsi que la première idée fut conçue, mais elle offrait quelques difficultés dans l'exécution: le verre et la corne pouvaient, ou se casser, ou laisser quelque intervalle dans leurs jonctions; les petits tuyaux pouvaient s'engorger, etc. Sir H. Davy ne tarda pas à trouver moyen d'éviter ces inconvénients; et après une suite d'essais multipliés, il porta sa lampe de sûreté au degré de perfection qu'on lui connaît aujourd'hui.

Cette lampe est entourée d'une enveloppe cylindrique de toile métallique d'une texture fine et serrée. Cette toile remplace à la fois et les petits tubes et le verre ou la corne, car chaque petite ouverture, comprise entre les fils de cette sorte de canevas, laisse passer la lumière en quantité suffisante, et remplit les fonctions d'un petit tube pour refroidir la flamme qui vient à toucher ses parois.

L'expérience, depuis plusieurs années, a prouvé l'efficacité de ce moyen ingénieux; on l'a employé déjà dans un grand nombre de mines en France, en Angleterre et dans divers autres pays. Nous ne devons pas, cependant, passer sous silence les obstacles qu'il a fallu vaincre pour faire adopter cette lampe précieuse. Croirait-on que les plus grands empêchements apportés à son usage, vinrent de la part des ouvriers eux-mêmes, dont elle était destinée à protéger l'existence? Ce fut pourtant ce qui arriva: ces hommes habitués à se trouver sans cesse en présence du danger, y étaient tellement indifférents, qu'ils le préféraient à la gêne légère d'une lampe qu'ils n'étaient

pas accoutumés à manier; et, lorsqu'ils étaient obligés de s'en servir, ils voulaient à toute force enlever la gaze métallique qui les garantissait du danger.

Quelques ennemis de cette innovation affirmèrent aussi que, depuis l'emploi de la lampe de sûreté, les accidents étaient plus fréquents, ou du moins que la mortalité, dans les mines, était plus grande. Cette assertion mensongère avait une apparence de vérité: les rapports présentés sur le nombre des ouvriers morts dans les mines, offraient en effet une proportion plus grande qu'avant l'emploi de la lampe; mais ce que l'on ne disait pas, c'est qu'avant son usage, on cachait une grande partie des funestes résultats d'accidents trop nombreux, afin de ne pas trop décourager les mineurs; tandis que, depuis que les dangers étaient devenus moindres, les relevés se faisaient avec la plus grande exactitude.

Enfin la lampe de sûreté, mise généralement en usage aujourd'hui, ne laisse plus aucun doute sur les immenses avantages qu'elle procure, et son auteur jouit sans contestation du bonheur de penser qu'une invention aussi heureuse arrache chaque jour une foule d'ouvriers à une fin déplorable. La figure 1^{re} de la planche 9, montre une de ces lampes qu'il sera facile de concevoir à l'inspection seule du dessin.

On avait craint que l'explosion du gaz, dans cette lampe, pût porter au rouge la température des fils métalliques; c'est, en effet, ce qui a lieu pour la partie supérieure de la toile; mais

très heureusement, cette température est encore inférieure à celle de la flamme, elle ne peut allumer le gaz extérieur; et comme la matière de cette toile est très conductrice de la chaleur la température ne peut s'élever davantage, parceque le calorique est dispersé rapidement sur toute la surface de la toile, de la lampe et des corps environnans.

Cette [importante découverte montre que les observations les plus simples, faites dans les laboratoires, peuvent amener à des résultats pratiques de la plus grande utilité dans leurs applications.

Nous devons à M. Doberiner une découverte toute récente relative aussi à l'hydrogène: il a observé qu'un morceau spongieux de platine obtenu de la réduction de l'*hydro-chlorate ammoniacal de platine* (voyez ce mot à la table), peut déterminer la combinaison de l'hydrogène avec l'oxygène de l'air atmosphérique, à la température ordinaire. La cause de ce phénomène n'est pas encore connue. Voici comment se fait l'expérience: on dirige, à travers l'air, un courant de gaz hydrogène sur un morceau de platine en éponge; à l'instant, l'endroit du métal frappé par le courant s'échauffe jusqu'à la température de l'ignition, et le gaz prend feu. Déjà l'on a appliqué cette singulière propriété à des briquets qui donnent du feu spontanément, et que l'on trouve chez plusieurs opticiens et fabricants d'instruments de physique: ils se composent d'un ballon en verre dans lequel la réaction de l'acide sulfurique

étendu, sur du zinc, produit du gaz hydrogène; celui-ci est comprimé par le liquide d'un réservoir supérieur, et sort avec rapidité lorsque l'on ouvre un robinet; une éponge de platine est placée devant ce robinet; et elle enflamme le courant gazeux qui la frappe. On a observé que l'éponge de platine ne conserve pas long-temps sa propriété dans un courant d'air humide, et on l'a garantie de cette cause de déperdition: au reste, il est facile de lui rendre son action première en la faisant rougir au feu, et en la plongeant dans l'acide nitrique, etc.

Plusieurs autres métaux jouissent de cette propriété dans un degré plus ou moins marqué: tels sont surtout le palladium, le rhodium et l'iridium.

L'hydrogène en brûlant dans le gaz oxigène, produit une température fort élevée; elle est telle, que presque tous les corps soumis au foyer du chalumeau de ces deux gaz sont détruits, fondus ou volatilisés; le chalumeau à air, représenté par la figure 2 de la planche 9, peut servir à cet usage; il faut seulement, au lieu d'air, mettre dans la vessie un mélange de deux volumes d'hydrogène avec un d'oxigène; on comprime de même ce mélange au moyen de la pompe aspirante et foulante B; on enflamme le jet du gaz qui s'échappe lorsqu'on ouvre le robinet D, et l'on expose à ce jet le corps que l'on veut chauffer sur un charbon creusé. Pour éviter que la caisse de ce chalumeau ne puisse faire explosion, on fait sortir le gaz par un tube très effilé, et le

tuyau, qui le conduit au robinet, est muni de 150 toiles métalliques; il plonge même, par sa partie inférieure, dans une couche d'huile, en sorte que les gaz, obligés de traverser ce liquide, les toiles, puis le tube effilé, ne peuvent faire courir le risque d'une détonation (voyez ci-dessus la théorie de la lampe de Davy).

L'hydrogène ne s'unit pas seulement avec le gaz oxigène, il se combine également au carbone, au soufre, au sélénium, au chlore, à l'iode, à l'azote et aux trois métaux connus sous les noms de potassium, tellure et arsenic. Nous étudierons ces combinaisons en parlant des composés combustibles. Dans la leçon suivante nous nous occuperons du soufre et du phosphore.

Leçon huitième.

SUR LE SOUFRE ET LE PHOSPHORE.

Histoire naturelle du soufre. — Sublimation. — Alambic.
 — Combustion du soufre dans l'air atmosphérique. — De l'acidification en général. — Nomenclature des acides. — Combustion du soufre dans le gaz oxygène. — Des acides du soufre: hyposulfureux, sulfureux, hyposulfurique, sulfurique. — Gaz acide hydrosulfurique. — Eaux hydrosulfurées. — Phosphore. — Histoire de sa découverte. — Sa combustion dans le gaz oxygène. — Acides du phosphore: hypophosphoreux, phosphoreux, hypophosphorique, phosphorique. — Eudiomètre. — Combinaison du phosphore avec le soufre. — Gaz hydrogène phosphoré. — Combustion du phosphore de chaux sous l'eau. — Nomenclature des composés binaires.

Le soufre diffère, en un point essentiel, du corps simple que nous venons d'étudier: il n'est pas, comme l'hydrogène, sous la forme d'un gaz invisible, à la température ordinaire de l'air atmosphérique; il se présente à nos yeux sous une forme solide; nous pouvons le toucher; il n'est personne qui ne connaisse quelques unes de ses pro-

Pl. 8.

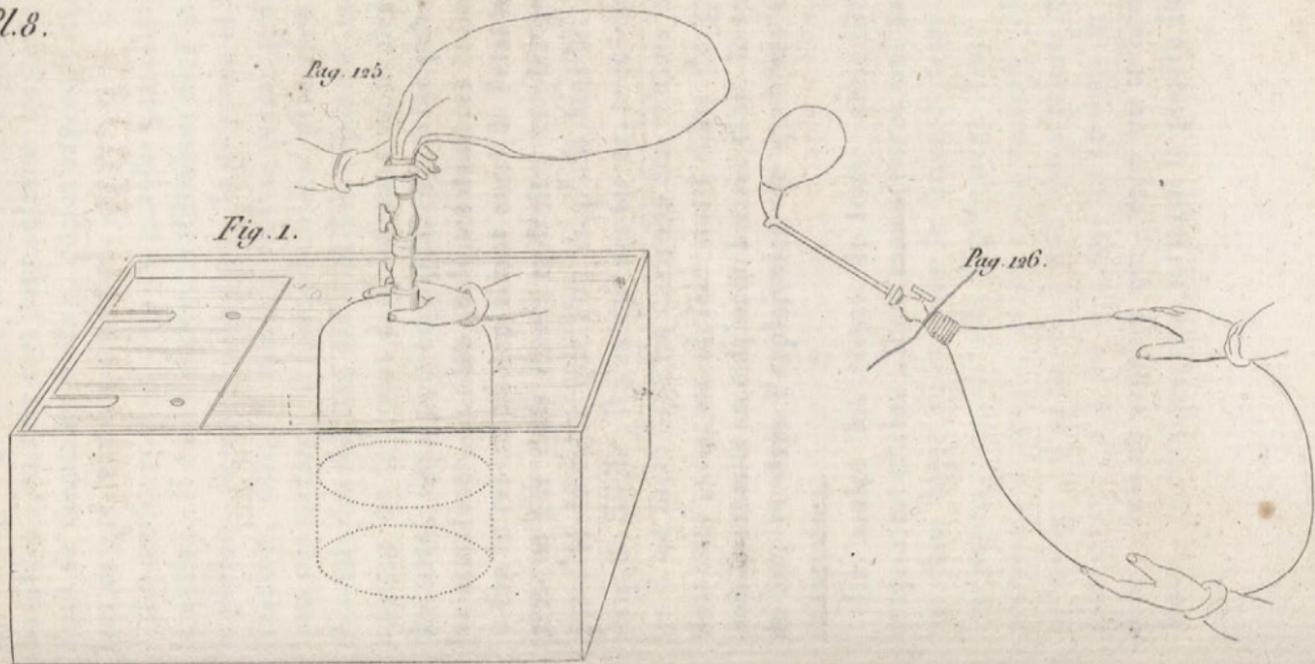


Fig. 1. Appareil pour faire passer le Gaz d'une cloche dans une vessie. Fig. 2. Chalumeau ajusté à une vessie pour souffler des bulles de savon avec du Gaz Hydrogène.

priétés. On sait qu'il est utile, dans l'économie domestique, pour rendre les allumettes plus combustibles ; on s'en sert pour enlever les taches de fruit de dessus les étoffes, en les exposant mouillées au gaz de sa combustion, etc.

Le soufre se rencontre en grande quantité dans la nature : il est à l'état de combinaison avec le fer, le plomb, le cuivre, le zinc, le mercure et l'antimoine, dans les mines d'où l'on extrait presque tous ces métaux ; il forme l'un des principes constituants des sulfates qui sont très répandus dans la nature ; on le trouve dans les eaux minérales sulfureuses, dans plusieurs plantes, principalement les crucifères, et dans quelques matières animales.

On le rencontre cependant aussi à l'état natif, presque pur dans divers endroits ; la plus grande quantité de celui que l'on emploie dans les arts, vient de Sicile ; il s'extrait des terres, avec lesquelles il est mêlé dans les environs des volcans et des solfatares, on en obtient aussi dans de grands établissemens en calcinant à vases clos, le sulfure de fer, et dans l'exploitation de quelques mines sulfureuses.

Le soufre fut connu de toute antiquité, sa couleur est citrine ; il est sans odeur et sans saveur ; un choc léger suffit pour le briser : tenu entre les mains, ou chauffé légèrement d'une autre manière, il craque et se casse souvent ; chauffé davantage, il se fond ; à une température un peu plus élevée, s'il est à l'abri du contact de l'air, il se réduit en vapeurs qui, dans un milieu plus froid, se condensent et forment la poudre flocon-

neuse que nous connaissons sous le nom de fleurs de soufre.

On appelle sublimation l'opération qui consiste à faire volatiliser ainsi un corps pour l'obtenir sous une forme différente et plus pure à l'état solide; elle doit être faite dans un vase qui ne permette pas l'accès de l'air, afin de prévenir la combustion ou les altérations que l'oxygène pourrait causer à cette température.

La planche 10, figure 1^{re}, montre un exemple de la sublimation du soufre: on met quelques morceaux de soufre dans la cucurbite A de cet appareil simple, puis on place dessus le chapiteau B; on chauffe le *bain de sable* C par degrés: le soufre fond lentement, puis, en élevant encore la température un peu davantage, il se dégage des vapeurs épaisses qui se condensent dans le chapiteau, quelquefois sous forme de végétation qui lui ont fait donner le nom de fleurs de soufre.

Cet appareil que l'on nomme un alambic, est employé dans quelques opérations; on se sert cependant plus ordinairement de cornues dans les laboratoires: moins sujettes à se casser, elles sont commodes pour toutes les opérations qui exigent quelque changement de température, même léger. Les grands alambics ne sont pas faits en verre, dans les fabriques où l'on travaille sur une plus grande échelle; on y emploie généralement des alambics en cuivre, et quelquefois en fer, en fonte, en argent, en platine, etc.

Le col du chapiteau, que l'on remarque dans la figure, est peu utile dans les sublimations; mais

dans une distillation, il offre une issue aux vapeurs dégagées et au liquide condensé; on l'adapte ordinairement à une alonge ouverte et à un ballon, pour recueillir les produits de la distillation.

La sublimation, ainsi qu'on le voit, ne diffère de la distillation qu'en ce que, dans la première, on emploie une substance liquide pour obtenir un produit liquide, tandis que, dans la seconde, la substance que l'on fait sublimer est solide, et qu'après être volatilisée, elle est de nouveau obtenue sous forme solide.

La sublimation ne change aucune des propriétés du corps que l'on traite ainsi; mais en général, elle sert à les séparer des matières étrangères qui le rendaient impur; appliquée au soufre, elle sert en outre à diviser ce corps en parties ténues, que l'on mélange plus aisément avec d'autres pour l'y combiner.

On peut cependant, à volonté sublimer le soufre en fleurs divisées, en refroidissant sa vapeur subitement, ou le faire couler, à l'état liquide, dans des chambres chaudes en maçonnerie. C'est ainsi qu'on le purifie en grand; on le reçoit alors dans une chaudière en fonte; puis, au moyen d'une cuillère, on le verse dans des moules cylindriques en bois, où il se congèle sous forme de cylindres dits soufre en *canon*.

A une température suffisamment élevée, le soufre brûle dans l'air atmosphérique, et donne lieu à la formation d'un composé nouveau. A cet effet, que l'on mette des fleurs de soufre dans une petite capsule, posée au milieu d'une large capsule

plate, ou d'une assiette dont le fond sera couvert d'un peu d'eau, puis que l'on allume le soufre en le touchant avec le bout d'une tige de fer chauffée au rouge; on verra une flamme bleuâtre se développer sur le soufre: si l'on recouvre le tout avec une cloche en verre qui touche le fond de la capsule, une partie de l'air dilaté sortira d'abord de la cloche, et celle-ci sera bientôt remplie d'une vapeur blanchâtre, produit de la combustion du soufre ou de sa combinaison vive avec l'oxigène de l'air; lorsqu'il ne restera plus assez d'oxigène, dans la cloche pour continuer cette combustion, la flamme cessera.

Le gaz résultant de la combinaison du soufre avec l'oxigène de l'air se nomme *acide sulfureux*, il est soluble dans l'eau, et représente un peu moins que le volume d'oxigène absorbé; ce gaz en se dissolvant diminuera considérablement le volume; ce qui sera indiqué par l'élévation du liquide dans la cloche.

Avant d'aller plus loin nous dirons un mot des composés auxquels on donne le nom d'acides. Ces notions nous seront utiles, quoique cela intervertisse un peu l'ordre que nous nous étions proposé de suivre en allant du simple au composé.

Les acides ont été regardés depuis long-temps comme une classe particulière des corps composés, reconnaissables à des caractères particuliers: ils font virer au rouge la plupart des couleurs bleues végétales, telles que les teintures de dahlias, de choux-rouges, des baies de Sainte-Lucie, des pellicules de raves, de mauves, etc: ils

sont plus ou moins solubles dans l'eau ; leur saveur est aigre s'ils sont peu concentrés ; dans le cas contraire elle est caustique, mais redevient aigre si on les étend d'eau ; en cet état ils se rendent au pôle positif lorsqu'on les place dans le courant de la pile voltaïque, et ne se décomposent pas ; enfin leur propriété la plus tranchante est de se combiner aux *alcalis*, combinaison qui neutralise réciproquement ces deux classes de corps, et leur enlève souvent toute leur énergie sur d'autres substances.

Le plus grand nombre des acides sont formés par la combinaison de l'oxygène, en certaines proportions, avec divers corps simples ; on croyait même naguère que l'oxygène était le seul principe acidifiant, ainsi que nous l'avons dit ; nous verrons plus loin que le chlore, l'iode, l'hydrogène peuvent former aussi des acides.

Berthollet est le premier qui ait pensé que la combinaison du soufre avec l'hydrogène (hydrogène sulfuré), ce gaz si délétère, et d'une odeur si insupportable, fût un acide ; on le lui contesta longuement ; Sir H. Davy lui-même voulait admettre une certaine proportion d'oxygène dans l'*acide hydrosulfurique* ; on a su depuis encore que beaucoup de combinaisons de l'oxygène avec les métaux, combinaisons que l'on regardait comme de simples oxides, sont réellement des acides jouissant des propriétés ci-dessus indiquées.

Enfin on sait aujourd'hui que plusieurs acides sont susceptibles de différents degrés d'*acidifi-*

cation, de même que les oxides de plusieurs degrés d'oxidation, ce qui produit autant d'acides et d'oxides distincts. Ainsi, par exemple, le soufre, en quantité égale avec ces proportions d'oxigène qui sont entre elles, comme 1, 2, $2\frac{1}{2}$, 3 forme les quatre acides nommés *hyposulfureux*, *sulfureux*, *hyposulfurique* et *sulfurique*.

L'acide sulfureux se forme, ainsi que nous venons de le dire, toutes les fois que l'on fait brûler du soufre dans l'air; il est gazeux, reconnaissable à son odeur vive et piquante (d'allumettes); invisible, il peut se condenser dans l'eau à la température ordinaire, se résout en un liquide blanc diaphane, à la même température, au moyen d'une très grande pression: le même phénomène a lieu, sous la pression ordinaire, au moyen d'un grand degré de froid.

Cet acide sert dans l'économie domestique, à enlever les taches de fruit; c'est lui qui agit lorsque l'on expose un tissu humide, taché, à la *vapeur du soufre*; il est utile pour blanchir la soie, la laine, les chapeaux de bois, dits de sparterie, ou en paille blanche; pour empêcher les vins de fermenter trop activement; c'est l'effet que l'on produit en brûlant dans un tonneau une mèche soufrée. On emploie l'acide sulfureux pour guérir les maladies de la peau (bains de vapeurs sulfureux).

L'acide sulfurique se prépare avec l'acide sulfureux auquel on combine une plus forte proportion d'oxigène, par le concours d'un autre acide (nitreux) et de l'eau; l'expérience est facile

à faire; que l'on enferme, dans un ballon à robinets, du gaz sulfureux et du gaz nitreux, puis quelques gouttes d'eau; ces gaz réagissant l'un sur l'autre, l'acide sulfureux, en enlevant de l'oxygène à l'acide nitreux, se convertira en acide sulfurique.

La fabrication en grand de cet acide est fondée sur ce principe; elle a lieu dans de grandes chambres doublées intérieurement en plomb; le soufre est brûlé sur une plaque en fonte, sa flamme chauffe un mélange d'acide nitrique et d'amidon qui dégage de l'acide nitreux (1); et les deux gaz, nitreux et sulfureux, entrent ensemble dans la chambre où ils réagissent l'un sur l'autre, comme nous venons de le voir. Mais, lorsque le gaz nitreux a perdu une partie de son oxygène, il la reprend à l'air atmosphérique qui est enfermé dans le même espace, et l'on favorise ces réactions par la vapeur d'eau: les réactions alternatives continuent jusqu'à ce que la plus grande partie de l'oxygène de l'air soit épuisée. Alors on laisse la condensation de l'acide sulfurique s'opérer entièrement; puis on renouvelle l'air intérieur de la chambre, et l'on recommence une autre opération.

Quoique le soufre ait été jusqu'aujourd'hui considéré comme un corps simple, Sir H. Davy suppose qu'il contient une petite proportion d'hydrogène et même d'oxygène; en soumettant le

(1) On quelquefois d'acide sulfurique et de salpêtre, Voyez *acide nitrique*.

soufre à l'action de la pile, il observa que le fil conducteur négatif donnait de l'hydrogène; et d'ailleurs il trouva une petite quantité d'eau formée pendant la combustion du soufre. Il supposa donc que ce corps n'avait pas encore été obtenu à l'état de pureté.

Nous avons dit que le soufre est susceptible de s'unir avec l'hydrogène, et de donner ainsi une combinaison gazeuse; il forme beaucoup de combinaisons avec d'autres corps que nous n'avons pas encore étudiés.

La combinaison intime du soufre avec l'hydrogène qui constitue l'acide hydro-sulfurique, se rencontre dans diverses eaux minérales, soit libre, soit combiné à quelques bases; toutes les eaux qui en contiennent ont une odeur d'œufs pourris; c'est en effet le gaz acide hydro-sulfurique (*hydrogène sulfuré*) qui, dans les œufs et dans plusieurs matières animales en putréfaction, présente les caractères saillants de ces substances: cet acide développé dans les œufs attaque l'argent et le noircit, ainsi que chacun a pu l'observer.

Les eaux d'Enghien, en France, d'Harrowgate, en Angleterre, contiennent des *hydro-sulfates* et de l'hydrogène sulfuré: de très petites proportions de ces substances suffisent pour rendre les eaux minérales très actives; et, en effet, celles de Barèges et de Cauterets laissent à l'évaporation un résidu qui forme à peine $\frac{1}{34000}$ de leur poids.

L'énergie du gaz acide hydro-sulfurique sur l'économie animale est tellement forte, qu'un ou deux millièmes de ce gaz, mêlés dans l'air, suffi-

raient pour faire périr divers animaux qui le respireraient, et que, si l'on enferme, à l'aide d'une ligature un peu serrée, la patte d'un lapin dans une vessie remplie de ce gaz, cet animal meurt en quelques minutes.

Au reste, il en est de même de beaucoup de médicaments qui ne peuvent être pris qu'à de faibles doses, sans devenir des poisons mortels, et l'action utile des eaux sulfureuses ou *hydro-sulfurées* a été assez évidemment reconnue, pour que l'on ait cherché et que l'on soit parvenu à imiter celles qui nous sont offertes par des sources naturelles.

Nous terminerons cette leçon par l'histoire du phosphore et celle de ses propriétés.

PHOSPHORE.

Le phosphore, que l'on considère comme un corps simple, a été soupçonné contenir de l'hydrogène, de même que le soufre, du moins dans l'état sous lequel nous le connaissons. Sa découverte remonte à 1669, elle est due à Brandt, chimiste de Hambourg, qui le rencontra en cherchant la pierre philosophale. Ce chimiste s'était imaginé qu'en ajoutant de l'extrait d'urine aux métaux dont il voulait opérer la transmutation en or ou en argent, il arriverait plus sûrement au but qu'il s'était proposé: il fut tout étonné d'obtenir un corps lumineux de lui-même, brûlant avec une vivacité inconnue jusque-là: c'était le phosphore; il en envoya un échantillon à Kunkel, chimiste allemand qui s'empessa de le montrer à son ami

Kraft; celui-ci voulut, à toute force, connaître le secret de sa préparation: il l'obtint en le payant 200 dollars. Ce secret fut gardé pendant quelque temps; en 1737 on répéta l'expérience à Paris, et elle fut constatée par quatre commissaires de l'académie, MM. Geoffroy, Heller, Duhamel et Duffay; elle devint bientôt publique.

On préparait alors le phosphore en calcinant fortement le résidu de l'évaporation de l'urine, dans une cornue en grès dont le bec plongeait dans l'eau; aujourd'hui on l'extrait des os des animaux, qui sont composés, outre la matière animale, d'une combinaison d'acide phosphorique avec la chaux (phosphate de chaux), dont nous parlerons plus loin.

Le phosphore, tel qu'on le prépare dans les laboratoires de chimie, est en petits cylindres, moulé dans des tubes de verre, lorsqu'il est pur; il est si flexible qu'on peut le ployer en sens inverse, six ou huit fois, sans le rompre; il cède à la pression de l'ongle, et se découpe aisément avec un couteau; sa couleur varie du noir au blanc, et tantôt il est diaphane, tantôt opaque, ce qui tient à l'arrangement de ses molécules; chauffé à 70 degrés et refroidi subitement, il devient noir; refroidi lentement, il reste sans couleur; ordinairement il est jaunâtre, demi-transparent comme la corne (1): placé dans l'obscurité, il est toujours

(1) La propriété de changer d'aspect ainsi, suivant le mode de refroidissement, n'est pas constante dans les phosphores,

lumineux; son nom, tiré du grec, signifie en effet porte-lumière, et l'on a donné le nom de phosphores, ou phosphorescents, aux corps qui développent spontanément une lueur plus ou moins vive.

Le phosphore n'est jamais à l'état de liberté dans la nature: aussi est-il resté long-temps inconnu parmi les nombreuses combinaisons qui le renferment.

Les propriétés chimiques du phosphore sont assez curieuses: il ne paraît pas avoir d'action sur le gaz oxigène pur, à la température ordinaire, tandis que, si l'on mêle un autre gaz à celui-ci, ou que l'on mette le phosphore en contact avec l'air atmosphérique (qui contient de l'azote, 79 centièmes), il deviendra lumineux en absorbant l'oxigène de l'air, et brûlera lentement. Si, au lieu de mêler à l'oxigène, en contact avec le phosphore, un autre gaz, on diminue la pression, la combustion a lieu, et plus on diminue la pression (en faisant l'expérience sur la machine pneumatique, par exemple), et moins il faudra élever la température pour déterminer la combustion; cependant à 5 degrés centigrades, et au-dessous, elle n'aurait plus lieu.

La propriété du phosphore, de rester dans l'oxigène sans y brûler à une température peu élevée,

ce qui porte à croire que le phosphore n'est pas complètement pur, et qu'il contient des proportions différentes d'hydrogène.

permet de démontrer qu'il se dissout dans ce gaz. En effet, si, après avoir laissé plusieurs bâtons de phosphore dans le gaz oxigène pendant 24 heures, on les en retire, et que l'on introduise dans la cloche une petite quantité d'air ou d'un autre gaz, une lueur et une vapeur blanchâtre annoncent la combustion du phosphore dissous dans l'oxigène. On démontre que les autres gaz, l'azote, l'acide carbonique, etc., qui ne se combinent pas au phosphore, le tiennent aussi en solution; en effet, que l'on mette du phosphore sur une cloche dans ces gaz, qu'après 24 heures de séjour on en retire le phosphore et qu'on y introduise de l'oxigène, on remarquera les mêmes phénomènes que ci-dessus. Ces expériences sont, comme on le voit, très faciles à faire.

Quoique le phosphore ne brûle pas dans l'oxigène à la température ordinaire, ni même jusqu'à 26 degrés à la pression ordinaire, il est susceptible de s'enflammer et de brûler rapidement à une température plus élevée; on en fait l'expérience de cette manière: un petit morceau de phosphore est introduit sous une cloche longue ou tube fermé d'un bout, et rempli de mercure; on le fait fondre en approchant quelques charbons, ou la flamme d'une lampe, du sommet du tube; puis au moyen d'une petite éprouvette (tube semblable au premier, mais rempli de gaz oxigène), on fait arriver sous le mercure l'oxigène bulle à bulle dans le premier tube, dès que l'oxigène arrive à la partie supérieure où se trouve le phosphore fondu, la combustion vive produit un jet lumineux,

instantané, qui éblouit les yeux comme un éclair. On peut encore être témoin de la combustion vive du phosphore, en plongeant, dans un flacon rempli d'oxigène, une petite coupelle fixée à un fil de fer, et contenant environ un gramme de phosphore. Cette expérience est analogue à celle que nous avons décrite en parlant de la combustion d'un fil de fer dans le gaz oxigène (voyez pag. 102 et planche 6, figure 4). La combinaison rapide du phosphore, dans le gaz oxigène, produit de l'acide phosphorique qui se dépose en flocons blancs et légers; on s'y prend ordinairement de la manière suivante: on place, sur un bain de mercure, une soucoupe contenant une petite capsule dans laquelle on a mis un gramme de phosphore, on allume celui-ci et on recouvre le tout d'une grande cloche dont les parois sont bien sèches; la combustion a lieu, et l'acide phosphorique, formé par la combinaison de l'oxigène avec le phosphore, se dépose en flocons légers blancs sur les parois de la cloche et sur la soucoupe. Cet acide est extrêmement avide d'eau, il absorbe promptement celle qui est contenue dans l'air ambiant si l'on enlève la cloche; mais si l'on met cet acide, à l'état sec, en contact avec un peu d'eau, il produit, en s'y unissant, un bruit semblable à celui d'un fer rouge que l'on trempe dans l'eau; il développe aussi beaucoup de chaleur.

On conserve ordinairement le phosphore sous l'eau bouillie et refroidie, et l'on doit prendre beaucoup de précautions pour ne pas l'échauffer

trop avec la main lorsqu'on le sort de l'eau, car il pourrait s'enflammer et produire des brûlures dangereuses.

Lorsque le phosphore est abandonné dans l'air, à la température ordinaire, il brûle lentement, absorbe une proportion d'oxigène moindre que dans sa combustion rapide, et donne lieu à la formation de l'acide phosphoreux; il se dégage, pendant cette combustion, une faible lueur qui cependant est très sensible dans l'obscurité; l'eau qui est contenue dans l'air, dissout l'acide formé, et produit l'acide phosphoreux liquide.

On s'est amusé souvent à tracer, la nuit, des caractères sur des murs, en les frottant avec un bâton de phosphore entouré de linge; les traits paraissaient en feu et n'étaient plus visibles à la lumière. Dans ce cas c'est encore une combustion lente qui a lieu à une basse température.

On a mis à profit cette propriété du phosphore, de se combiner lentement avec l'oxigène de l'air, pour déterminer la proportion de ce gaz. On brûle le phosphore dans un tube appelé *eudiomètre*, et la quantité de gaz absorbé indique la proportion d'oxigène, puisque le gaz azote reste seul; ce moyen eudiométrique est moins exact que celui qui est basé sur la combustion de l'hydrogène.

Le phosphore se combine avec un grand nombre de corps, et plusieurs de ces combinaisons ont des propriétés remarquables: avec le soufre il s'unit en plusieurs proportions; mais cette combinaison présente des dangers: lorsqu'on l'opère

sans prendre plusieurs précautions indispensables, elle peut donner lieu à de violentes explosions; le meilleur procédé consiste à faire fondre à une douce chaleur deux ou trois grammes de phosphore au fond d'un long tube d'un diamètre de deux centimètres au plus; on ajoute ensuite le soufre par petits fragments, en ayant soin d'attendre que la combinaison d'un fragment soit opérée avant d'en ajouter un autre: un petit bruit annonce chaque combinaison.

Le phosphore du soufre s'enflamme aisément au contact de l'air, pour peu que sa température soit élevée; aussi a-t-on fait des *briquets phosphoriques* avec cette combinaison. Il suffit souvent de prendre, à l'extrémité d'une allumette, une petite parcelle de cette composition, pour qu'elle s'enflamme au contact de l'air. Lorsque le temps est froid, il est nécessaire d'élever légèrement la température de cette composition pour qu'elle prenne feu et le communique à l'allumette; on y parvient aisément en frottant le bout de l'allumette sur un bouchon de liège. On prépare aussi les *briquets phosphoriques* avec du phosphore seul dont la surface est un peu oxidée. Pour allumer la parcelle de phosphore, que l'on enlève en enfonçant l'allumette dans le tube qui le contient, il est nécessaire de frotter sur le liège; dans ce cas encore, c'est probablement du phosphore de soufre qui se forme par l'union du soufre de l'allumette avec le phosphore du briquet. Il est donc facile d'expliquer l'inflammation du phosphore à une température peu élevée.

Le phosphore se combine avec l'hydrogène en deux proportions; et, comme dans la nomenclature nouvelle imaginée par Guyton de Morveau, on donne aux composés des noms qui rappellent les composants; on ajoute encore les mots *proto*, *deuto*, etc., pour désigner les combinaisons en proportions différentes: on peut donc unir l'hydrogène avec le phosphore, de manière à former un gaz *proto-phosphoré* ou *deuto-phosphoré*. L'hydrogène *deuto-phosphoré* est gazeux, sans couleur, d'une odeur d'ail très forte; il jouit de la propriété remarquable de s'enflammer, dès qu'il est en contact avec l'oxygène ou avec l'air atmosphérique.

C'est par la production du gaz hydrogène phosphoré que l'on peut expliquer les flammes spontanées que l'on voit s'élever de différents lieux humides, dans lesquels des matières animales sont en putréfaction. Ces flammes, auxquelles on a donné le nom de feux follets, sont observées dans les cimetières surtout. Le phosphore et l'hydrogène faisant partie de la matière cérébrale, il n'est pas étonnant que ces corps simples se combinent au moment où ils sont dégagés, par la putréfaction, des autres éléments qui les retenaient. On sait à combien de bruits et de fables ridicules ces feux follets ont donné lieu dans les campagnes.

La préparation du gaz hydrogène perphosphoré est fondée sur la propriété que présente le phosphore de chaux, de décomposer l'eau en se décomposant lui-même dans ce liquide. On emploie pour cela plusieurs procédés: celui que M. Thompson

a indiqué dernièrement paraît préférable aux autres. Nous allons le décrire.

On prend une petite cornue tubulée, qui peut contenir environ 12 pouces cubes; on la remplit jusqu'à la tubulure avec un mélange d'une partie d'acide hydro-chlorique ordinaire, et de trois parties d'eau bouillie; on projette dans ce liquide, le plus promptement possible, une demi-once environ de phosphore de chaux; on achève d'emplir la cornue avec de l'eau privée d'air par l'ébullition; on y adapte un tube plein de la même eau, dont le bout recourbé va s'engager sous un flacon également rempli d'eau; on chauffe modérément, et le gaz hydrogène perphosphoré se dégage avec rapidité du mélange.

Lorsque l'on a rempli une ou plusieurs bouteilles de gaz hydrogène perphosphoré, on peut s'en servir à faire une expérience qui est toujours très curieuse pour ceux qui la voient pour la première fois. On saisit le flacon renversé sur son goulot, et, le penchant doucement sans le faire sortir de l'eau, on laisse échapper le gaz qu'il renferme par bulles qui se succèdent lentement et une à une. Chaque bulle qui vient crever à la surface de l'eau s'enflamme en produisant une vive lumière, et le produit de cette combustion (eau et acide phosphorique en vapeur), forme une sorte d'auréole blanchâtre, qui s'élève majestueusement dans l'atmosphère, en s'agrandissant en anneaux d'une forme régulière, si l'air est tranquille.

Nous en resterons là dans cette leçon qui s'est

déjà beaucoup prolongée. Dans la leçon suivante ; nous nous occuperons du carbone, l'un des corps les plus répandus dans la nature et l'un des plus utiles.

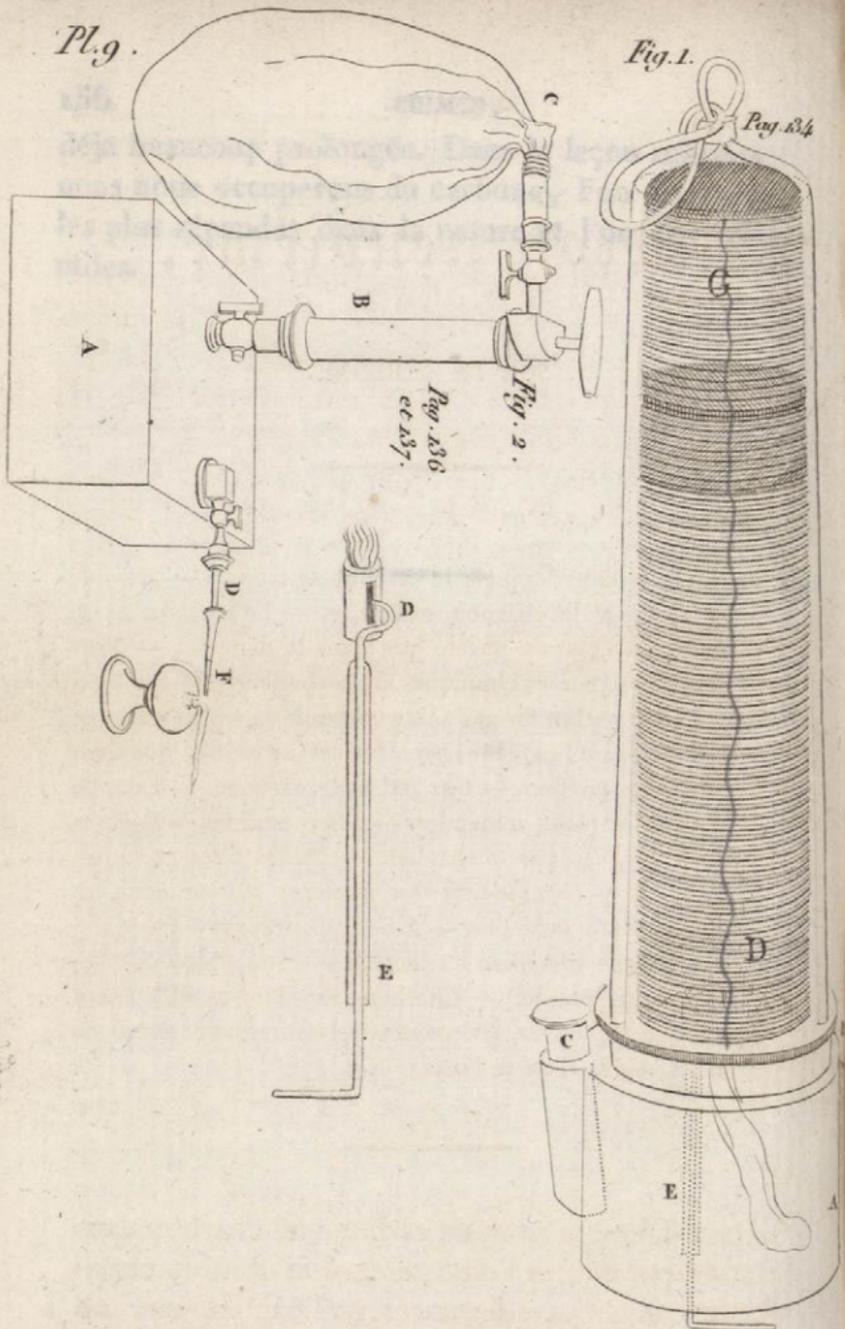


Fig. 1 A Réservoir de l'huile . B Cerce ou écrou qui tient la cage de gaz métallique fixée sur le réservoir. C Ouverture par laquelle on verse l'huile . E Tige pour arranger la mèche . G F Cylindre en gaze métallique . G Double gaze au sommet . Fig. 2 A Réservoir de l'air ou des gaz comprimés . B Pompe aspirante et foulante . C Vessie pour l'oxygène ou le mélange gazeux . D F Ajustage mobile pour le jet .

Leçon neuvième.

SUR LE CARBONE.

États naturels dans lesquels le carbone se trouve. — Procédé pour préparer le charbon ordinaire. — Le carbone ne se rencontre à l'état de pureté que dans le diamant. — Propriétés physiques et chimiques du carbone. — Sa combustion. — Formation du gaz acide carbonique. — Le carbone ne se combine à l'oxygène, pour former un acide, que dans une seule proportion. — Gaz oxide de carbone. — Eaux de Seltz et autres eaux minérales. — Effervescence. — Décomposition de l'eau par le charbon. — Huiles fixes et huiles essentielles. — Combustion des matières grasses dans les lampes et les chandelles. — Acides végétaux. — Propriété du charbon de revivifier les métaux. — Son action décolorante et anti-putride. — Charbons de diverses substances *animales et végétales*, divisés en charbons ternes et charbons brillants. — Charbon des os.

On a donné le nom de carbone au charbon dans l'état de pureté, et l'on a réservé le nom de charbon aux diverses substances qui contiennent une proportion de carbone, mêlé avec des quantités plus ou moins considérables de matières étrangères.

Le charbon de bois, ou charbon ordinaire, contient toujours de l'hydrogène, des sels, et les différents gaz qu'il absorbe dans l'air atmosphérique.

Le carbone est l'une des parties constituantes des matières animales et végétales; c'est de ces dernières qu'on l'extrait pour les besoins des arts et de l'économie domestique. Il suffit, pour l'obtenir du bois, de faire volatiliser presque tout l'oxygène et l'hydrogène qu'il contient. On opère de la manière suivante:

Les petites bûches de bois sont placées à plat sur un terrain battu au milieu des forêts. On en forme d'abord une espèce de plateau circulaire en serrant les bûches près les unes des autres; on plante un pieu au centre du cercle, puis on range d'autres bûchettes debout autour du pieu et un peu inclinées sur ce pieu. On recouvre tout le plateau de bûchettes debout, et sur celles-ci on en place un second rang dans la même position et aussi appuyées au centre sur le pieu. Enfin on forme un troisième lit en couchant des bûches en plus grande épaisseur au centre que sur les bords; et l'on a formé, de cette manière, un monceau de bois qui a la forme d'un cône tronqué, terminé par un cône *aplati*. On recouvre le tout avec des feuilles et du gazon; puis on jette à la pelle une couche égale de terre sur toute la surface, en laissant le bas, seulement, des bûches à découvert, à quelques pouces au-dessus du sol.

On enlève alors le pieu implanté au centre; et, par le trou qu'il laisse, on introduit des charbons

allumés. Ceux-ci tombent sur des brindilles de bois sec, que l'on a disposées à cet effet, et les allument. Lorsque la combustion a suffisamment échauffé toutes les parties voisines, on ajoute de la terre sur la partie inférieure du tas que l'on avait laissée à nu; puis, lorsqu'elle est plus avancée encore, on couvre le trou du picu, qui servait de cheminée à la fumée, avec une plaque de gazon.

De temps à autre, les charbonniers qui veillent à la carbonisation font, avec une perche, des trous dans les endroits qui ne sont pas suffisamment échauffés, afin d'y attirer la fumée des autres parties; il rebouchent les crevasses qui se forment en quelque endroit de l'enveloppe terrestre. Enfin, à force de soins et de surveillance, ils parviennent à carboniser toute la masse assez également, sans laisser brûler une trop grande quantité de bois: lorsqu'ils savent que la carbonisation est à son point, et que le tas est tout en feu, ils l'étouffent entièrement en le chargeant de terre mouillée, puis le laissent refroidir; ils n'ont plus ensuite qu'à enlever la terre, étaler le charbon et le mettre en sacs pour l'expédier (1).

On prépare en grand du charbon par un procédé plus facile à suivre et moins grossier; il consiste à chauffer le bois dans des vases en tôle,

(1) L'hydrogène, l'oxygène et le carbone qui entrent dans la composition du bois se désunissent à la température élevée à laquelle ils sont exposés. Ces éléments se réunissent ensuite pour former de l'eau (hydrogène et oxygène), de l'acide carboni-

ou en fonte de fer. Ces vases ne donnent au gaz qu'une seule issue par un tuyau qui sort du fourneau et s'adapte à d'autres tuyaux situés en dehors; dans ceux-ci le gaz est refroidi à l'aide d'un courant d'eau extérieur, et une partie des produits gazeux est condensée; les gaz incoërcibles, amenés au foyer, brûlent en partie, et servent à échauffer la masse que l'on carbonise. Parmi les produits gazeux, celui qui se dégage en plus grande proportion est l'hydrogène carboné, et ce gaz en brûlant développe une grande chaleur; les produits condensés sont l'acide *pyroligneux*, mélange d'acide et de goudron, d'où l'on extrait l'acide acétique; comme nous le verrons en parlant de cet acide, et le goudron que l'on brûle sous les fourneaux, ou que l'on emploie, après lui avoir enlevé l'acide qu'il retient, pour goudronner le bois. Ce qui reste dans le vase distillatoire, espèce de retorte en tôle ou fonte, c'est le charbon tel que nous le connaissons, et semblable à celui des forêts, si ce n'est qu'il est plus léger.

Le premier procédé est exécutable partout, et à peu de frais; le second exige des constructions que l'on ne peut pas déplacer; il donne plus de produits, mais exige que l'on amène les bois d'une assez grande distance pour l'alimenter; il y a

que (oxygène et carbone), de l'huile (hydrogène et carbone), de l'acide pyroligneux (carbone, oxygène et hydrogène), et plusieurs combinaisons, dont quelques unes se détruisent et en forment d'autres par leur combustion.

une sorte de compensation qui permet de mettre en pratique les deux procédés dans les mêmes pays.

Dans les laboratoires de chimie on prépare du charbon moins impur en calcinant, dans un creuset, de petits cylindres de bois enveloppés et recouverts de poussière de charbon; le couvercle du creuset est luté avec un peu d'argile, en sorte que les gaz se dégagent par les fissures, et qu'il ne peut s'y introduire beaucoup d'air.

Quelle que soit au reste, la méthode de carbonisation, le charbon est toujours impur : ainsi que nous l'avons dit, il retient de l'hydrogène et quelques sels; c'est lui cependant qui nous a révélé toutes les propriétés du carbone.

Lavoisier est, de tous les chimistes, celui qui a le plus contribué à nous faire connaître les propriétés chimiques de ce corps simple : ce fut lui qui montra le premier que le charbon ordinaire retient de l'hydrogène; il démontra que le charbon, en brûlant, produit de l'acide carbonique; enfin conduit à d'autres recherches sur le carbone, par les expériences de Newton et des académiciens de Florence, il aperçut le premier le carbone dans le diamant.

On savait avant Lavoisier, que le diamant est combustible, qu'il ne perd rien de son poids lorsqu'il est chauffé sans air en vases clos, et qu'il se dissipe en gaz lorsqu'il est placé au foyer d'un miroir puissant qui pût concentrer sur lui les rayons du soleil; mais on ignorait quelle était la nature du corps combustible qui constitue le

diamant. Lavoisier parvint à cette connaissance en brûlant des diamants à l'aide de fortes lentilles; ayant reconnu qu'il se formait de l'acide carbonique, il en conclut que le diamant contient du carbone, et qu'il a la plus grande analogie avec ce corps combustible.

Il restait encore à démontrer que le diamant ne contient pas d'autres substances que du carbone; fait qui résulte des recherches de MM. Guyton, Allen, Pépiss et Davy, etc. On sut enfin que la grande différence, observée par tout le monde, entre les caractères physiques du diamant et du charbon, ne dépend que de l'arrangement des molécules dans ces deux substances; en effet, que l'on combine 27,38 parties de diamant ou de charbon pur, avec 72,62 d'oxygène, on obtiendra, dans tous les cas, 100 parties d'acide carbonique, acide qui est constamment formé des mêmes éléments, oxygène et carbone dans les mêmes proportions.

La connaissance de la nature intime du diamant avait fait croire à la possibilité de préparer artificiellement cette substance précieuse, mais jusqu'à aujourd'hui tous les essais, faits en ce sens, ont été infructueux, et il ne nous a pas été possible de mettre le carbone dans la circonstance propre à rapprocher les molécules, et à les unir à l'état de pureté d'une manière assez intime pour obtenir un corps dur, compacte, diaphane, brillant comme cette pierre précieuse que la terre ne nous offre qu'en petite quantité.

Il en est de même, au reste, de beaucoup de

minéraux préparés dans le grand laboratoire de la nature, nous sommes parvenus à connaître leur composition intime; mais nous n'avons à notre disposition ni une température assez haute, ni une pression assez forte, ni des moyens de faire réagir des masses assez considérables pour imiter l'arrangement de leurs molécules, et leur donner les propriétés physiques qui distinguent un grand nombre de productions naturelles.

Si nous ne pouvons préparer artificiellement toutes les productions minérales avec toutes leurs propriétés, notre impuissance est bien plus remarquable dans nos inutiles efforts pour composer une seule des substances organisées, bien que nous connaissions leurs principes constituants. Nous ne devons pas regretter que la synthèse chimique soit pour nous bien moins étendue que l'analyse, puisque nous possédons les moyens de faire produire à la terre, ou d'extraire de son sein, toutes les choses que l'art ne saurait imiter; et qu'enfin les applications nombreuses de la chimie nous ont permis de modifier la plupart des productions naturelles au point de multiplier leurs usages, et d'en faire, pour ainsi dire, des substances nouvelles.

Nous avons employé deux mots dont nous devons indiquer la signification. On a donné le nom d'*analyse* à l'ensemble des opérations nécessaires pour arriver à connaître les parties constituantes d'une substance quelconque: et le verbe *analyser* présente, en un seul mot, l'idée d'opérer dans le but d'obtenir tous les produits simples d'un corps

composé. La synthèse, au contraire, indique l'ensemble des opérations que l'on doit faire pour reproduire le corps analysé en combinant de nouveau les principes qui le composaient.

Nous éprouvons quelquefois autant de difficulté pour obtenir un corps à l'état de pureté absolue que pour former certains composés. Les chimistes semblent avoir échoué, par exemple, dans leurs efforts pour séparer le carbone de toutes les substances étrangères avec lesquelles il est uni; et il paraît, suivant M. Davy, que le charbon, dans l'état de pureté le plus grand que l'on ait pu le préparer jusqu'aujourd'hui, contient encore cinq pour cent d'hydrogène. On est parvenu, comme nous l'avons dit, à brûler le charbon et même le diamant, et à connaître le résultat de la combinaison du carbone avec l'oxygène, mais aucun degré des températures les plus intenses de nos fourneaux n'a pu liquéfier ni volatiliser le carbone.

Le docteur Hare, de New-Yorck, a annoncé, il y a quelque temps, qu'à l'aide d'un appareil qu'il avait nommé *deflagrator*, il était parvenu à faire fondre le charbon dans le vide; et tous les journaux ont retenti d'une annonce pompeuse, qui présageait la possibilité de faire des diamants artificiels. MM. Silliman et William Wett ont répété les expériences; et l'on a vu qu'effectivement, en soumettant dans le vide deux petits cônes de charbon, à l'énergie d'une forte batterie voltaïque, il s'opérait une sorte de fusion sensible au microscope en quelques points, et que la partie fondue

se volatilisait pour se porter, du pôle négatif de la batterie à l'autre pôle, sur le charbon qui terminait le fil conducteur. On a reconnu, depuis, que la substance fondue n'était pas du carbone pur, qu'elle renfermait plusieurs oxides : il n'est donc pas probable que ce nouveau fait puisse avoir une application utile.

L'expérience de la combustion du charbon dans le gaz oxigène est facile à faire. On s'y prend absolument de même que pour la combustion du fer. (*Voyez* pag. 102 et pl. 6, fig. 4). Il suffit, en effet, de plonger, dans un flacon à large goulot, une tige de fer recourbée à son extrémité inférieure, de manière à former un anneau sur lequel on ait posé un petit fragment de charbon dans une soucoupe en tôle. Le charbon doit être préalablement échauffé au rouge. On l'introduit dans le flacon avec un petit morceau de mèche allumée, pour déterminer le commencement de la combustion.

On observe que la combustion du charbon dans le gaz oxigène n'est pas aussi vive, ni accompagnée d'autant de lumière que celle du phosphore, du soufre ou du fer; cela tient, sans doute, à ce que dans ces trois derniers cas l'oxigène est fixé sous forme solide ou liquide, et dégage une partie de la chaleur qui le tenait à l'état aériforme, tandis que, dans la combustion du charbon, la combinaison du carbone avec l'oxigène reste à l'état gazeux, c'est à dire dans le même état physique que se trouvait le gaz oxigène.

L'acide carbonique formé n'est pas, comme on

l'avait cru jusque dans ces derniers temps, un gaz permanent, il est démontré, au contraire; par les expériences de MM. Faraday, Cagniard-Latour, Bussy, etc., que sous une très grande pression, à la température ordinaire ou sous la pression ordinaire, mais à une température fort basse, ce gaz, ainsi que plusieurs autres, se condense en un liquide blanc, diaphane, volatil, qui a été appliqué récemment à la production de la puissance mécanique, etc.

Cet acide, sous la pression ordinaire, se dissout dans l'eau en quantité d'autant plus grande, que l'on augmente davantage la pression. Nous verrons en parlant des sels, que l'acide carbonique est susceptible de s'unir aux oxides métalliques et à différentes bases avec lesquels il forme des *carbonates*.

L'acide carbonique n'est pas le seul produit qui puisse résulter de la combustion du carbone, lorsque la température est fort élevée, et que la proportion d'oxygène, mise en contact avec le charbon en ignition n'est pas suffisante, il se forme de l'oxide de carbone; c'est ce qui arrive toutes les fois qu'un foyer n'admet pas une assez grande quantité d'air dans un temps donné. L'oxide de carbone contient un volume de gaz oxygène moitié moindre que le sien, tandis que l'acide carbonique est composé de deux volumes égaux d'oxygène et de carbone condensés en un seul (suivant M. Gay-Lussac).

Le carbone se combine avec un petit nombre de corps combustibles, il s'unit à l'hydrogène, au

soufre, à l'azote; parmi les combustibles métalliques, on ne connaît bien que ses combinaisons avec le fer; il s'unit cependant aussi avec le cuivre et probablement avec quelques autres.

La combinaison de l'oxygène au carbone est très répandue dans la nature, et cela doit être, puisqu'elle résulte de toutes les combustions spontanées, rapides ou lentes du charbon et de toutes les matières animales et végétales; l'acide carbonique formé se répand à l'état libre dans l'air. Il est souvent combiné dans une foule de productions naturelles, et on le rencontre aussi dans la nature en solution dans les eaux; ces solutions plus ou moins chargées, suivant la pression sous laquelle elles ont dissous le gaz acide carbonique, sont mises au nombre des eaux minérales; les plus employées, l'eau de Seltz, par exemple, qui est presque entièrement formée d'acide carbonique et d'eau, est fort utile à la thérapeutique; elle n'a cependant pas une grande énergie sur notre économie, car en Allemagne, et dans quelques autres contrées, elle forme une sorte de boisson de luxe que l'on prend habituellement mêlée au vin; elle contient de très petites quantités de carbonate et d'hydro-chlorate de soude.

Ces eaux minérales gazeuses se préparent très bien artificiellement: il suffit en effet de comprimer assez le gaz acide-carbonique sur l'eau pour en faire dissoudre une portion voulue; en cela même nous pouvons aisément dépasser les résultats que nous offrent la nature dans plusieurs lieux, puisque nous augmentons presque à volonté la quantité de cet

acide dissous, en augmentant la pressions à l'aide de pompes foulantes.

La solution de l'acide carbonique, dans l'eau, est facile à démontrer; à cet effet, que l'on fasse passer de ce gaz dans un flacon renversé et préalablement rempli d'eau; que l'on bouche ce flacon et qu'on le secoue vivement, on observera, en débouchant le flacon, que l'air y rentrera pour remplacer l'acide absorbé; et, si l'on goûte à l'eau qui a dissous cet acide, on lui trouvera un goût piquant légèrement acide.

C'est encore à l'acide carbonique que les vins mousseux doivent leurs propriétés caractéristiques; la bière, sa mousse, plus ou moins permanente; enfin le cidre et d'autres boissons fermentées, le goût piquant qu'on leur connaît.

On remarque en effet que toutes ces boissons, exposées à l'air pendant quelque temps ou chauffées, puis refroidies, ont changé de goût. Les vins et les boissons mousseuses diffèrent cependant des eaux chargées d'acide carbonique, en ce qu'ils contiennent de l'*alcool* et quelques substances végétales dissoutes, qui ajoutent une saveur particulière, et rendent ordinairement la mousse, due à l'effervescence de l'acide carbonique, plus persistante; cela tient à ce que ces solutions sont plus visqueuses que l'eau pure, et que le gaz s'en dégage avec plus de difficulté.

On prépare, dans les pharmacies anglaises, une sorte de *limonade sèche* médicamenteuse, dont les gens du peuple, surtout, font un grand usage; elle se compose d'un mélange de bicarbonate de soude, et d'acide tartrique ou citrique

en poudre. Ces substances, étant sèches, n'ont pas d'action l'une sur l'autre ; mais, dès qu'on les délaie dans l'eau, elles s'y dissolvent, et l'acide tartrique ou citrique, s'emparant de la soude, en dégage le gaz acide carbonique, qui produit une effervescence analogue à celle des eaux minérales gazeuses.

L'acide carbonique ne se produit pas seulement dans la combustion du charbon par l'oxygène, à l'état de liberté ou de mélange avec d'autre gaz ; cet acide résulte aussi de la combinaison lente de l'oxygène de l'air pendant la respiration des animaux, et de la décomposition de l'eau à une température élevée, par le carbone : celui-ci s'empare de l'oxygène de l'eau et dégage l'hydrogène uni avec un peu de carbone, qui est susceptible de s'enflammer avec le contact de l'air. Cette décomposition de l'eau, par le charbon, explique comment on augmente l'activité d'un grand feu en l'arrosant avec une petite quantité de ce liquide ; dans ce cas l'oxygène de l'eau brûle le carbone du charbon, et l'hydrogène, mis en liberté, est brûlé par l'oxygène de l'air ; il en résulte, comme on le voit, une double combustion qui peut accroître la température.

Si l'on jette une grande quantité d'eau sur un feu considérable, le phénomène que chacun connaît, l'extinction totale du feu, en résulte immédiatement : ici la masse d'eau, dont la capacité pour la chaleur est fort grande, suffit pour abaisser la température au-dessous de l'ignition ; et, lors même que la quantité d'eau ne suffirait pas à absorber

toute la chaleur qui est nécessaire pour soutenir la température au degré de combustion, la vapeur d'eau, qui se forme sur toute la surface du combustible, enlève une quantité de chaleur égale, ainsi que nous l'avons fait voir, à six fois et demie celle qui peut élever la température de l'eau, depuis le degré de la glace jusqu'à celui de l'ébullition.

La décomposition de l'eau par le charbon est facile à opérer : que l'on introduise dans un tube de porcelaine des fragments de charbon ; que l'on place ce tube horizontalement dans un foyer qu'il dépassera des deux bouts, et qu'on adapte, à l'une de ses deux extrémités, un tube en verre recourbé qui s'engagera sous une cloche pleine d'eau : et à l'autre, le bout du col d'une petite cornue à demi remplie d'eau ; on fera chauffer jusqu'au rouge blanc le tube de porcelaine en l'environnant de charbons allumés ; puis on fera arriver de la vapeur d'eau, sur le charbon que ce tube renferme, en échauffant la petite cornue au moyen d'une lampe ou de quelques charbons incandescents (planche 10 , fig. 3). A cette température élevée, l'eau est décomposée par le charbon qui s'empare de son oxygène et forme de l'acide carbonique ; l'hydrogène dégagé s'empare d'une petite quantité de carbone, et le gaz, qui passe sous l'eau dans la cloche, est composé d'acide carbonique et d'hydrogène carboné.

La combinaison du carbone avec le gaz hydrogène, en diverses proportions, se rencontre fréquemment dans la nature sous différentes formes.

solide, liquide et gazeuse. Ce sont ces deux principes qui forment la partie utile des combustibles, et leur combinaison gazeuse cause dans sa combustion la flamme que l'on observe lorsqu'on brûle du bois, de la houille, de même que celle des différentes matières appliquées à l'éclairage (le gaz-light tiré de la houille, ou du charbon : le suif, l'huile, la cire, etc.); la flamme de celles-ci est d'autant plus volumineuse et moins lumineuse que la proportion de l'hydrogène est plus grande ; elle est au contraire d'autant plus *concentrée* et plus claire que la proportion du carbone est plus considérable.

Dans la préparation du gaz-light, on décompose la houille, l'huile ou quelques autres corps gras (1), par une température élevée ; l'hydrogène se dégage, combiné avec une proportion de carbone variable, plus grande dans ces derniers cas que dans le premier ; et dans tous les cas, il reste un résidu charbonneux plus ou moins abondant : celui de la houille est considérable ; on l'emploie à divers usages comme le charbon de bois, et il brûle presque sans flamme. Le résidu, des matières grasses ainsi *distillées*, est très peu abondant ; il se mêle au coke, dont on emplir les vases distillatoires, avant d'y faire arriver l'huile à décomposer.

(1) On a proposé de préparer le gaz de l'éclairage avec de la résine : en principe rien ne s'oppose à cela, puisque cette substance contient du carbone et de l'hydrogène en proportion suffisante.

Lorsque l'on éclaire, en brûlant de la chandelle, de l'huile ou de la cire, les mêmes phénomènes se passent absolument de même que dans la fabrication du gaz-light, si ce n'est qu'ils ont lieu sans l'intervention d'aucun autre appareil qu'une mèche, et que tous les produits sont brûlés au fur et à mesure qu'ils se forment : en effet, la mèche une fois allumée, les conduits capillaires, formés entre les brins de coton qui la composent, attirent la matière grasse-fluide ; celle-ci se vaporise à la température élevée, de l'endroit où la combustion s'opère, et brûle à l'extérieur de la flamme où elle est en contact avec l'air. Ces phénomènes se succèdent sans interruption tant qu'il y a de la matière grasse qui peut monter jusqu'à l'endroit où la combustion commence ; la mèche, constamment rafraîchie par le courant de la substance grasse qui y afflue, ne brûle pas au-dessous de la flamme, elle ne brûle pas même dans le milieu de celle-ci, mais s'y charbonne seulement, parcequ'elle est garantie de l'action de l'air par les produits gazeux qui l'enveloppent et qui ne brûlent pas jusqu'à elle. Chacun a remarqué, au contraire, que la mèche se *charbonne* ; la matière charbonneuse, dont elle se charge est, comme le résidu de la *distillation*, une partie du carbone de la matière grasse ; dans les lampes à double courant d'air, où l'huile afflue en quantité convenable au moyen d'un mouvement d'horlogerie, toute la matière grasse est brûlée sans aucun résidu.

Le carbone s'unit au fer en différentes proportions ; lorsqu'il entre dans cette composition en

quantité très faible , il la rend susceptible d'acquiescer une grande dureté à la trempe ; en un mot , il constitue l'acier dont chacun connaît les propriétés physiques et les usages nombreux. Combiné au fer , en très grande proportion , il forme la substance d'un gris métallique , douce au toucher , friable , que l'on connaît sous le nom de *plombagine* ou de carbure de fer ; on s'en sert pour noircir les tuyaux des poëles ; elle entre dans la composition des crayons *en bois*. L'acier contient , depuis un millième , jusqu'à dix millièmes de carbone , et la plombagine , ou *mine de plomb* , se compose de 92 parties de carbone , et seulement de 8 de fer.

Nous terminerons ce que nous nous étions proposé de dire sur le carbone , en indiquant son action sur les gaz et sur les matières colorantes ; ces propriétés rendent plusieurs substances charbonneuses fort utiles dans les arts.

Le charbon de bois , récemment préparé , peut absorber une grande quantité de substance gazeuse ; cette propriété remarquable a été observée d'abord par Fontana , et constatée ensuite par Morozzo Roupe. Théodore de Saussure l'a étudiée avec soin (1) , et Lowitz l'a mise à profit pour la conservation des eaux et la désinfection des matières à demi putréfiées , etc. Que l'on mette en contact de l'eau fétide , qui contiendra les gaz dégagés de ma-

(1) Il a fait voir qu'un volume de charbon de bois absorbe jusqu'à 90 volumes de gaz ammoniac , 55 volumes de gaz hydrogène sulfuré , 65 d'acide sulfureux , etc.

tières en putréfaction, avec du charbon de bois nouvellement préparé ; celui-ci absorbera les gaz dissous, toute odeur cessera à l'instant ; et, si l'on filtre cette eau, elle passera claire, inodore et sans mauvais goût. C'est sur cette propriété anti-putride que sont fondées les constructions de différentes fontaines *dépuratoires*, des filtres à charbon ; etc. Berthollet avait conseillé, bien antérieurement, de charbonner l'intérieur des barriques, pour prévenir la corruption de l'eau douce embarquée sur mer, et cette application des propriétés anti-putrides du charbon avait parfaitement réussi.

Lowitz a de plus observé, le premier, que le charbon a la propriété d'enlever à plusieurs substances végétales une grande partie ou la totalité de leur matière colorante ; cette précieuse découverte, constatée par plusieurs hommes instruits, est restée long-temps sans application plus importante que la clarification du miel et de quelques autres solutions végétales, employées dans les pharmacies. Ce ne fut que de nos jours que l'un de nos habiles raffineurs de sucre l'appliqua avec le plus grand succès au perfectionnement de son art. On a observé depuis que le charbon de bois n'avait pas autant d'énergie, à beaucoup près, sur la matière colorante du sucre, que le charbon des os ; et bientôt le mode de raffinage, qui résulta de cette nouvelle découverte, fut généralement adopté par tous les raffineurs de France, puis ensuite par beaucoup de ces fabricants dans les contrées européennes.

On décolore les sirops, les miels altérés, et une foule de solutions végétales, avec le charbon obtenu en calcinant les ossements en vase clos, et pulvérisant le résidu charbonneux de cette calcination : voici comment on s'y prend pour décolorer ces solutions, et particulièrement le sucre brut des betteraves, et celui qui nous vient des colonies. On les fait dissoudre dans les trois quarts de leur poids d'eau, on chauffe la solution jusqu'à ce qu'elle soit près du degré de l'ébullition; on y jette alors du charbon en poudre, environ la dixième partie du poids du sucre brut, on agite, et lorsque le mélange est bien opéré, on verse brusquement dedans, environ la millième partie en poids du sucre, de blancs d'œufs, ou de sang, battus dans l'eau; on brasse fortement, puis on laisse bouillir; on jette alors le tout sur un filtre (morceau de drap posé sur un grillage en bois, au fond d'une caisse profonde); et, après les premières portions écoulées que l'on sépare, le liquide sort limpide et beaucoup moins coloré. On parvient aujourd'hui, par ce procédé, à préparer du sucre raffiné plus blanc et en plus grande quantité qu'on ne le pouvait obtenir autrefois.

On ne savait pas, jusque dans ces derniers temps, à quoi était due cette propriété du charbon d'os, de décolorer beaucoup plus que le charbon de bois et que plusieurs autres; l'on se refusait de l'attribuer au carbone parcequ'il n'en contenait qu'un dixième de son poids, tandis que d'autres substances charbonneuses, qui sont entièrement formées de carbone, à quelques centièmes près,

décolorent beaucoup moins. La société de pharmacie de Paris a proposé un prix pour résoudre cette question, et les mémoires qui lui sont parvenus ont démontré que la vertu décolorante du charbon d'os, résidait exclusivement dans le carbone qu'il contenait; mais que le carbone, pour agir ainsi, devait être dans un état particulier de division, et que l'on peut considérer comme une division chimique (1). Le traducteur de cet ouvrage a de plus prouvé directement que le charbon d'os a la propriété singulière de saturer complètement la chaux en solution dans l'eau et dans les sirops : cette propriété est d'une grande importance dans l'emploi du charbon pour le traitement du jus des betteraves dont on veut obtenir du sucre cristallisé. On a récemment découvert une substance minérale, dont le charbon est, quoique moins actif, capable de remplacer le charbon d'os si celui-ci venait à ne pas suffire à la consommation énorme qui s'en fait aujourd'hui (voyez l'article CHARRON du Dictionnaire technologique).

Le charbon, sous différents états, sert encore à beaucoup d'autres usages; on l'emploie comme combustible dans un grand nombre d'usines, et sous ce rapport il est sans doute l'une des plus puissantes sources de l'industrie manufacturière de

(1) Le mémoire de M. de Bussy et celui du traducteur ont été distingués par cette société; celui de M. Payen se trouve chez Audin, libraire, quai des Augustins; et chez Bachelier, sous le titre de *Mémoire sur les charbons, ou théorie de l'action décolorante du charbon animal, etc.*

la Grande-Bretagne ; il entre dans la composition de l'encre d'imprimerie ; son mélange avec le soufre et le salpêtre (nitrate de potasse) constitue la poudre à canon ; il est utile pour enlever l'oxygène aux oxides métalliques , et rendre aux métaux oxidés toutes leurs propriétés premières ; il s'emploie dans le traitement de plusieurs minerais qui nous fournissent les métaux les plus utiles. Nous n'en dirons pas davantage sur ce dernier sujet que nous réservons pour la leçon suivante. Il nous resterait à traiter , pour terminer l'étude des corps simples non métalliques , du chlore , de l'iode , du bore et du sélénium ; mais nous parlerons de ceux-ci à l'occasion des acides qu'ils forment.

Leçon dixième.

DES MÉTAUX.

Histoire et gisements des métaux. — Un mot sur le grillage et la fonte. — Propriétés générales. — Métaux ductiles. — Métaux cassants. — Métaux fusibles. — Oxidation des métaux. — Changements de couleurs par l'oxidation à des degrés différents. — Combustion des métaux. — *Id.* à l'aide de l'électricité. — Revivification de quelques métaux par le charbon, etc. — Oxydes métalliques revivifiés par la chaleur seule. — Oxidations de plusieurs métaux par la décomposition de l'eau. — Action des acides qui déterminent cet effet. — Oxidation des métaux par les acides. — Sels neutres métalliques. — Nécessité d'oxyder les métaux avant de les dissoudre. — Cristallisation. — Métaux susceptibles d'être acidifiés. — Pierres météoriques. — Alliages, soudure, plaqué, etc. — Arsenic et ses effets délétères. — Vert-de-gris. — Encre sympathique. — Découverte de nouveaux métaux.

Les métaux que nous allons étudier maintenant sont des corps bien différents de ceux que nous avons examinés ; les premiers, du moins, dans les circonstances naturelles où nous nous trouvons placés, loin d'échapper aux observations immédia-

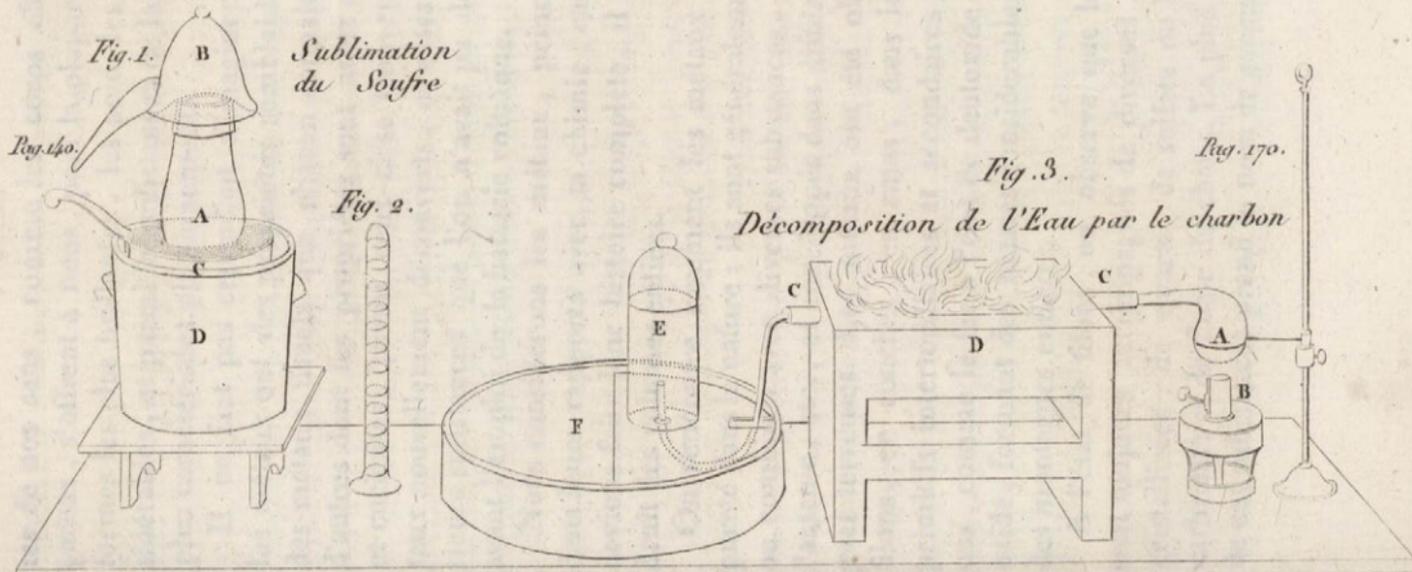


Fig. 1 A Cucurbite. B Chapiteau. C Bain de sable. D Fourneau. Fig. 2 Eproutette. Fig. 3 A Cornue contenant de l'eau. B Lampe pour chauffer la cornue. C C Tube de porcelaine contenant le charbon. D Fourneau au travers duquel passe le tube. E Vase pour recevoir l'eau qui sort de la cornue. F Bain d'eau.

tés de nos sens, comme les corps élémentaires gazeux, s'offrent à nous, pour la plupart, sous les formes les plus brillantes, les poids les plus considérables, et parmi les substances de la nature les plus caractérisées physiquement.

Il ne faut pas cependant s'imaginer que tous les métaux ont des propriétés semblables à celles des métaux usuels que chacun connaît. Il en est d'autres dont les propriétés sont assez singulières et curieuses; parmi ceux-ci se trouvent des métaux nouvellement découverts, et extraits de plusieurs substances que l'on n'avait pu décomposer avant l'emploi de la batterie voltaïque.

Nous considérons les métaux, principalement dans leurs rapports avec la chimie; car, si nous devons faire leur histoire complète, il nous faudrait des volumes entiers.

On rencontre rarement les métaux à l'état de pureté dans la nature; ils sont généralement oxidés ou combinés avec diverses substances, le soufre, l'arsenic, etc., et enveloppés dans différentes gangues terreuses. Les métaux ont été observés en filons, en couches, en amas, dans les terrains primitifs intermédiaires et secondaires; quelques uns, comme le fer à l'état de deutoxide ou de peroxide, formant des masses considérables et même des montagnes entières.

A l'état de filons, on observe que les métaux sont toujours accompagnés de diverses substances cristallisées: de quartz, de sulfate de baryte, de carbonate et de fluat de chaux. La plus abondante de ces substances prend le nom de *gangue*; la com-

binaison des métaux avec des oxides ou des acides, se nomme *minérai*.

Tous les métaux font partie des terrains primitifs et intermédiaires : le mercure est très rare dans ces terrains ; il se rencontre généralement à la partie inférieure des terrains secondaires où se trouvent aussi des sulfures de cuivre et de plomb, des carbonates et silicates de zinc. Dans la partie supérieure de ces terrains on n'a observé que des minerais de fer oxidé, hydraté, sous forme de petits *globules testacés*. Enfin, dans les terrains tertiaires on ne trouve plus que des traces d'oxide de fer hydraté, qui colore différentes substances terreuses.

C'est par les affleurements des différentes mines en quelque partie de la surface de la terre et des sondages, que l'on parvient à découvrir la présence des substances métalliques susceptibles d'être explorées utilement.

L'extraction des métaux se fait à l'aide de grillages (opérations qui consistent à chasser, par la chaleur, les substances volatiles ou très oxidables), et les fusions dans lesquelles on sépare, à une température élevée, les oxides terreux, qui se liquéfient et viennent surnager le bain métallique. Ces opérations doivent être répétées plusieurs fois pour obtenir les métaux entièrement privés des substances qui altèrent leur pureté.

Tous les chimistes se sont occupés de l'étude des métaux ; mais ceux qui l'ont fait avec le plus de persévérance sont les alchimistes ; ils pensaient que les métaux précieux, très difficilement oxida-

bles, tels que l'or et l'argent, étaient seuls à l'état de pureté absolue; ils les nommaient *métaux parfaits*; et, par opposition, ils appelèrent *métaux imparfaits* tous les autres alors connus, qui étaient facilement altérables, et qu'ils supposaient pouvoir être convertis en *métaux parfaits*, à l'aide d'un agent inconnu qu'ils nommèrent la pierre philosophale. De grandes fortunes furent absorbées par ces recherches qui avaient un but chimérique. Quelques fripons, mettant à profit la crédulité des chimistes qui opéraient de bonne foi, s'enrichirent à leurs dépens; on inventa des fourneaux dans lesquels les métaux étaient entretenus à une température élevée pendant des années entières. De ce nombreux concours de travaux pénibles on obtint quelques résultats utiles: plusieurs découvertes importantes sont en effet dues aux alchimistes.

Tous les métaux, excepté le mercure, sont solides à la température ordinaire; leur couleur varie dans quelques uns surtout: l'or est jaune, le cuivre et le titane sont rouges; la plupart des autres sont blancs ou gris. *L'éclat métallique*, particulier aux métaux, se remarque même dans leur poussière: les plus brillants sont l'or, l'argent, le fer (à l'état d'acier), le platine, le cuivre; les métaux sont très opaques; cependant il est certain qu'aucun d'eux n'est doué d'une opacité absolue; car l'or même, presque aussi dense que le platine, réduit en feuille mince, laisse passer quelques rayons lumineux, quand on le place entre l'œil et la lumière d'une bougie ou celle du soleil. On

croyait naguère que les métaux étaient plus denses que tous les autres corps ; mais depuis la découverte du potassium et du sodium on a reconnu que leur densité pouvait être inférieure à celle de beaucoup d'autres substances. A volume égal, le sodium et le potassium n'atteignent pas la vingtième partie du poids du platine. En rangeant les métaux suivant l'ordre de leur plus grand poids spécifique, ils présentent la série suivante.

1^o Platine, 2^o Or, 3^o Tungstène, 4^o Mercure, 5^o Palladium, 6^o Plomb, 7^o Argent, 8^o Bismuth, 9^o Cobalt, 10^o Urane, 11^o Cuivre, 12^o Cadmium, 13^o Arsenic, 14^o Nickel, 15^o Fer, 16^o Molybdène, 17^o Étain, 18^o Zinc, 19^o Manganèse, 20^o Antimoine, 21^o Tellure, 22^o Sodium, 23^o Potassium.

Une partie des métaux sont ductiles et malléables ; c'est à dire qu'ils peuvent être étirés en fils minces et réduits en feuilles sous le marteau. Les métaux ductiles sont : 1^o l'or, 2^o l'argent, 3^o le platine, 4^o le fer, 5^o le cuivre, 6^o le zinc, 7^o l'étain, 8^o le plomb, 9^o le nickel, 10^o le palladium et le cadmium. On range aussi le potassium et le sodium parmi les métaux ductiles.

Les métaux cassants sont l'antimoine, l'arsenic, le bismuth, le cérium, le chrome, le cobalt, le columbium, le manganèse, le molybdène, le sodium, le tellure, le titane, le tungstène et l'urane.

Le fer est de tous les métaux celui qui a le plus de ténacité ; un fil de fer de 2 millimètres de diamètre supporte 249 kilog. 65g, viennent ensuite le cuivre, le platine, l'argent et l'or.

La dureté des métaux varie beaucoup : les uns peuvent entamer presque tous les corps ; d'autres sont si tendres que la plupart des corps les entament. On peut citer, comme les deux extrêmes , le tungstène et le plomb ; le sodium et le potassium sont cependant encore plus mous ; ils ont la consistance de la cire ; le mercure est sans consistance à la température ordinaire.

Enfin , pour terminer les propriétés physiques des métaux , nous rappellerons qu'ils sont d'autant plus sonores qu'ils sont plus durs ; qu'ils sont en général plus dilatables que les autres solides par la chaleur ; que plusieurs d'entre eux développent, par le frottement , une odeur et une saveur désagréables , tels que le fer , le plomb , le cuivre et l'étain ; enfin qu'ils affectent , lorsqu'on les laisse refroidir très lentement après les avoir fait fondre , une forme cristalline qui dérive de l'octaèdre et du cube.

Nous nous occuperons maintenant des propriétés chimiques générales des métaux , puis ensuite nous dirons quelque chose des propriétés particulières à chacun d'eux.

Les métaux sont fusibles à des degrés de température différents , les uns peuvent être fondus dans une petite cloche remplie d'huile (le potassium , le sodium). Le mercure est même liquide à plusieurs degrés au-dessous de zéro ; d'autres se fondent avec la chaleur rouge , quelques uns se liquéfient un peu au-dessus de ce degré , d'autres n'entrent en fusion qu'à une température bien plus élevée. Un petit nombre d'entre eux , enfin , sont

presque infusibles à nos moyens, et résistent à toute température inférieure à celle que l'on peut obtenir d'un jet d'oxygène sur un charbon, ou par la combustion vive de l'hydrogène avec l'oxygène.

Les métaux sont en général susceptibles de cristalliser si l'on peut les laisser refroidir lentement, et séparer le métal fluide en lui ouvrant une issue au travers des cristaux déjà formés. Les cristaux que l'on obtient de cette manière, sont ordinairement disposés en pyramides creuses quadrangulaires.

Exposés à une température beaucoup plus élevée que leur degré de fusion, plusieurs métaux, se volatilisent, et peut-être tous sont-ils susceptibles de se réduire en vapeur à une température suffisamment élevée et dans un espace assez grand. On peut distiller le zinc dans une cornue de grès, le mercure, le cadmium et le tellure dans une cornue de verre; le potassium et le sodium doivent être volatilisés dans une cloche remplie de gaz azote et de mercure.

Les métaux sont généralement très bons conducteurs du fluide électrique, et paraissent n'éprouver aucune altération tant que leur surface suffit à l'écoulement de ce fluide; mais dès que celui-ci, arrivant en trop grande abondance pour s'écouler ainsi, pénètre dans l'intérieur, il agit sur les métaux d'une manière très marquée, il les chauffe au point de les faire rougir, de les fondre et de les faire volatiliser ou brûler dans l'air atmosphérique. On observe ces phénomènes curieux en faisant passer la décharge de plusieurs bouteilles de

Leyde ou celle d'une forte batterie à larges plaques , au travers de fils fins ou de bandes minces de divers métaux.

Dans ces circonstances, les métaux brûlent avec le contact de l'air et produisent des flammes diversement colorées et très vives, si l'expérience a lieu dans l'obscurité. Le fer brûle avec une lumière blanche éclatante , et tombe en globules; le zinc produit une flamme blanche , mêlée de bleu et de rouge, et répand dans l'air un oxidefloconneux d'un beau blanc opaque ; l'étain développe une lumière d'un blanc bleuâtre , de même que l'or et le cuivre , ces derniers donnent naissance à des oxides bruns. La flamme de l'argent est verte.

M. Children a fait une série d'expériences intéressantes sur l'élévation de la température des métaux , par une batterie voltaïque très puissante (1); il a observé que cet échauffement variait , dans les mêmes circonstances, avec des métaux différents, que tous pouvaient être élevés à la température de l'ignition, et qu'en augmentant l'énergie de la batterie, au moyen d'une addition d'un vingtième d'acide sulfurique et nitrique dans le liquide excitateur , une tige de platine d'un sixième de pouce en carré, et de deux pouces un quart de long, était non seulement portée à la tem-

(1) Chaque plaque de zinc avait six pieds (anglais) de long et 2 pieds 8 pouces de large, et chaque plaque de cuivre une surface double. Les compartiments réunis contenaient 3576 litres de liquide excitateur.

pérature de l'ignition, mais qu'à la fin elle était fondue.

L'oxygène présente, dans son contact avec les métaux, des phénomènes très intéressants. Ce gaz joue un grand rôle dans le traitement des minerais: c'est l'un des agents les plus puissants dont il faut tantôt se servir, pour séparer les métaux les plus oxidables de ceux qui le sont le moins, tantôt se défendre avec soin à l'aide de *scories* ou matières vitrifiées à la surface du bain métallique. Quelquefois il est nécessaire d'enlever aux métaux l'oxygène, avec lequel ils sont combinés, pour leur rendre leurs propriétés métalliques qu'ils avaient totalement perdues dans cette combinaison. On sait que l'oxygène, dont on se sert dans le traitement des minerais, est fourni par l'air atmosphérique que l'on insuffle, avec plus ou moins de force sur la surface des métaux fondus, à l'aide d'un tirage déterminé ou de soufflets plus ou moins puissants.

L'action de l'oxygène sec, sur les différents métaux, est loin d'être la même dans des circonstances semblables: à la température ordinaire il est absorbé par le potassium, d'où l'on peut conclure qu'il le serait par les métaux de la même classe (le sodium excepté), et ceux de la précédente (voyez la classification des corps, première leçon); mais à cette température, l'oxygène n'a pas d'action sur le potassium, ni sur aucun des métaux compris dans les classes suivantes. A l'aide d'une température plus ou moins élevée, on fait réagir l'oxygène sur tous les métaux, excepté

ceux de la dernière classe (argent, palladium, rhodium, platine, or, iridium); parmi les métaux qui absorbent l'oxygène, à une température élevée, plusieurs développent de la lumière et même de la flamme (ceux qui sont volatils ou dont les oxides se vaporisent, car la flamme fait naturellement supposer un corps en vapeur dont la combustion s'étend dans un certain espace au-delà du corps). Nous avons vu, en parlant de l'oxygène, que le fer développe une lumière vive dans ce gaz; le zinc, l'étain et le cadmium, de la même classe, sont dans le même cas; ceux de la quatrième classe, des corps simples, sont brûlés aussi avec dégagement de lumière; parmi les métaux de la sixième classe on n'a observé le phénomène de la combustion, avec flamme ou dégagement de lumière, que relativement à ceux qui suivent: l'arsenic, l'antimoine, le tellure et le bismuth.

La combustion des métaux dans le gaz oxygène est facile à opérer: on introduit le métal dans la partie supérieure courbe d'une cloche emplie de gaz oxygène sur le mercure; on chauffe cette partie courbe à la flamme d'une lampe à esprit de vin, et l'on agite le métal avec une tige métallique introduite sous le mercure. Si la combustion du métal exigeait une température plus élevée que celle que l'on peut produire ainsi, on l'opérerait dans un tube de porcelaine rougi dans un four à réverbère; à chacune des deux extrémités du tube qui sortent du fourneau, l'on adapte une vessie, l'une remplie de gaz oxygène, et l'autre

vide ; on fait alternativement passer le gaz oxigène de l'une dans l'autre, en les comprimant tour à tour, afin de multiplier les contacts de l'oxigène avec le métal : l'absorption du gaz sera complète, comme dans le mode précédent, si le métal est en grand excès.

• Si l'oxigène à l'état sec n'agit, que dans certaines circonstances, sur les métaux, il n'en est pas de même de ce gaz humide ; il attaque non seulement ceux de la troisième et de la quatrième classe des corps, mais encore plusieurs de ceux des classes suivantes, aucun cependant des métaux de la dernière classe. L'oxigène humide, mêlé d'azote, agit de la même manière, mais plus lentement, parceque sans doute les points de contact sont diminués. Chacun a pu observer cette action de l'oxigène de l'air sur le fer ; on sait que tous les ustensiles, faits avec ce métal, se couvrent de rouille avec une grande rapidité lorsqu'ils restent dans des endroits humides, et la rouille n'est autre chose que la combinaison de l'oxigène de l'air avec le métal ; le manganèse est plus oxidable encore de cette manière : aussitôt qu'il est exposé à l'air, il absorbe l'oxigène et tombe en oxide pulvérulent, aussi ne rencontre-t-on ce métal dans la nature, qu'à l'état de peroxide, c'est à dire au dernier degré d'oxidation ; l'arsenic est très oxidable, on observe les mêmes effets, mais moins prompts, sur le zinc, le cuivre, etc.

Nous avons vu plus haut que l'on obtient l'oxigène en calcinant très fortement le peroxide de

manganèse; cela prouve qu'à des températures différentes les mêmes métaux peuvent, tantôt absorber, tantôt laisser dégager l'oxygène.

Les métaux, dans différentes circonstances, sont susceptibles de se combiner avec des proportions différentes d'oxygène, et l'on a distingué les unes des autres les combinaisons qui en résultent, par les mots protoxide, deutoxide, et peroxide, etc.; quelques unes, à un certain degré d'oxidation, acquièrent les propriétés des acides: c'est pourquoi l'on nomme le deutoxide d'arsenic *acide arsénieux*; les autres acides métalliques sont: *l'acide arsénique*, *l'acide colombique*, *l'acide chromique*, *l'acide molybdique*, *l'acide molybdeux*, *l'acide titanique*, et *l'acide tungstique*.

Les métaux, comme on le voit, changent de caractère, non seulement en s'oxidant, mais encore en prenant des degrés d'oxidation différents; la couleur de l'oxide varie aussi quelquefois suivant le degré d'oxidation. Ainsi, par exemple, dans le premier degré, le plomb, en contact avec l'atmosphère, est gris, son oxidation au feu, dans le deuxième degré, lui donne une couleur jaune, et le troisième, à une température plus élevée, est rouge. Le plomb présente encore un autre phénomène dans son oxidation: il s'unit, après s'être oxidé, avec l'acide carbonique de l'air; cette combinaison, purifiée par des lavages et broyée en poudre fine, constitue ce que l'on connaît sous le nom de *blanc de plomb* que l'on emploie dans la plupart des couleurs à l'huile; l'oxide jaune sert aussi à la peinture, on le connaît sous les noms de

litharge ou de *massicot*, et l'oxide rouge, que l'on emploie de même, est nommé généralement *minium*: les couleurs connues sous la dénomination d'*ocres* sont des oxides de fer contenant plus ou moins d'oxigène. La combinaison de l'acide arsénieux avec le deutoxide de cuivre forme la couleur que l'on nomme vert de Schéele. La plupart des oxides métalliques et de leurs sels solubles sont des poisons plus ou moins actifs; les vapeurs ou poussières *métalliques* sont en général dangereuses à respirer; aussi doit-on prendre des précautions pour se garantir de l'influence des composés de ce genre sur lesquels on opère.

L'action délétère de différents gaz, vapeurs, etc., sur notre économie, nécessite l'emploi d'un moyen qui les élimine des laboratoires au fur et à mesure qu'ils s'y développent; à cette occasion nous devons rappeler les systèmes de ventilation si heureusement appliqués par M. d'Arcet à l'assainissement des laboratoires, de divers ateliers, des hôpitaux, des salles, des spectacles, etc.; les dispositions qu'il a faites produisent un renouvellement continuel de l'air de ces endroits; le courant est déterminé par une cheminée *d'appel* dans laquelle l'air échauffé par divers moyens (des tuyaux de poêles, des plaques de cheminées, un petit foyer, etc.), se dilate, devient plus léger et s'élève; il est remplacé dans la chambre par l'air atmosphérique qui afflue du dehors au moyen de plusieurs vasistas dont la somme des ouvertures est égale à l'ouverture de la cheminée.

On peut essayer de faire fondre, et même de

brûler, plusieurs métaux dans de petites expériences, soit à l'aide d'un chalumeau ordinaire, soit au moyen d'un chalumeau à gaz oxigène comprimé, soit enfin, à l'aide d'un mélange d'oxigène : une partie avec deux parties d'hydrogène en volume. Le chalumeau simple s'emploie ordinairement en plaçant un petit fragment de la substance que l'on veut chauffer dans la cavité d'un morceau de charbon; puis, dirigeant le jet de flamme que l'on produit en soufflant, sur ce fragment; l'intensité de la chaleur du jet est encore augmentée par la combustion du charbon en cet endroit (voyez planche 11, fig. 1). On pourrait supposer que l'air inspiré, puis ensuite expiré des poumons, étant vicié par l'absorption d'une partie de son oxigène, ne devrait pas alimenter la combustion, très activement, mais il faut se rappeler que l'air, après avoir subi une seule inspiration, a perdu très peu d'oxigène, et que le courant rapide que l'on produit en soufflant sur un seul point, apporte, dans un temps donné, une bien plus grande quantité d'oxigène en contact avec la flamme et avec le charbon que l'acte de la respiration ne peut lui en avoir enlevé. Cependant un courant de gaz oxigène pur est beaucoup plus puissant; c'est ce que l'on peut voir à l'aide de l'appareil indiqué par la fig. 2 de la pl. 11. Si l'on place un petit rouleau de fil de fer mince sur un charbon incandescent, que l'on dirige sur celui-ci le courant de gaz oxigène qui s'échappe du gazomètre, lorsque l'on ouvre la cannelle, on verra le fer brûler en jetant une vive

lumière, de même que cela a lieu dans un flacon de gaz oxigène.

Le chalumeau dont nous venons de parler consiste en un vase cylindrique, rempli de gaz oxigène et muni de deux robinets: l'un destiné à laisser introduire l'eau dont il remplit un long tube qui, par sa hauteur détermine la pression; l'autre pour laisser à volonté écouler le gaz comprimé par le tube effilé et recourbé.

On peut brûler de cette manière l'étain, le zinc, etc. On démontre aussi par ce procédé que le cuivre est combustible, et qu'il donne une flamme verte, due sans doute à sa volatilisation et à la couleur verte de l'oxide qui le forme.

Le platine, l'or et l'argent résistent à ces moyens d'oxidation. Ce n'est que par la température plus élevée que l'on peut produire à l'aide de l'électricité développée par une forte batterie, que l'on y parvient ainsi que nous l'avons vu plus haut, au moyen du chalumeau à gaz oxigène comprimé. Celui-ci, dont nous avons déjà eu l'occasion de parler, est construit en cuivre ou fer assez épais pour résister à la pression des gaz que l'on introduit de force à l'aide d'une pompe (Voyez pl. 9, fig. 2). Enfin on oxide les trois métaux ci-dessus au moyen des acides. Pour les deux premiers, on emploie un mélange d'acide nitrique et hydrochlorique, auquel on a donné d'abord le nom d'eau régale, et depuis, celui d'acide hydro-chloro-nitrique. Nous verrons plus loin comment ce mélange agit.

On peut, à l'aide de moyens analogues à ceux que l'on emploie pour oxider les métaux, les dés-oxider; dans le premier cas, par exemple, nous avons vu que l'on oxidait un métal en l'échauffant avec un excès d'oxigène. Pour dés-oxider, ou revivifier l'oxide, il suffit, en général, de le chauffer avec une substance combustible, à l'abri de l'oxigène de l'air. Pour produire cet effet, on met en contact avec l'oxide un excès de charbon, et l'on chauffe le mélange à une température plus ou moins élevée, suivant la nature du métal oxidé; le charbon s'empare de l'oxigène avec lequel il forme de l'acide carbonique invisible qui se dégage, et le métal reste à nu dans son état de pureté. Les métaux difficilement oxidables (platine, or et argent) peuvent-êtré débarrassés de l'oxigène sans aucun autre agent que la chaleur.

Nous avons vu dans la classification des corps que les métaux formant la quatrième classe, décomposent l'eau à l'instant où ils sont en contact avec elle (page 9) : ils absorbent son oxigène et laissent l'hydrogène libre qui se dégage en bouillonnant. Ceux de la classe suivante ne peuvent décomposer l'eau rapidement qu'à la chaleur rouge, et ne se combinent à l'oxigène qu'à l'aide d'une température plus élevée encore. Mais dans certaines circonstances, par exemple avec le contact de l'air et de l'eau (ou de l'humidité), ils peuvent absorber l'oxigène lentement : c'est ainsi que l'on voit les objets en fer, exposés à l'air humide, se couvrir de rouille, qui n'est autre chose que de

l'oxide de fer. Nous savons que le manganèse, le zinc, le plomb et le cuivre sont aussi altérés de cette manière.

Le moyen le plus efficace pour oxider les métaux, est sans contredit l'emploi des acides : on peut s'en faire une idée en versant de l'acide nitrique sur une lame de cuivre ; à l'instant une vive effervescence aura lieu ; elle sera produite par la décomposition de l'acide qui, perdant une partie de son oxigène, forme un nouvel acide, gazeux à la température ordinaire. Le gaz, qui se dégage dans cette opération (acide nitreux), est d'une couleur rouge orangée, son odeur est très désagréable ; il agit fortement sur notre économie, et l'on ne tarderait pas à être asphyxié si l'on en respirait une certaine quantité.

L'action des acides peut, comme nous l'avons vu, oxider les métaux en se décomposant ou en déterminant la décomposition de l'eau. Il en peut encore résulter un autre effet, l'acide entre en combinaison intime avec l'oxide qu'il vient de former, et cette combinaison est souvent soluble dans l'eau ou l'acide concentré, elle fait partie des *sels* : ceux-ci forment une classe de corps très nombreux que nous aurons l'occasion d'étudier plus tard. Le phénomène, dont nous venons de parler, est produit dans la préparation du gaz hydrogène que l'on emploie pour enfler les ballons ; et ce qui se passe dans cette opération peut servir d'exemple pour une mul-

titude de cas semblables qui ne diffèrent que par la nature de l'acide ou du métal employés. Nous prendrons d'autant plus volontiers ce cas particulier que déjà nous avons eu l'occasion de le citer ; l'acide étendu d'eau , que l'on met en contact avec le fer , détermine l'oxidation de ce métal aux dépens de l'eau dont l'hydrogène se dégage en causant une effervescence dans le liquide ; l'oxidation à peine a lieu que l'oxide formé ci-dessus , et dissous et laisse une nouvelle surface du métal exposée à nu à l'action de l'acide et de l'eau : ces réactions continuent tant qu'il y a du fer, en même temps que de l'acide libre et de l'eau. Lorsque l'acide a dissous toute la quantité d'oxide avec laquelle il pouvait se combiner , il est saturé ; et, quand même il y aurait encore du fer métallique dans la liqueur, celui-ci ne serait plus attaqué. Nous verrons plus loin qu'en général les corps se combinent en proportions déterminées et invariables.

La solution facile des oxides , dans les acides , a été mise à profit dans les arts et dans l'économie domestique : on emploie de l'acide sulfurique , de l'acide nitrique et de l'acide *muriatique* , pour aviver la surface des métaux , ou , en termes techniques , pour les décaper ; on nettoie plus facilement les vases en cuivre en ajoutant du vinaigre , ou quelque autre substance acide dans l'eau dont on se sert pour frotter ces vases. Dans tous les cas , il faut se hâter de faire disparaître l'excès d'acide par des lavages abondants, sans quoi il produirait lui-même une nouvelle quantité d'oxide

souvent plus considérable que celle qu'il aurait d'abord enlevée.

Le sel, formé par la dissolution du métal dans un acide, peut être obtenu en cristaux ou précipité confusément par l'évaporation de l'eau. Si, par exemple, la réaction de l'acide sur le fer est terminée, en supposant encore que la proportion de fer dissous soit assez grande, et qu'on laisse refroidir la liqueur, de beaux cristaux d'un vert clair se déposeront, leur transparence sera complète, et sous cette forme ils différeront totalement et de l'acide, et du fer, et de l'oxigène, qui se sont réunis pour les former.

Pour concevoir le phénomène de la cristallisation, dont nous venons de parler, dans lequel un liquide prend en partie les formes régulières d'un nouveau corps solide, il faut observer que l'eau et la chaleur ayant écarté seulement, ou suspendu les molécules intégrantes du sel, soit que le calorique se dégage en partie, soit que l'eau, qui contribuait à la solution, soit en partie évaporée, la substance ne peut plus être tenue entièrement en solution; une partie se précipite. Si le refroidissement ou l'évaporation sont assez lents, les molécules salines s'arrangeront dans un ordre tel, d'après leur forme primitive, qu'il en résultera des cristaux réguliers.

Il arrive souvent que les substances en cristallisant enferment une plus ou moins grande proportion d'eau entre leurs parties; cette eau ainsi

solidifiée se nomme *eau de cristallisation*. Non seulement un sel métallique peut être séparé de sa solution par un simple refroidissement ou par l'évaporation de l'eau; mais ce sel peut être décomposé, c'est à dire le métal pur ou oxidé être séparé de l'acide seulement par la présence d'un autre métal mis en contact avec la solution, et dont l'affinité pour l'acide soit plus forte que celle qui unissait le premier composé.

Nous avons vu que plusieurs métaux, en se combinant avec une certaine proportion d'oxigène, forment des oxides, et même des *acides* susceptibles de se combiner eux-mêmes avec d'autres oxides; nous devons ajouter que plusieurs métaux de la quatrième classe, en s'unissant avec l'oxigène, donnent naissance à de nouveaux composés que l'on nomme *alcalis*; ceux-ci ont en général des propriétés en opposition avec celles des acides, et ces deux corps, en se combinant, peuvent annuler leurs propriétés caractéristiques: on appelle le nouveau composé un *sel neutre*. Dans une des leçons suivantes nous examinerons ce genre d'action et les composés qui en résultent.

Les métaux ne sont pas seulement susceptibles de se combiner avec l'oxigène et avec les acides; ils peuvent encore tous se combiner, soit entre eux, pour former des alliages, soit avec quelques combustibles simples non métalliques: c'est ainsi que le fer, le cuivre, s'unissent au charbon, que le potassium se combine à l'azote et à l'hydrogène: enfin que tous les métaux peuvent s'unir au phos-

phore, au soufre, au sélénium, au chlore et à l'iode; ces combinaisons, comme nous le verrons par la suite, ont dû être appelées, d'après la nouvelle nomenclature, des carbures, phosphures, sulfures, chlorures, etc.

Les sulfures, très abondants parmi les minéraux, se nomment aussi pyrites dans leur état natif: ce sont les sulfures de fer, qui occasionnent par leur combinaison vive avec l'oxigène, le dégagement de chaleur et du gaz fétide (hydrogène sulfuré), dont nous avons déjà parlé et qui imprègnent plusieurs eaux minérales, celles d'*Harrogate* entre autres.

Les carbures de fer, en proportion relatives, différentes des deux éléments, forment, comme nous l'avons dit plus haut, la plombagine et l'acier: ce sont les seuls carbures qui présentent une grande importance.

Parmi les alliages utiles aux arts, on peut citer le bronze qui est formé de cuivre et d'étain; le laiton qui se compose de cuivre et de zinc; enfin l'on sait que les monnaies sont des alliages de cuivre et d'or, d'argent et de cuivre, dont les proportions sont déterminées par la loi; les réglemens des pays fixent aussi la composition des matières d'or et d'argent employées dans l'orfèvrerie et la bijouterie. Lorsque la chimie a fait connaître que tous les objets d'or ou d'argent ne contiennent pas des proportions sensiblement différentes de celles indiquées, le contrôle du gouvernement garantit aux acheteurs, le titre des objets qu'ils trouvent dans les boutiques.

Outre les alliages au moyen desquels on modifie les propriétés des métaux, on emploie d'autres procédés pour obtenir, de la réunion de deux métaux, des services différents de ceux qu'ils rendent lorsque chacun d'eux est isolé. Dans l'étamage du fer, par exemple, c'est en recouvrant par une juxtaposition intime toute la surface du fer que l'on prépare le fer-blanc : cette réunion offre les avantages d'une solidité suffisante sous une très faible épaisseur, solidité qui est due au fer, et d'une altérabilité beaucoup moindre, puisque de toutes parts l'étain garantit le fer de l'action immédiate de l'air humide. C'est en recouvrant toute la surface du cuivre avec des feuilles minces d'argent, que l'on obtient à bon marché un grand nombre d'objets de luxe qui imitent parfaitement les objets en argent. On est parvenu à préparer de cette manière des vases en or et en platine. Lorsque la couche du métal le plus cher est appliquée extrêmement mince, on dit que les objets sont dorés, argentés ou platinés; et lorsqu'elle est d'une épaisseur plus forte, épaisseur qui est indiquée par le contrôle, on dit que le cuivre est plaqué en platine, en or, ou en argent; plus simplement on se sert du mot plaqué pour désigner la réunion du cuivre à un autre métal, et l'on dit, du plaqué d'or, d'argent ou de platine.

On emploie fréquemment, dans les arts et métiers, un métal, ou un alliage métallique pour réunir les parties séparées d'un métal moins fusible, ou de deux métaux; c'est ainsi que l'on atta-

che ensemble plusieurs lames de plomb à l'aide de l'étain plus fusible que lui, ou d'un mélange d'étain et de plomb; on réunit plusieurs pièces de fer à l'aide du cuivre dont on favorise encore la fusion au moyen du borax; cette opération se nomme *brasure*; celle qui précède est appelée *soudure*. On soude le cuivre au plomb au moyen de l'étain, plus fusible que chacun d'eux; on réunit les pièces en cuivre, soit avec de l'étain, soit au moyen d'un alliage de cuivre fusible; le platine est soudé au moyen de l'or, etc.

Le mercure, ce métal liquide à la température de nos climats, et que l'on ne peut connaître à l'état solide qu'en abaissant sa température à 40° au-dessous de celle de la congélation de l'eau; le mercure est susceptible de former avec l'or et l'argent une sorte de combinaison lâche que l'on a nommée *amalgame*; cette combinaison est d'une consistance plus ou moins faible, suivant que la proportion de mercure est plus ou moins grande; elle s'opère à froid.

Beaucoup de métaux ont été découverts dans notre siècle (voy., page 10, les métaux de la sixième classe). Le sélénium, découvert par Berzélius dans les pyrites de falhum en Suède, semble participer plus des combustibles non métalliques que des métaux; il se rapproche surtout du soufre. Le sélénium, en se combinant avec l'oxygène, forme un acide nommé *acide sélénique*: le titane, de la sixième classe, que l'on croyait susceptible seulement d'oxidation, forme aussi un acide avec

l'oxygène; M. Rose de Berlin, qui l'a découvert, le nomme acide titanique: les cinq premiers métaux de cette classe forment aussi des acides avec l'oxygène. Parmi eux l'arsenic est remarquable par ses propriétés vénéneuses; son action sur l'économie animale est d'autant plus énergique qu'il est plus oxidé; et en même temps plus soluble: à l'état d'acide arsenique ses effets délétères sont beaucoup plus prononcés qu'à l'état d'acide arsénieux, de protoxide, et de métal. La plupart des poisons métalliques sont dans le même cas, parcequ'eux leurs oxides sont beaucoup plus solubles dans l'eau ou les acides que le métal, et que d'ailleurs toutes les actions chimiques sont d'autant plus vives que les corps soumis à leur influence sont plus divisés: c'est ainsi, par exemple, que des grains arrondis en plomb peuvent être avalés sans produire aucun accident fâcheux, tandis que les oxides et les sels de plomb, sont en général des poisons violents. Le cuivre, qui, à l'état métallique, n'a aucune action bien sensible sur notre économie, devient un poison dangereux dès qu'il est converti en oxide, ou combiné en partie à l'acide carbonique ou acétique; c'est ce qui arrive lorsque dans des vases en cuivre, il se forme du *vert de gris*.

L'oxide de cobalt, dissous par l'acide hydro-chlorique, forme un sel au moyen duquel on prépare une encre sympathique, sa solution concentrée est d'un bleu assez intense, tandis que, lorsqu'elle est étendue d'eau, elle est d'un rose pâle. Dans ce dernier état, si on s'en sert pour tracer

des caractères sur le papier, ces caractères restent invisibles; mais en approchant le papier du feu, la solution se concentre par l'évaporation de l'eau, et fait paraître les caractères en bleu. En éloignant le papier du feu, l'hydro-chlorate de cobalt attire l'humidité de l'atmosphère, et devient de nouveau invisible. Si l'on mêle à la solution de l'hydro-chlorate de cobalt une solution d'hydro-chlorate de peroxide de fer, sel dont la solution est jaune, on obtiendra une encre sympathique verte, qui s'emploiera de la même manière, et dont les effets seront plus marqués. Pour l'effacer plus promptement, il vaut mieux exhaler dessus son haleine humide que de la laisser exposée à l'air.

Avant de terminer cette leçon, nous donnerons quelques détails sur les métaux nouvellement découverts dans les alcalis et quelques autres substances. Ces découvertes sont bien plus importantes par la nouvelle direction qu'elles ont imprimée à la science; que par les faits et les expériences curieuses auxquelles depuis elles ont donné lieu. Déjà ces métaux ont fourni des réactifs précieux à la chimie, et promettent d'utiles applications dans les arts.

Ce fut en essayant les effets du courant voltaïque sur divers composés, que sir H. Davy fut conduit à les appliquer aux corps considérés comme substances simples; jusque-là il espérait que l'action énergique de l'électricité, qui décompose une foule de corps composés, pourrait aussi séparer des parties de nature différente dans des corps

qu'il soupçonnait être à tort considérés comme élémentaires.

La première substance, jusque-là supposée simple, qu'il soumit à l'action de la batterie voltaïque, fut un des alcalis fixes (la potasse). Il observa qu'une substance gazeuse, qu'il reconnut pour de l'oxygène, se rendait au pôle positif de la batterie, tandis que de petits globules métalliques se rendaient au pôle négatif. Il démontra aussi que la potasse, qui jusqu'alors avait été considérée comme un corps simple, ne devait son incomcombustibilité qu'à ce que déjà elle résultait d'un métal brûlé, et que c'était un véritable oxide métallique. Il appela *potassium* le nouveau métal.

Depuis la découverte du potassium, MM. Gay-Lussac et Thénard nous ont fait connaître beaucoup de propriétés de ce nouveau corps. Voici comment on le prépare aujourd'hui avec la batterie voltaïque. On prend un petit fragment de potasse hydratée dans lequel on fait une cavité que l'on emplit de mercure; on pose ce fragment sur une plaque métallique; l'on fait communiquer le pôle positif d'une batterie de 200 paires avec la plaque, et le pôle négatif avec le mercure. L'eau et la potasse (protoxide de potassium) sont décomposées; l'oxygène des deux se rend au pôle positif; l'hydrogène et le potassium au pôle négatif: les deux gaz se dégagent (les fils conducteurs étant en platine), et le potassium, rencontrant du mercure, s'y allie et le rend bientôt solide. On verse cet alliage dans l'huile de naphte ou de pétrole, et l'on continue l'opération de la même manière. Lorsque l'on s'est

procuré ainsi la quantité de potassium que l'on désire, on le sépare du mercure par la distillation. A cet effet, on met l'alliage dans une cornue; avec un peu d'huile de naphte, on adapte au col de cette cornue un récipient que l'on bouche presque entièrement; on chauffe l'huile qui, en se volatilissant, chasse l'air. On pousse la température jusqu'au rouge; alors le mercure se volatilise et est condensé dans le ballon: le potassium reste dans la cornue.

On suit un procédé plus rapide pour obtenir le potassium et même le sodium; il consiste à faire passer de la potasse fondue sur de la tournure de fer, portée préalablement au rouge-blanc, dans un canon de fusil courbé et luté. L'eau et la potasse sont décomposées, à cette haute température, par le fer; leur oxygène s'unit à ce métal; l'hydrogène de l'eau se dégage par un tube placé à la partie la plus élevée du canon du fusil et qui plonge dans l'eau. Le potassium s'écoule dans le récipient, où il est condensé, après avoir été volatilisé dans le tube en fer. Lorsque l'opération est terminée, on délute l'appareil; puis on retire le potassium à l'aide d'une tige de fer; on le comprime dans un tube en verre, que l'on plonge ensuite dans un flacon rempli d'huile de naphte.

Le potassium a une telle affinité pour l'oxygène, qu'il s'oxyde rapidement dans l'air; et sa surface, d'abord d'un brillant métallique semblable à celui de l'argent mat, lorsqu'on le voit au travers d'un tube en verre dans l'huile de naphte, se couvre bientôt d'une couche brune, semblable

au plomb terni par une trop longue exposition à l'air.

Le potassium est, à la température ordinaire, mou comme la cire et plus ductile ; on peut le pétrir entre les doigts : en le rompant, il présente une foule de petits cristaux confus. Il faut avoir le soin d'entretenir la surface de ce métal couverte d'huile, lorsqu'on le manie, sans quoi on risquerait de l'enflammer et de se brûler profondément.

Lorsqu'on le coupe, il présente une surface lisse des plus brillantes : il pèse moins que l'eau et plus que l'huile. Son poids spécifique est de 865 à la température de 15 degrés (l'eau pesant 1000) ; il se fond à 58 degrés centrigades. C'est donc le métal le plus fusible après le mercure ; il se volatilise avant la chaleur rouge.

Le potassium attire l'oxygène de l'air, à froid, et se convertit peu à peu en un oxide blanc. Cette réaction n'a lieu avec chaleur que dans le commencement, bientôt elle devient si lente qu'elle se fait sans développement sensible de calorique. A chaud il se combine bien plus vivement avec l'oxygène de l'air, et brûle avec flamme ; il absorbe l'oxygène de l'eau beaucoup plus rapidement, à froid, que dans l'air ; les phénomènes qu'il produit sont assez remarquables. Que l'on jette un morceau de potassium sur l'eau, il s'agitiera rapidement à la surface, d'un mouvement giratoire, on le verra aller et venir, çà et là, en élevant sa température au point de devenir incandescent et même d'enflammer le gaz hydrogène qu'il dégage.

en décomposant l'eau ; il diminuera peu à peu de volume, et finira par se dissoudre en totalité dans le liquide. On entend aisément ce qui se passe dans cette opération : le potassium s'empare de l'oxygène de l'eau en la décomposant. La nouvelle combinaison formée est du protoxide de potassium, ou potasse, qui est soluble dans l'eau et disparaît dans ce liquide. Le gaz hydrogène dégagé se sépare, à l'état gazeux, en produisant une sorte de sifflement ; et lorsque la température est assez élevée pour qu'il s'enflamme, le gaz produit de l'eau par sa combustion en s'unissant à l'oxygène de l'air atmosphérique. La présence de la potasse est facile à démontrer dans le liquide, cet alcali ayant la propriété de faire changer en bleu la couleur rouge du tournesol, et en vert plusieurs couleurs bleues végétales : celles des mauves, du chou rouge, des baies de sureau, des dahlias, etc. On se sert ordinairement d'un papier teint avec une de ces couleurs pour reconnaître la présence des alcalis en solution ; il suffit de poser sur le papier une goutte de cette solution alcaline, elle y produit une tache bleue sur la première et verte sur les autres.

Pour rendre l'expérience plus piquante, on projette plusieurs petits fragments de potassium sur la surface de l'eau contenue dans un vase large ; chacun de ses morceaux semblent être un petit boulet rouge qui sillonne la surface du liquide ; ils produisent souvent de petites explosions par la rapidité du dégagement de l'hydrogène. Enfin on peut produire l'incandescence du potassium, et

même de petites explosions, en posant des fragments de ce métal sur un morceau de glace. La cavité qu'ils creusent en fondant de la glace, par l'élévation de la température autour d'eux, contient une solution de potasse, ainsi que l'indique un papier teint en l'une des couleurs mentionnées ci-dessus.

Le potassium est capable de décomposer le gaz acide carbonique avec flamme, ce qui prouve qu'il a plus d'affinité pour l'oxygène que le carbone. Pour que cette expérience réussisse, il est nécessaire d'élever la température. Enfin l'affinité du potassium pour l'oxygène, surtout, est telle, qu'il décompose la plupart des oxides, tous les acides, toutes les matières végétales et animales. Parmi ces dernières, il n'y a que les corps gras très carbonés et très hydrogénés qu'il n'attaque que difficilement; aussi le meilleur moyen de le conserver est-il de le tasser fortement dans des tubes de verre, et de recouvrir sa surface avec de l'huile de naphte rectifiée par la distillation.

Le potassium se combine avec tous les corps combustibles non métalliques, excepté le carbone et le bore; il s'allie également avec tous les métaux; sa présence rend aigre même les plus ductiles.

Depuis que MM. Thénard et Gay-Lussac nous ont indiqué le moyen de préparer le potassium en quantité bien plus grande qu'il n'était facile de le faire à l'aide de la batterie voltaïque, ce métal est devenu, entre les mains des chimistes, un réactif puissant pour la décomposition

des corps oxigénés et de beaucoup d'autres.

L'alcali que l'on soumit à l'action divellente du courant électrique, après avoir décomposé la potasse, fut la soude; on devait s'attendre à obtenir des résultats analogues, en raison de la grande analogie de propriétés entre ces deux alcalis. En effet, le *sodium* jouit de presque toutes les propriétés du potassium; il est moins fusible, sa densité est un peu plus grande, il n'a pas d'action sensible sur le gaz oxigène ni sur l'air à froid; mais, dès qu'il est chauffé à la température de la fusion, il absorbe l'oxigène avec une grande rapidité; sa combustion des plus vives développe une grande quantité de chaleur et de lumière; l'oxide jaune qui en résulte est un mélange de deutoxide et de protoxide. Pour que ces phénomènes se passent dans l'air, il faut que celui-ci soit renouvelé, et que le sodium soit échauffé à 90 degrés centigrades. L'action de ce métal sur les corps simples et les différents composés est très analogue à celle du potassium; cependant, à la surface de l'eau, il ne s'enflamme pas et ne s'unit pas à l'hydrogène.

Depuis la découverte des métaux, de la potasse et de la soude, on s'est occupé de la recherche de beaucoup d'autres, et l'on en a découvert plusieurs: ceux que nous avons rangés dans la même classe que le potassium et le sodium sont le *calcium*, métal de la chaux; le *strontium*, métal de la strontiane, le *barium*, métal de la baryte, et le *lithium*, métal de la lithine.

Le calcium ne se rencontre dans la nature

qu'en combinaison avec l'oxygène, les oxides ou quelques acides; ce métal a été peu étudié, il est plus pesant que l'eau, solide à la température de l'atmosphère; son affinité pour l'oxygène est tellement grande qu'il enlève ce corps à presque toutes ses combinaisons, et qu'il s'y unit instantanément dans son contact avec l'air et l'eau.

On n'a pas encore apporté de grandes améliorations dans les procédés à l'aide desquels on obtient le calcium, et les autres métaux *terreux*, on extrait ce métal du sulfate ou d'un autre sel de chaux; pour y parvenir, on en fait une pâte, avec de l'eau; on arrange celle-ci en forme de capsule sur une plaque métallique, et l'on met du mercure dans cette capsule; on fait communiquer la plaque avec le fil positif d'une batterie voltaïque, et le mercure avec le fil négatif de la même pile: l'oxygène et l'acide sulfurique du sulfate se rendent au pôle positif, le calcium se porte vers le pôle négatif et s'allie au mercure qu'il y rencontre. On continue l'opération pendant long-temps, afin d'obtenir un alliage de mercure et de calcium assez riche de ce dernier métal: on met cet alliage dans une cornue avec de l'huile de napthe, on distille; l'huile en se volatilisant chasse l'air, le mercure se vaporise ensuite et est reçu dans un petit récipient auquel on a ménagé une issue très étroite pour le dégagement du gaz: le calcium reste en très petite quantité au fond de la cornue.

Le *strontium* et le *barium*, moins abondants que le calcium, se trouvent dans la nature en combinaison avec l'oxygène et les acides sulfuriques et car-

bonique principalement; le lithium est le métal d'un nouvel oxide découvert, par M. Arfwredson, dans plusieurs minéraux de la mine d'Utó en Suède: la tourmaline verte, le tiphane et le pétalite. Le radical de cet oxide n'a pas été obtenu à l'état métallique par un procédé semblable à celui qui s'applique à l'extraction des trois métaux précédents; le nom de lithium dérive de sa découverte dans des pierres; il est tiré du mot grec λιθεις, *lapideus*.

Nous avons peu de choses à dire des autres métaux *terreux* que nous avons rangés de la troisième classe; leurs propriétés ne sont pas connues, puisqu'à peine est-on assuré d'en avoir obtenu quelques uns: MM. Davy et Berzélius ont annoncé qu'ils avaient obtenu, l'un le magnésium du sulfate de magnésie, par un procédé analogue à celui que l'on emploie pour extraire le barium du sulfate de baryte; le second, que la fonte contenait du silicium, et qu'il avait obtenu ce dernier métal à l'aide de l'acide fluorique; nous verrons comment il y est parvenu, en parlant de la silice.

Quoi qu'il en soit, la connaissance des nouveaux métaux qui forment la base de beaucoup d'oxides, considérés naguère comme des corps simples, a fait faire un grand pas à la chimie; elle nous a dévoilé les propriétés importantes de ces corps dont nous ne soupçonnions pas l'existence, et qui auraient pu rester cachées à la race future des hommes. L'analyse chimique a trouvé de nouveaux et de très puissants réactifs; la géologie en acquiert un nouveau degré d'intérêt; il est démontré que toutes

les substances *terreuses*, à la surface de notre planète, sont des métaux unis à l'oxygène; et, comme la masse totale de notre globe est calculée devoir être bien plus pesante spécifiquement qu'elle ne l'est à sa surface, on peut supposer qu'à de grandes profondeurs il reste des métaux terreux non oxidés. S'il en est ainsi, l'explication des phénomènes volcaniques devient facile; en effet, dès que l'eau peut pénétrer jusqu'à ces amas de métaux éminemment combustibles, une température excessivement élevée doit se développer; les gaz, les vapeurs et la pression énorme qu'ils parviennent à vaincre, produisent nécessairement les grandes catastrophes dont nous sommes les témoins. Déjà depuis longtemps on a supposé que tous les volcans avaient des communications intermittentes avec la mer; on parviendra peut-être un jour à obtenir des notions plus positives sur ces épouvantables phénomènes.

Leçon onzième.

SUR L'ATTRACTION MOLÉCULAIRE ET L'AFFINITÉ CHIMIQUE.

Lois qui régissent l'attraction moléculaire, et phénomènes que cette force présente; lorsqu'elle a lieu entre les molécules des corps de même nature, on l'appelle *cohésion*; lorsqu'elle s'exerce entre les molécules des corps de nature différente, on la nomme *affinité*. — L'affinité n'a lieu qu'entre les parties les plus déliées des corps, et à des distances tellement petites, que l'on ne peut les apprécier. — Elle réunit les corps deux à deux, trois à trois, etc. — Des sels neutres. — La combinaison des corps détermine des changements de température, altère les propriétés qui caractérisent les corps dans leur état d'isolement. — La force de l'affinité estimée, par la force nécessaire, à la séparation des corps constituants. — Les différents corps ont entre eux des degrés différents d'affinité. — Des affinités électives simples et des doubles décompositions. — Des forces divellentes. — Lois des proportions définies. — Décomposition des sels par la batterie voltaïque.

Dans les leçons précédentes nous nous sommes occupés de l'étude des corps simples; nous devons étudier maintenant les propriétés des corps consi-

Pl. II.

Appareil pour opérer la combustion
des métaux par le Gaz Oxygène.

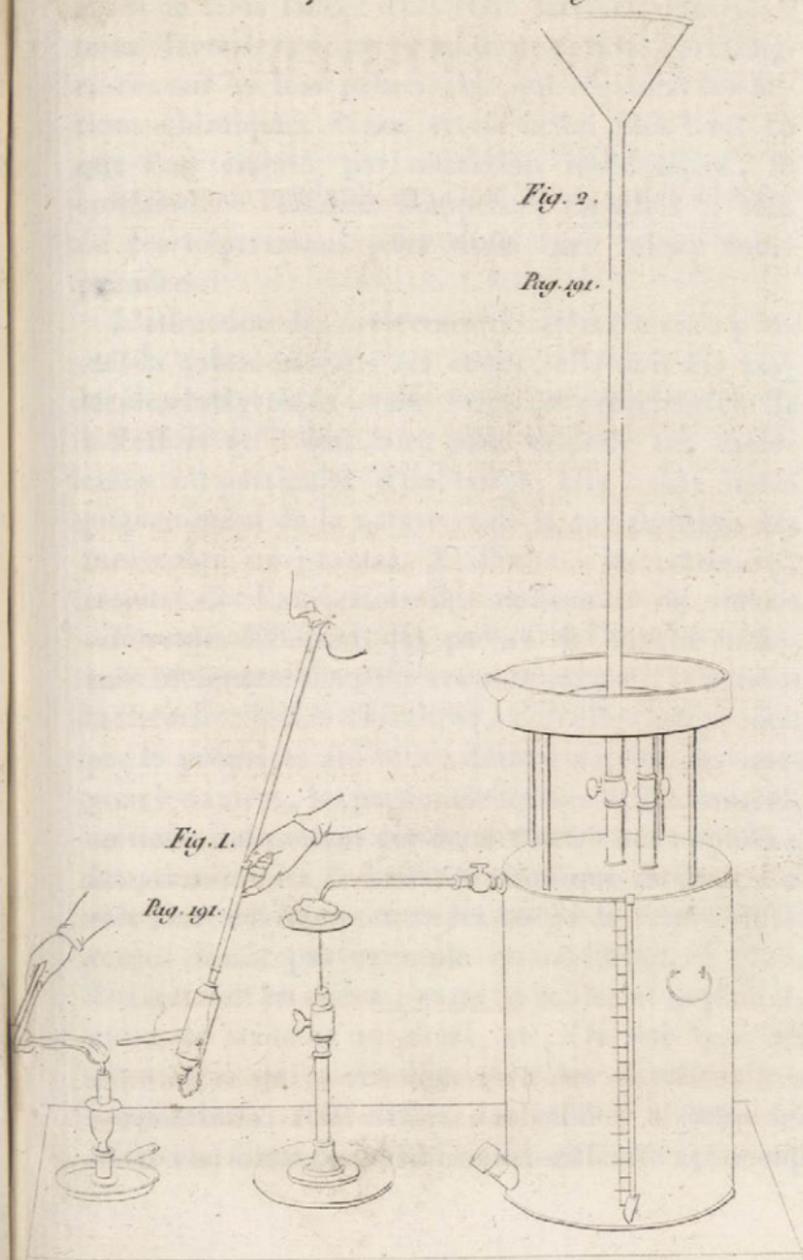


Fig. 2.

Fig. 191.

Fig. 1.

Fig. 191.

Fig. 1. Charbon en ignition, recevant le jet du chalumeau Fig. 2 Combustion des métaux par le moyen
d'un chalumeau lançant un courant de Gaz Oxygène du Gazomètre.

dérés dans leurs rapports entre eux, et des combinaisons qu'ils sont susceptibles de former. Mais, avant de nous lancer dans cette carrière nouvelle, nous devons exposer quelques notions préliminaires sur les lois principales qui régissent les actions chimiques. Nous avons défini plus haut ce que l'on entend par attraction moléculaire, la cohésion et l'affinité. Rappelons toutefois le sens de ces expressions pour nous faire mieux comprendre.

L'attraction des molécules de même nature produit la cohésion dans les corps, elle unit les molécules intégrantes : cette force est proportionnelle à l'effort qu'il faut faire pour désunir ces molécules ou particules d'un corps; elle existe indépendamment de la nature et de la composition des molécules intégrantes. L'affinité, au contraire, résulte de l'attraction des molécules de nature différente. Elle unit les parties de chaque molécule intégrante dans un corps composé, et suivant la théorie électro-chimique, cet effet est produit par la propriété attractive dont jouissent, les unes pour les autres, les parties électrisées différemment; ou enfin l'attraction des deux électricités opposées. La première loi de l'affinité chimique est donc d'avoir lieu seulement entre les corps de nature différente, ainsi, par exemple qu'on l'observe entre l'oxygène et un métal, entre le soufre et le plomb, entre un acide et un alcali, etc. On voit que ces attractions qui n'ont lieu qu'à des distances très rapprochées, sont nulles dès qu'il y a entre les corps une distance sensible; elles diffèrent beaucoup

de l'attraction planétaire qui exerce son influence à des distances considérables, et tient en équilibre le système de l'univers.

La cohésion qui existe entre les particules respectives des corps est un obstacle à leur combinaison; et, en effet, on conçoit que plus la force qui unit les molécules d'un même corps est grande, plus doit être grand l'effort que l'affinité d'un corps de nature différente doit faire pour désunir les premières molécules, pour rompre la cohésion qui les assemble; et, comme la deuxième loi de l'affinité chimique est que cette affinité n'a lieu qu'entre les parties les plus déliées d'un corps, il en résulte que la combinaison ne peut se faire sans qu'il y ait pénétration réciproque. Ainsi, lorsque la cohésion des parties est nulle, comme dans les gaz, les réactions chimiques ont lieu instantanément; si la cohésion est très faible, comme dans les liquides, il suffit d'une agitation légère pour déterminer des actions semblables. Enfin, lorsque dans les corps solides la cohésion est plus ou moins forte, les combinaisons et les décompositions sont plus ou moins difficiles.

Pour rendre les circonstances moins défavorables, on multiplie le plus possible les points de contact par une division mécanique et par l'intermède d'un liquide; alors les réactions, qui se passent de proche en proche, prolongent moins la durée de la réaction totale.

Citons des exemples pour fixer les idées: que l'on mette en contact le gaz hydrogène avec du gaz oxygène à la température de la combustion;

la combinaison de ces deux gaz, quelque considérable que soit leur quantité, aura lieu avec la rapidité de l'éclair : que l'on mélange ensemble la solution d'un acide et celle d'un alcali, la combinaison s'opérera d'autant plus vite que le mélange sera plus rapidement fait, et il suffira d'agiter le liquide pour qu'elle soit complète. Si l'on plonge une barre de fer dans une solution d'acide hydro-chlorique, par exemple, la réaction sera d'autant plus longue à se terminer, que l'épaisseur de la barre sera plus grande ; on parviendra donc aisément à l'accélérer en divisant le métal, en le réduisant en limaille, par exemple. Du sucre, du sel marin, sont d'autant plus rapidement fondus dans l'eau, qu'ils sont en poudre plus fine, et que l'on agite plus vivement leur mélange, etc. Mais, si les deux corps qui doivent réagir l'un sur l'autre ont tous deux une grande cohésion, il arrivera le plus ordinairement qu'ils n'auront aucune action l'un sur l'autre ; c'est ce que l'on peut observer en mettant en contact deux à deux, trois à trois, une foule de corps susceptibles de s'unir dans des circonstances plus favorables.

La troisième loi de l'affinité chimique s'énonce ainsi : L'attraction moléculaire peut avoir lieu entre deux, trois, quatre, et un plus grand nombre de corps à la fois ; elle forme ainsi de nouvelles molécules intégrantes d'une composition plus compliquée.

On peut citer des exemples très nombreux de ces diverses combinaisons ; nous nous contenterons d'en indiquer différents cas. Un acide résultera de

la combinaison du soufre avec l'oxigène ; ce composé uni à un oxide alcalin , la potasse , formera un sel que l'on appelle sulfate de potasse. Ce sel , uni avec un autre qui est formé d'acide sulfurique et d'alumine , formera un composé plus compliqué , qui est connu sous le nom d'*alun*. On peut faire entrer dans la combinaison un autre sel que l'on nomme *sulfate d'ammoniaque*. Il serait possible d'indiquer encore des combinaisons plus compliquées.

On a adopté , pour les acides et pour les sels , une nomenclature qui rappelle les principes constituants dont ces corps sont formés , en sorte que le nom seul annonce la composition du corps que l'on veut désigner.

Les trois alcalis , potasse , soude et ammoniaque , les substances terreuses dont le nombre est plus grand , et tous les autres oxides métalliques qui sont bien plus nombreux encore , ont été appelés *bases salifiables*. On se sert encore de cette expression pour désigner les corps qui , avec divers acides , concourent à la formation des sels. Le nom de chaque sel est formé de celui de l'acide et de la base , qui se sont unis pour le composer. La terminaison de chaque genre de sel indique de plus , le degré d'oxigénation de l'acide lorsque celui-ci peut en prendre plus d'un. Enfin , lorsqu'un même corps est susceptible de trois ou quatre degrés d'oxidation , chacun donnera un acide particulier ; on désigne les deux autres degrés , en faisant précéder les noms des deux sels qu'il forme , et de deux de ses acides , du mot *hipo*.

Pour donner un exemple des notions que nous venons d'indiquer, nous rappellerons les acides du phosphore et les sels correspondants. Le premier degré d'oxidation qui produit un acide prend le nom d'acide hypophosphoreux; le second prend celui d'acide phosphoreux; le troisième, celui d'acide hypophosphorique, et le quatrième se nomme acide phosphorique. Les sels correspondants de ces quatre acides, c'est à dire les différentes combinaisons qu'ils forment avec les bases salifiables, se nomment hypophosphites et phosphites, hypophosphates et phosphates. Ainsi il est facile de se rappeler que le phosphate de potasse est composé d'acide phosphorique et de potasse; le phosphite de soude, de soude et d'acide phosphoreux; le sulfate d'ammoniaque, d'acide sulfurique et d'ammoniaque; le sulfite de chaux, d'acide sulfureux et de chaux, etc.

Le nombre des combinaisons salines, qui peuvent être formées de cette manière, ne saurait être déterminé, puisque tous les jours on découvre de nouveaux sels; on imagine aisément d'ailleurs que ce nombre est très grand, puisqu'il résulte de l'union de chaque acide avec presque toutes les bases, et de chaque base avec presque tous les acides et enfin de plusieurs sels doubles, triples, etc.

Il y a un autre phénomène digne de remarque dans toutes les combinaisons, c'est un *changement de température*. On peut regarder ce fait comme une quatrième loi des combinaisons chimiques: on l'explique par le dégagement de chaleur qui résulte de l'union des deux électricités, soit que

chacune d'elles laisse unir son électricité propre à celle d'une autre, comme l'a supposé M. Davy, soit que l'atmosphère électrique seulement de chaque molécule, s'unisse à celle de chaque molécule d'un corps différent, et que les molécules des deux corps restent, après la combinaison, avec leur électricité propre qui contribue à les tenir réunies. Cette dernière hypothèse satisfait mieux à toutes les conditions du problème; elle est due, ainsi que nous l'avons déjà dit, à M. Ampère.

Une autre cause concourt sans doute aux changements de température que l'on observe dans les réactions chimiques, c'est la différence de capacité pour le calorique entre le corps composé et chacun des composants; cette différence est surtout remarquable lorsque les corps passent, pendant la réaction, de l'état solide à l'état liquide, et de l'état liquide à l'état gazeux, et réciproquement. On a vu quelle peut être l'influence de ces deux causes, dans l'une des premières leçons où nous avons exposé des phénomènes de ce genre.

Nous avons déjà cité plusieurs exemples de grand dégagement de chaleur dans des combinaisons chimiques; ainsi, lorsque le fer brûle dans l'oxygène, la quantité de chaleur développée est considérable, elle résulte non seulement de l'union des deux électricités, mais encore de la condensation de l'oxygène, qui, de l'état gazeux, passe à l'état solide en s'unissant au fer d'une manière intime.

La cinquième loi de l'affinité, c'est que les pro-

propriétés qui distinguent les corps, lorsqu'ils sont isolés, sont changées par le fait de leur combinaison chimique, et que le composé acquiert des propriétés caractéristiques nouvelles.

Un acide, ainsi que nous l'avons déjà observé, possède des propriétés contraires à celle d'un *alcali*; l'un fait tourner au rouge la teinture de violettes, de mauves, etc.; l'autre change en vert les mêmes matières colorantes: les deux corps, étant réunis dans les proportions convenables, forment un *sel neutre*, c'est à dire un sel qui n'a plus aucune des propriétés acides ni alcalines, qui ne rougit ni ne verdit plus les couleurs bleues végétales. N'y a-t-il pas encore une différence très grande entre le sodium qui, même à l'état d'oxide, ferait des ravages considérables dans notre économie, le chlore dont l'action sur nos organes est extrêmement délétère, et la combinaison de ces deux corps simples, le chlorure de sodium ou sel commun dont nous faisons une grande consommation sur nos tables et dans nos cuisines? Tous les faits chimiques que nous aurons par la suite l'occasion d'observer, nous apporteront de nouveaux exemples des changements considérables que déterminent les réactions moléculaires entre des corps différents.

Les corps ont entre eux des degrés différents d'affinité. Cette loi bien reconnue sert de fondement à la science tout entière de la chimie: c'est en effet par les degrés variés des attractions chimiques des corps différents, les uns pour les autres, que la plupart des réactions utiles à la connaissance

des corps, à leur combinaison, etc., sont effectuées. Partout où l'on opère la décomposition d'une substance par l'addition d'un corps, ce phénomène a lieu, parce que le nouveau corps, mis en présence, a plus d'affinité pour l'un des composants de la combinaison, et ce composant pour le corps nouveau, que l'autre composant n'en a pour celui qui le quitte : on a attribué ces combinaisons, qui s'opèrent de préférence entre deux corps déterminés, à une sorte d'action spéciale que l'on a nommée *affinité élective*.

La décomposition d'un corps, formé par la réunion de deux autres, ne peut pas toujours s'opérer par l'addition d'un troisième ; mais il arrive quelquefois qu'elle a lieu par l'intervention d'un quatrième, quoique celui-ci soit préalablement uni au troisième. Ce cas d'une double décomposition réciproque, entre deux composés binaires, a été attribué à une autre loi que l'on a appelée *des doubles affinités*. Ces ingénieuses distinctions, dues à Bergmann, avaient été considérées par lui comme des lois absolues, et il a dressé des tables synoptiques qui présentaient les rangs occupés par les différents corps, suivant leurs affinités. Mais, quoiqu'il eût déterminé par des expériences l'ordre des affinités, et en supposant même que toutes les expériences eussent été exactes, il aurait dû éprouver souvent de grandes difficultés, et quelquefois même se serait vu dans l'impossibilité d'assigner un rang aux substances essayées, s'il avait tenu compte de plusieurs circonstances influentes. On sait aujourd'hui que diffé-

rentes forces modifient l'action des corps, et rendent souvent impossible la détermination du degré d'affinité. La température, la pression, la cohésion des corps et leur force expansive, peuvent accélérer ou retarder les réactions, ou s'y opposer totalement.

Nous devons à Berthollet d'avoir renversé la théorie spécieuse de Bergmann; il y est parvenu à l'aide de considérations semblables à celles que nous venons de présenter: on ne saurait se faire une idée exacte des belles recherches de cet illustre chimiste, qu'en lisant leurs détails dans sa statique chimique.

Berthollet avait attribué, sans doute, une trop grande influence à la masse des corps sur les rapports dans lesquels ils peuvent se combiner, et la décomposition qu'ils peuvent déterminer. Cette influence n'est remarquable réellement qu'entre les substances dont les affinités sont peu considérables. C'est ainsi que l'eau, avec le sel commun et beaucoup d'autres sels, peut se combiner en toutes proportions jusqu'aux limites où leur combinaison est possible. Mais, en général, et dans tous les cas où les affinités réciproques sont très marquées, les corps ne s'unissent les uns aux autres que dans certaines proportions, et au-delà de ces proportions, les quantités excédentes de l'un ou de l'autre des composants que l'on peut ajouter restent à l'état libre ou de simple mélange. On a observé de plus que les combinaisons des corps en volume ont lieu dans des rapports simples, en sorte que la densité de leurs molécules produit seule cette complication de nombres que l'on re-

marque dans les rapports en poids entre les éléments des combinaisons chimiques. Nous reviendrons plus bas sur ces remarques importantes qui ont donné lieu à la théorie des proportions définies, théorie qui rend la science de la chimie plus positive, plus simple, etc., et ses applications dans les arts beaucoup plus faciles.

Pour mieux faire entendre les résultats de l'affinité chimique que nous avons exposés, nous devons citer des exemples de décomposition simple et de double décomposition. Quant aux combinaisons diverses qui résultent des affinités réciproques des corps, nous en avons dit assez pour que l'on conçoive sans peine les phénomènes qui nous restent à faire connaître.

Une décomposition simple a lieu toutes les fois que, dans un composé de deux ou de plusieurs éléments, on ajoute un corps dont l'affinité pour l'un des composants est plus grande que l'affinité existante entre ce composant et l'une ou l'autre des autres; dans ce cas, la nouvelle substance ajoutée trouble la composition en s'emparant de l'un ou de plusieurs des composants.

Si, par exemple, on ajoute dans une solution de carbonate de soude de l'acide sulfurique, celui-ci s'emparera de la soude qui était combinée avec l'acide carbonique dans le carbonate de soude, formera une nouvelle combinaison appelée sulfate de soude, et l'acide carbonique, devenu libre, prendra l'état gazeux qui lui est propre à la température de l'atmosphère, et se dégagera du liquide en produisant une vive effervescence.

Si l'on verse de l'acide sulfurique dans une solution d'acétate de soude, la soude quittera l'acide acétique pour s'unir à l'acide sulfurique, parceque l'affinité entre l'acide et la soude est plus forte qu'entre celle-ci et l'acide acétique; dans ce cas, l'acide qui est dégagé de sa combinaison, reste, pour la plus grande partie, en solution dans le liquide.

Citons maintenant un exemple de double décomposition: si l'on ajoutait de la chaux à du sulfate de soude, il n'y aurait aucune réaction sensible, puisque l'affinité qui existe entre l'acide sulfurique et la soude est plus grande que celle qui aurait lieu entre la chaux et cet acide. Si l'on versait de l'acide hydro-chlorique sur le sulfate de soude, il n'y aurait encore aucune action, parceque cet acide a moins d'affinité pour la soude que n'en a l'acide sulfurique; mais si l'on ajoutait à la fois de l'acide hydro-chlorique et de la chaux, ou de l'hydro-chlorate de chaux dans une solution de sulfate de soude, les deux composants de ce dernier sel seraient sollicités chacun par une force: la soude par son affinité pour l'acide hydro-chlorique, et l'acide sulfurique par son affinité pour la chaux; et si la somme de ces deux forces était plus grande que la force qui représente l'affinité de la soude pour l'acide sulfurique, la décomposition aurait lieu. C'est en effet ce qui arrive; et les résultats de cette double décomposition sont du sulfate de chaux (sel peu soluble dans l'eau et que l'on voit se précipiter sous forme pulvérulente, au fond du

vase), et de l'hydro-chlorate de soude qui reste dissous dans le liquide.

Nous rendrons ce phénomène plus facile encore à saisir, en représentant par des nombres les affinités qui ont lieu entre les éléments de ces composés. On verra qu'en additionnant ces nombres, on aura des sommes inégales, et que nécessairement les résultats devront être là où la somme des forces sera le plus considérable.

Sel employé.

SULFATE DE SOUDE.

<i>Résultat obtenu.</i>	Soudes	8	Acide sulfurique.	6	=	13	<i>Résultat obtenu.</i> SULFATE DE CHAUX.
HYDRO-CHLORATE DE SOUDE.	7	+	Acide hydro-chlorique.	4	=	12	

Sel employé.

HYDRO-CHLORATE DE CHAUX.

On voit par ce tableau que, dans la supposition où la force d'attraction qui réunit la soude à l'acide sulfurique soit égale à 8, et celle qui représente l'affinité entre l'acide hydro-chlorique et la chaux, égale à 4, la somme de ces forces serait égale à 12.

Mais l'affinité entre la soude et l'acide hydro-chlorique étant égale à 7, et celle entre la chaux et l'acide sulfurique étant égale à 6, la somme de ces deux forces sera égale à 13. Elle sera donc plus forte que la somme des affinités premières, qui

n'est que de 12 : donc il devra y avoir décomposition ; et, au lieu de sulfate de soude et de l'hydro-chlorate de chaux employés, on obtiendra du sulfate de chaux et de l'hydro-chlorate de soude.

Cette double décomposition est mise à profit dans les arts. Les salpêtriers parviennent ainsi à décomposer le muriate de chaux (hydro-chlorate de chaux) qui empêche la cristallisation de leurs eaux mères.

Ce tableau fait encore voir que si l'on employait l'acide hydro-chlorique pour enlever la soude du sulfate de soude, on n'y réussirait pas, puisque l'affinité entre la soude et l'acide sulfurique, égale à 8, est plus grande que celle qui a lieu entre l'acide hydro-chlorique et la soude, qui est représentée ici par 7. De même on peut voir que la chaux ne décomposerait pas le sulfate de soude, puisque son affinité pour l'acide sulfurique est égale seulement à 6, tandis que celle de l'acide sulfurique, pour la soude, est égale à 8. Il faut donc employer l'acide hydro-chlorique et la chaux, ou l'hydro-chlorate de chaux, pour opérer la décomposition.

Ces nombres, que nous avons employés pour exposer les idées seulement, ne sont placés ici que par hypothèse. Nous avons dit qu'il serait impossible de les déterminer une fois pour toutes, puisqu'ils varient dans diverses circonstances. Pour en citer un exemple, nous supposerons que l'on mêle à froid du sulfate de soude avec de l'acétate de chaux dans une solution très étendue d'eau ; il ne se passera aucune réaction : que l'on fasse chauff-

fer, et la décomposition commencera. On verra du sulfate de chaux troubler la transparence du liquide. Que l'on sépare tout le sulfate de chaux ainsi précipité, au moyen d'un filtre, puis que l'on fasse évaporer la liqueur claire obtenue, la décomposition, qui n'était pas complète, continuera, et elle sera d'autant plus grande que le liquide sera plus rapproché.

Ces phénomènes, que l'on observe dans le traitement de l'acide pyroligneux, dont on veut extraire l'acide acétique, démontrent qu'ils n'est pas possible d'assigner d'avance, et pour tous les cas, un degré absolu d'affinité aux diverses substances les unes pour les autres.

Nous avons vu que les corps se combinent entre eux en proportions déterminées, lorsque leur affinité est bien prononcée. Ces proportions ne sont pas en grand nombre; en sorte que la loi des proportions définies est extrêmement remarquable par sa simplicité. Les combinaisons gazeuses, par exemple, qui sont toujours très intimes, nous apportent des exemples frappants de ce que nous venons d'avancer: toutes les substances gazeuses, ainsi que l'a prouvé M. Gay-Lussac, se combinent en volumes dans des rapports simples. C'est ainsi qu'une partie d'oxygène s'unit avec deux parties d'hydrogène pour former de l'eau; une de gaz azote et trois d'oxygène forment deux parties de gaz ammoniac; une partie de chlore et une de gaz hydrogène produisent deux parties de gaz acide hydro-chlorique. Si l'on suppose que deux gaz se combinent dans des proportions différentes, et que la quantité de

l'un d'eux soit toujours la même et la plus petite, celle-ci sera contenue exactement un nombre entier de fois dans l'autre; en volume ou en poids. Les combinaisons de l'azote avec l'oxygène nous en fournissent un exemple frappant. En effet, si l'on combine 2 parties d'azote avec 1 d'oxygène, on formera une partie de protoxide d'azote; avec 2 parties on obtiendra deux de deutoxide d'azote; avec 3 on aura de l'acide nitreux; avec 4 un deuxième acide nitreux; avec 5 enfin, de l'acide nitrique.

Nous avons dit, en traitant de la chaleur, que tous les corps seraient réduits en gaz à l'aide d'une température assez élevée: il est donc très probable que les mêmes lois de composition s'appliquent à tous les corps; et beaucoup d'expériences déjà tendent à le prouver.

Les lois que nous venons de faire connaître viennent à l'appui d'un système dont les premières idées ont été fournies par M. Higgens en 1789, que M. Dalton a développé dans la *Philosophie chimique*, et que l'on nomme aujourd'hui *système atomique*. Celui-ci repose principalement sur la théorie des proportions définies entre lesquelles les corps peuvent se combiner, ainsi que nous l'avons remarqué au commencement de cette leçon.

Il est facile de se faire une idée précise de la théorie atomique; elle résulte même des choses admises depuis long-temps par tous les chimistes. En effet, on suppose que les actions chimiques se passent toutes entre les molécules ou atomes des corps, c'est à dire entre les parties les plus petites possibles, et qu'aucun moyen ne saurait plus di-

viser davantage, telles, par exemple, qu'elles seraient, sous la forme de gaz, sans la cohésion. Si donc les molécules ou atomes des corps sont indivisibles, il est évident que leur combinaison ne peut se faire qu'en nombres entiers; que connaissant leur nombre, il est facile de trouver leur poids spécifique, puisque l'on connaît aisément les proportions pondérables entre lesquelles les combinaisons intimes ont lieu; et, comme on sait que le nombre des combinaisons possibles de deux corps gazeux en volume est très limité, de même que celui des combinaisons entre deux corps quelconques, en poids; il résulte de là que les réactions chimiques qui se passent entre les atomes simples et composés des corps produisent des combinaisons d'un atome de l'un avec 1, 2, 3 atomes de l'autre,

On entend par atomes simples, les molécules ou parties d'un corps simple tellement divisées, qu'elles ne soient plus divisibles: et par atomes composés, les molécules d'un corps composé qui ne peuvent être divisées par aucun moyen autre que leur décomposition chimique.

Le nombre des atomes, des composés gazeux, se déduit de leurs proportions en volumes, puisque l'on admet que, sous le même volume, les gaz contiennent le même nombre d'atomes, et l'on en déduit aisément les poids spécifiques de ces atomes. Prenons pour exemple la combinaison de l'oxygène à l'hydrogène qui forme de l'eau: nous avons démontré que ces gaz s'unissaient, dans les proportions d'une partie du premier avec deux parties du second, en volumes: ce qui revient à

dire que chaque atome composé, ou molécule intégrante de l'eau, est formé de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'eau. Mais puisque l'on sait aussi d'une manière positive que l'eau se compose en poids de 88, 90 d'oxygène, et de 11, 10 d'hydrogène, on voit que le poids d'un atome d'oxygène peut être représenté par 88, 9, et celui de 2 atomes d'hydrogène par 11, 1. Si l'on veut prendre pour unité le poids de l'atome, de l'oxygène, on aura 0,0628 pour celui de l'hydrogène, puisque $88,9 : 5,5 :: 1 : 0,0628$. C'est en effet à l'oxygène pris pour unité que l'on est convenu de rapporter le poids de tous les autres atomes. Le docteur Wollaston a proposé de prendre pour unité le poids de l'atome, de l'hydrogène pur, cet atome étant le plus léger de tous; dans ce cas, on aurait la proportion $5,5 : 88,9 :: 1 : 16$; on voit que l'hydrogène étant 1, le poids de l'atome d'oxygène est représenté par 16, et que les deux nombres sont entiers.

La connaissance des proportions définies, dans lesquelles les différents corps se combinent, est extrêmement utile dans les décompositions et les compositions chimiques appliquées aux analyses des corps, ou aux opérations de l'industrie manufacturière; des tables dressées à cet effet indiquent les rapports dans lesquels les corps se combinent ou se décomposent mutuellement, et la quantité d'un ou de plusieurs produits qui en résultent. Par ces données, on donne à la plupart des procédés chimiques une grande précision, et l'on est plus exposé dans les applications aux arts

industriels, à employer un excès trop considérable de l'une des matières premières qui servent à diverses fabrications.

M. Dalton, le docteur Wollaston, et ensuite M. Brande, ont successivement construit des règles glissantes, sur lesquelles les nombres des équivalents chimiques sont disposés entre eux à des distances proportionnelles géométriquement, en sorte que non seulement on y trouve des proportions dans lesquelles les corps se combinent entre eux, mais que l'on est dispensé de faire des calculs toutes les fois que l'on veut changer l'un des termes d'une ou de plusieurs proportions.

Au moyen des règles dont nous venons de donner une idée, il est facile de prévoir quels seront les résultats de plusieurs combinaisons ou de décompositions que l'on aura effectuées, en mélangeant plusieurs substances dans les proportions déterminées.

Les deux premières règles que nous avons indiquées (celles de M. Dalton et de Wollaston), rapportent les poids de tous les corps à celui de l'oxygène représenté par l'unité; et comme celui-ci est plus pesant que quelques autres, on a des nombres fractionnaires. La dernière règle, construite par Brande, ne diffère des deux autres qu'en ce que l'hydrogène y est pris pour unité; ce qui paraît plus convenable, puisque ce corps simple est le plus léger de tous, et que les atomes des autres corps en sont des multiples: de plus, tous les nombres qui y sont inscrits se rapportent aux diverses substances (corps simples, métaux, acides, alcalis,

oxides, sels, etc., rangés sur une table par ordre alphabétique avec leurs nombres respectifs, ou par ordre de la densité de leurs atomes. Mais nous nous engagerions trop avant dans les difficultés de cette partie philosophique de la science, si nous voulions étudier à fond la théorie atomique et les heureux résultats qu'elle a déjà amenés dans les applications de la chimie : ce que nous en avons dit suffira pour faire comprendre la direction nouvelle, qui promet de conduire la chimie au rang des sciences exactes.

Nous terminerons cette leçon par quelques expériences sur la décomposition des sels, au moyen du courant électrique, et nous verrons qu'elle s'opère d'une manière analogue à celle de l'eau, de la potasse et de la soude, que nous avons précédemment fait connaître.

Si nous dissolvons dans de l'eau une petite quantité d'un sel quelconque, et que, dans le même verre qui contient cette solution, nous faisons plonger les deux extrémités des fils d'une batterie voltaïque, le sel se décomposera peu à peu en laissant aller son acide vers le pôle positif, tandis que son alcali sera attiré par le pôle négatif.

Pour rendre sensible la décomposition dont nous venons de parler, on met en contact dans le liquide, et avec l'une des deux extrémités de chaque fil, un morceau de papier peint avec la couleur bleue végétale de mauve ou de violette, ces teintures ayant ainsi que nous l'avons fait observer, la propriété d'être rougies par les substances acides, et verdies par les substances alcalines.

On peut rendre l'expérience plus concluante encore, ou du moins les effets plus faciles à apercevoir, en faisant plonger les extrémités des fils conducteurs de chaque pôle dans des vases différents, en sorte que l'acide paraîtra dans l'un, tandis que l'alcali se manifestera dans l'autre; il sera nécessaire toutefois de compléter le cercle, en mettant en communication l'un des vases avec l'autre, au moyen d'une substance intermédiaire capable de conduire l'électricité. Un morceau de mèche de coton mouillé remplit parfaitement cette condition.

La figure 2, planche 12, montre cette disposition; on voit que l'un des bouts de la mèche de coton est plongé dans un verre, et que l'autre trempe dans l'autre verre, de manière à établir une communication entre les liquides contenus dans les deux verres. Les choses étant en cet état, que l'on verse dans chacun des deux verres une solution de sulfate de soude étendue, puis, que l'on mette chacun d'eux en rapport avec l'un des pôles d'une batterie, en plongeant dans ce liquide les deux fils conducteurs *e*, *d*; aussitôt on observera vers chaque extrémité des fils de petites bulles se dégager, mais ces bulles seront dues uniquement à la décomposition de l'eau, qui fournit, comme nous l'avons vu, de l'hydrogène et de l'oxygène dont elle est composée.

On démontrera la séparation de l'acide et de l'alcali, en versant dans le verre qui est en communication directe avec le pôle positif, quelques gouttes d'une solution bleue de tournesol, que le moindre excès d'acide rend rouge, et dans

l'autre verre une solution de teinture de violette, qui est verdie par une petite quantité d'alcali libre. Bientôt on observera une teinte rouge autour du fil positif, et une teinte verte autour du fil négatif.

On peut rendre l'expérience plus piquante encore en la variant de cette manière : les trois verres, *f*, *g*, *h*, figure 3, sont comme dans le premier cas, en communication les uns avec les autres, au moyen de mèches de coton, mais le verre du milieu seulement contient une solution saline ; les deux autres ne contiennent que de l'eau distillée, colorée comme précédemment avec des teintures végétales. Cependant, si nous établissons la communication avec les batteries, la présence de l'alcali se manifestera dans le verre qui communique avec le fil négatif, et celle de l'acide dans le verre qui communique directement avec le fil positif *f*, bien que ni l'un ni l'autre de ces deux verres ne contiennent de substance acide ou alcaline. On voit donc que l'acide et l'alcali, en se séparant, se portent dans un sens opposé, l'un vers le fil positif, l'autre vers le fil négatif.

On peut encore varier l'expérience de cette manière : on verse dans le verre du milieu *k*, fig. 4, une solution alcaline ; le sel de Glauber dissous, étant placé dans le verre qui communique avec l'extrémité négative *m*, et le verre qui est en rapport avec l'extrémité positive contenant seulement de l'eau pure ; l'acide sera attiré par l'extrémité positive *n*, et paraîtra dans le vase *i*, après avoir passé au travers de la solution alcaline.

line *k*, sans s'y être combiné, et malgré la forte tendance des acides et des alcalis à se combiner ensemble.

ii. Nous en resterons là pour cette leçon; dans la leçon suivante nous commencerons l'étude des composés qui résultent de la combinaison des corps simples entre eux.

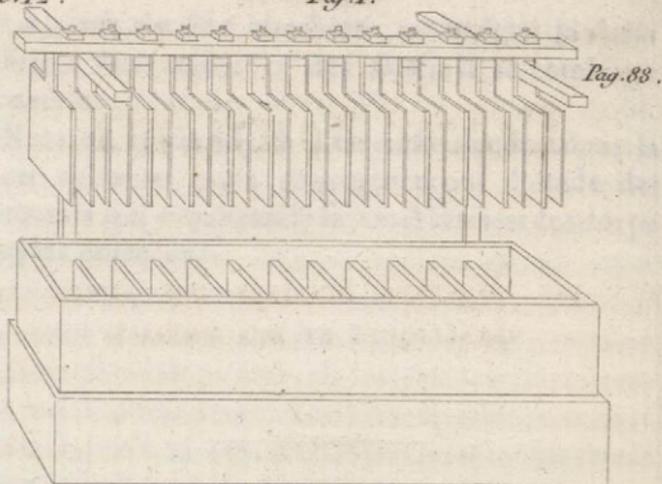


Fig. 2.

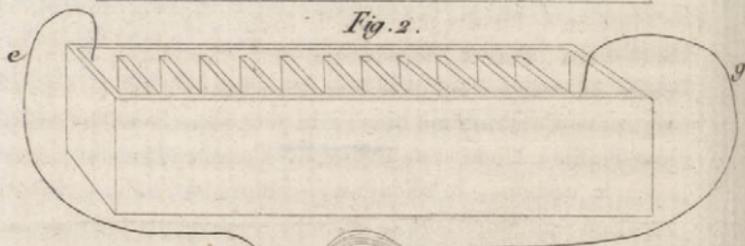


Fig. 3.



Fig. 4.



Fig. 1. Batterie Voltaïque montrant les plaques hors des cases. Fig. 2. 3 et 4. Exemples de décompositions chimiques par la Batterie Voltaïque.

Leçon douzième.

SUR LES COMPOSÉS BINAIRES DES CORPS NON MÉTALLIQUES ET DES MÉTAUX.

Combinaison de l'hydrogène avec le soufre, le chlore, l'iode, le carbone, l'azote, le sélénium et le phosphore. — Composés de carbone et de chlore, de soufre, d'azote. — Cyanogène. — Combinaison binaire du phosphore avec le soufre, le sélénium, l'iode et le chlore. — Combinaison du soufre avec le carbone, le sélénium, le chlore et l'iode. — Combinaison du chlore avec le carbone, l'iode, l'azote; — de l'iode avec l'azote. — Composés des corps combustibles non métalliques avec les métaux. — Acier. — Carbure de fer ou *plombagine*. — Hydrure de potassium, etc. — Des sulfures. — Des phosphures. — Des chlorures, etc.

Après avoir donné des idées générales sur les lois qui dirigent les actions chimiques, nous devons nous occuper des composés qui résultent de cette action chimique.

Les composés binaires, ou les substances formées par la réunion de deux principes seulement,

se présentent les premiers dans l'ordre que nous avons adopté; nous devons donc en parler avant de passer à des combinaisons plus compliquées.

Tous les corps combustibles ne se combinent pas les uns avec les autres; en sorte que les composés qu'ils forment ne sont pas très nombreux. On peut les diviser en composés binaires non métalliques, combinaisons de corps combustibles non métalliques avec les métaux, et enfin alliages de deux métaux entre eux.

L'hydrogène peut se combiner avec tous les corps combustibles non métalliques, excepté le bore. Avec le carbone, il forme le singulier composé connu maintenant sous le nom d'acide hydro-cyanique, et que l'on nommait autrefois acide prussique; nous en dirons un mot en parlant des acides. L'hydrogène fait en core partie de plusieurs acides, ainsi que leur nom l'indique; ce sont les acides hydro-sulfurique; hydro-chlorique; hydro-sélénique; hydriodique.

L'hydrogène s'unit au carbone dans une multitude de circonstances, et produit le gaz hydrogène carboné, dont nous avons eu l'occasion de dire un mot en traitant du carbone. Nous avons vu qu'il se dégage des houillères, des marais; il s'en forme toutes les fois que les matières végétales ou animales se trouvent exposées à une fermentation putride, lorsque l'on décompose les matières grasses et même toutes les matières végétales ou animales au feu. C'est en effet en distillant la houille, ou les huiles impures, que l'on prépare le gaz de l'éclairage; celui-ci est d'autant plus lumineux et sa

flamme d'autant plus blanche, que la proportion de carbone y est plus grande. Nous avons fait voir plus haut comment le gaz hydrogène carboné produit la flamme des lampes, des bougies, des chandelles, etc.

Suivant MM. Dalton, Henry, Thénard, etc., il existe trois variétés de gaz hydrogène carboné, qui contiennent des quantités de carbone différentes : 1^o l'hydrogène proto-carboné, composé d'un volume de carbone en gaz et de deux volumes d'hydrogène. C'est le gaz des exhalaisons marécageuses et putrides, celui qui se dégage des houillères et rend utile la lampe de sûreté; 2^o le gaz hydrogène deuto-carboné ou bicarboné, composé de deux volumes d'hydrogène et de deux volumes de carbone gazeux, condensés en un seul. Les Hollandais, qui les premiers découvrirent ce gaz, lui donnèrent le nom de gaz oléfiant, parceque sa réaction sur le chlore produit une matière d'une consistance oléagineuse. Le mélange de chlore gazeux et d'hydrogène carboné ne peut être exposé aux rayons solaires, ou à la flamme d'une bougie, sans produire une détonation.

Un grand nombre d'étincelles électriques, qui traversent ce gaz, le décomposent complètement; tout son carbone se dépose sur les parois extérieures du vase où se fait l'expérience, et le gaz restant est de l'hydrogène à l'état de pureté. Le soufre en précipite aussi le charbon à l'aide de la chaleur, en produisant de l'acide hydro-sulfurique, l'iode se combine au gaz hydrogène carboné, en formant un composé cristallin nommé dernièrement hydriodure de carbone.

3° *Hydrogène quadri-carboné*. Ce gaz, découvert récemment par M. Dalton dans les gaz obtenus de la décomposition de l'huile, contient deux fois autant de carbone que le gaz deuto-carboné; il est plus dense que tous les autres, et, à volume égal, est beaucoup plus lumineux.

L'hydrogène s'unit au phosphore et donne lieu au gaz hydrogène phosphoré dont nous avons parlé en étudiant les propriétés chimiques du phosphore.

La combinaison de l'hydrogène avec le soufre produit le gaz *acide hydro-sulfurique* ou hydrogène sulfuré, dont les propriétés délétères ont été exposées plus haut; une proportion moindre de gaz hydrogène, ou l'union du gaz hydrogène sulfuré au soufre, forme un liquide oléagineux d'une odeur d'œufs pourris, plus pesant que l'eau, qui se décompose spontanément, laisse déposer le soufre, et volatiliser le gaz hydrogène sulfuré; il s'enflamme à l'air lorsque l'on en approche un corps enflammé.

L'hydrogène, en se combinant avec l'azote, produit une substance *alcaline* dénommée *ammoniaque*: nous en parlerons plus bas.

Le *carbone* se combine avec l'hydrogène, nous avons déjà examiné ce composé; il nous reste à parler de ses combinaisons avec le soufre, le chlore, et l'azote; nous verrons, en traitant des matières animales, les autres substances qu'il forme dans son union avec l'azote et l'hydrogène, et avec l'hydrogène et le chlore.

Le soufre, en s'unissant au carbone, dans le rapport de 85 à 15, produit le carbure de soufre,

c'est un liquide (à la température ordinaire) transparent, incolore, d'une odeur fétide pénétrante; sa saveur est âcre et brûlante; à la pression ordinaire, il entre en ébullition à 45°. Chauffé à la plus haute température, il ne se décompose pas; sa vaporisation produit un grand *froid*, parceque, sans doute, il faut une grande quantité de chaleur pour constituer sa vapeur. C'est pourquoi, en enveloppant d'une éponge qui en est imprégnée la boule d'un thermomètre, plaçant le tout sur le récipient de la machine pneumatique, et faisant le vide, la température s'abaisse à plus de 40 degrés sous zéro, et le mercure est congelé.

Le carbure de soufre est très combustible; il suffit d'en approcher un corps en combustion pour qu'il brûle avec flamme; il produit, en brûlant dans l'air atmosphérique, du gaz acide carbonique ou du gaz sulfureux: l'odeur vive et pénétrante de celui-ci le fait reconnaître; il reste dans le vase où la combustion s'opère une petite quantité de soufre. Si l'on mêle de la vapeur de soufre avec l'oxygène, et que l'on fasse traverser ce mélange par une étincelle électrique, il se produit une détonation très forte.

Plusieurs métaux décomposent le carbure de soufre à une haute température; le carbone est mis à nu, et le soufre se combine au métal; la décomposition du carbure de soufre en vapeur par le potassium a lieu avec flamme.

Le carbure de soufre est insoluble dans l'eau, au fond de laquelle il se dépose en un liquide huileux; l'alcool et l'éther les dissolvent, ainsi que les hui-

les essentielles, ou les huiles fixes. En s'unissant aux alcalis, il forme des composés intimes que M. Berzélius appelle carbo-sulfures.

Le carbone s'unit au chlore en diverses proportions, et donne lieu à des composés observés pour la première fois par M. Faraday.

La combinaison du carbone avec l'azote produit l'azote carboné, ou cyanogène; ce composé gazeux à la température ordinaire, a été découvert par M. Gay-Lussac, il y a quelques années; il rougit la teinture bleue de tournesol, il se condense en un liquide blanc, transparent sous une très forte pression ou à la pression ordinaire, mais à l'aide d'un grand froid.

Lorsque l'on met le cyanogène en contact avec une bougie allumée, il brûle avec une flamme d'un beau violet: le carbone s'unit avec l'oxygène de l'air, et produit de l'acide carbonique; l'azote est mis en liberté.

Le *phosphore* s'unit, ainsi que nous l'avons vu, avec l'hydrogène, le soufre, l'iode, le sélénium et le chlore.

Le *soufre*, nous l'avons déjà observé, peut se combiner avec le carbone, l'hydrogène, le phosphore, le sélénium, le chlore et l'iode.

Le *chlore* se combine, comme nous l'avons dit, avec le carbone, le phosphore et le soufre; nous verrons, en traitant des acides, qu'il s'unit à l'hydrogène, et forme l'acide hydro-chlorique. Lorsque nous en serons à l'examen des matières animales, nous ferons connaître l'*acide chloro-cyanique* qu'il forme en s'unissant au cyanogène,

nous ne nous occuperons donc ici que de sa combinaison avec l'iode et avec l'azote.

Le premier composé qu'il produit en s'unissant à l'iode, et développant une température de 100° au moins, est d'un jaune clair ou orangé, suivant la proportion d'iode, déliquescent, il décompose l'eau en produisant les acides hydro-chlorique et iodique avec un plus ou moins grand excès d'iode.

La combinaison du chlore avec l'azote, nommée *chlorure d'azote*, a été découverte par M. Dulong, en 1811, elle ne peut avoir lieu que lorsque le chlore est à l'état naissant; ses propriétés sont très remarquables.

Le chlorure d'azote est un liquide oléagineux, de couleur fauve, d'une odeur forte et piquante, il est très pesant, très volatil; sa vapeur rend l'air suffocant et presque irrespirable; chauffé seulement à 30 degrés, il produit une violente explosion avec accompagnement de chaleur et de lumière. Ce phénomène dépend sans doute de l'état électrique des principes constituants de ce corps et de l'union brusque des deux électricités au moment de la décomposition; les produits qui résultent de cette détonation sont du chlore et de l'azote.

Une quantité extrêmement faible de chlorure d'azote, mise sur du phosphore, produit une détonation très forte.

L'iode se combine avec l'hydrogène et forme de l'acide hydriodique dont nous parlerons en traitant des acides de l'hydrogène. Nous avons

déjà examiné les combinaisons du soufre, du phosphore et du chlore; nous ne parlerons donc ici que de son union avec l'azote.

L'iodure d'azote est très facilement décomposable; aussi arrive-t-il qu'il détonne spontanément, avec la plus grande force, lorsqu'il est sec; quand il est humide, la détonation n'a lieu qu'au moyen d'un frottement ou d'une légère pression. Lorsque ce phénomène se passe dans l'obscurité, le dégagement de lumière est très sensible; dans cette réaction l'iodure décomposé laisse dégager l'iode et l'azote à l'état gazeux.

L'azote se combine avec le carbone, le chlore et l'iode, ainsi que nous l'avons vu précédemment; avec l'hydrogène, il forme l'ammoniaque, dont nous parlerons plus loin; avec le carbone et l'hydrogène, et le carbone et le chlore, il forme l'acide hydro-cyanique et l'acide chloro-cyanique que nous étudierons en traitant des acides.

Nous jeterons un coup d'œil rapide sur la combinaison de chacun des corps combustibles non métalliques avec les métaux; et nous terminerons cette leçon par l'examen des principaux alliages des métaux entre eux.

Les corps simples, combustibles, non métalliques suivants: le phosphore, le soufre, le chlore, l'iode, auxquels on peut ajouter le sélénium, si on ne le considère pas comme un métal, paraissent être les seuls qui puissent se combiner avec tous les métaux. Le carbone ne se combine qu'avec le fer, le cuivre, et peut-être l'or et l'argent; l'hydrogène qu'avec le potassium, l'arsenic et le

tellure ; l'azote seulement avec le potassium et le sodium ; et le bore avec le fer et le platine.

Combinaison du carbone avec le fer, le cuivre, l'or et l'étain.

Le carbone se combine, dans des proportions variables, avec le fer, et constitue ainsi l'acier plus ou moins carburé ; la fonte grise, la fonte noire, la plombagine ou mine à crayons, et peut-être quelques autres combinaisons intermédiaires, car on ne connaît pas les proportions définies dans lesquelles le fer est susceptible de s'unir au carbone.

L'acier du commerce contient depuis une partie jusqu'à dix pour cent de carbone. C'est entre ces deux limites que l'on rencontre le meilleur acier ; le premier est trop doux, le second trop cassant.

La fonte blanche contient peu de carbone et beaucoup de laitier, elle est cassante ; la fonte grise contient une plus forte dose de carbone et moins de laitier, c'est celle que l'on doit préférer dans la plupart des usages ; enfin la fonte noire est trop carburée pour avoir beaucoup de consistance : elle est peu employée.

La plombagine se compose de 92 parties de carbone pour 8 de fer. On connaît, dans le commerce, ce composé sous le nom de *mine de plomb* ou *mine à crayons*.

Proto-carbure de fer.

Ce nom, par lequel on désigne l'acier, pourrait aussi s'appliquer à la fonte, du moins celle-ci contient-elle une très grande proportion de carbure de fer et seulement quelques centièmes ou millièmes de silicium, calcium, manganèse, cuivre, phosphore et soufre.

L'acier est solide, dur, cassant, susceptible d'acquérir beaucoup de brillant quand on le polit. Chacun connaît les jolis bijoux, à facettes luisantes, que l'on fait avec l'acier : il est d'un grain très serré et un peu moins pesant que le fer, sans odeur, sans saveur.

Si l'on expose l'acier à la température du rouge cerise et qu'on le laisse refroidir lentement, il reste doux, malléable, avec toutes ses autres propriétés ; mais lorsqu'on le fait refroidir brusquement, ses propriétés changent d'une manière remarquable ; il acquiert une élasticité et une dureté beaucoup plus grandes ; il est moins pesant sous le même volume ; moins ductile et moins malléable qu'avant ; il devient même quelquefois cassant ; sa cassure présente moins de nerf, un grain plus serré et plus fin. Toutes ces nouvelles propriétés caractérisent l'acier trempé, on le nomme ainsi parceque c'est en le trempant dans de l'eau, ou un autre liquide, qu'on lui donne ordinairement ces qualités.

On a observé que la trempe rend l'acier d'autant plus dur que le refroidissement est plus grand

et plus subit. Pour le détremper on suit la marche inverse : on le fait refroidir le plus lentement possible après l'avoir chauffé au rouge.

Aucun des métaux ne jouit de la propriété de se tremper comme l'acier. Un alliage de cuivre et d'étain possède les propriétés contraires ; il est d'autant plus dur, qu'il a été refroidi plus lentement, et pour le rendre ductile et plus malléable, on est obligé de le tremper ; c'est à dire de le refroidir subitement. Cette différence capitale dans les effets de la trempe de l'acier et du bronze rend bien difficile l'explication que l'on pourrait donner de l'un de ces phénomènes.

On modifie à volonté la trempe de l'acier en le faisant chauffer plus ou moins avant de le plonger dans l'eau, et tenant celle-ci plus ou moins froide ; quelquefois on se procure une trempe moins dure en se servant d'eau bouillante. Enfin, pour tremper l'acier plus dur que dans l'eau, on le plonge dans un bain d'acide ou de mercure ; et l'on peut tremper plus doux que dans l'eau, même chaude, en employant un bain d'huile, de suif ou de cire ; on trempe très légèrement en agitant l'acier tout rouge dans l'air.

Le plus ordinairement on trempe l'acier très dur, puis on l'adoucit en le faisant recuire à une température plus ou moins élevée. Pour empêcher que l'acier ne s'oxide en le faisant recuire, on le recouvre quelquefois d'une couche de suif. Ce corps gras sert d'indice pour la température qu'on lui veut faire subir : le recuit est d'autant plus avancé que le suif répand des vapeurs plus

abondantes et jusqu'au point où il est près de s'enflammer.

L'acier exige pour se fondre une température presque aussi élevée que celle du fer ; aussi n'y peut-on parvenir qu'à l'aide de bons creusets. Son action sur l'aimant est la même que celle du fer ; il garde cependant mieux l'aimantation que celui-ci, aussi l'emploie-t-on de préférence pour faire les aiguilles aimantées.

L'action de l'acier sur le gaz oxygène et sur les corps combustibles est, à très peu de chose près, la même que celle du fer ; il n'y a qu'une petite différence dans les produits en raison de la proportion de carbone qui entre dans la composition de l'acier. Cette différence est assez remarquable dans la réaction de l'acide nitrique et de quelques autres acides. Une goutte d'acide produit sur la surface d'un objet en acier une tache noire, parceque le métal oxidé et dissous, laisse apercevoir le charbon mis à nu.

On distingue quatre espèces d'acier, savoir : l'acier natif, qui est fort rare et ne se rencontre, pour ainsi dire, qu'accidentellement ; l'acier de fonte ou de forge, appelé aussi acier d'Allemagne, l'acier fondu, et l'acier de cémentation.

L'acier d'Allemagne, ou *acier naturel*, se prépare avec la fonte en mettant celle-ci en fusion dans des creusets remplis en partie de charbon. On forge ensuite cet acier pour en chasser le laitier qu'il retient.

Acier de cémentation. C'est encore à l'aide du charbon, dont on combine une petite quantité au

fer, que l'on prépare cet acier; mais cette combinaison se fait sans que le fer soit fondu; il suffit qu'il soit échauffé au rouge presque blanc dans une enveloppe en fer, ou en terre cuite, toute remplie de charbon en poudre. On continue l'opération jusqu'à ce que de petites barres éprouvettes, placées près des autres, mais que l'on peut retirer à volonté, présentent dans leur cassure un grain qui annonce la pénétration du carbone jusqu'au centre. Dans cette opération le carbone s'unit au fer et pénètre par degrés de la surface jusques au centre; la cémentation est d'autant plus longue que l'épaisseur des morceaux est plus forte; et, dans tous les cas, les couches superficielles contiennent toujours plus de charbon que les autres.

Acier fondu. Cette espèce n'est autre chose que de l'acier naturel, ou de cémentation, fondu, dans des creusets et recouvert, pendant la fusion, avec un composé vitreux qui empêche l'oxidation du métal et la combustion du carbone qui constitue l'acier. Lorsque l'acier est complètement fondu, ce qu'il est facile de savoir en plongeant dedans une lingotière, après avoir enlevé le flux vitreux qui était à sa surface (1).

L'acier fondu est d'une composition bien plus

(1) Ce flux est formé de verre de bouteille, mêlé avec un peu de chaux, l'un et l'autre en poudre; il se fond avant l'acier et préserve celui-ci de l'action de l'air atmosphérique.

homogène que les deux autres ; il prend à la trempe une grande dureté et reçoit aisément le plus beau poli ; mais il ne peut se souder , se forger qu'assez difficilement. L'acier naturel offre des propriétés diamétralement opposées ; et enfin , l'acier de cémentation paraît tenir le milieu entre ces deux extrêmes.

Il y a encore une espèce d'acier sur laquelle les chimistes ont beaucoup travaillé dans ces derniers temps , c'est l'acier damassé. On sait que les lames de Damas ont une réputation qui est passée en proverbe. M. Bréant est parvenu à imiter , à volonté , le damassé de l'Inde en carburant davantage une partie de l'acier fondu et laissant le refroidissement s'opérer lentement. Il paraît qu'il se forme deux combinaisons distinctes , et en proportions définies entre l'acier ordinaire et l'acier plus chargé de carbone ; ces deux combinaisons distinctes se séparent en refroidissant et cristallisant , en quelque sorte , chacune à leur manière. Quoi qu'il en soit , on fait paraître les traces de ces deux combinaisons en plongeant les pièces d'acier dans une eau acidulée ; cette eau attaque davantage le fer , fait ressortir le charbon qui se présente à la surface , et forme les dessins que l'on connaît.

On peut aussi obtenir de l'acier damassé avec plusieurs métaux , ainsi que l'ont observé MM. Stodart et Faraday. M. Berthier nous a fait connaître que l'on pouvait faire du bon damassé avec un alliage de 10 à 15 millièmes de chrome dans l'acier.

L'acier bien préparé ne contient pas de man-

ganèse, mais il contient souvent du silicium. M. Boussingaut pense que tous les aciers en contiennent, il en a trouvé depuis 12 jusqu'à 22 millièmes dans ceux de la Bérardière.

Analyse des aciers.

Cette analyse a pour but, principalement, de connaître la proportion de carbone contenue. Cette recherche offrait beaucoup de difficultés parce que les acides qui dissolvent le fer dégagent en général du gaz hydrogène, ainsi que nous l'avons vu plus haut, et ce gaz entraîne toujours du carbone avec lui. M. Vauquelin a indiqué un procédé qui n'a pas cet inconvénient; il consiste à faire réagir, à la température ordinaire, de l'eau saturée d'acide sulfureux sur de la limaille d'acier; la dissolution ne s'opère que lentement, mais le fer finit par être complètement dissous dans la liqueur, et le charbon est précipité sous forme de flocons légers; on le lave, on le fait sécher, puis on le pèse.

Nous nous sommes longuement étendus sur l'acier, mais c'est la combinaison la plus intéressante d'un corps combustible avec un métal; chacun connaît ses alliages extrêmement multipliés; on sait que c'est avec l'acier, seul ou uni au fer, que l'on fabrique tous les instruments tranchants employés dans l'économie domestique, les fabriques, l'économie rurale, etc. C'est avec l'acier le plus fin que l'on prépare les ustensiles de chirurgie, la coutellerie fine; les faux, les outils des

menuisiers, des charpentiers et de beaucoup d'autres arts ou métiers.

Percarbure de fer ou plombagine.

Cette combinaison du carbone au fer est d'un gris noirâtre, quelquefois brillant; elle prend un éclat métallique lorsqu'on la frotte; elle est douce au toucher, etc. A la température ordinaire la plombagine n'a pas d'action sur le gaz oxygène; mais à une température élevée, elle se décompose en absorbant ce gaz et dégageant de l'acide carbonique et de l'oxide de fer. Ce sont en effet les produits qui résultent de la combinaison du carbone et du fer avec l'oxygène. La plombagine, même chauffée fortement, ne brûle dans l'air qu'avec peine; c'est ce que l'on peut voir en la chauffant dans un creuset ouvert, ou à la flamme du chalumeau. Du reste, les produits de cette combustion sont les mêmes que ceux obtenus avec le gaz oxygène pur.

La plombagine se trouve dans la nature, sous divers états; la plus pure s'extrait dans le Cumberland, en masses brillantes, douces et même onctueuses au toucher.

Analyse de la plombagine.

Rien n'est plus simple que cette opération. Il suffit, en effet, de faire passer, dans un tube de porcelaine rougi et plein de plombagine, un grand

excès de gaz oxigène à l'aide d'une vessie que l'on comprime, de recueillir le gaz acide carbonique qui se dégage, et de peser le tritoxide de fer qui reste dans le tube. La quantité d'acide carbonique et d'oxide de fer indiquent celles relatives de fer métallique et de carbone.

On sait que la plombagine s'emploie pour faire des crayons, pour adoucir les frottements dans les engrenages des machines; mêlée avec de la graisse, elle sert à faciliter le mouvement des essieux de voitures; on l'emploie pour garantir le fer de la rouille, donner aux fourneaux, aux poëles, etc., en terre cuite, l'apparence de la fonte.

Combinaison du carbone avec le cuivre, l'or et l'étain.

Ces trois combinaisons sont à peine connues; elles ont été observées, la première fois, par M. d'Arcet, en essayant d'éliminer, à une température élevée, les métaux volatils de ceux qui sont fixes: pour cela il faisait chauffer plusieurs alliages au milieu du charbon bien tassé et en poudre fine dans un creuset; il remarqua une augmentation de poids après que l'un des métaux ci-dessus avait été amené à l'état de pureté et que l'on continuait de le chauffer dans le charbon. Cette observation est très importante, soit relativement au mode d'essai précité, soit relativement à l'affinage du cuivre dans lequel le charbon joue un grand rôle.

Voici ce qui se passe dans cette dernière opéra-

tion : on calcine plus ou moins longuement le cuivre oxidé, en contact avec le charbon, afin d'enlever l'oxigène qui constitue de l'acide carbonique; mais aussitôt que tout l'oxigène est séparé, une petite quantité de carbone se combine au cuivre et le rend cassant; il faut donc observer attentivement le point d'affinage où il ne reste plus d'oxide, afin de tirer le cuivre aussitôt et de prévenir ainsi son union avec le carbone.

Dans les usines où l'on affine le cuivre, on ne connaît pas encore cette propriété du cuivre de s'unir avec une proportion de carbone; aussi ne sait-on pas comment expliquer l'aigreur du cuivre par un affinage trop prolongé. Ce phénomène, lorsqu'on n'en connaît pas la cause, paraît d'autant plus étonnant qu'on l'a vu cesser et reparaitre plusieurs fois alternativement dans la même opération. Il doit cesser, en effet, lorsque le vent des soufflets, frappant la surface du bain métallique, brûle le charbon que le cuivre avait absorbé, mais il peut de nouveau se représenter si l'on continue de chauffer et que l'on mette la surface du bain en contact avec le charbon.

Combinaison du phosphore avec les métaux.

L'étude des phosphures métalliques est encore fort incomplète, nous n'en connaissons guère que ce qu'en a publié Pelletier. On pensait, d'après les expériences des chimistes, que le phosphore ne pouvait former qu'une seule combinaison avec chaque métal; mais on a démontré depuis qu'il

n'en est pas ainsi. M. Dulong a eu l'occasion de constater pour le proto-phosphure de cuivre des propriétés analogues à celles des proto-sulfures ; et il est très probable que les phosphures sont soumis, dans leur composition, aux mêmes lois que les sulfures, et qu'il peut exister, pour chaque métal, autant de phosphures que d'oxides.

On n'a encore combiné le phosphore qu'avec vingt un métaux ; il est vrai que la plupart des autres sont ou irréductibles ou du moins très difficiles à obtenir à l'état métallique.

Les phosphores métalliques sont tous cassants, et le phosphore rend aigre les métaux les plus ductiles en s'y alliant, même en proportion extrêmement faible ; on attribue, à la présence de ce corps, la propriété que présentent les fers de certaines mines de casser à chaud : tous les phosphures sont solides, inodores, et la plupart susceptibles de se cristalliser et d'offrir un brillant métallique, ils sont tous insipides, à l'exception de ceux de la quatrième classe des corps, qui ont pour base des métaux capables de décomposer l'eau à la température ordinaire et de produire dans leur combinaison avec l'oxygène des oxides caustiques. Les phosphures métalliques sont plus fusibles que le métal qui en fait partie, lorsque celui-ci ne se fond qu'à une température élevée ; et, au contraire, moins fusibles que le métal qu'ils contiennent, si celui-ci entre en fusion à une température peu élevée.

Plusieurs phosphures sont décomposés instantanément par l'eau, en produisant du gaz hydrogène phosphoré qui s'enflamme aussitôt qu'il est en

contact avec l'air atmosphérique : c'est ce que nous avons vu plus haut en parlant du gaz hydrogène phosphoré ; les phosphures qui donnent lieu à ce phénomène sont ceux des métaux alcalins et de la quatrième classe des corps simples (Voyez première leçon).

Sulfures métalliques , ou combinaison du soufre avec les métaux.

On connaît les sulfures métalliques de temps immémorial , et ces composés sont tellement répandus dans la nature que les mineurs regardent le soufre comme le minéralisateur des métaux : il paraît en effet que tous les métaux sont susceptibles de se combiner avec le soufre ; et jusqu'aujourd'hui , il n'y a que les métaux que l'on n'a pu réduire ou ceux qu'il est très difficile de se procurer qui n'aient pas été combinés au soufre par les chimistes.

Berthollet a pensé que le soufre peut se combiner en un grand nombre de proportions avec les métaux ; beaucoup de savants ont adopté cette opinion , mais depuis les expériences de M. Gay-Lussac sur les sulfures qui résultent de la réaction des sels sur l'hydrogène sulfuré , et suivant la théorie que M. Berzélius en a déduite , ainsi que de ses propres expériences , il paraît que le soufre se combine avec chaque métal en proportions tout au plus aussi nombreuses que celles d'oxygène admises par le même métal ; que de plus ,

chaque sulfure contient deux fois autant de soufre que le métal qui en fait partie contiendrait d'oxygène , au degré d'oxidation correspondant ; ainsi, on aura les proportions constituantes des sulfures en admettant une quantité de soufre double de la quantité d'oxygène qui forme le protoxide, le deutoxide, le tritoxide, etc. ; c'est du moins ce qui a lieu pour les sulfures natifs.

Quant au composé de soufre ou d'un métal (ceux de fer, d'arsenic, de mercure par exemple) qui présentent des variations bien plus nombreuses , M. Berzélius les considère comme des combinaisons d'un sulfure en proportions définies avec une quantité variable de soufre ou de métal, ou comme des composés de deux sulfures.

Les sulfures métalliques sont tous solides , inodores , ils sont insipides , à l'exception de ceux des troisième et quatrième classes des corps simples , et tous les sulfures artificiels sont cassants , ceux même qui contiennent les métaux les plus ductiles ; plusieurs d'entre eux ont le brillant métallique ; tels sont les sulfures de fer, d'antimoine , etc. ; d'autres ne l'ont pas. Ils sont en général moins pesants que le métal auquel ils appartiennent ; à moins cependant que celui-ci ne soit lui-même plus léger que le soufre : le potassium et le sodium sont dans ce cas. Les sulfures se fondent en général à une température plus basse que les métaux qu'ils contiennent , à moins que ceux-ci ne se fondent beaucoup au-dessous de la chaleur rouge ; dans ce cas le contraire a lieu.

Plusieurs sulfures sont volatils , au-dessous même

de la chaleur rouge; ceux d'arsenic et de mercure sont dans ce cas. Un grand nombre de sulfures parmi ceux qui ne se volatilisent pas, le persulfure de fer, par exemple, laissent dégager une partie du soufre qu'ils contiennent, et passent à l'état de proto-sulfures. La décomposition des sulfures par le feu se fait ordinairement dans une cornue en grès, afin d'exclure l'accès à l'air qui altérerait les produits.

A froid les sulfures n'ont aucune action sur le gaz oxigène sec, ni sur l'air, à la température ordinaire, mais ceux dont les métaux sont très oxidables se décomposent lentement à l'air humide: ils se convertissent peu à peu en sulfites et en sulfates: plusieurs sulfates préparés dans les arts sont obtenus de cette manière: les sulfates de fer, de zinc et d'alumine.

Tous les sulfures sont susceptibles d'absorber le gaz oxigène à l'aide de la chaleur, mais tous ne donnent pas des produits semblables; ceux-ci dépendent et de la nature du sulfure et du degré de température: les sulfures de la cinquième classe et celui de magnésium sont toujours transformés en sulfates; quant aux autres, lorsque la température est élevée, le soufre passe à l'état d'acide sulfureux qui se dégage, et le métal devient libre s'il fait partie des deux dernières classes, ou se combine à l'oxigène s'il est dans les autres.

Le chlore décompose la plupart des sulfures en formant du chlorure de soufre, le charbon les décompose en formant du soufre carburé, et il paraît que les métaux qui ont le plus d'affinité pour

l'oxigène s'empare du soufre combiné aux autres : le fer , par exemple , l'enlève à tous les autres métaux , et c'est sur cette propriété du fer qu'est fondée l'extraction du plomb de la mine sulfurée de ce métal . On applique le même procédé au traitement du sulfure de mercure , et l'on peut en faire autant pour l'exploitation des mines d'antimoine sulfuré .

On a observé que les sulfures de potassium et de sodium décomposent l'eau à la température ordinaire : dès qu'ils sont en contact avec ce liquide , il se forme un hydro-sulfate de protoxide qui se dissout ; l'oxigène de l'eau qui est ainsi décomposée s'unit au potassium et son hydrogène au soufre , c'est la raison pour laquelle ces sulfures solubles développent par l'humidité une odeur d'œufs pourris , tandis que les sulfures non décomposables et mêmes insolubles sont insipides .

On prépare les sulfures métalliques , soit en combinant directement le soufre avec les métaux , soit en traitant les oxides par le soufre à l'aide de la chaleur , soit en décomposant les sulfates par le charbon , soit en faisant passer un courant d'acide hydro-sulfurique gazeux au travers d'un sel formé d'un acide , et de l'oxide du métal que l'on veut obtenir combiné au soufre , soit enfin en traitant un sel semblable par l'hydro-sulfate d'oxide , de potassium , de sodium ou d'ammoniaque .

Les sulfures qui présentent le plus d'intérêt sous le rapport de leur emploi dans les arts sont ceux de fer , d'arsenic , d'antimoine , de zinc , d'étain , de plomb , d'argent et de mercure . Nous

ajouterons aux notions générales que nous venons de donner quelques détails sur chacun d'eux.

Sulfure de fer. Le fer se combine au soufre dans deux proportions définies. La combinaison qui contient le plus de soufre se nomme persulfure ou bisulfure; elle se compose de 118,62 de soufre pour 100 de fer. La combinaison qui contient le moins de soufre se nomme proto-sulfure, elle se compose de 100 de fer et de 59,31 de soufre.

Le bisulfure de fer est un des minéraux les plus répandus dans la nature; on le rencontre mélangé dans la plupart des mines (1). Il est solide, insipide, inodore, d'un brillant métallique et d'une couleur jaune d'or, sans action sur l'air sec, facilement décomposable par l'air humide dont il absorbe lentement l'oxygène, et passe à l'état de sulfate; soit sec, soit humide, il absorbe rapidement l'oxygène de l'air à l'aide de la chaleur.

C'est par cette réaction spontanée que l'on convertit en sulfate de fer le sulfure de fer natif, mêlé de terre alumineuse. On obtient dans la même opé-

(1) J'ai observé dernièrement que l'on doit attribuer à ce sulfure quelques anomalies dans l'action des charbons minéraux sur des matières colorantes végétales. En effet lorsque l'on calcine en vases clos des schistes bitumineux ou d'autres substances qui contiennent du persulfure de fer, celui-ci se convertit en proto-sulfure, et il résulte de mes expériences que le protosulfure de fer augmente considérablement l'intensité de la couleur des solutions de sucre brut caramel, et probablement de plusieurs autres substances végétales. (*Note du traducteur.*)

ration du sulfate d'alumine qui doit entrer dans la composition de l'alun. Nous aurons occasion d'y revenir en parlant de ce sel.

Le proto-sulfure de fer se trouve aussi dans la nature, mais en beaucoup moins grande abondance que le précédent. Il est insipide, inodore, jaune, doué d'un éclat métallique, mais n'est pas attirable à l'aimant, ce qui le distingue du persulfure de fer. On peut obtenir plusieurs combinaisons de soufre avec le fer dans des proportions variables et très différentes de celles que nous venons d'indiquer, mais suivant M. Berzélius tous ces composés résulteraient des différentes proportions dans lesquelles on peut unir, soit les deux sulfures; à proportions fixes entre eux, soit le soufre ou le fer avec l'un et l'autre de ces deux sulfures.

Sulfure d'arsenic. Le soufre peut se combiner à l'arsenic dans des proportions très variables, et former un assez grand nombre de sulfures, à moins qu'on ne suppose, comme le fait M. Berzélius, toutes ces combinaisons formées de soufre et d'arsenic unis au sulfure d'arsenic; quoiqu'il en soit, nous nous occuperons plus spécialement ici des deux sulfures que l'on rencontre à l'état natif, et que l'on connaît l'un sous le nom d'*orpiment*, à cause de sa belle couleur jaune, et l'autre sous le nom de *réalgar*.

Orpiment. Il se rencontre en petite quantité dans la nature et accompagne partout le réalgar, tantôt en petits amas dans les substances argileuses, tantôt dans l'intérieur des filons, quelquefois enfin parmi les produits de la combustion. Il est solide,

ordinairement en masses lamelleuses, demi-transparentes, facile à diviser, quelquefois en cristaux prismatiques, insipide, inodore, vénéneux, d'un jaune d'or souvent nacré, plus fusible que l'arsenic, et susceptible de se prendre par le refroidissement en masse friable d'un jaune orangé; exposé à la chaleur, il se fond; entre en ébullition et se distille sous la forme de gouttelettes jaunâtres. Il est sans action sur l'air et le gaz oxygène sec, mais il absorbe rapidement ce dernier gaz à l'aide de l'humidité. Il est composé suivant M. Laugier, de 100 parties d'arsenic et de 61, 65, de soufre.

On emploie l'orpiment dans les manufactures de toiles peintes pour dissoudre l'indigo; on s'en sert quelquefois aussi en peinture: dans les pharmacies il sert à composer une poudre et une pommade dépilatoire.

Réalgar. On le rencontre quelquefois disséminé dans des roches, plus ordinairement dans des filons métallifères; on le trouve assez souvent aussi dans les produits volcaniques. Il est solide, rouge orangé, sans saveur, vénéneux et cristallisé sous des formes différentes qui dérivent du prisme oblique. Il est plus fusible que l'arsenic et que l'orpiment, se comporte de la même manière que celui-ci lorsqu'on l'expose à l'action de la chaleur, se compose, d'après l'analyse de M. Laugier, et les expériences synthétiques de M. Thénard, de 43, 74 de soufre pour 100 d'arsenic. On l'emploie dans la peinture.

On obtient encore un sulfure d'arsenic artificiel qui correspond à l'oxide blanc, en faisant pas-

ser un courant de gaz acide hydro-sulfurique au travers d'une solution d'oxide arsenical blanc dans l'acide hydro-chlorique.

Sulfure de mercure ou cinabre. On le trouve dans les terrains primitifs où il forme des dépôts assez considérables, mais ses principaux gîtes sont dans la partie inférieure des terrains secondaires. On pourrait sans doute obtenir le sulfure de mercure très pur et très beau en sublimant celui que l'on trouve dans la nature, mais le plus ordinairement on le prépare de toutes pièces; pour cela, on fait fondre dans un creuset une partie de soufre, on ajoute ensuite peu à peu quatre parties de mercure, on agite le mélange; le soufre et le mercure se combinent et produisent un sulfure violet un peu noirâtre; en cet état on le nomme éthiops de mercure. On l'introduit dans un ballon à long col, et on le chauffe graduellement jusqu'à la température rouge; l'excès de soufre se dégage et brûle au contact de l'air. Le sulfure de mercure à l'état de cinabre se sublime en cristaux aiguillés violets.

Si le cinabre ne paraît pas d'une belle teinte, on le sublime de nouveau; sa nuance est alors beaucoup plus belle. C'est par un procédé analogue que l'on prépare le sulfure de mercure employé dans les arts; les Hollandais étaient autrefois en possession exclusive de cette fabrication. Le cinabre que l'on prépare actuellement à Paris, et qui, réduit en poudre fine, forme le vermillon utile à la peinture, ne le cède en rien à ces deux produits que nous tirions de la Hollande.

Il n'existe, suivant M. Guibourt, qu'un seul sulfure de mercure, c'est celui qui correspond au deutroxyde; tous les autres seraient des combinaisons de celui-ci avec différentes proportions de soufre ou de mercure.

Sulfure de plomb. C'est le seul minéral de plomb en dépôts considérables que l'on trouve dans la nature; on le nomme *galène*. Il se rencontre en filons et en amas dans les terrains primitifs; on le trouve aussi dans les terrains intermédiaires et dans les parties inférieures des dépôts secondaires. Lorsque le proto-sulfure de plomb est cristallisé, il offre les formes du cube octaèdre et de toutes celles qui en dérivent. Il est formé de 100 parties de plomb, et de 15,54 de soufre; brillant, solide, insipide, moins fusible que le plomb. Il ne se décompose pas par la chaleur, il est sans action sur le gaz oxygène sec, et humide à la température ordinaire, absorbe lentement ce gaz à l'aide d'une chaleur douce. Il absorbe également ce gaz à une température élevée et se convertit en sulfate de plomb blanc, qui se sublime en partie, en gaz acide sulfureux qui se dégage, et en plomb métallique. On se sert du sulfure de plomb natif pour en extraire le plomb; les potiers de terre l'emploient pour vernir leurs poteries; dans ce dernier usage, le sulfure de plomb est décomposé, et l'oxyde de plomb qui se forme se combine avec les terres à la surface des objets qui en sont saupoudrés et les vitrifie.

Sulfure de cuivre. Le proto-sulfure de cuivre se rencontre à l'état natif, soit en cristaux dans

les mines de cuivre pyriteux, soit en masses assez considérables pour être exploitées. Il se trouve en différents endroits mêlé avec le cuivre pyriteux. Le proto-sulfure de cuivre est gris de plomb; solide, susceptible de cristalliser en prismes hexaèdres réguliers, plus fusible que le cuivre, indécomposable par la chaleur, sans action sur le gaz oxygène sec, et humide à la température ordinaire; il absorbe ce gaz à l'aide d'une douce chaleur comme à une température élevée, et donne lieu à de l'oxide de cuivre et à du gaz acide sulfureux.

C'est en grillant le proto-sulfure de cuivre qui se trouve dans le cuivre pyriteux que l'on obtient la plus grande partie du cuivre que l'on emploie dans les arts. Il contient 100 parties de cuivre et 25,42 de soufre, d'après M. Berzélius.

Deuto-sulfure de cuivre ou bisulfure. Cette combinaison ne se rencontre pas dans la nature, on l'obtient aisément en faisant passer un courant de gaz acide hydro-sulfurique à travers une solution de sulfate de cuivre; il contient pour 100 de cuivre 50,84 de soufre.

Sulfure d'étain. Le proto-sulfure ne se rencontre à l'état natif que dans les mines de Cornouailles, mêlé ou combiné au sulfure de cuivre; on l'obtient en chauffant un mélange de trois parties d'étain avec deux parties de soufre. Il est formé de 100 de cuivre et de 26,57 de soufre, solide cristallisable en lames brillantes d'un gris bleuâtre, moins fusible que l'étain, indécomposable au feu, sans action sur le gaz oxygène sec, et humide à la température ordinaire; il absorbe

ce gaz à l'aide d'une douce chaleur, en produisant du gaz acide sulfureux et un sulfate; à une température plus élevée, il se forme de l'oxide d'étain et de l'acide sulfureux.

Deuto-sulfure ou per-sulfure. Cette combinaison, connue aussi sous le nom d'or mussif, ne se rencontre pas dans la nature; on peut l'obtenir en faisant chauffer ensemble deux parties de soufre et une partie d'étain, ou en faisant passer du soufre en vapeur sur du proto-sulfure d'étain.

Le procédé que l'on suit depuis long-temps pour préparer l'or mussif, que l'on emploie pour saupoudrer les coussins des machines électriques et pour bronzer le bois, consiste à exposer à une douce chaleur un mélange de soufre, d'amalgame d'étain et d'hydro-chlorate d'ammoniaque.

Le per-sulfure d'étain est composé de 100 parties d'étain et de 53,14 de soufre; il est solide, cristallisable en lames d'un jaune d'or, susceptible de passer à l'état de proto-sulfure par sa chaleur en laissant dégager du soufre. Il se comporte avec l'air et l'oxigène comme le proto-sulfure.

Proto-sulfure d'argent. Cette combinaison est assez abondante dans la nature; elle forme souvent des filons considérables dans les terrains primitifs intermédiaires et dans les premiers dépôts secondaires; on en extrait la plus grande quantité de l'argent que l'on emploie.

Le proto-sulfure d'argent est solide, ductile, se laisse facilement couper, de couleur gris de plomb, et offre un éclat métallique. Il est composé, suivant

M. Berzélius et M. Vauquelin de 100 parties d'argent, et 14, 88 de soufre, il est sans action sur le gaz oxigène, sur l'air sec ou humide; à la température ordinaire, il absorbe ce gaz à l'aide de la chaleur, et donne naissance à de l'acide sulfureux et de l'argent métallique.

Nous terminerons là ce que nous nous étions proposé de dire sur les sulfures métalliques; il nous resterait, pour terminer l'histoire des combinaisons des corps simples avec les métaux, à parler des chlorures; mais, comme la plupart de ceux-ci se transforment en hydro-chlorates dans leur contact avec l'eau, et qu'on les prépare à la fois les uns et les autres, ou par des procédés analogues, nous confondrons leur étude avec celle des sels.

Combinaisons de métaux entre eux.

La combinaison d'un métal avec un ou plusieurs métaux se nomme alliage; on connaît cependant, sous le nom d'amalgames, les combinaisons du mercure avec les autres métaux. On désigne, par exemple, les alliages du mercure avec l'argent, l'or, l'étain, par les locutions d'amalgames d'or, d'argent, d'étain, etc.

Les combinaisons des métaux entre eux ne paraissent pas se faire dans des proportions définies comme celles des métaux avec l'oxigène, des acides avec les oxides; la plupart ont lieu en toutes proportions. Les propriétés des alliages métalliques se rapprochent en général de celles des mé-

taux qui les composent; ils ont tous le brillant métallique, à moins qu'ils ne soient réduits en poudre fine; beaucoup sont cristallisables; tous sont solides, excepté plusieurs amalgames de mercure et alliages de potassium et de sodium. Ils sont ductiles, à quelques exceptions près, lorsque les métaux qui les composent sont ductiles eux-mêmes. Ils sont aigres lorsqu'ils sont formés de métaux cassants, et plus ou moins ductiles suivant la proportion du métal ductile qui est combiné avec un métal cassant. De très faibles quantités de plomb allié à l'or le rendent cassant; une petite proportion d'étain produit le même effet avec le cuivre, etc. Il existe un assez grand nombre d'alliages dans la nature, cependant presque tous ceux qu'on emploie dans les arts sont préparés artificiellement. Le nombre des alliages binaires, ternaires, quaternaires, etc., entre les 41 métaux connus, doit être extrêmement considérable, puisque, combinés deux à deux seulement, ils en produiraient 820; mais il s'en faut de beaucoup que l'on ait essayé tous les alliages possibles; et, parmi ceux que l'on a tenté d'opérer, plusieurs n'ont pu s'effectuer. Les circonstances les plus favorables dans lesquelles ces combinaisons puissent avoir lieu, sont, 1^o : que les métaux soient fusibles; 2^o que leur degré de fusibilité ne soit pas très différent, et enfin que leur affinité réciproque soit assez grande pour vaincre quelquefois la cohésion entre leurs parties. On conçoit en effet que, si un métal pouvait être volatilisé à une température qui ne serait pas assez élevée pour en fondre un autre, la cohésion de celui-

ci serait encore beaucoup trop forte pour qu'il pût être pénétré dans toutes ses parties.

La plupart des alliages peuvent être désunis, au moyen de la chaleur, soit en les liquéfiant lorsque leur densité est très différente, et alors le métal le plus lourd gagne la partie inférieure; soit en les échauffant à la température où un seul des deux entre en fusion; soit enfin, en dirigeant dessus un courant d'air, lorsque leur température est très élevée; dans ce dernier cas les métaux les plus oxidables s'unissent à l'oxygène de l'air, se séparent à l'état d'oxide, et viennent nager à la surface du bain métallique.

Nous citerons les alliages qui présentent le plus d'intérêt sous le rapport de leur emploi dans les arts.

Amalgame d'étain et de mercure. Une couche du second, recouverte avec une feuille du premier, produit un alliage qui s'applique sur le verre et forme l'étamage des glaces.

Amalgame de 2 parties de mercure, 1 de bismuth, 1 de plomb, et 1 d'étain; il forme une combinaison que l'on emploie pour étamer l'intérieur des globes de verre.

Amalgame d'or. On emploie cette combinaison du mercure avec l'or pour dorer le laiton, qui lui-même est un alliage de 75 cuivre et de 25 zinc.

Alliages d'étain. Ce métal allié avec le plomb forme une combinaison solide, plus fusible que le plomb, et qui sert à souder celui-ci. L'alliage de trois parties d'étain avec une d'arsenic sert, dans les laboratoires, pour préparer le gaz hydrogène

arseniqué. 90 parties de cuivre alliées à 10 parties d'étain forment le bronze des canons et celui des médailles antiques. Les proportions varient cependant dans ces derniers objets. 78 parties de cuivre combinées à 22 parties d'étain forment l'alliage employé pour fondre les cloches et que l'on nomme aussi *métal de cloche*. 80 parties de cuivre et 20 d'étain forment l'alliage des cymbales; on allie encore l'étain et le cuivre dans différentes proportions pour faire les timbres des horloges, les miroirs des télescopes, les tamtams des Chinois, etc. Tous les alliages de cuivre et d'étain dont nous venons de parler ont la propriété singulière de s'adoucir à la trempe; c'est sur cette propriété qu'est fondée la fabrication des cymbales et le moyen de frapper la monnaie en bronze.

On allie l'étain avec le fer en grenailles, dans la proportion de huit parties du premier avec une du second, pour faire une sorte d'étamage peu usitée jusqu'à présent, et cependant plus solide que l'étamage ordinaire. L'étamage du cuivre n'est pas, comme quelques chimistes l'ont pensé, un alliage entre ce dernier métal et l'étain; il consiste en une juxtaposition d'une couche mince d'étain; on peut en effet étamer de la même manière le fer et la fonte à une température à laquelle l'étain ne peut probablement pas entrer en combinaison avec le fer.

Alliages de plomb. La plupart de ces alliages faits à parties égales avec les métaux ductiles sont cassants, et il ne faut guère plus d'un vingt millième de plomb pour rendre l'or fragile. Suivant

M. Hatchett, 20 parties d'antimoine et 80 de plomb, forment un alliage que l'on emploie pour faire les caractères d'imprimerie ; on y ajoute ordinairement quelques centièmes de cuivre.

Alliages d'arsenic. Un centième de ce métal suffit pour rendre cassants tous les métaux ductiles excepté le cuivre.

Alliages de zinc. La combinaison du zinc avec le cuivre, dans les proportions de 20 à 40 du premier pour 80 à 60 du second, forme les divers alliages connus sous les noms de *laiton*, *similor*, *or de Manheim*, *métal du prince Robert*, *Arcot*, etc. Le laiton est très employé dans les arts ; on s'en sert pour préparer une foule d'ustensiles dans les fabriques et dans l'économie domestique ; des instruments de physique et de chimie, etc. ; on le connaît aussi sous le nom de *cuivre jaune*.

Alliages d'argent. Les alliages de ce métal, autres que ceux que nous avons examinés plus haut et qui présentent quelque intérêt sont ceux qu'il forme avec le cuivre et avec l'or. Ils sont ductiles, en quelque proportion qu'ils soient formés, et plus ou moins, suivant la proportion, plus ou moins grande, de cuivre ou d'or allié. L'alliage d'une partie de cuivre avec neuf parties d'argent est blanc, plus fusible que l'argent, et sert à préparer en France l'argent monnayé. Tous les ustensiles de ménage qu'on désigne sous le nom d'*argenterie* sont composés avec cet alliage, dans lequel il entre un peu plus de cuivre. L'alliage de l'argent avec l'or, lorsque ce dernier métal est en grande proportion, est d'une couleur verdâtre :

c'est ainsi qu'en combinant 708 parties d'or à 392 d'argent pur, on obtient l'alliage connu sous le nom d'*or vert*. L'or et l'argent sont presque toujours à l'état de combinaison dans les mines d'où l'on extrait ces métaux; aussi se trouvent-ils toujours mélangés l'un avec l'autre dans les lingots d'or et d'argent du commerce, lorsque ceux-ci ne sont pas parfaitement affinés. L'argent recouvert d'une couche d'or très mince se nomme *vermeil*; cette dorure se fait comme celle du cuivre.

Alliages du cuivre. Nous avons cité plus haut plusieurs de ces alliages; il nous reste à parler de celui dans la composition duquel l'or entre; il est toujours ductile, quelles que soient les proportions d'or et de cuivre dont il est formé. L'alliage d'une partie de cuivre avec neuf parties d'or compose l'or monnayé en France; l'or des bijoux contient de plus grandes proportions de cuivre, qui forment deux titres différents. Dans la prochaine leçon nous nous occuperons de la combinaison de l'oxygène avec les corps combustibles.

Leçon treizième.

DES OXIDES MÉTALLIQUES, ALCALINS ET TERREUX.

devoir le rapporter ici.

Ce chimiste, en voulant essayer de décomposer l'acide fluorique par le moyen du potassium,



On donne encore les noms de terres et d'alkalis aux oxides métalliques que l'on considère à part. — Compositions des oxides terreux. — Découverte du silicium. — Procédé pour extraire ce métal de la silice. — Propriétés générales des terres et des alkalis ; leur état naturel sous une grande variété de formes. — Idées théoriques sur la formation de plusieurs substances minérales. — Cristallisation du marbre. — Fusion du charbon. — Coloration des minéraux. — Propriétés chimiques générales des terres et des alkalis. — Silice. — Ses propriétés physiques. — Ses combinaisons dans la nature. — Moyen de l'obtenir en solution dans l'eau. — Sa cristallisation naturelle. — Formation des pierres siliceuses. — Influence de la silice dans les terres végétales. — Grès employé dans les fabriques. — Agate. — Cornaline. — Opale. — Silex. — Pierre meulière. — Pierres précieuses. — Mortiers. — Verre à vitre, à bouteilles, des glaces, cristal ; terre à porcelaine, poteries diverses. — Silicates. — Alumine. — Son état naturel dans le saphir et le rubis. — Son mélange avec plusieurs oxides dans la nature. — Glaise. — Son utilité pour contenir l'eau des sources et des réservoirs. — Son extraction. — Son emploi à la fabrication des creusets dans la préparation de l'alun. — Eméri. — Utilité de l'alumine dans les terres végé-

tales. — Son extraction de l'alun. — Propriétés de l'alumine pure. — Magnésie. — Ses états naturels. — Son usage en médecine. — Ses propriétés à l'état de pureté. — Sulfate de magnésie. — S'emploie comme le sulfate de soude. — Glucine. — Découverte dans l'émeraude. — Contenue dans l'eucrase. — Ses propriétés à l'état de pureté. — Thorine. — Etymologie de son nom. — Ses propriétés à l'état de pureté. — Est sans emploi comme les deux suivantes. — Ytria. — Ses propriétés. — Son état naturel. — Zircon. — Trouvée dans un seul minéral. — Ses propriétés.

Alliages du cuivre. Nous avons cité plus haut plusieurs de ces alliages; il nous reste à parler de

ON donne encore les noms de terres et d'alcalis aux oxides métalliques que l'on considérait naguère comme des corps simples, et qui, en effet, n'avaient pu être décomposés par les moyens qu'on employait alors. Ces substances étaient divisées en terres alcalines et alcalis. Les premières étaient au nombre de sept, dont les noms suivent, *silice, alumine, zircon, glucine, yttria, thorine, magnésie*; les secondes se nommaient, *strontiane, baryte, chaux*; les troisièmes, *soude, potasse*, et depuis on a ajouté la *lithine*. On a conservé ces noms pour plus de brièveté dans le discours, mais depuis les belles découvertes de M. Davy ils désignent des oxides métalliques; les métaux correspondants tirent leurs noms de toutes ces dénominations primitives.

On a supposé que plusieurs de ces substances étaient composées d'oxygène uni à un métal, par analogie pour plusieurs d'entre elles, quelque temps avant qu'on fût parvenu à les décomposer; aucun

oxide de la troisième classe n'avait même été réduit jusque dans ces derniers temps, mais il paraît que M. Berzélius est parvenu à les désoxyder toutes; du moins les expériences qu'il a publiées sur le métal de la silice ont mis sur la voie pour obtenir les autres métaux. Le procédé qu'il a suivi étant extrêmement simple, et les résultats qu'il peut faire concevoir fort importants, nous croyons devoir le rapporter ici.

Ce chimiste, en voulant essayer de décomposer l'acide fluorique des fluates au moyen du potassium, et après avoir reconnu que tous les fluates, considérés comme des sels simples, étaient doubles et contenaient de la silice, parvint à réduire le silicium. Voici comment se fait l'opération: on réduit en poudre impalpable le fluaté de chaux et de silice; on le porte à une température voisine du rouge, que l'on soutient pendant assez long-temps pour chasser toute l'eau hygrométrique; on introduit cette poudre dans un tube de verre fermé par un bout; on ajoute des morceaux de potassium qu'on a le soin de mélanger bien exactement, à l'aide d'un tube en verre; en chauffant à la lampe, de manière à faire fondre le métal. On élève ensuite la température du mélange; un peu avant d'avoir atteint le degré du rouge, il se produit une légère explosion, et la silice est désoxydée. On délaie dans l'eau; il se forme un hydrure de silicium que l'on recueille et que l'on fait dessécher lentement, par une température graduée, dans un creuset de platine couvert, l'hydrogène seul s'oxide, et le métal reste à l'état de

pureté dans le creuset, sous la forme d'une poudre brune. Nous examinerons plus bas quelques unes des propriétés du silicium, que déjà M. Berzélius a observées.

Avant d'étudier les propriétés particulières de chacun des oxides énumérés ci-dessus, nous devons faire connaître quelques généralités sur le rôle qu'ils jouent dans la nature, et les caractères qui sont communs à plusieurs d'entre eux.

Toutes les terres et les alcalis dont nous venons de parler se rencontrent dans la nature; quelques uns sont fort rares, d'autres constituent presque toute la surface de notre globe. Les premiers sont peu nombreux; la silice, l'alumine et la chaux sont extrêmement répandues; la magnésie, moins abondante, se trouve cependant en beaucoup de lieux. Ces quatre substances terreuses composent presque à elles seules, l'immense variété de sols que l'on remarque dans diverses contrées. Les cailloux, les roches, le sable, les moellons, le marbre, enfin les pierres de toute nature, celles même que l'on nomme pierres précieuses et dont on fait des bijoux de différentes couleurs, ne contiennent presque aucune autre substance que ces quatre oxides terreux. Le diamant seul forme une exception: nous avons dit qu'il était composé de carbone pur. Nous aurions ici tout autant lieu de nous étonner de la grande variété d'aspects et de formes que l'on observe entre les pierres de composition semblable, dont les unes étincellent au milieu des parures brillantes, et les autres se rencontrent à chaque pas sous des formes ternes, peu remar-

quables, que de l'énorme différence observée entre les divers charbons et le diamant, dont la composition diffère à peine. Les moyens que la nature a employés pour préparer des objets aussi variés, sans compliquer leur composition chimique, ne nous sont pas tous connus; nous verrons cependant que l'on est parvenu à en deviner plusieurs, ou du moins, à en imaginer de tels, qu'ils pourraient produire les mêmes résultats. D'autres découvertes peuvent nous initier plus avant dans les mystérieuses sources des productions naturelles.

Des substances qui nous semblent insolubles ou infusibles se rencontrent, tantôt sous des formes régulières, qui paraissent résulter d'une cristallisation au milieu d'un liquide diaphane, tantôt sous l'aspect de corps plus ou moins transparents; vitreux, et qui semblent démontrer le résultat d'une fusion complète. Déjà nous savons que le carbonate de chaux en poudre, à l'aide d'une pression assez considérable qui empêche sa décomposition, peut être fondu par la chaleur et affecter, en refroidissant, la cristallisation du marbre. Un chimiste des États-Unis assure qu'il est parvenu à fondre des parcelles de charbon. M. Berzélius vient de prouver que la silice est soluble dans l'eau pure, à l'aide de circonstances particulières, et déjà M. Klaproth avait observé cette solution dans des eaux minérales: ces faits peuvent faire concevoir la formation des marbres, celle du diamant, la cristallisation régulière ou confuse de la silice, d'où résultent le cristal de roche, certains cailloux, l'agate, la cornaline.

Les colorations diverses de ces substances peuvent tenir, soit à des principes colorants tels que des oxides métalliques, soit à la manière dont leur contexture leur fait décomposer les rayons de la lumière.

Ce n'est pas en produisant, dans leur réunion ou isolés, la plupart des pierres précieuses, que les oxides terreux et les alcalis présentent le plus grand intérêt; leurs propriétés chimiques offrent des résultats beaucoup plus importants. On remarque parmi celles-ci l'alcalinité dont jouissent plusieurs d'entre eux, les combinaisons qu'ils peuvent former avec les acides en produisant différents sels, les vitrifications que plusieurs de leurs mélanges permettent d'obtenir, la résistance qu'ils offrent au feu dans la construction des fourneaux, etc. Nous insisterons particulièrement, en étudiant chacun d'eux, sur les propriétés caractéristiques qui les rendent utiles, soit aux besoins de la vie, soit à nos habitudes de luxe.

Silice.

Cette terre à l'état de pureté, telle qu'on l'obtient dans les laboratoires, est blanche, rude au toucher, pesant deux fois et deux tiers plus que l'eau distillée. Elle résiste au plus violent feu de forge sans se fondre et sans être altérée. Aucun des acides ne peut l'attaquer, excepté l'acide fluorique; jusqu'à ce dernier temps elle avait paru complètement insoluble dans l'eau; au moins l'on

n'était pas parvenu à la dissoudre par aucun des moyens employés. On pensait toutefois qu'elle avait dû se trouver dissoute en beaucoup d'endroits dans la nature, par des procédés qui nous étaient inconnus, mais au moyen desquels la grande variété des produits siliceux connus avait dû être formée. La découverte de M. Berzélius, dont nous avons parlé plus haut, a mis sur la voie de ces moyens secrets. Voici l'expérience qui paraît se rattacher le plus directement aux causes de ce phénomène : si l'on fait passer du soufre en vapeur sur du silicium chauffé au rouge, celui-ci deviendra incandescent ; et si la combinaison est complète, ce qui arrive assez rarement, elle se présentera sous la forme d'une masse blanche spongieuse ; en plongeant celle-ci dans l'eau, il y aura une décomposition mutuelle très rapide : le soufre, en se combinant avec une partie de l'hydrogène de ce liquide, se dégagera sous la forme d'acide hydro-sulfurique ; le silicium, en s'emparant de l'oxygène de l'eau, se reconstituera à l'état d'oxide métallique ou de silice, qui restera dissous. On peut obtenir de cette manière une solution tellement concentrée qu'en se rapprochant elle s'épaississe et dépose des masses de silice à l'état gélatineux.

Dès que l'on conçoit la possibilité de la solution de la silice dans l'eau, il devient facile d'expliquer la cristallisation régulière qu'elle affecte dans le cristal de roche, où elle se trouve à l'état de pureté absolue. Cette cristallisation peut en effet s'opérer dans de grandes masses de la même ma-

nière que nous voyons la cristallisation de plusieurs substances solubles s'opérer dans nos laboratoires sur de petites quantités. On conçoit facilement aussi que la silice , en se précipitant dans les eaux , en particules extrêmement ténues , affecte différentes formes , suivant les matières avec lesquelles elles se mêlent , le temps et les autres circonstances qui accompagnent ces dépôts. Enfin , la grande cohésion que présentent toutes les pierres siliceuses , et leur grain extrêmement fin , doivent résulter de la division extrême qui permet un grand rapprochement de leurs molécules.

La silice est extrêmement abondante dans la nature ; elle entre dans la composition de tous les terrains argileux , contribue par sa proportion plus ou moins grande , à les rendre plus ou moins légers , plus ou moins perméables à l'eau qui favorise la végétation des plantes. A l'état de pureté ; elle constitue le cristal de roche , substance minérale nommée *hyaline* , que l'on trouve cristallisée en prismes réguliers , et dont on prépare des objets de luxe taillés à facettes très brillantes. On trouve le cristal de roche dans les fentes de divers dépôts de terrains primitifs et intermédiaires , et dans les cavités des filons qui les traversent.

La silice presque pure , puisqu'elle n'est mélangée qu'avec deux à trois centièmes de matières étrangères , forme les bancs de grès d'où l'on tire les pavés de nos routes , les meules de quelques moulins , et de grands vases employés dans quelques fabriques , parcequ'ils sont inattaquables aux

acides. Elle constitue également l'agate, la cornaline, l'opale, le silex ou les cailloux et la pierre *meulière* qu'on rencontre aux environs de Paris. La silice enfin est une des parties essentielles de toutes les pierres dures ou gemmes, à l'exception du diamant, du saphir et du spinelle. Les emplois de la silice dans les arts industriels sont très importants : à l'état de sable, mélangé avec la chaux, elle forme un mortier employé dans une foule de constructions, et propre à résister à l'humidité ; combinée avec la potasse, la soude, la chaux et quelquefois d'autres oxides, elle forme le verre à vitres, celui des bouteilles et la gobeletterie commune : unie à l'oxide de plomb et à la potasse, elle produit une combinaison analogue à celle ci-dessus et que l'on nomme silicate, parcequ'elle y semble jouer le rôle d'acide, et donne le cristal artificiel dont on fait de nos jours un si grand usage ; vitrifiée avec les alcalis et divers oxides métalliques, elle constitue des pierres artificielles dont l'apparence est exactement semblable à celle des pierres précieuses naturelles, mais qui n'en ont pas la dureté ; mêlée à l'alumine dans le kaolin ou feld-spath décomposé, elle forme la matière première de la fabrication de la porcelaine. Le verre de nos glaces est une combinaison de la silice avec la soude ; enfin toutes les poteries les plus belles comme les plus communes depuis la brique jusqu'à la porcelaine, sont composées de silice et d'alumine, mélangés accidentellement de quelques autres oxides.

La silice ne se combinant avec les acides que

très difficilement, tandis qu'elle s'unit très bien avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques, doit être considérée comme faisant les fonctions d'un acide; aussi est-elle mise au rang de ces derniers, et nomme-t-on ses combinaisons des silicates.

Alumine.

Le nom de cette terre dérive du mot latin *alumen* qui signifie *alun*, sel dont on l'extrait. L'alumine pure se rencontre rarement dans la nature; on ne l'a guère observée jusqu'ici que dans le saphir et le rubis, substances les plus dures après le diamant. On les trouve disséminés en cristaux dans les rochers granitiques du Thibet, dans le double carbonate de chaux et de magnésie du mont Saint-Gothard, dans le basalte du Puy en Velay et dans les sables des rivières de Ceilan et du Coromandel.

Si l'alumine pure est rare, ses mélanges ou sa combinaison avec d'autres terres, et surtout avec la silice, comme nous venons de le voir, sont extrêmement communs. On la trouve très abondamment mélangée dans diverses argiles. C'est ainsi qu'elle constitue la terre glaise, substance fort importante, parceque, dans les bancs qu'elle forme au milieu des terres, elle est imperméable à l'eau, contient ce liquide si nécessaire aux besoins de la vie dans les grands réservoirs qui alimentent les sources, empêche quelquefois la déperdition de l'eau au travers des terres, sépare les

eaux naturelles en plusieurs nappes, et permet ainsi d'aller rechercher, à l'aide de puits artésiens, une eau plus pure sous une nappe d'eau altérée par différentes causes.

La glaise s'extrait de vastes carrières dans presque toutes les contrées; on l'emploie en la mélangeant soit avec du sable, soit avec une partie d'elle-même après l'avoir calcinée, pour faire les creusets des verreries, des cristalleries, des fabriques de zinc, et tous ceux que l'on emploie dans les arts chimiques, les essais métallurgiques et les laboratoires, etc., on emploie aussi cette substance terreuse pour glaiser les bassins, afin d'empêcher l'infiltration des eaux, pour fouler les draps, préparer de l'alun artificiel, lorsque le prix de ce sel est assez élevé pour soutenir la concurrence de l'alun naturel, ou de celui que l'on obtient en traitant les pyrites alumineuses.

L'alumine à l'état de *corindon*, fait la base du véritable émeri, que l'on imite souvent avec du sable chargé de fer, quelques grès ou autres pierres dures, et que l'on emploie pour user différentes substances avant de les polir.

L'alumine, mélangée dans différents terrains, peut leur donner plus de consistance, retenir l'humidité dans un degré convenable à la végétation: aussi parvient-on à rendre des sols plus fertiles en y ajoutant de la glaise, lorsque la proportion de l'alumine est trop faible en certains endroits.

On extrait l'alumine pure de l'alun, sel double ou triple, composé de sulfate d'alumine, de potasse ou d'ammoniaque, ou de potasse et d'ammoniaque;

on décompose le sulfate d'alumine de ce sel, en ajoutant une quantité suffisante d'ammoniaque qui s'empare de l'acide sulfurique de l'alumine, celle-ci se précipite insoluble sous la forme d'une gelée blanche; on la purifie par de nombreux lavages, et on la recueille sur un filtre.

Lorsque dans les laboratoires il n'est pas nécessaire d'obtenir l'alumine sous la forme de gelée, on la prépare d'une manière plus simple en calcinant dans un creuset de l'alun formé de sulfate d'alumine et d'ammoniaque seulement. Le sulfate d'ammoniaque et l'acide sulfurique du sulfate d'alumine se dégagent au feu, et il ne reste dans le creuset que de l'alumine pure.

L'alumine à l'état de pureté est blanche, douce au toucher; elle happe fortement à la langue, pèse deux fois plus que l'eau distillée sous le même volume, est insoluble dans l'eau, infusible à un feu de forge, sans action sur le gaz oxygène, sur l'air, et sur les corps combustibles, simples ou composés, non acide, regardée comme un corps simple jusqu'à la découverte du potassium; elle est, comme nous l'avons vu, mise au rang des oxides métalliques. La dernière découverte de M. Berzélius permettra probablement bientôt d'en connaître le métal.

Magnésie (oxide de magnésium.)

Cette substance terreuse ne se rencontre dans la nature que combinée isolément avec les acides carbonique, nitrique, hydro-chlorique, sulfurique

et quelques oxides métalliques. Ses usages ne sont pas fort étendus. On a proposé de la faire entrer dans la composition des creusets réfractaires; son utilité dans cette application n'a pas encore été sanctionnée par l'expérience, et son usage se borne aujourd'hui à la thérapeutique; elle est utile, à l'état de carbonate, pour neutraliser l'acidité de l'estomac, et, calcinée, pour faciliter les évacuations.

A l'état de pureté, la magnésie est blanche, douce au toucher, un peu plus pesante que l'alumine, elle verdit la plupart des couleurs bleues végétales; infusible à température d'un feu de forge, insoluble dans l'eau, sans action sur l'oxygène pur, elle absorbe assez rapidement l'acide carbonique lorsqu'elle est exposée au contact de l'air. Combinée à l'acide sulfurique, elle forme le sulfate de magnésie, sel que l'on employait beaucoup en médecine sous le nom de sel d'Epsom, et que l'on remplace souvent aujourd'hui par le sulfate de soude. Les propriétés médicales de ces deux sels ont beaucoup d'analogie; et comme on est parvenu, dans leur préparation, à leur donner une forme à peu près semblable, on les désigne et on les vend sous le même nom.

Les autres oxides métalliques terreux, compris dans la troisième section, ont moins d'importance que ceux dont nous venons de parler dans les arts et dans la science; ils se trouvent aussi moins abondamment dans la nature.

Glucine ou oxide de glucinium.

Cette substance a été découverte dans l'émeraude par M. Vauquelin; on ne la connaît aujourd'hui que dans deux espèces de pierres gemmes et dans l'eulase, pierre d'un vert tendre, transparente, plus dure que le quartz, et très fragile. A l'état de pureté, la glucine est blanche, insipide, presque trois fois plus lourde que l'eau, infusible au feu de forge; elle absorbe l'acide carbonique de l'air, et est insoluble dans l'eau.

Thorine, ou oxide de thorium.

Cette substance est fort rare; elle a été découverte par M. Berzélius, il y a quelques années; le nom qu'il lui a donné tire son origine de celui de Thor, ancienne divinité scandinave. A l'état de pureté, la tharine est blanche, sans saveur, sans action sur les couleurs végétales, insoluble dans l'eau, infusible dans un feu de forge, elle absorbe facilement l'acide carbonique de l'air; et le laisse dégager à la température rouge; elle se dissout aisément dans l'acide hydro-chlorique, lorsqu'elle n'a pas été calcinée fortement, et très difficilement au contraire après avoir été chauffée ainsi. Les expériences de M. Berzélius n'ont été répétées par aucun chimiste jusqu'à ce jour, en sorte que lui seul a observé la tharine, et qu'elle est sans usage.

Yttria, ou oxide d'yttrium.

Cette terre est blanche à l'état de pureté et insoluble dans l'eau, infusible à un feu de forge, sans action sur l'oxygène; elle absorbe l'acide carbonique de l'air, et le laisse dégager à la chaleur rouge. Elle est sans usage, et n'a été rencontrée jusqu'à ce jour que dans trois minéraux de Suède, étudiée par plusieurs chimistes,

Zircone, ou oxide de zirconium.

Il ne nous reste plus à parler que de cette substance pour terminer les oxides des métaux de la troisième classe; nous en dirons peu de chose, parcequ'elle est jusqu'ici sans usage, et n'a été observée que dans un seul minéral nommé zircon, trouvé en Norwége, aux Etats-Unis et au Puy en Velay. A l'état de pureté, elle est blanche, pesant plus de quatre fois autant que l'eau distillée, sans action sur l'oxygène et sur les corps combustibles non acides. Une de ses propriétés remarquables à l'état d'hydrate, est de noircir lorsqu'on la chauffe à la lampe à l'alcool; dans une capsule de verre, puis de devenir incandescente comme si elle éprouvait une combustion.

Dans la leçon suivante nous terminerons l'étude des oxides métalliques alcalins et terreux, en traitant les métaux de la quatrième classe qui comprend les alcalis et les terres alcalines.

Leçon quatorzième.

SUITE DES OXIDES MÉTALLIQUES : ALCALIS ET TERRES ALCALINES.

Propriétés générales de ces oxides.—Protoxide de calcium ou chaux vive.—Phénomènes qu'il présente dans son contact avec l'eau.—Expériences qui démontrent son affinité pour l'acide carbonique.—Carbonate de chaux.—Soluble dans un excès d'acide carbonique.—Incrustation qu'il produit.—Ses différentes formes dans la nature.—Combinaison de la chaux avec les acides sulfurique, phosphorique et hydrochlorique.—Emplois de la chaux dans l'agriculture, les constructions, les fabriques, laboratoires, la préparation des savons, de l'alcali volatil, etc.—Propriétés, chimiques et physiques de la chaux.—Dentoxide de calcium.—Ses propriétés.—Oxide de strontium.—Strontiane ou protoxide de strontium.—Son état naturel.—Ses propriétés.—Dentoxide de strontium.—Oxide de barium.—Baryte.—Ses états dans la nature.—Ses emplois dans les laboratoires.—Ses propriétés physiques et chimiques.—Sa préparation.—Dentoxide de barium.—Sa préparation.—Ses propriétés chimiques.—Oxide de lithium.—Son état naturel.—Ses propriétés chimiques.—Son action sur le platine.—Oxide de potassium.—Potasse ou protoxide.—Étymologie de ce nom.—Ses combinaisons naturelles.—Son extraction des

végétaux.—Préparation de la potasse caustique.—Potasse d'Amérique.—Potasse à l'alcool.—Emploi de la potasse dans la fabrication du salpêtre.—Du cristal.—Du savon mou.

Les métaux des corps de la quatrième classe (voy. page 9) forment, avec l'oxigène, les substances que l'on a nommées terres alcalines et alcalis. On les désigne encore quelquefois par ces noms qui rappellent quelques unes de leurs propriétés. Mais on s'est assuré qu'elles ne sont pas des substances simples comme on le croyait naguère, puisque leurs métaux ont été obtenus à l'état de pureté, en éliminant l'oxigène avec lequel ils sont toujours combinés dans la nature.

Ces métaux sont susceptibles de deux degrés d'oxidation, et se trouvent dans leurs combinaisons naturelles à l'état de protoxides. La chaux, la strontiane, la baryte, la potasse et la soude sont des protoxides de calcium, de strontium, de baryum, de potassium et de sodium. Le lithium, le dernier de ces alcalis qui ait été décomposé, n'est susceptible que d'un seul degré d'oxidation, et forme la lithine.

Tous ces oxides ont une saveur prononcée, la plupart sont même très caustiques, et l'on n'en doit goûter que des quantités extrêmement petites, car ils altèrent promptement nos organes; ils verdissent plusieurs couleurs végétales, font passer au bleu la couleur rouge du tournesol et au rouge la teinture curcuma.

Oxide de calcium

La chaux ou chaux vive ou protoxide de calcium ne se trouve jamais à l'état de pureté dans la nature, car son affinité pour l'eau et pour l'acide carbonique est si grande, qu'elle les absorbe très rapidement dans son contact avec l'air. On démontre ces deux propriétés par des expériences faciles à faire : que l'on verse peu à peu de l'eau, même froide, sur des morceaux de *chaux vive*, ce liquide sera absorbé rapidement par cette pierre spongieuse. Dès que la combinaison commence à se faire, l'eau qui se solidifie et peut-être les deux électricités qui s'unissent, donnent lieu à un grand dégagement de chaleur qui vaporise l'eau en produisant un sifflement très fort. Si l'on n'y ajoute l'eau que par degrés et en quantité seulement suffisante pour la combinaison, la température s'élèvera au point d'enflammer de la poudre à canon ou une allumette plongée au milieu de la poudre formée.

On démontre aussi facilement l'affinité de la chaux pour l'acide carbonique : en effet, si l'on délaie dans l'eau de la chaux éteinte, et qu'on laisse déposer, le liquide clair contiendra en solution environ un huit-centième de son poids de cet oxide, en soutirant ce liquide et le laissant à l'air, on verra bientôt une pellicule légère, irisée, se former à sa surface. Cette pellicule est le résultat de la combinaison de l'acide carbonique, de l'air avec la chaux ; c'est un sel nommé sous-carbonate

de chaux, beaucoup moins soluble que la chaux. On produit plus promptement un effet semblable en insufflant, à l'aide d'un tube, de l'air des poumons au travers de la solution claire de la chaux. L'acide carbonique, dans cet air expiré, est en plus grande proportion que dans l'air atmosphérique : en se combinant à la chaux, il forme du sous-carbonate de chaux, qui rend la liqueur trouble, et se dépose lorsque l'agitation a cessé. On obtient cette précipitation plus abondamment si l'on verse dans la solution de chaux une solution d'acide carbonique dans l'eau ; mais, lorsque l'on ajoute un excès de cet acide, le précipité se dissout, et la liqueur s'éclaircit. Cette propriété de l'acide carbonique de redissoudre le carbonate de chaux, explique le phénomène des fontaines pétrifiantes naturelles : leurs eaux, qui contiennent de l'acide carbonique libre, dissolvent du carbonate de chaux dans les terrains qu'elles traversent, puis dans leur écoulement à l'air libre, l'acide carbonique se dégage, et le carbonate de chaux, en se déposant à la surface des différents corps, produit des stalactites et des incrustations curieuses que l'on montre aux voyageurs. On sait qu'une source de ces eaux, arrivée près d'un ruisseau, l'a traversé en produisant une sorte de pont en carbonate de chaux.

La chaux en combinaison avec l'acide carbonique est extrêmement répandue dans la nature ; le carbonate de chaux, presque à l'état de pureté et cristallisé, constitue le marbre blanc (saccharoïde), et, mélangé de très peu de matières étrangères, les différents marbres veinés ; contenant quelques cen-

tièmes seulement de matières étrangères il forme des bancs considérables, et est connu sous le nom de craie. On l'extrait pour les besoins des arts ; la plupart des pierres à bâtir sont composées de carbonate de chaux plus ou moins impur ; il constitue une grande partie des terres végétales et de toutes les *pierres à chaux*. C'est du carbonate de chaux que l'on extrait la chaux vive : il suffit pour cela de calciner au rouge blanc les pierres calcaires, le marbre, les coquilles d'huîtres, etc. On choisit de préférence, pour la préparation en grand, la pierre à chaux la plus compacte et la plus pure ; cependant on prépare de la chaux très estimée pour les constructions exposées à l'humidité, avec de la pierre à chaux contenant de l'argile, *chaux hydraulique*.

La chaux ne se trouve pas seulement en combinaison avec l'acide carbonique ; elle forme avec l'acide sulfurique, la pierre à plâtre et l'albâtre ; avec l'acide phosphorique, elle constitue la partie solide des *os* ; elle se trouve avec l'acide nitrique dans les terres salpêtrées, avec l'acide hydro-chlorique, dans quelques eaux salées, etc.

Les usages de la chaux sont très multipliés ; on l'emploie dans presque toutes les constructions souterraines, pour faire avec le sable un ciment solide ; les agriculteurs s'en servent pour amender leurs terres, pour chauler le blé, etc. : dans les fabriques et les laboratoires, elle est utile pour enlever l'acide carbonique à la soude et à la potasse, et rendre celles-ci propres à entrer dans la composition des savons ; pour extraire l'ammoniaque

(alcali volatil) du sulfate et de l'hydro-chlorate d'ammoniaque. La chaux est un agent usité dans l'extraction du sucre, la fabrication de la colle forte, et dans une foule d'arts industriels : les chimistes s'en servent comme d'un réactif fréquemment utile ; les médecins l'administrent quelquefois à l'intérieur.

A l'état de pureté la chaux est blanche, caustique, susceptible de cristalliser en hexaèdres, elle verdit la couleur des violettes, des mauves, etc. ; pèse deux fois $\frac{1}{2}$ autant que l'eau, est infusible, attire fortement l'humidité (cette propriété la rend utile pour dessécher l'air d'un espace fermé) et l'acide carbonique de l'air, elle absorbe même ce gaz au rouge brun, etc. ; elle se compose d'oxygène uni à un métal (*Voyez calcium*).

Deutoxide de calcium. Ce composé n'existe jamais dans la nature ; on l'obtient assez difficilement à l'état de pureté, car il perd une partie de son oxygène à une température très peu élevée. Il cristallise en lames brillantes blanches et nacrées ; projeté sur les charbons allumés, il les fait brûler vivement à la manière du nitre, mais sans se fondre. On ne l'emploie ni dans les arts, ni dans les laboratoires de chimie.

Oxides de strontium.

On distingue deux oxides de ce métal ; le premier, ou protoxide de strontium, est connu depuis longtemps sous le nom de strontiane. Il fut découvert en 1790, par Crawford, dans un minéral que l'on

croyait être du carbonate de baryte, qui était du carbonate de strontiane. La strontiane existe dans la nature à l'état de carbonate et de sulfate; à l'état de pureté, elle est d'un blanc gris, plus caustique que la chaux, agissant sur les couleurs végétales à la manière des alcalis. Mise en contact avec l'eau elle donne lieu à un grand dégagement de chaleur, elle se dissout à froid dans 40 fois son poids d'eau; l'eau chaude en dissout deux fois davantage; aussi, lorsqu'elle en est saturée, en laisse-t-elle déposer une partie sous la forme de cristaux. La strontiane ne s'emploie que dans les laboratoires, c'est un réactif peu usité.

Deutoxide de strontium. Ce que nous avons dit plus haut, relativement au deutoxide de calcium, peut s'appliquer également au deutoxide de strontium.

Oxides de barium.

Le barium peut se combiner avec l'oxigène dans deux proportions; le protoxide de barium ou baryte n'existe dans la nature, de même que la strontiane, qu'en combinaison avec les acides sulfurique et carbonique. Le sulfate de baryte, à l'état natif et presque pur, est employé dans les arts: on le mêle avec le blanc de plomb dont il augmente le poids et diminue le prix. Le baryte ne s'emploie que dans les laboratoires, c'est un réactif excellent pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique et des sulfates dans diverses solutions. Elle enlève cet acide à toutes les autres bases, et forme en s'y

combinant un sulfate blanc très pesant , insoluble dans les acides nitrique , hydro-chlorique , etc.

La baryte pure est blanche , lourde (elle pèse quatre fois autant que l'eau sous le même volume) , plus caustique que la strontiane , et se comporte comme celle - ci avec les teintures végétales. Elle absorbe rapidement l'acide carbonique de l'air , et produit ainsi un carbonate indécomposable à la température la plus élevée , elle absorbe aussi l'humidité de l'atmosphère avec la plus grande rapidité , se dilate et se réduit en poudre en prenant un volume considérable : il est donc nécessaire de la tenir dans des vases hermétiquement fermés.

Le deutocide de barium ne se trouve pas dans la nature ; on peut l'obtenir en versant de l'eau de baryte concentrée dans de l'eau chargée de dix fois son poids , environ , d'oxigène. Il se forme une si grande quantité de paillettes nacrées , d'hydrate , de deutocide de barium que la liqueur se prend en masse. Les propriétés de cet hydrate ont beaucoup d'analogie avec celles du deutocide de strontium. Ses propriétés alcalines sont plus marquées , et il décompose l'eau plus facilement. Le deutocide de barium ne s'emploie ni dans les arts , ni dans les laboratoires.

Oxide de lithium.

Cet oxide est très rare dans la nature ; on ne l'a trouvé jusqu'ici que dans le pétalite , le triphane , la tourmaline verte et dans la tourmaline rouge.

Cet oxide à l'état de pureté est blanc, caustique, doué de propriétés alcalines, fusible à un degré de température peu élevé, réductible par la batterie voltaïque; exposé à l'air, il en attire l'eau et l'acide carbonique. Plus soluble que la baryte, une de ses propriétés les plus remarquables est d'attaquer le platine fortement à l'aide de la chaleur; on peut même s'en servir pour reconnaître une petite quantité d'oxide de lithium dans un minéral. Il suffit, pour cela, de chauffer un fragment du minéral avec un fragment de soude, sur une lame de platine, à l'aide du chalumeau. La soude dégage l'oxide de lithium de sa combinaison, celui-ci se répand sur la feuille de platine, et paraît entrer en combinaison avec le métal. Cette combinaison est probablement soluble dans l'eau, car elle laisse une tache noire, ineffaçable lorsqu'on lave la place où la réaction s'est opérée. La tache ne s'étend pas sous l'alcali.

L'oxide de lithium n'a pas d'emploi dans les arts, on ne s'en sert pas non plus dans les laboratoires.

Oxides de potassium.

Le potassium est susceptible de se combiner avec deux proportions différentes d'oxigène, et de produire dans ces combinaisons le protoxide de potassium ou potasse, et le deutoxide.

Le nom de potasse que l'on emploie encore aujourd'hui paraît être dérivé du mot anglais *potash* qui désigne le même alcali; ce mot est composé de deux autres: *pot*, de ce que l'on se servait autre-

fois de pots pour calciner la potasse, et de cendres, *ashes*, d'où l'on obtenait cet alcali.

La potasse n'a pas encore été trouvée à l'état de pureté dans la nature, mais on l'y rencontre très fréquemment combinée avec les acides carbonique, sulfurique, hydro-chlorique, et quelques acides végétaux dans beaucoup de plantes; avec l'acide nitrique dans les matériaux salpêtrés, quelquefois à l'état de silicate ou de combinaison, avec l'oxide de silicium dans un assez grand nombre de minéraux.

Tous les végétaux contenant de la potasse combinée à des acides décomposables au feu, rien n'est plus facile que d'en extraire cet alcali: on les réduit en cendres pour décomposer les sels et détruire toutes les matières organiques. Le résidu contient des substances terreuses, quelques sels solubles, et particulièrement du sous carbonate de potasse; on le lessive à l'eau, la solution évaporée à siccité et calcinée donne de la potasse combinée à l'acide carbonique, et mêlée de quelques sels. On l'emploie en cet état à beaucoup d'usages dans les arts; souvent on la prive de l'acide carbonique qu'elle contient, en mettant sa solution en contact avec la chaux; le carbonate de chaux se précipite, et la liqueur contient la potasse *caustique*. On la fait évaporer rapidement: on chauffe le résidu de l'évaporation jusqu'à le faire fondre, on le coule; il se prend par le refroidissement en masses dures, compactes, rougeâtres, que l'on connaît dans le commerce sous le nom de potasse d'Amérique.

La potasse caustique fondue contient quelques sels étrangers, et surtout des sulfate et hydro-chlorate de potasse; on l'en sépare dans les laboratoires en la faisant dissoudre dans l'alcool. Ce liquide ne dissout que la potasse; en la faisant vaporiser, et fondre le résidu dans un creuset d'argent, on obtient la potasse dite à l'alcool, *Pierre à cautère*.

Les emplois de la potasse étaient fort nombreux dans les arts industriels, avant que l'on eût trouvé le moyen de préparer à très bon marché la soude artificielle: aujourd'hui les usages de cet alcali se bornent, en raison de son prix plus élevé en France que celui de la soude, à la fabrication du salpêtre ou nitrate de potasse, à la préparation du cristal, du savon mou, du chlorate de potasse, et de quelques sels employés dans les laboratoires et dans les pharmacies.

Le sulfate de potasse que l'on obtient en traitant le salpêtre par l'acide sulfurique, pour préparer l'acide nitrique, entre dans la composition de l'alun.

La potasse à l'état de pureté est blanche, extrêmement caustique, douée de propriétés alcalines très énergiques, fusibles un peu au-dessus de la température rouge, indécomposable au feu même à la plus haute température, réductible par la batterie voltaïque, surtout à l'aide du mercure, déliquescence et, par conséquent, très soluble dans l'eau; elle absorbe le gaz oxygène à l'aide d'une forte chaleur, et passe à l'état de peroxide.

La potasse exposée à l'air libre, à la température ordinaire, en attire promptement l'humidité

et se résout en liqueur ; elle ne tarde pas non plus à se combiner à l'acide carbonique ; elle l'absorbe peu à peu au fur et à mesure que l'air se renouvelle ; en sorte qu'au bout d'un certain temps tout se trouve converti en sous-carbonate de potasse.

Le peroxide de potassium n'est d'aucun usage dans les arts ni dans les laboratoires.

Oxides de sodium.

Le sodium peut se combiner en deux proportions, seulement, avec l'oxygène ; il en résulte du protoxide de sodium ou soude, et du peroxide.

La soude à l'état de pureté ne se rencontre jamais dans la nature, mais on la trouve fréquemment unie aux acides carbonique, sulfurique, hydro-chlorique, et l'on a découvert dernièrement un banc considérable de nitrate de soude en Amérique.

La fabrication de la soude est devenue dans ces derniers temps l'une des branches d'industrie les plus importantes dans plusieurs contrées ; en France particulièrement, on en prépare des masses très considérables ; elle est connue sous le nom de soude artificielle.

La soude artificielle peut remplacer non seulement toutes les sodes naturelles que l'on obtenait en Espagne et dans quelques autres contrées en brûlant des plantes marines, mais encore elle peut être substituée avec des avantages non moins grands à la potasse dans la plupart de ses emplois.

La soude s'emploie , pour blanchir les toiles , unie à la silice et à quelques oxides terreux ; elle entre dans la composition de la plupart des verres , des glaces , etc. ; elle sert à fabriquer les savons durs , et particulièrement celui que l'on connaît sous le nom de savon de Marseille. Dans cette préparation elle est unie à des corps gras , et le plus ordinairement avec de l'huile d'olive. En parlant des matières végétales et animales , nous aurons occasion d'étudier ces sortes de combinaisons. La soude artificielle s'obtient en décomposant le sel marin humide (hydro-chlorate de soude) par l'acide sulfurique , et le nouveau composé , solide obtenu (sulfate de soude) , par la craie et le charbon dans un four à réverbère.

Nous aurons l'occasion de revenir sur les réactions chimiques un peu compliquées , qui se passent dans cette opération. La soude ainsi préparée devient elle-même une matière première utile à beaucoup d'autres fabrications ; c'est de cette manière qu'elle s'emploie pour préparer le borax , le savon , le verre , les glaces , etc.

Le procédé économique que l'on suit généralement aujourd'hui pour préparer la soude , et que nous venons d'indiquer en quelques mots , est dû à un chimiste manufacturier français nommé Leblanc : de même que beaucoup d'inventeurs auxquels on doit des découvertes utiles , il eut à peine le temps d'entrevoir les immenses bienfaits du procédé qu'il avait indiqué , et n'en profita lui-même en aucune manière.

Le protoxide de sodium , soude pure , est blanc ,

plus pesant que le sodium, doué de propriétés alcalines très énergiques, très caustiques ; il avait été considéré comme un corps simple jusqu'à la découverte du potassium.

La seconde combinaison de l'oxygène avec le sodium ou peroxide de sodium, peut se préparer comme le deutoxide de potassium ; il n'est d'aucun usage dans les arts, ni dans les laboratoires de chimie.

Ammoniaque.

Ce composé, connu autrefois sous les noms d'alcali volatil, d'esprit de sel ammoniac, d'alcali fluor, d'esprit de cornes de cerf, a été l'objet d'un grand nombre de recherches. Schéele a démontré que l'azote entraît dans sa composition, Priesley fut conduit à le considérer comme formé d'azote et d'hydrogène ; enfin Berthollet l'analysa avec une si grande précision que les recherches de tous les autres chimistes n'apportèrent presque aucune modification aux résultats qu'il obtint alors, et l'on s'accorde généralement aujourd'hui à considérer cet alcali comme une combinaison d'hydrogène et d'azote dans les proportions indiquées par Berthollet, c'est à dire de trois parties du premier en volume avec une du second.

Les nouvelles découvertes de Davy sur les métaux alcalins ont dû faire penser que l'ammoniaque contenait de l'oxygène, puisque les alcalis fixes sont eux-mêmes des oxides ; cependant toutes les expériences entreprises, dans le but de

le démontrer, ne furent pas assez concluantes. Une de celles de ce chimiste anglais consiste à poser un globule de mercure sur un morceau d'hydrochlorate ou de carbonate d'ammoniaque, et à faire passer au travers de ce métal un courant électrique. Peu à peu on voit le mercure augmenter de volume, devenir moins fluide et prendre enfin l'apparence d'un amalgame; ce phénomène a été attribué à la base métallique de l'ammoniaque, formant un alliage avec le mercure.

M. Davy, persuadé que l'oxygène devait être un des éléments de l'ammoniaque, supposa que l'hydrogène et l'azote pourraient être, eux-mêmes, des oxides différens du même métal auquel il donna le nom d'ammonium. Berzélius adopta cette hypothèse, qui fait de l'ammoniaque un oxide d'ammonium; il alla jusqu'à calculer, d'après la composition des sels ammoniacaux, les proportions d'ammonium et d'oxygène qui devaient constituer l'ammoniaque. Quoi qu'il en soit, nous considérons, avec presque tous les chimistes, l'ammoniaque comme un composé d'hydrogène et d'azote: puisqu'il existe des acides formés de corps combustibles seulement, il est tout naturel de penser qu'il puisse y avoir un alcali du même genre.

L'ammoniaque se rencontre assez rarement à l'état de pureté dans la nature; ses combinaisons sont au contraire assez abondantes: avec les acides hydrochlorique et phosphorique, on l'a trouvée dans l'urine des hommes; avec l'acide hydrochlorique seulement, dans les excréments des chameaux:

aussi tout le sel ammoniac (hydro-chlorate d'ammoniaque) employé dans les arts il y a quarante ans, était-il extrait de l'Égypte où on le préparait en faisant sublimer ce sel contenu dans les excréments de ces animaux. Avec l'acide sulfurique, l'ammoniaque se rencontre dans quelques mines d'alun ; avec l'acide acétique et carbonique, dans la plupart des matières animales putréfiées et dans les urines de tous les animaux. On a reconnu que dans l'oxidation du fer par l'eau, au contact de l'air, il y avait formation d'ammoniaque. Cet alcali, à l'état libre, a été reconnu dans quelques plantes ; enfin l'ammoniaque doit se former fréquemment dans la nature, puisque dans une multitude de circonstances l'azote et l'hydrogène, ses principes constituants, se trouvent en présence.

L'ammoniaque, combinée à l'acide hydro-chlorique, constitue l'hydro-chlorate d'ammoniaque ou sel ammoniac, à l'aide duquel on prépare généralement les autres produits ammoniacaux. On fabrique ce sel aujourd'hui, en décomposant au feu diverses matières animales dans des vases clos. C'est aussi celui de tous qui est le plus employé dans les arts. La combinaison de l'acide carbonique avec l'ammoniaque ou carbonate d'ammoniaque est connue depuis long-temps sous le nom de sel volatil d'Angleterre ou sel de corne de cerf. On l'emploie pour le faire respirer aux personnes qui tombent en syncope ; il est très volatil, pénètre rapidement dans tous nos organes, et les stimule d'une manière énergique : on le préfère pour cet usage à l'alcali volatil, parcequ'il est moins

caustique, et produit une irritation moins forte.

Les emplois de l'ammoniaque sont assez nombreux : on s'en sert avec beaucoup de succès pour effacer les taches produites par les acides sur les couleurs végétales. Elle arrête les effets de la piquûre des insectes, cautérise utilement les plaies faites par la morsure des chiens enragés ; étendue d'eau et prise à l'intérieur, elle dissipe en quelques minutes les gonflements excessifs qui menacent de faire périr les bestiaux après qu'ils ont mangé une trop grande quantité d'herbe fraîche ; c'est un réactif dont on fait un fréquent usage dans les laboratoires de chimie.

L'ammoniaque, telle que nous venons de la considérer, est une solution de gaz ammoniac dans l'eau ; ce gaz en effet ne peut être liquéfié à la température et sous la pression ordinaire de l'atmosphère ; on n'y peut parvenir qu'à l'aide d'une pression énorme ou d'un abaissement de température fort considérable.

Le gaz ammoniac est incolore, très âcre ; son odeur vive et caustique le caractérise ; il provoque les larmes et verdit puissamment plusieurs couleurs bleues végétales. Si l'on plonge une bougie allumée dans une éprouvette remplie de gaz ammoniac, on voit le disque de la flamme s'agrandir d'abord et puis s'éteindre. Ce phénomène est dû à la combustion de l'hydrogène ; d'une partie de l'ammoniaque, par l'oxygène de l'air ; mais, la température ne pouvant se soutenir assez élevée pour que cette combustion continue, la bougie s'éteint si on ne la retire promptement : on peut la

présenter ainsi plusieurs fois, et rendre le phénomène plus sensible en l'engageant doucement et à plusieurs reprises dans l'éprouvette.

A une température qui excède à peine le rouge naissant, l'ammoniaque n'est pas décomposée ; on peut s'en assurer en faisant passer un courant de son gaz dans un tube de porcelaine luté et placé au milieu de charbons ardents.

L'oxygène, à la température ordinaire, est sans action sur le gaz ammoniac ; il n'en est pas de même à une température élevée : si l'on plonge, dans une éprouvette remplie de parties égales de gaz oxygène et d'ammoniaque, une bougie allumée, le mélange s'enflamme, et il y a détonation ; le même effet a lieu lorsque l'on fait traverser ce mélange par une étincelle électrique. Dans ces expériences, l'ammoniaque est décomposée, son hydrogène se combine à l'oxygène et forme de l'eau, l'azote devenu libre reste à l'état gazeux, à l'exception d'une petite quantité, qui produit de l'acide nitrique avec l'oxygène.

Le charbon peut absorber une très grande quantité de gaz ammoniac à la température ordinaire ; à une température élevée, il décompose ce gaz en ses éléments. La décomposition du gaz ammoniac s'opère de même à une température élevée par plusieurs métaux ; le fer jouit particulièrement de cette propriété.

Dans la leçon suivante, nous nous occuperons des composés binaires desquels résultent différents acides.

Leçon quinzième.

DES ACIDES.

Caractères généraux des acides. — Saveur. — Action sur les teintures végétales. — Sur les bases salifiables. — Sur le courant voltaïque. — Acides de l'oxygène. — De l'hydrogène. — Du chlore. — De l'iode. — Acides métalliques. — Nomenclature des acides. — Acide borique. — Son état naturel. — Extraction. — Caractères physiques et chimiques. — Sel sédatif. — Application dans les arts et dans la médecine. — Acide carbonique. — Cause de sa production. — Grotte du chien. — Danger de respirer ce gaz. — Acide carbonique dans les eaux naturelles. — Eaux de Seltz. — Eaux minérales gazeuses artificielles. — Préparation de l'acide carbonique. — Caractères physiques et chimiques de cet acide. — Expérience qui prouve que son poids est plus considérable que celui de l'air. — Sa décomposition par les végétaux.

Outre les oxides alcalins et terreux dont nous nous sommes occupés dans la leçon précédente, il existe un grand nombre d'oxides métalliques, et les bornes de cet ouvrage ne nous permettent pas de les décrire tous. Déjà, en parlant des métaux et

de leur action sur le gaz oxigène , nous avons dit un mot des oxides qui en résultaient. En traitant des sels, nous examinerons les combinaisons des oxides avec les acides ; nous ne nous occupons aujourd'hui que de ces derniers, dont l'étude est fort importante.

Pour procéder par ordre, nous parlerons d'abord des composés binaires des corps simples avec l'oxigène ou l'hydrogène, qui forment des acides ; nous nous occuperons ensuite des acides métalliques, puis de la combinaison de plusieurs acides entre eux, et nous remettrons l'étude des acides végétaux et animaux au moment où nous devons nous occuper des matières végétales et animales.

Les caractères généraux des acides sont d'avoir une saveur aigre lorsqu'ils sont faibles ou étendus d'eau, de changer en rouge la plupart des teintures bleues végétales, de se rendre au pôle positif de la batterie voltaïque, et enfin de s'unir avec les bases salifiables en les neutralisant, et d'être en même temps neutralisés par elles. Cette propriété est plus caractéristique que toutes les autres, en sorte qu'un corps qui la posséderait, et lors même qu'il ne rougirait pas les couleurs bleues végétales, devrait être regardé comme un acide.

On a observé, toutefois, que les acides dont la saveur est peu prononcée, et qui ne rougissent que faiblement les teintures végétales, ont aussi moins d'énergie sur les bases salifiables, et forment en général avec elles des combinaisons plus faciles à désunir.

On a cru pendant long-temps que la propriété

de former des acides appartenait à l'oxigène seul ; mais on a reconnu depuis , que l'hydrogène peut également former des acides, et que d'autres combinaisons produisent le même genre de corps.

Berthollet démontra le premier que l'hydrogène, en se combinant au soufre , produit un véritable acide, et que la dénomination d'hydrogène sulfuré ne convenait pas , par conséquent , pour désigner cette combinaison.

On eut peine à se rendre aux preuves que Berthollet donna de l'existence de ce nouvel acide ; Davy fut un de ceux qui eurent le plus de peine à y croire ; il supposa même que l'hydrogène sulfuré contenait de l'oxigène : enfin on démontra que le chlore et l'iode pouvaient aussi produire des acides ; et les chimistes , tout en admettant que l'oxigène jouit , dans un degré très marqué , de la propriété d'acidifier le plus grand nombre de corps , reconnaissent aujourd'hui qu'il ne la possède pas exclusivement.

Les acides dont nous nous occuperons d'abord comme étant les moins composés, sont les acides binaires , quatre d'entre eux sont formés d'hydrogène et d'un corps combustible, et vingt-cinq au moins, y compris les acides métalliques, sont composés de corps combustibles et d'oxigène.

Les acides de l'oxigène ou oxacides binaires, sont l'acide borique, carbonique, iodique, sélénique, fluorique, quatre acides du phosphore, quatre du soufre, trois de l'azote, deux du chlore, et les huit acides métalliques suivans : arsenic, arsénieux, chrômique, molybdique, molybdeux ;

colombique , tungstique , titanique ; peut-être devrait-on ajouter à ces derniers l'oxide de tellure , l'oxide d'osmium , le deutoxide d'or , le deutoxide et le tritoxide d'antimoine , qui tous présentent des caractères acides. L'hydrogène forme les quatre acides suivans , hydro-sulfurique , hydriodique , hydro-chlorique , et hydro-sélénique. On pourrait peut-être y ajouter l'hydrogène telluré.

Après avoir exposé les propriétés générales des acides , nous indiquerons les propriétés particulières à quelques uns d'entre eux , et nous choisirons de préférence ceux qui présentent le plus d'intérêt sous le rapport de leurs emplois dans les arts et dans les manipulations de chimie.

Les acides borique , carbonique , sulfureux , sulfurique , nitrique , hydro-chlorique , hydro-sulfurique sont de ce nombre.

Acide borique.

Cet acide existe à l'état naturel dans les eaux de plusieurs petits lacs de Toscane ; il est probable qu'il se trouve à l'état concret dans le sein de la terre d'où ces sources l'enlèvent en solution. On remarque , en effet , que celles qui sortent plus bouillonnantes , et semblent avoir été poussées par quelque action volcanique , sont aussi chargées d'une plus grande quantité d'acide borique. Il suffit d'évaporer les eaux de ces lacs pour obtenir l'acide qu'elles contiennent et qu'elles déposent en cristaux blancs opaques par le refroidissement. C'est ainsi que l'on se procure tout l'acide borique

qui est répandu aujourd'hui dans le commerce, et avec lequel on prépare, en France particulièrement, presque tout le borax employé dans les arts.

L'acide borique à l'état de pureté est solide, sans odeur, incolore; sa saveur est très faible; il rougit légèrement la teinture bleue du tournesol. L'eau chaude en dissout la 13^e partie de son poids, et l'eau froide seulement la 35^e; aussi cristallise-t-il par le refroidissement. La forme de ses cristaux est celle d'un prisme qui n'a pas été bien déterminé: lorsqu'on le fait cristalliser au milieu d'une solution de sulfate acide de soude, il se présente souvent sous la forme de larges paillettes nacrées. C'est ainsi qu'on le prépare en décomposant le borate de soude par l'acide sulfurique pour l'usage des pharmacies. Il retient toujours une certaine quantité de sulfate de soude et d'acide sulfurique en excès. L'acide borique s'emploie encore comme fondant pour analyser les pierres qui contiennent de la potasse ou de la soude. On s'en servait autrefois en médecine comme d'un sédatif, aussi le connaissait-on sous le nom de sel sédatif. Depuis que l'on a su que cette application dans la thérapeutique était fondée sur une erreur, on ne l'emploie plus ainsi; mais on en fait encore usage pour rendre la crème de tartre soluble.

Acide carbonique.

Nous avons eu l'occasion de parler plusieurs fois déjà de cet acide, et nous avons vu comment

on pouvait le préparer en brûlant du charbon ou du diamant dans du gaz oxigène ; mais il ne se produit pas seulement de cette manière ; toutes les combustions des matières végétales, animales ou minérales qui contiennent du carbone donnent lieu à la formation de cet acide par leur combustion dans l'air atmosphérique. Tous les animaux le produisent en exhalant l'air qu'ils ont inspiré dans leurs poumons. C'est l'un des résultats de toutes les fermentations. On voit que cet acide doit être très abondant dans la nature ; nous avons vu qu'il accompagne l'air constamment à l'état gazeux ; on le trouve presque pur dans certaines cavités des pays volcaniques ou des terrains calcaires. Il y a un assez grand nombre de ces sortes de grottes en Italie ; l'une des plus célèbres par les récits fabuleux auxquels elle a donné lieu, est connue sous le nom de *grotte du chien* ; la vérité est qu'elle contient une couche d'acide carbonique qui ne s'élève guère à plus de cinq ou six décimètres en raison de sa pesanteur. Il en résulte qu'un homme y peut pénétrer sans danger, tandis qu'un chien y est asphyxié, parcequ'il y respire dans la partie inférieure.

L'acide carbonique étant plus lourd que l'air, se précipite souvent dans des cavités naturelles ; aussi n'est-il pas prudent de descendre dans ces endroits sans s'être assuré qu'ils contiennent une assez grande quantité d'air pour servir à la respiration. On s'en assure en y faisant descendre une lampe ou une bougie allumée, et l'on observe de quelle manière se comporte la flamme : elle

brille avec un éclat moins vif lorsque l'acide carbonique y est en assez grande proportion, et s'éteint tout à coup lorsque cet acide y est presque pur ou mélangé d'azote sans oxigène. Ce gaz, étant incapable de servir à la respiration, cause fréquemment des accidents graves dans les endroits où il se développe. On en rencontre beaucoup d'exemples dans les exploitations des mines, et souvent aussi dans la vie domestique. Toutes les fois que l'on allume du charbon dans des espaces resserrés où l'air ne se renouvelle pas, la plus grande partie de l'oxigène se combine au charbon en alimentant la combustion, l'azote et l'acide carbonique deviennent en proportion de plus en plus fortes; et, lorsque ce mélange gazeux est devenu irrespirable, les individus qui y sont exposés courent le risque de périr asphyxiés. Le danger est d'autant plus grand, qu'une sorte de sommeil et d'engourdissement précède la mort et empêche ces individus de s'y soustraire.

Malgré les propriétés délétères de l'acide carbonique, on l'emploie en médecine en doses assez fortes; il en est au reste de même de la plupart des poisons: ce sont souvent des médicaments utiles lorsqu'ils sont administrés en doses convenables.

L'acide carbonique n'existe pas dans la nature seulement à l'état gazeux, toutes les eaux naturelles en contiennent des proportions plus ou moins grandes. Quelques unes, comme les eaux minérales de Seltz, en sont saturées sous une pression plus grande que celle de l'atmosphère. Mises en bouteilles à cet état, elles laissent dégager l'acide

carbonique gazeux en pétillant ; on les emploie contre certaines indispositions de l'estomac , et dans plusieurs contrées de l'Allemagne elles forment une sorte de boisson de luxe. On imite les eaux naturelles gazeuses, en comprimant au moyen de pompes foulantes l'acide carbonique dans l'eau, et le conservant dans des bouteilles hermétiquement fermées.

Pour obtenir le gaz acide carbonique, propre à entrer dans la composition des eaux minérales artificielles gazeuses, on remplit presque entièrement un flacon de marbre concassé en morceaux. On verse dessus, à l'aide d'un tube recourbé en S, de l'acide hydro-chlorique : un second tube, adapté au même bouchon, conduit le gaz sous une cloche ou gazomètre d'où la pompe doit le puiser. Dès que l'acide hydro-chlorique est en contact avec le marbre, il l'attaque en s'emparant de la chaux qui était unie à l'acide carbonique, et celui-ci devenu libre se dégage à l'état gazeux. On voit se manifester dans le flacon où cette réaction a lieu une sorte d'ébullition vive que l'on nomme *effervescence*. On pourrait, au lieu de marbre, employer une des pierres calcaires que l'on rencontre abondamment dans la nature, ou de la craie qui est presque entièrement formée de carbonate de chaux ; mais ces substances peu compactes, sont attaquées trop rapidement par l'acide hydro-chlorique ; l'effervescence est si rapide, que tout le mélange boursoufflé peut s'élever jusque dans les tubes ; la pression qui en résulte d'ailleurs peut faire perdre les luts.

L'acide carbonique pur est gazeux à la température ordinaire ; on ne peut le condenser sans eau qu'à l'aide d'une pression très considérable , ou d'un abaissement de température très grand : sa saveur est légèrement aigre , il est incolore , son odeur est un peu piquante , il est plus lourd que l'air , il rougit légèrement les teintures bleues du tournesol , éteint les corps en combustion , et asphyxie promptement les animaux qui le respirent.

On démontre , par une expérience facile à faire , que la pesanteur de l'acide carbonique est plus considérable que celle de l'air. En effet , si l'on prend une éprouvette , ou tube fermé d'un bout , rempli de gaz acide carbonique , on pourra la maintenir , la partie ouverte en haut , sans que ce gaz s'échappe , et l'on s'en assurera facilement , après l'avoir tenu quelques instants dans cette position , en y plongeant une allumette enflammée , qui s'éteindra à l'instant. Pour varier l'expérience d'une manière plus curieuse , on inclinera le tube rempli d'acide carbonique , vers un autre tube dans lequel on n'aura rien mis , et qui par conséquent ne contiendra que de l'air atmosphérique : en opérant comme si l'on voulait transvaser un liquide du premier tube dans le second , quoique le gaz acide carbonique contenu dans l'un soit invisible comme l'air contenu dans l'autre , le transvasement aura lieu , et le second tube sera rempli d'acide carbonique. Il sera facile de le reconnaître en y plongeant un corps en combustion , qui s'éteindra aussitôt. Nous verrons , en parlant des substances végétales , que l'acide carbonique contenu dans

l'air, est absorbé par les plantes qui assimilent son carbone et rendent à la liberté l'oxygène qui lui était uni. C'est un moyen que la nature emploie pour réparer les pertes d'oxygène que lui font éprouver toutes les causes qui concourent à la formation de l'acide carbonique.

Leçon seizième.

ACIDÉS SULFURIQUE, SULFUREUX, HYDRO-CHLORIQUE, NITRIQUE ET HYDRO-SULFURIQUE.

Acide sulfurique. — État naturel. — Ses combinaisons dans la nature. — Pierre à plâtre. — Sulfate de baryte. — Fabrication de l'acide sulfurique. — Théorie de la réaction de l'acide sulfureux, du deutoxide d'azote, de l'acide nitreux et de l'eau dans la formation de l'acide sulfurique. — Expérience qui prouve la théorie de cette réaction par plusieurs phénomènes. — Concentration de l'acide sulfurique. — Sa purification. — Propriété de l'acide sulfurique pur. — Ses usages dans les arts et dans les laboratoires. — Acide sulfureux. — Sa préparation. — Ses usages dans les arts, l'économie domestique et la médecine. — Ses propriétés. — Sa liquéfaction. — Congélation du mercure par ce liquide. — Acides hypo-sulfureux et hypo-sulfurique. — Acide hydro-chlorique. — Historique de sa préparation dans les arts. — Action nuisible de son gaz sur la végétation près des fabriques. — Emplois nouveaux de cet acide. — Son état naturel. — Sa combinaison avec l'oxide de sodium. — Extraction du sel. — Fabrication de l'acide hydro-chlorique. — Ses propriétés. — Moyen de le liquéfier sans eau. — Préparation du chlore par l'acide hydro-chlorique. — Son emploi dans le blanchiment des toiles et du papier. — Impression avec le résidu. — Propriété du chlore pur. — Acide nitrique. — Sa composition. — Protoxide d'azote. — Sa préparation. — Expérience relative à son action sur les corps combustibles

—Dentoxide d'azote.—Sa préparation.—Ses propriétés.—
 Acide hypo-nitreux.—Acide nitreux.—Sa préparation.—
 Ses propriétés.—Ses combinaisons dans la nature.—
 Préparation.—Son action sur les métaux.—Acide hydro-
 chloro-nitrique.—Acide hydro-sulfurique.—Son état na-
 turel dans les eaux minérales.—Circonstance de sa fer-
 mation.—Sa préparation.—Ses propriétés.—Danger de le
 respirer.

Acide sulfurique.

Cet acide est, sans contredit, le plus important de tous, sous le rapport de ses applications dans les arts, et de ses usages multipliés dans les laboratoires. En effet, son affinité pour la plupart des bases salifiables est tellement grande, que l'on peut, par son moyen, obtenir presque tous les autres acides en décomposant leurs sels.

L'acide sulfurique se rencontre très rarement dans la nature à l'état de liberté, on doute même qu'il y existe ainsi, et les observations de plusieurs naturalistes qui ont annoncé l'avoir rencontré dans quelques grottes et sur des terrains volcaniques, ne sont pas suffisamment prouvées (1). A l'état de combinaison, cet acide se trouve assez fréquemment uni avec plusieurs oxides métalliques et particulièrement la chaux, la baryte, la strontiane, la potasse, la soude, la magnésie, l'alumine,

(1) MM. Rivero et Boussingault, savants voyageurs, l'ont trouvé dernièrement dans le *Rio Agro*, Rivière Aigre.

l'oxide de fer. Parmi ces composés, les deux premiers, ainsi que nous l'avons dit en traitant de leurs oxides, sont très utiles : l'un forme la pierre à plâtre, l'autre constitue une sorte de blanc naturel que l'on mêle avec la céruse.

On prépare l'acide sulfurique en brûlant le soufre de manière à combiner une quantité d'oxigène suffisante : pour y parvenir, on allume ce corps simple sur une plaque en fonte située au-dessous d'une vaste chambre en plomb et enveloppée de toutes parts de manière à former un seul vase avec la chambre qui la surmonte. Le gaz, produit de cette combustion, est de l'acide sulfureux ; il s'élanche dans la chambre, et l'on y fait entrer en même temps du gaz acide nitreux, et de l'eau en vapeur. Le gaz acide nitreux qui est formé d'oxigène et d'azote réagit sur le gaz sulfureux à l'aide de l'eau, il lui cède une partie de son oxigène qui le constitue à l'état d'acide sulfurique. L'acide nitreux devenu deutoxide d'azote par la perte d'une portion de son oxigène, réagit à son tour sur l'air atmosphérique contenu dans la chambre. Il lui enlève la quantité d'oxigène qui lui est nécessaire pour se reconstituer à l'état d'acide nitreux. Cet acide se trouvant de nouveau en présence de l'acide sulfureux et de l'eau en vapeur, les mêmes réactions que nous avons décrites se renouvellent encore. On continue de faire brûler du soufre pour produire de l'acide sulfureux jusqu'à ce que la plus grande partie de l'oxigène de l'air contenu dans la chambre soit épuisé. L'acide sulfurique formé se condense avec la vapeur d'eau, coule sur

les parois de la chambre, et se réunit sur la sole d'où on le tire à l'aide de robinets. On renouvelle l'air contenu dans la chambre, en ouvrant plusieurs portes et déterminant un tirage par une cheminée d'appel; puis après avoir refermé toutes ses issues, on recommence une autre opération.

On doit à MM. Clément et Désormes cette théorie sur la formation de l'acide sulfurique; ils l'ont démontrée par une expérience ingénieuse que nous croyons devoir citer. On fait le vide à l'aide de la machine pneumatique dans un ballon en verre de quatre ou cinq litres. On y introduit trente décilitres de gaz acide sulfureux, quinze litres d'oxygène, et cinq décilitres de deutoxide d'azote; ce gaz, en se combinant avec une portion de l'oxygène, passe à l'état d'acide nitreux que l'on reconnaît à sa couleur rouge. Si on introduit alors quelques gouttes d'eau, ces gaz réagissent comme nous venons de le dire; de petits cristaux étoilés se déposent sur les parois du ballon, et l'intérieur de celui-ci devient de nouveau incolore. On introduit une nouvelle quantité d'eau, et on la promène sur les parois pour mouiller tous les petits cristaux, ceux-ci laissent dégager avec effervescence le deutoxide d'azote et l'acide nitreux qui les composaient avec l'acide sulfurique: le deutoxide d'azote se reconstitue à l'état d'acide nitreux à l'aide de l'oxygène qu'il rencontre, l'intérieur du ballon paraît de nouveau tout rouge; mais bientôt, les mêmes réactions se reproduisant, une nouvelle quantité d'acide sulfurique se forme et l'intérieur du ballon paraît alternativement

rouge , ou incolore , et parsemé de cristaux. Lorsqu'enfin les vapeurs rouges ne disparaissent plus, on peut en conclure que tout l'acide sulfureux est converti en acide sulfurique. Celui-ci se trouve au fond du ballon dissous dans l'eau.

Lorsque l'on a obtenu l'acide sulfurique dans la chambre , comme nous l'avons dit plus haut , cet acide n'est pas au degré de concentration dans lequel on peut le livrer au commerce. Pour l'y amener, il est nécessaire de le chauffer assez fortement de manière à vaporiser la plus grande partie de l'eau qu'il contient : on le fait bouillir dans un alambic de platine jusqu'à ce qu'il ne passe presque plus d'eau à la distillation , ou que celle-ci entraîne déjà une grande proportion d'acide. L'acide sulfurique ne peut être concentré davantage par ce moyen ; si on le chauffait plus fortement, il passerait lui-même à la distillation avec la quantité d'eau qu'il retient , et qui est égale à un cinquième de son poids.

L'acide sulfurique à cet état n'est pas suffisamment pur pour être employé dans les laboratoires ; il faut en séparer le sulfate de plomb qu'il retient en petite quantité , et l'on y parvient en le distillant dans une cornue de verre. L'acide purifié de cette manière est un liquide blanc, inodore , d'une consistance oléagineuse qui lui a fait donner dans le commerce le nom d'*huile de vitriol* ; il est extrêmement caustique , et décompose rapidement toutes les matières végétales et animales avec lesquelles il se trouve en contact : aussi peut-il procurer la mort dans des convulsions affreuses chez un animal

qui en prendrait une quantité peu considérable. Répandu sur quelques parties du corps, il cause souvent des blessures extrêmement graves. Son énergie dangereuse sur notre économie peut être arrêtée à l'aide de lotions ou boissons abondantes de magnésie calcinée délayée dans l'eau.

Les usages de l'acide sulfurique sont très nombreux, comme nous l'avons dit : on s'en sert pour obtenir presque tous les autres acides ; pour décomposer le sel marin et en obtenir la soude, pour gonfler les peaux dans l'opération du tannage ; pour dissoudre l'indigo ; pour préparer l'éther sulfurique, extraire le phosphore, le chlore ; enfin on l'emploie très fréquemment dans les laboratoires comme réactif qui indique la nature des différents sels par les propriétés des acides qu'il en dégage.

L'acide sulfurique, en se combinant aux oxides métalliques et aux bases salifiables, forme les sels que l'on nomme sulfates.

Acide sulfureux.

Cet acide contient une proportion d'oxigène moins grande que l'acide sulfurique ; on l'obtient soit en brûlant du soufre à l'air libre, soit en enlevant à l'acide sulfurique une portion de son oxigène au moyen du charbon. Ce dernier procédé est celui que l'on suit ordinairement ; on substitue quelquefois au charbon des matières végétales, et particulièrement de la sciure de bois ou des copeaux. Ces substances, par leur carbone plus divisé et leur hydrogène, enlèvent plus facilement l'oxigène avec lequel ils forment de l'eau et de l'acide carbonique.

Les usages de l'acide sulfureux ne sont pas fort étendus, on l'emploie à l'état de gaz pour blanchir la soie, la colle de poisson et la laine. A l'état liquide, c'est à dire en solution dans l'eau, on s'en sert pour enlever les taches de fruit; dans plusieurs hôpitaux on administre des bains de gaz acide sulfureux pour guérir les maladies cutanées et la gale particulièrement.

L'acide sulfureux pur est gazeux et invisible à la température ordinaire; on ne parvient à le résoudre en un liquide blanc transparent, qu'à l'aide d'une pression extrêmement forte ou d'un abaissement de température considérable. Son odeur est piquante et la même que celle du soufre qui brûle, il excite fortement la toux et suffoque les animaux qui le respirent. On ne le rencontre dans la nature qu'aux environs des volcans.

L'acide sulfureux pur condensé, est liquide, blanc, diaphane, très volatil; l'abaissement de température qu'il cause en se vaporisant est assez considérable pour congeler le mercure. L'expérience est facile à faire: on enveloppe de coton la boule d'un thermomètre, on mouille avec de l'acide sulfureux, et l'on agite dans l'air pour accélérer l'évaporation, on casse la boule qui renferme le mercure, et l'on trouve ce métal sous forme solide; il faut donc que le *froid* produit ait été de plus de quarante degrés au-dessous de zéro.

Nous ne dirons rien des deux autres acides du soufre que l'on connaît sous les noms d'*acide hyposulfureux* et *hypo-sulfurique*, parcequ'ils ne sont d'aucun usage ni dans les laboratoires, ni dans les arts.

Acide hydro-chlorique.

Cet acide n'était préparé et mis en usage, il y a quelques années, que dans les laboratoires de chimie. Dès les premiers temps de la fabrication de la soude, on en obtint cependant de grandes quantités; mais on fut obligé de le laisser se perdre dans l'atmosphère; parcequ'on ne lui connaissait presque aucun emploi. La quantité considérable de gaz acide hydro-chlorique, répandu dans les airs par les fabriques de soude, causait aux alentours beaucoup de dommages: toute végétation était détruite dans un rayon plus ou moins étendu.

Depuis quelque temps les emplois de l'acide hydro-chlorique se multiplient de plus en plus, et on en recueille une quantité fort considérable aujourd'hui; il sert à décaper le fer dans la préparation du fer-blanc, à préparer le chlore et le chlorure de chaux dont on fait une grande consommation dans les papeteries et les blanchisseries, à fabriquer l'hydro-chlorate d'étain et l'hydro-chlorate de chaux pour les papiers peints (ce sel est un résidu de la préparation des eaux minérales, puisque le marbre ou carbonate de chaux, attaqué par l'acide hydro-chlorique, laisse son acide carbonique se dégager et la chaux se combiner à l'acide hydro-chlorique). Cet acide, mêlé avec l'acide nitrique, constitue l'eau régale qui dissout l'or et le platine; enfin, l'acide hydro-chlorique est l'un des agents dont les chimistes font le plus fréquemment usage.

Ce n'est que parmi les produits volcaniques ga-

zeux, et dans quelques eaux qui avoisinent les volcans, que l'on rencontre l'acide hydro-chlorique libre; il vient sans doute de la décomposition de quelques hydro-chlorates par le feu. On le trouve abondamment combiné à la soude (oxide de sodium); ce sel, connu sous les noms de chlorure de sodium à l'état sec, d'hydro-chlorate de soude en solution, et vulgairement appelé sel marin ou sel de cuisine, s'extrait en quantité très considérable des eaux de la mer, des mines où il se trouve en masses énormes et presque à l'état de pureté. Chacun connaît ses usages dans l'économie domestique; on en fait une très grande consommation dans la fabrication de la soude.

La fabrication de l'acide hydro-chlorique est très facile: on emplit à moitié des vases cylindriques en fonte avec du sel marin (proto-chlorure de sodium), on ferme le bout ouvert à l'aide d'un disque en fonte, on verse par un trou de l'acide sulfurique concentré, et l'on fait chauffer doucement ce mélange. L'acide sulfurique partage l'eau qu'il contient en oxigène qui s'unit au sodium et en hydrogène qui acidifie le chlore; l'oxide de sodium formé se combine à l'acide sulfurique et produit du sulfate de soude, fixe au feu; l'acide hydro-chlorique se dégage sous la forme gazeuse, et, à l'aide de tubes en grès ou en verre, est conduit dans de grandes bouteilles qui contiennent un peu d'eau, et où ce gaz est condensé. Lorsque l'eau en est presque complètement saturée, à la température où l'on opère, cet acide est livrable au commerce. Il marque ordinairement de 22° à 23° .

L'acide hydro-chlorique, ainsi que nous l'avons dit, est composé de chlore et d'hydrogène; à l'état de pureté, il est gazeux, incolore, produit des fumées blanches dans l'atmosphère en s'unissant à la vapeur d'eau qu'il y rencontre, rougit fortement la couleur bleue du tournesol et la plupart des couleurs bleues végétales. Son odeur forte est suffoquante, on ne peut le respirer pur sans danger; il éteint les corps en combustion, un froid de cinquante degrés le condense sans le faire changer d'état: mais, à l'aide d'une pression de plusieurs atmosphères, il se résout en liquide; on obtient cette pression en enfermant dans un tube le mélange de sel marin et d'acide sulfurique: dans cette expérience la décomposition a lieu, et l'acide hydro-chlorique reste sous la forme liquide; la plus haute température ne peut altérer le gaz acide hydro-chlorique.

La préparation du chlore, au moyen de l'acide hydro-chlorique, se fait de la manière suivante: on met en contact, dans un ballon en verre ou un matras en grès, cet acide avec du peroxide de manganèse, on adapte à l'ouverture du vase un tube qui conduit dans un appareil de Woulf, ou dans une cuve pleine d'eau pure, ou enfin au fond d'un vase en grès rempli de chaux hydratée. On fait chauffer doucement; l'acide, en attaquant le manganèse, est lui-même en partie décomposé, parce qu'il ne peut dissoudre que le protoxide de manganèse; son hydrogène uni à l'oxigène du peroxide forme de l'eau; il dissout le protoxide, et le chlore dont l'hydrogène est séparé se dégage. Ce gaz se

dissout dans l'eau, ou s'unit à l'hydrate de chaux; dans ce dernier cas il forme le sous-chlorure de chaux.

C'est ce dernier composé que l'on emploie généralement aujourd'hui pour faire réagir le chlore sur les tissus et la pâte à papier que l'on veut blanchir; on s'en sert également pour déteindre des toiles; on l'emploie aussi pour faire des dessins en blanc sur des indiennes colorées, en n'enlevant la couleur que sur des places déterminées.

Le résidu de la fabrication du chlore (hydrochlorate de protoxide de manganèse) s'emploie depuis quelque temps dans l'impression des indiennes en une couleur solide et à bon marché.

Le chlore que l'on considérait autrefois comme un acide (acide muriatique oxigéné) est reconnu aujourd'hui un corps simple; à l'état de pureté, il est gazeux, sa couleur, à laquelle il doit son nom, est jaune verdâtre; son odeur forte et caractéristique le fait aisément reconnaître; lorsqu'on le respire mêlé dans l'air, il détermine des sécrétions semblables à celles d'un rhume, et modifie la voix de la même manière; respiré pur, il est très délétère il agit en désorganisant les matières animales; la flamme d'une bougie que l'on plonge dans ce gaz pâlit, devient rougeâtre et disparaît; on ne peut le liquéfier qu'à l'aide d'une pression d'un certain nombre d'atmosphères ou d'un froid convenable; mais, lorsqu'il est humide, il se congèle à 2 degrés au-dessus de zéro.

Acide nitrique.

Cet acide est formé, ainsi que nous l'avons déjà dit, d'oxygène et d'azote. Ces deux gaz ne constituent pas seulement l'acide nitrique par leur réunion, mêlés ou combinés en proportions différentes, ils composent l'air atmosphérique, le protoxide d'azote, le deutoxide d'azote, l'acide hypo-nitreux, l'acide nitreux, et enfin l'acide nitrique.

Nous n'ajouterons rien à ce que nous avons dit sur l'air atmosphérique.

Le protoxide d'azote ne se rencontre point dans la nature; on le prépare en chauffant dans une cornue du nitrate d'ammoniaque desséché; ce sel se décompose à une chaleur ménagée: il produit de l'eau, qui se condense, et du protoxide d'azote gazeux que l'on recueille dans des flacons renversés remplis d'eau. Il faut avoir le soin de boucher les flacons dès que le gaz a expulsé l'eau qu'ils contenaient, parceque le protoxide d'azote, étant soluble dans le double de son volume d'eau à peu près, se répandrait peu à peu dans l'eau de la cuve.

Ce gaz entretient la combustion plus vivement que l'air atmosphérique, parcequ'il contient beaucoup plus d'oxygène sous le même volume; c'est à cela qu'est due sa propriété de rallumer les corps éteints, mais dont quelques points encore sont en ignition. Il est impropre à la respiration, exposé

à une température élevée ; il se décompose en acide nitreux et en azote. L'oxygène et l'air sont sans action sur lui , ce qui le distingue du deutoxide d'azote.

Le deutoxide d'azote ne se trouve pas dans la nature ; on l'obtient en décomposant l'acide nitrique par le cuivre. Cet acide agit de deux manières, une partie cède de son oxygène au cuivre et laisse dégager du deutoxide d'azote que l'on recueille sous l'eau ; l'autre portion de l'acide dissout l'oxide de cuivre formé.

Le deutoxide d'azote est gazeux , incolore , sans action sur la teinture bleue du tournesol , un peu plus lourd que l'air : il asphyxie les animaux qui le respirent , et ne peut alimenter la combustion ; son action sur l'air ainsi que sur l'oxygène est fort remarquable ; dès qu'il est en contact avec un de ces gaz , sa proportion d'oxygène augmente , et il passe à l'état d'acide nitreux. Cette réaction est annoncée par une coloration en rouge qui est propre à ce dernier acide. Cette propriété est mise à profit dans la fabrication de l'acide sulfurique , comme nous l'avons dit plus haut.

Le deutoxide d'azote , mis en contact avec une forte solution de potasse dans un flacon fermé , se décompose peu à peu en protoxide d'azote , qui reste libre ; et en acide hypo-nitreux , qui se combine à la potasse. Ce dernier acide ne peut être obtenu à l'état libre.

L'acide nitreux ne se trouve jamais dans la nature ; on l'obtient en décomposant du nitrate de plomb neutre dans une cornue de verre , et re-

cueillant le gaz acide qui se dégage dans un petit flacon entouré de glace. Cet acide, suivant M. Dulong, est liquide à la température ordinaire, d'une couleur jaune fauve à zéro, presque incolore à dix degrés au-dessous, et d'un jaune orangé à quinze ou vingt degrés, son odeur est forte et très désagréable; il désorganise la peau dès qu'il la touche, et la laisse colorée en jaune. Cet acide n'a d'autre application que celle qu'on en a faite à la préparation de l'acide sulfurique.

L'acide nitrique n'a pas été trouvé à l'état de liberté dans la nature jusqu'à présent; il s'y rencontre en combinaison avec la chaux; la potasse, la soude et la magnésie. On l'extrait du nitrate de potasse ou salpêtre, en décomposant, à l'aide de la chaleur, ce sel par l'acide sulfurique. Cette opération se fait dans les laboratoires au moyen d'une cornue de verre, et dans les fabriques à l'aide de cylindres en fonte, communiquant par des tubes en verre avec de grandes bouteilles (tourilles) en grès.

Cet acide nommé autrefois *esprit de nitre*, eau forte, et connu encore dans le commerce sous ce dernier nom, présente les propriétés suivantes lorsqu'il est pur: il est blanc, diaphane, liquide, d'une odeur forte; son action sur l'économie animale est très énergique; il peut être considéré comme un des plus violents poisons.

L'acide nitrique est décomposé par la plupart des corps combustibles, qui absorbent une partie de son oxygène, et le font passer à l'état d'acide nitreux, de deutoxide d'azote, de protoxide d'a-

zote, ou même d'azote. La quantité d'oxigène qu'il perd est d'autant plus grande que le corps sur lequel il agit est plus combustible.

L'acide nitrique attaque tous les métaux, excepté le platine, l'or, le rhodium, l'iridium, le chrome, le tungstène, l'osmium, le colombium et le cérium.

L'acide nitrique s'emploie dans les arts pour dissoudre plusieurs métaux; mêlé avec l'acide hydro-chlorique, il forme l'eau régale que l'on emploie pour dissoudre l'or et le platine; l'acide nitrique sert à cautériser et à détruire les excroissances de chair, on en fait un usage très fréquent dans les laboratoires de chimie.

Acide hydro-sulfurique.

Cet acide se rencontre en petites proportions dans plusieurs eaux minérales dites sulfureuses; l'énergie de ce gaz est si grande sur notre économie, que son influence se fait sentir lors même qu'il est en quantité extrêmement faible. Les eaux de Barèges, d'Aix-la-Chapelle, etc., lui doivent les propriétés qui les ont rendues célèbres. Le gaz hydrogène sulfuré (acide hydro-sulfurique) se forme partout où le soufre, dans l'état d'une grande division, peut se trouver en contact avec l'hydrogène. C'est ainsi qu'il se développe dans les œufs, et en quantité d'autant plus grande que ceux-ci sont moins frais. Ils noircissent l'argent, comme chacun sait, et doivent cette propriété à l'acide hydro-sulfurique.

Cet acide, en se répandant dans l'atmosphère, développe la plus grande partie de la mauvaise odeur que donnent les œufs pourris, les eaux stagnantes des marais, les matières animales putréfiées, etc.; c'est encore à la présence de ce gaz qu'il faut attribuer surtout les dangers inhérents au curage des égoûts, à la vidange des latrines, etc.

La préparation de l'acide hydro-sulfurique ne présente aucune difficulté: on fait réagir à froid, dans un matras ou dans une fiole à médecine, de l'acide hydro-chlorique sur du sulfure d'antimoine; dans cette opération l'eau est décomposée; son oxygène se porte sur le métal qui se dissout dans l'acide, son hydrogène se combine au soufre, et se dégage à l'état gazeux. On recueille le gaz acide hydro-sulfurique formé dans un flacon renversé et rempli d'eau. On peut le faire passer dans une solution d'oxide lorsqu'on veut obtenir un hydro-sulfate, et souvent au travers d'un sel de plomb dissous que l'on veut décomposer. On le prépare aussi en décomposant le sulfure de fer par l'acide sulfurique étendu d'eau; une température douce accélère le dégagement.

L'acide hydro-sulfurique à l'état de pureté est incolore gazeux: son odeur et sa saveur sont très fortes et extrêmement désagréables; il rougit légèrement la teinture bleue de tournesol; si on abaisse considérablement sa température ou qu'on le comprime très fortement, il se condense sous la forme d'un liquide blanc transparent. L'action de ce gaz même mêlé d'une grande quantité d'air, est extrêmement énergique sur l'économie ani-

male; dans la proportion seulement d'un 1500^e il fait mourir un oiseau qui est plongé dedans. Un chien qui le respire mélangé avec l'air, dans la proportion d'un 800^e ne tarde pas être asphyxié, et meurt au bout de quelque temps.

Leçon dix-septième.

ACTION DES ACIDES LES UNS SUR LES AUTRES ET SUR LES OXIDES.

Acide hydro-chloro-nitrique ou eau régale. — Son action sur les métaux. — Dissout l'or et le platine. — Acide fluo-borique. — Sa préparation. — Ses propriétés. — Acide nitro-sulfurique. — Ses propriétés. — Acide chromo-sulfurique. — Son explosion dans l'alcool. — Acide iodique. — Combiné aux acides sulfurique, phosphorique et nitrique. — Attaque l'or et le platine. — Acide hydro-chlorique uni à l'acide phosphorique. — Action des acides sur les oxides non métalliques. — Sur les oxides métalliques. — Sels. — Leurs réactions réciproques. — Sels doubles et triples. — Théorie des doubles décompositions. Lois des combinaisons salines. — Découvertes par Lavoisier, Richter, Berzélius, etc. — Sous-borates métalliques. — État naturel. — Propriétés générales des borates. — Ordre d'affinité des bases pour l'acide borique. — Action des acides sur les borates. — Borax (sous-borate de soude). — Son extraction. — Sa préparation au moyen de l'acide borique naturel. — Ses propriétés. — Son action sur les oxides métalliques. — Coloration caractéristique qu'il présente. — Ses emplois dans les arts industriels.

Les acides mis en contact dans certaines circonstances réagissent les uns sur les autres, soit en formant des combinaisons tellement faibles qu'on pourrait les regarder comme de simples mélanges, soit en se combinant sans altération, de manière à former des composés acides qui offrent des propriétés particulières; d'autres enfin se décomposent mutuellement.

Parmi ces réactions diverses, nous citerons seulement celles qui présentent le plus d'intérêt.

Le mélange de l'acide nitrique avec l'acide hydro-chlorique produit une réaction remarquable à l'aide de la chaleur surtout, et lorsqu'il est en contact avec différents métaux. Nommé d'abord *eau régale* parcequ'il servait à dissoudre l'or, puis *acide nitro-muriatique* lorsque ce dernier mot désignait l'acide hydro-chlorique, on le nomme aujourd'hui *acide hydro-chloro-nitrique*.

Cet acide est un des agents les plus énergiques que les chimistes emploient. A une température peu élevée, il attaque violemment tous les métaux, excepté le colombium, le rhodium, l'iridium, le titane et le chrome.

L'acide nitrique et l'acide hydro-chlorique pris isolément n'attaquent pas le platine ni l'or, et l'acide hydro-chloro-nitrique se transformant à la longue en chlore et en acide nitreux, il est probable que c'est par le chlore que l'eau régale agit: l'eau est décomposée, l'hydrogène se combine avec le chlore, et l'oxygène avec le métal. Lorsque l'eau régale est récente, il est probable

que l'oxidation a lieu en partie aux dépens de l'acide nitrique.

L'*acide fluo-borique* résulte d'un mélange d'acide borique et d'acide fluorique : on ne le rencontre pas dans la nature ; pour obtenir cette combinaison , on fait un mélange d'acide borique fondu avec deux fois son poids de fluat de chaux , et douze fois au moins , d'acide sulfurique concentré : à l'aide de la chaleur , l'acide fluorique se dégage de sa combinaison avec la chaux ; il se combine à l'acide borique , et passe sous forme de vapeur dans un récipient sur le mercure.

L'acide fluo-borique n'a aucune action sur le verre , ce qui le distingue de l'acide fluorique ; il désorganise les matières végétales et animales avec une grande énergie , et les charbonne promptement ; c'est de tous les gaz celui qui est le plus soluble dans l'eau.

L'*acide nitro-sulfurique* se forme lorsqu'on verse de l'acide sulfurique concentré dans de l'acide nitreux liquide ; il se précipite sous la forme de cristaux qui sont décomposables par l'eau , celle-ci s'unit à l'acide sulfurique , et dégage l'acide nitreux à l'état de gaz.

Acide chromo-sulfurique. Cette combinaison peut être obtenue en cristaux prismatiques quadrangulaires , solubles dans l'eau et dans l'alcool , et déliquescents ; lorsqu'on les fait dissoudre dans l'alcool presque anhydre , la réaction est quelquefois si vive qu'elle a lieu avec explosion. Dans ce cas il s'opère une décomposition , l'acide chromique est ramené à l'état d'oxide vert , il se produit

de l'éther sulfurique et de l'huile douce de vin.

L'*acide iodique* se combine avec les acides *sulfurique*, *phosphorique*, *nitrique*, et peut-être avec plusieurs autres. Ces combinaisons sont très aigres, produisent avec les bases des iodates, sulfates, phosphates ou nitrates, et ont une grande action sur les métaux; ils peuvent même dissoudre l'or et le platine.

L'*acide hydro-chlorique* se combine avec l'*acide phosphorique*, d'après M. Dulong. Il existe probablement plusieurs autres combinaisons acides qui n'ont pas été observées.

Action des acides sur les oxides.

Les acides réagissent sur plusieurs des oxides non métalliques, mais ils forment avec eux des combinaisons légères et dans lesquelles on n'observe pas de neutralisation; les oxides métalliques, au contraire, forment avec les acides un grand nombre de combinaisons en proportions définies, et dans lesquelles souvent l'acide est complètement neutralisé; nous nous occuperons particulièrement de celles-ci que l'on connaît sous le nom de sels. Dans ces réactions, plusieurs oxides perdent une partie de leur oxigène, d'autres, au contraire, sont oxidés davantage, et quelques uns seulement sont réduits.

Les sels ont eux-mêmes la propriété de réagir les uns sur les autres; quelquefois il s'unissent et forment entre le même acide et deux ou trois bases des combinaisons que l'on nomme sels doubles ou

sels triples ; mais les réactions les plus remarquables sont celles qui déterminent des échanges entre les acides et les bases. Beaucoup d'opérations dans les laboratoires et dans les arts sont fondées sur ces décompositions réciproques.

Les lois qui président aux décompositions réciproques des sels ont été étudiées avec le plus grand soin par plusieurs chimistes célèbres. Bergman, dans son système des affinités chimiques, déduisit des lois générales d'un grand nombre de faits ; mais un grand nombre d'exceptions, observées depuis, renversèrent cette théorie spécieuse : il en résulta cependant des applications importantes par les phénomènes utiles qu'elle fit prévoir.

Berthollet a apporté de nouvelles idées dans l'étude de ces phénomènes ; il a attribué l'affinité plus grande à la capacité de saturation, et observé qu'un grand nombre de décompositions des sels les uns par les autres a lieu toutes les fois qu'entre les quatre sels qui peuvent résulter de la réaction d'un sel sur un autre, l'un d'eux peut se précipiter en raison de sa cohésion. Ce dernier résultat est applicable dans presque tous les cas étudiés, il s'étend même aux réactions des sels très peu solubles, en sorte que, si l'on avait la mesure de la cohésion des sels qui peuvent résulter des décompositions, on pourrait prévoir ces décompositions.

Dans les mélanges de deux sels solubles dont il ne peut résulter que des sels solubles, soit qu'ils se décomposent ou qu'ils ne se décomposent pas, on

ne peut apercevoir de réaction, et il ne semble pas qu'il doive y avoir de décomposition: mais, si l'on vient à évaporer la solution, il arrive souvent que la quantité d'eau n'est plus suffisante pour tenir en solution l'un des sels qui peuvent exister dans le liquide; alors la formation de celui-ci est déterminée, et il s'en précipite une certaine quantité: mais, comme le degré de la solubilité des sels varie suivant la quantité d'autres sels, la température, etc., après la précipitation d'un sel, il peut s'en séparer un autre, ou pendant le cours de l'évaporation, il se précipitera successivement des sels différents.

Le plus grand nombre des sels que nous connaissons n'ont été observés que depuis cinquante ans; on n'en avait pas décrit jusque là plus d'une trentaine. Les propriétés générales de ces composés n'ont pu être déduites que d'observations multipliées sur un nombre de plus en plus considérable.

Lavoisier nous a fait connaître qu'un métal ne peut se combiner avec un acide qu'à l'état d'oxide; Richter, qu'en mêlant deux sels neutres capables de se décomposer, il en résulte deux sels différents également neutres; que les différentes quantités de bases qui s'unissent avec un acide pour former un genre de sels, sont dans le même rapport que celles qui s'unissent à un autre acide et forment un autre genre de sels; que, dans tous les sels du même genre et au même état de saturation, la quantité d'oxigène de l'oxide est proportionnelle, à celle de l'acide, et par suite à celle de l'oxigène

de cet acide. Berthollet, ainsi que nous l'avons dit plus haut, a reconnu de nouvelles lois des décompositions chimiques. M. Davy a démontré que les alcalis et les terres sont des oxides métalliques et que par conséquent les sels alcalins et terreux sont, de même que les sels métalliques précédemment connus, formés de métal d'oxigène et d'acide; enfin MM. Berzélius, Hizinger, Gay-Lussac, Dulong, Thénard, Wollaston, Pelletier, Robiquet, etc., ont complété nos connaissances actuelles sur les propriétés générales des sels.

Il n'est qu'un petit nombre de sels connus qui soient d'un usage fréquent dans les arts et les laboratoires: ce sont surtout, ceux qui sont formés par les acides que nous avons plus spécialement étudiés: nous nous occuperons des plus importants parmi ceux-ci.

Sous-borates métalliques.

Les sels de ce genre ne se rencontrent dans la nature qu'au nombre de deux; ce sont les sous-borates de soude et de magnésie.

Le premier se trouve, dans quelques lacs du Thibet, sali par une matière grasse; le deuxième est en cristaux opaques ou transparents, à Seyberg et dans la montagne de Kalkberg. Les cristaux sont presque cubiques, assez durs pour faire feu briquet.

Les sous-borate de soude, de potasse, de lithine et d'ammoniaque, sont les seuls, parmi ceux que l'on connaît, qui soient solubles d'une manière très sensible. Voici l'ordre suivant lequel les bases sali-

fiables se combinent de préférence à l'acide borique à l'acide de l'eau : baryte, strontiane, chaux, potasse, soude, lithine, ammoniacque, magnésie, etc. : dans les solutions aqueuses, les borates sont décomposés par presque tous les acides qui s'emparent de leurs bases ; à une température élevée et sans eau, au contraire, l'acide borique décompose tous les sels dont l'acide est volatil.

Le borax ou sous-borate de soude est le seul sel de ce genre dont on ait étudié la plupart des propriétés, c'est aussi le seul dont on fasse usage dans les arts ; on l'obtient, soit en purifiant le borax brut ou naturel, qui est expédié de l'Inde, soit en combinant l'acide borique de Toscane avec la soude.

Pour purifier le borax naturel, il suffit de laver ses cristaux avec une lessive alcaline caustique, qui dissout la matière grasse ; on les fait ensuite dissoudre dans l'eau chaude, on ajoute 10 centièmes de sous-carbonate de soude cristallisé et un peu de chaux pour faciliter le dépôt, on tire le liquide à clair, puis on laisse cristalliser lentement dans de grands cristallisoirs prismatiques doublés intérieurement en plomb.

Lorsqu'on emploie l'acide borique pour préparer le borax, on ajoute à cet acide un excès de sous-carbonate de soude ; l'acide carbonique est dégagé de sa combinaison sous forme gazeuse ; et, le borate de soude restant en solution, on le fait cristalliser de la manière que nous venons d'indiquer pour le borax natif (1).

(1) Tous les procédés des arts sur lesquels nous ne pou-

Le borax pur cristallise en prismes hexaèdres terminés par une pyramide trièdre ; cette forme varie quelquefois ; ces cristaux sont blancs, transparents ; ils contiennent 46 pour 100 d'eau de cristallisation ; lorsqu'on les fait chauffer, ils se fondent dans cette eau, le liquide se boursouffle considérablement, se dessèche, puis se fond de nouveau et devient tout-à-fait fluide à la température de 300 degrés environ : coulé en cet état, le borax forme un verre transparent qui se ternit par son exposition à l'air, en absorbant peut-être un peu d'eau.

L'action du borax sur les métaux et sur les oxides métalliques est fort remarquable, et lui donne toute l'importance qu'il a dans les arts et dans les essais minéralogiques. A une haute température il vitrifie la plupart des oxides et acquiert différentes couleurs qui sont caractéristiques de plusieurs de ces oxides : l'oxide de manganèse donne une coloration violette, quelquefois bleuâtre ; l'oxide de fer le rend vert bouteille ou jaunâtre ; l'oxide de cobalt, bleu intense d'une belle nuance ; l'oxide de chrome, vert émeraude ; l'oxide de cuivre, vert clair ; et le protoxide, rougeâtre. Les oxides blancs ne donnent aucune coloration, et laissent au plus une teinte jaune. C'est à ces nuances diverses que l'on doit les indices obtenus par

vons donner de grands détails se trouvent décrits dans le *Dictionnaire technologique*, ouvrage en 15 vol., dont plusieurs sont déjà parus.

le chalumeau dans les essais de divers minéraux.

Le borax s'emploie pour fondre les oxides irréductibles, tels que ceux d'aluminium, de silicium, etc., dans lesquels d'autres oxides se trouvent engagés; il permet par la fusion qu'il occasionne, et en garantissant les métaux du contact de l'air, la précipitation de ceux-ci au fond du creuset, et leur rassemblement en un culot métallique. On se sert très utilement du borax pour braser le fer et souder l'or. Dans ces opérations ce sel aide la fusion de la soudure, dissout les oxides qui peuvent se former à la surface, et facilite ainsi l'alliage métallique. On extrait du borax une partie de l'acide borique des pharmacies, et de celui qui sert dans les laboratoires à préparer les autres borates (voyez *acide borique*).

Dans la leçon suivante, nous nous occuperons de l'étude de plusieurs autres sels.

Leçon dix-huitième.

SOUS-CARBONATES, SULFATES, NITRATES.

Carbonates. — Leur état naturel. — Carbonate de chaux. — Très répandu dans la nature. — Ses emplois. — Carbonate de fer. — Exploité utilement dans plusieurs contrées. — Son altération à l'air. — Carbonate de cuivre. — Constitue la malachite. — Carbonate de potasse. — Contenu dans les plantes. — Sa préparation. — Ses emplois. — Sous-carbonate de soude. — Son extraction. — Préparation de la soude artificielle. — Emplois de la soude dans les arts. — Potasse factice. — Carbonate de plomb. — Son état naturel. — Sa préparation. — Son emploi dans la peinture. — Sulfates. — Alun. — Son état naturel. — Son extraction. — Sa préparation avec les sulfures de fer alumineux. — Divers emplois de l'alun dans les arts. — Ses propriétés chimiques. — Pyrophore. — Sa préparation. — Ses propriétés remarquables. — Sulfate de fer. — Sa préparation avec celle de l'alun. — Ses propriétés. — Sa coloration. — Ses emplois dans diverses fabrications. — Tritosulfate de fer. — Préparations, propriétés, emplois. — Nitrates. — Leur état naturel. — Leur extraction. — Nitrifications artificielles. — Salpêtre (nitrate de potasse). — Sa préparation. — Ses emplois. — Ses propriétés. — Nitrate de potasse

fondra (cristal minéral.) — Caméléon minéral. — Propriétés singulières. — Sa composition. — Nitrate de chaux. — Sa préparation. — Phénomène de sa précipitation par la potasse.

Carbonates.

On trouve douze de ces sels dans la nature : ce sont ceux de chaux, de fer, de potasse, de soude, de cuivre, de plomb, de zinc, de baryte, de strontiane, de magnésie, de manganèse, et le double carbonate de chaux et de magnésie.

La chaux combinée à l'acide carbonique forme l'une des substances les plus répandues dans la nature : ainsi que nous l'avons déjà vu, le carbonate de chaux compose les terres calcaires, la craie, les différents marbres ; il constitue des couches considérables sous quelques unes de ces formes, sous les autres des montagnes entières. La plupart des eaux naturelles contiennent du carbonate de chaux qui y est en plus grande proportion, lorsqu'un excès d'acide carbonique favorise la solution. Les pierres à bâtir, les terres cultivées en contiennent presque toutes ; il entre dans la composition des coquilles, etc.

— Nous avons dit comment on obtenait l'acide carbonique du carbonate de chaux ; c'est aussi de ce carbonate que l'on obtient la chaux ; on s'en sert dans une foule d'opérations de laboratoires et des arts, pour saturer des acides, décomposer des sels, etc., etc. Voyez chaux et acide carbonique.

Le carbonate de fer, bien moins abondant que

le carbonate de chaux, se trouve cependant en amas ou filons assez considérables pour qu'on l'exploite utilement ; c'est un minéral de fer d'une très bonne qualité ; ordinairement il est d'un jaune brunâtre ; on le rencontre aussi dans les Basses-Pyrénées, dans le département de l'Isère, en Saxe, en Hongrie, etc. ; en Angleterre et à Saint-Etienne en France, il se présente en petites couches, en rognons, en amas, mélangé de matières étrangères dans les terrains houilliers.

Le carbonate de fer, formé de protoxide de fer et d'acide carbonique, se convertit souvent à l'air, en trito-carbonate ; lorsqu'il contient du carbonate de manganèse, il paraît être plus facilement transformé en acier : aussi le nomme-t-on alors *mine d'acier*.

Le carbonate de cuivre se trouve dans les mines de cuivre sous différentes formes, et quelquefois il donne lieu à des exploitations particulières. Le carbonate bleu et le carbonate vert ne paraissent différer entre eux que par la proportion d'eau qu'ils contiennent ; ce dernier constitue la *malachite* dont on fait des dessus de tables et d'assez jolis objets d'ornement.

Le sous-carbonate de potasse se trouve dans les cendres de toutes les plantes ; on le prépare dans les endroits où les bois sont très abondants, en Russie, en Amérique particulièrement. Il est toujours mêlé de sulfate de potasse et de chlorure de potassium ; pour l'obtenir à l'état de pureté dans les laboratoires, on fait brûler un mélange de nitrate de potasse avec deux parties de tartrate

de potasse (*sel de tartre*, qui se dépose dans les tonneaux de vin, et que l'on purifie en le faisant dissoudre, filtrer et cristalliser).

Ce sous-carbonate de potasse pur n'est employé que dans les laboratoires; mais on s'en sert, mêlé de proportions plus ou moins fortes de sulfate de potasse et de chlorure de potassium (potasse du commerce), dans beaucoup d'arts industriels : la fabrication du savon mou, la préparation du salpêtre, celle du *prussiate de potasse*, la fabrication du cristal, du verre blanc, du chlorate de potasse, etc. L'emploi de la potasse est bien moins considérable depuis que la fabrication de la soude artificielle a pris naissance en France.

Le *sous-carbonate de soude* se trouve dans les plantes qui croissent sur les bords de la Méditerranée; on l'en extrait en les incinérant; on le rencontre en solution dans les eaux de quelques lacs, en Egypte principalement. On l'en retire au moyen de l'évaporation spontanée dans les chaleurs de l'été. Il est connu sous le nom de *natron*. On trouve ce sel dans d'autres lacs en Amérique et en Hongrie; sa formation est peut-être due à la décomposition spontanée du *sel marin* par le carbonate de chaux.

La plus grande partie du sous-carbonate de soude du commerce se prépare de la manière suivante : on fait réagir, à l'aide d'une température élevée, dans un *four à réverbère*, un mélange intime de sulfate de soude (contenant quelques centièmes de sel marin), deux parties; craie, deux parties; et charbon sec, une partie. Le charbon enlève l'oxygène de l'a-

ède sulfurique, d'où il résulte du sulfure de soude; le soufre de celui-ci se combine à la chaux du carbonate, et l'acide carbonique de ce dernier s'unit en partie à la soude; il en résulte un mélange de sous-carbonate de soude et de sulfure de chaux, plus un peu de chacune des substances employées dont la décomposition n'est jamais complète. On lessive à froid, pour ne pas dissoudre le sulfure de chaux, et l'on obtient une solution de sous-carbonate de soude mêlée de sulfate, d'hydro-chlorate, et de soude caustique; on fait rapprocher à siccité, redissoudre et cristalliser deux fois; le sous-carbonate de soude est obtenu ainsi en cristaux presque purs. Le premier produit de l'évaporation, calciné au four à réverbère, donne un sel blanc impur employé dans les arts et nommé *sel de soude*.

Le sel de soude et les cristaux de sous-carbonate s'emploient dans quelques opérations de la teinture, dans les fabrications du savon dur, du borax, du verre, des glaces; on s'en sert pour blanchir le linge, etc.; et, en rendant le sel de soude caustique par la chaux, et le faisant fondre au feu avec quelques millièmes de sulfate cuivre, on lui donne l'aspect rougeâtre des potasses d'Amérique, et on le vend sous ce nom; la coloration est due au protoxide de cuivre.

On prépare, dans les laboratoires, des *carbonates saturés* qui contiennent deux fois autant d'acide carbonique que les sous-carbonates; aussi n'ont-ils pas de saveur alcaline, et verdissent-ils à peine les couleurs végétales.

Le sous-carbonate de plomb n'a pas été trouvé

en grandes masses dans la nature ; on le rencontre en cristaux réguliers , en petits morceaux arrondis à cassure vitreuse ou terne. Celui qui est connu dans les arts sous le nom de *céruse* , et que l'on emploie en si grande quantité dans la peinture à l'huile , se prépare soit en décomposant le sous-acétate de plomb dissous , par un courant d'acide carbonique , qui précipite une partie de l'oxide à l'état de sous-carbonate ; soit en traitant des lames de plomb par la vapeur de vinaigre et l'acide carbonique dégagé du premier.

Sulfates.

Nous avons déjà eu l'occasion de parler des sulfates de soude , de chaux , de baryte et de magnésie , en étudiant les oxides métalliques ; ils se trouvent dans la nature ainsi que les sulfates , d'alumine , de strontiane , de potasse , d'ammoniaque , de fer , de zinc , de cobalt , de cuivre , de nickel , de plomb. Les sulfates doubles de potasse et d'alumine (alun) de chaux et de soude ; de soude et de magnésie , d'alumine et de fer , se rencontrent également à l'état natif.

L'alun. Ce sel dans la composition duquel entrent le sulfate d'alumine et les sulfates de potasse ou d'ammoniaque , séparément , ou tous deux à la fois , s'exploite à l'état natif ; on l'extrait en Italie (à la solfatare , à Tolfa) en efflorescences ou en masses compactes ; on lessive les premières ; on laisse déposer les solutions et on fait rapprocher ; l'alun cristallise par le refroidissement en cristaux octaèdres ; une petite quantité d'oxide de

fer le rend rosé. L'alun compact doit être calciné dans des fours avant la lixiviation.

La plus grande quantité de l'alun que l'on emploie dans le commerce se prépare avec les eaux mères du sulfate de fer : elles contiennent une grande quantité de sulfate d'alumine ; il suffit, pour en obtenir l'alun, de les mêler avec une solution de sulfate de potasse ou de sulfate d'ammoniaque ; on lave les petits cristaux d'alun qui se sont précipités ; on les fait dissoudre à chaud dans l'eau, on coule la solution dans des cuves en bois, doublées de plomb ; par le refroidissement l'alun cristallise en cristaux très gros et très abondants ; pour les détacher, on démonte la cuve en trois parties, et le bloc d'alun reste à nu.

La consommation de l'alun est très considérable : on emploie la solution de ce sel pour fixer dans la teinture toutes les couleurs solubles dans l'eau ; elle sert à préparer les peaux, à éclaircir la colle-forte et lui faire prendre une consistance plus ferme ; on en imprègne le papier blanc dans sa fabrication ; en médecine on se sert de l'alun calciné pour ronger les chairs baveuses, on en extrait l'alumine dans les laboratoires de chimie, etc.

Les cristaux d'alun à l'état de pureté sont blancs, transparents, d'une saveur acide, astringente ; ils rougissent la couleur bleue du tournesol, sont solubles dans quinze parties d'eau à la température de quinze degrés, et dans un poids d'eau bouillante moindre que le leur ; aussi l'alun est-il susceptible de se fondre dans son eau de cristallisation ; chauffé au-dessus de 100° , il se boursouffle,

se dessèche en une matière spongieuse d'un blanc de neige que l'on nomme alun calciné; chauffé au rouge, l'acide sulfurique du sulfate d'alumine se décompose, laisse dégager de l'oxygène et de l'acide sulfureux; il reste du sulfate de potasse et de l'alumine. Lorsque l'on calcine l'alun, à base d'ammoniaque seulement, le résidu n'est formé que d'alumine; en traitant cet alun par un alcali caustique, il s'en dégage d'ammoniaque; ces deux caractères, seuls, distinguent cet alun de celui à base de potasse.

A l'aide d'une substance charbonneuse très divisée, on obtient de l'alun un mélange de persulfure de potassium, d'alumine et de charbon, qui s'enflamme au contact de l'air, et se nomme *pyrophore*: on mêle ensemble dans une cuiller en fer trois parties d'alun en poudre et une de sucre ou d'amidon; on chauffe légèrement, pour dessécher le tout, en le torrifiant un peu; on réduit en poudre, on introduit dans une fiole, on la fait chauffer au rouge brun que l'on soutient jusqu'à ce qu'une flamme légère, qui paraît au bout du col, diminue sensiblement; on bouche bien exactement, et le pyrophore est fait. Lorsqu'on répand ce composé sur une feuille de papier, il prend feu spontanément; on détermine cette inflammation plus promptement en exhalant dessus l'air humide des poumons; l'oxygène et le protoxide d'azote rendent la combustion plus vive.

Suivant M. Descotils, en calcinant le sulfate de potasse avec du noir de fumée, on peut obtenir une substance charbonneuse pyrophorique.

Le sulfate de fer se produit dans la nature toutes les fois que le sulfure de fer, qui y est très abondant, se trouve exposé à l'action de l'air atmosphérique, l'oxygène de celui-ci est absorbé peu à peu; et, lorsque le sulfure de fer est mélangé d'alumine, une partie de l'acide sulfurique se porte sur cet oxide, et il se forme à la fois du sulfate de fer et du sulfate d'alumine. La fabrication du sulfate de fer et celle de l'alun sont fondées sur ces réactions.

En Picardie, où le sulfure de fer alumineux est très abondant, on l'extrait du sein de la terre, on l'expose à l'air, en tas, et on favorise les réactions spontanées par des arrosements. Lorsque la conversion du sulfure de fer en sulfate est assez avancée, on lessive ces matières, on fait évaporer la solution, et par le refroidissement la plus grande partie du sulfate de fer cristallise. Le liquide séparé des cristaux est sirupeux, et contient une grande quantité de sulfate d'alumine; en y ajoutant du sulfate de potasse ou d'ammoniaque, on en obtient de l'alun comme nous l'avons dit plus haut.

Le sulfate de fer obtenu, redissous et cristallisé une seconde fois, est assez pur pour être livré au commerce (1).

Dans le traitement des sulfures de fer alumineux de Picardie, on peut à volonté n'obtenir qu'une

(1) Il arrive quelquefois que le sulfate de fer, après deux ou plusieurs cristallisations, devient pâle; on peut lui rendre la couleur verte que le commerce désire en le lavant dans une teinture de fausse graine d'Avignon.

(Note du traducteur.)

faible proportion de sulfate de fer et une plus grande de sulfate d'alumine ; on y parvient en faisant calciner ces matières à l'aide de brindilles de bois. A la température élevée que cette sorte de grillage développe, l'acide sulfurique se porte presque en entier sur l'alumine ; ce mode d'opérer est utile lorsque le sulfate de fer ne se vend pas.

Le sulfate de fer pur cristallise en prismes rhomboïdaux qui contiennent 45 centièmes d'eau. Leur couleur est verdâtre, leur saveur styptique ; ils sont fusibles dans leur eau de cristallisation et se dessèchent en masses blanches : exposés à l'air humide, ils en absorbent l'oxygène et se recouvrent de taches ocreuses ; calcinés à l'air, ils passent à l'état de trito-sulfate : on accélère cette transformation à l'aide d'un peu d'acide nitrique.

Le sulfate de fer est employé dans la teinture en noir et en gris, la fabrication de l'encre ordinaire, celle du bleu de Prusse ; on s'en sert pour précipiter, en poude extrêmement fine, l'or de l'hydrochlorate de ce métal ; c'est ce précipité que l'on emploie pour dorer la porcelaine.

Le deuto-sulfate de fer n'a pas d'usage dans les arts ni dans les laboratoires, il a été peu étudié, et n'est peut-être formé que d'un mélange de proto et de trito-sulfate.

Le trito-sulfate de fer s'obtient comme nous l'avons dit plus haut ; il est jaune, d'une saveur acerbe, acide, plus soluble et blanchâtre à l'aide d'un excès d'acide, insoluble et plus jaune, par un excès d'oxide. Après l'avoir rapproché à siccité, si on le fait dissoudre dans l'eau, il se sépare en deux

portions, l'une trito-sulfate acide soluble, et l'autre trito-sulfate insoluble.

On emploie maintenant le trito-sulfate de fer acide dans la fabrication de l'encre, du bleu de Prusse et de quelques teintures en noir, afin d'éviter l'exposition à l'air de ces substances colorées, exposition qui était nécessaire pour faire passer le fer dans un état d'oxidation plus avancé.

Nitrates.

On rencontre dans la nature quatre nitrates; ce sont ceux de potasse, de chaux, de magnésie et de soude. Le dernier, récemment découvert au Pérou, forme de petites couches dans le sable à la surface du sol; les trois autres se rencontrent ensemble assez rarement dans l'eau, mais très fréquemment en efflorescence à la surface des terres des roches calcaires, des murailles exposées aux émanations animales. Le sol et les murs des bergeries, des écuries, des vieux bâtiments, des caves, des celliers, etc., en contiennent des quantités plus ou moins grandes, dont une portion vient fleurir à leur surface.

Les matériaux qui se nitrifient le mieux sont les calcaires poreux; on n'observe jamais la formation des nitrates dans les roches granitiques.

Les différents pays sont inégalement riches en nitrate de potasse: il est très peu abondant en France, où les matériaux salpêtrés ne renferment presque que des sels de chaux et de magnésie; il est au contraire si commun dans l'Inde et en

Égypte, qu'on le balaie en efflorescence à la surface du sol; ce dernier se nomme salpêtre de houssage.

Dans les contrées où les nitrifications naturelles ne peuvent avoir lieu, sur le sol granitique de la Suède, par exemple, on produit des nitrifications artificielles et mettant en contact des terres calcaires et des matières animales. On fait un mélange de sable, de terre végétale, de marne et de cendre lessivée, on arrose le tout avec de l'urine de bœuf, on en forme des tas de trois pieds d'épaisseur dans toute l'étendue des cabanes en chaume; on remue ces matériaux de temps à autre sans les comprimer, et au bout de quelque temps on les lessive pour en extraire les nitrates solubles, comme des plâtras salpêtrés. Voici comment on explique le résultat de cette nitrification spontanée: la combinaison de l'azote des matières animales et végétales avec l'oxygène de l'air et de ces substances mêmes, forme de l'acide nitrique; celui-ci s'unit à la chaux, la magnésie ou la potasse, qui se trouvent en contact avec lui.

La fabrication du salpêtre en France se fait en décomposant les nitrates de chaux et de magnésie, obtenus de la lixiviation des plâtras salpêtrés, par le sulfate de potasse ou le sous-carbonate de potasse du commerce. On sépare le sulfate ou le sous-carbonate de chaux insolubles qui se forment, et après l'évaporation du liquide clair, on laisse cristalliser le nitrate de potasse. Les hydro-chlorates qui se trouvent dans la potasse, et les nitrates de chaux des matériaux salpêtrés, en se décomposant réciproquement,

donnent du nitrate de potasse, et laissent dans les eaux mères de l'hydro-chlorate de chaux, qui s'oppose à la cristallisation du salpêtre : pour les séparer du liquide, on ajoute du sulfate de soude, et il se fait un échange de base. Le sulfate de chaux insoluble se précipite, tandis que l'hydro-chlorate de soude reste en solution. On sépare celui-ci facilement parcequ'il se précipite dans l'évaporation, et ne cristallise pas par le refroidissement.

Le nitrate de potasse que l'on obtient dans ces opérations, lavé par de petites lotions d'eau multipliées, et cristallisé une seconde fois, est presque pur.

Les emplois du nitrate de potasse sont très importants; mélangé intimement avec un sixième de son poids de soufre pur et un sixième de charbon, il compose la poudre de chasse et la poudre à canon. On s'en sert dans les laboratoires pour préparer le sous-carbonate de potasse pur. Dans la fabrication de l'acide sulfurique, il fournit le gaz nitreux nécessaire ; en le décomposant par l'acide sulfurique, on en obtient l'acide nitrique pour les besoins des arts et les usages des laboratoires ; cet acide sert lui-même à préparer tous les autres nitrates. Le nitrate de potasse sert à oxider le soufre et l'arsenic dans les essais des mines ; en médecine on le considère comme diurétique et rafraîchissant.

Le nitrate de potasse pur cristallise en longs prismes à six pans terminés par des sommets dièdres ; ces cristaux ne sont jamais diaphanes, ils sont blancs, leur saveur est fraîche et piquante,

ils ne contiennent point d'eau de cristallisation. L'air, s'il n'est très humide, n'a aucune action sur eux; dans le cas contraire, ils tombent en déliquescence.

Le nitrate de potasse chauffé se fond à 350 degrés environ; coulé dans cet état, il se prend en plaques blanches, opaques, que l'on nomme *cristal minéral* dans les pharmacies: exposé à la température rouge, il s'en dégage de l'oxygène d'abord, puis du gaz azote, ensuite un peu d'acide nitreux; enfin l'on obtient de la potasse pure en résidu: ce sel jeté sur des charbons allumés les fait brûler très vivement, c'est un des caractères auquel on reconnaît plusieurs nitrates; il fait brûler également avec beaucoup de force tous les autres corps solides très combustibles.

Calciné jusqu'au rouge avec le tiers de son poids de peroxide de manganèse, il donne un composé vert observé pour la première fois par Schéele, et qui possède des propriétés très remarquables: il communique à l'eau une teinte verte. Au bout de quelque temps cette solution paraît bleue: elle passe ensuite au violet, puis au rouge, plus ou moins intense, et devient enfin incolore en laissant déposer l'oxide de manganèse. Les acides nitrique et sulfurique font passer au rose la solution verte, les alcalis ramènent au vert celle qui est rouge, et dans tous les cas l'acide sulfureux rend ces solutions incolores. D'après les expériences de MM. Chevillot et Edwards, il paraît que ce singulier composé, nommé *caméléon minéral* à cause de ses changements de couleur, est formé de manganèse suroxyde

et de potasse dans des proportions différentes; que le manganèse y joue le rôle d'un acide, puisqu'il sature complètement la potasse, et qu'enfin les divers degrés de colorations dépendent des principes constituants de cette combinaison. On obtient un caméléon semblable en combinant directement la potasse avec l'oxide de manganèse, et laissant absorber l'oxygène. La soude produit les mêmes effets.

Le nitrate de chaux que l'on rencontre dans la nature, comme nous venons de le voir, s'obtient à l'état de pureté en décomposant le marbre par l'acide nitrique. Il est soluble dans l'alcool et dans le quart de son poids d'eau. Si l'on verse une solution concentrée de potasse dans une solution saturée de nitrate de chaux, la chaux, en se précipitant, absorbe tout le liquide; et le mélange se prend en masse. On donnait autrefois à cette expérience, qui avait paru très curieuse, et dont on ne connaissait pas la cause, le nom de *miraculum chemicum*. Le nitrate de chaux calciné jusqu'à un certain point devient phosphorescent.

Leçon dix-neuvième.

HYDRO-CHLORATES ET CHLORURES, CHLORURES D'OXIDES ET CHLORATES.

Hydro-chlorates. — Affinité des bases pour l'acide hydro-chlorique. — Propriétés chimiques des hydro-chlorates. — Hydro-chlorate de chaux. — Phosphore de Homberg. — Chlorure de calcium. — Hydro-chlorate de soude et chlorure de sodium — État naturel. — Extraction. — Mine de sel gemme. — Eaux naturelles salées. — Marais salants. — Bâtimens de graduation. — Propriétés du sel marin. — Emploi dans les arts. — Chlorates. — Préparation. — Propriétés générales. — Poudres fulminantes. — Chlorate de potasse. — Préparation, propriétés, emplois. — Briquets oxigénés. — Chlorures d'oxides. — Emplois dans le blanchiment. — Chlorure de potasse. — Chlorure de chaux. — Emploi nouveau dans les arts. — Théorie de son action sur les substances végétales, sur les miasmes putrides. — Substitué au chlore. — Essai par l'indigo. — Chlorure de soude. — Sa préparation. — Ses emplois.

Hydro-chlorates.

Ces sels exposés au feu laissent en résidu un chlorure métallique, quelques uns abandonnent ainsi leur oxide; tous les hydro-chlorates sont solubles; à l'exception de ceux d'antimoine, de bismuth et de tellure, l'affinité des bases pour l'acide hydro-chlorique est dans l'ordre suivant: potasse, soude, baryte, strontiane, chaux, magnésie, ammoniacque, etc. Il s'ensuit que les deux premières décomposent tous les hydro-chlorates auxquels elles ne servent pas de bases.

Les hydro-chlorates sont décomposés par l'acide sulfurique concentré, qui fait dégager leur acide en vapeurs piquantes; la solution d'un hydro-chlorate, dans une solution d'un sel d'argent ou de mercure, produit un chlorure métallique qui se précipite.

Les hydro-chlorates se transforment en chlorures dans diverses circonstances, les uns par le simple desséchement, d'autres par la cristallisation; et tous les chlorures à base métallique, lorsqu'ils sont dissous, sont considérés comme des hydro-chlorates. *L'hydro-chlorate de chaux* se trouve dans les matériaux salpêtrés, dans les eaux de quelques fontaines; on le rencontre souvent mêlé dans le sel marin avec l'hydro-chlorate de magnésie, dont on le sépare difficilement. On le prépare, ainsi que nous l'avons dit, dans la fabrication des eaux minérales, en décomposant le marbre par l'acide hydro-chlorique.

Ce sel à l'état de pureté est très déliquescent, soluble dans l'alcool et dans le quart de son poids d'eau à 15 degrés, il cristallise en prismes à six pans; ehauffé, il se fond dans son eau de cristallisation, se dessèche, se fond de nouveau à une température plus élevée; il est alors converti en chlorure de calcium: coulé en cet état, il durcit en refroidissant, et paraît lumineux lorsqu'on le frotte dans l'obscurité; c'est de là que lui vient le nom de *phosphore de Homberg*.

Le chlorure de calcium, en raison de sa propriété d'absorber l'eau avec une grande force, s'emploie pour dessécher les gaz et pour rectifier l'alcool; il sert à produire des degrés de froid assez considérables en le mêlant avec de la neige. Les médecins administrent l'hydro-chlorate de chaux contre les scrofules. Il sert à la préparation des *cendres bleues*; dans ce cas, on décompose le sulfate de cuivre par l'hydro-chlorate de chaux; il en résulte du sulfate de chaux qui se précipite, et l'on obtient l'hydro-chlorate de cuivre dans sa dissolution, décomposant alors celui-ci par le sous-carbonate de potasse, on obtient le carbonate de cuivre, qui fait la base des *cendres bleues*.

Hydro-chlorate de soude et chlorure de sodium.

Cel sel, à l'état de chlorure, lorsqu'il est solide, et d'hydro-chlorate en solution, est extrêmement abondant dans la nature, dans beaucoup de contrées il forme à l'état solide des couches très considérables; elles ont jusqu'à deux cents lieues de longueur

en Pologne ; leur largeur est quelquefois égale à quarante lieues. Les mines de sel sont quelquefois situées à une grande profondeur, on les exploite jusqu'à trois cents mètres sous le sol ; d'autres se trouvent à la surface de la terre, et quelques unes à des hauteurs considérables dans des montagnes. Le sel gemme est souvent transparent, excepté lorsqu'il est mêlé avec des terres argileuses ; les oxides de fer et le manganèse le colorent quelquefois en rouge, jaunâtre, brun, violet, bleuâtre, et même en vert. On en rencontre aussi des masses considérables qui sont parfaitement blanches.

Le sel marin, à l'état liquide (hydro-chlorate de soude) se rencontre en solution dans presque toutes les eaux naturelles. Beaucoup de sources qui passent sans doute sur des dépôts de sel gemme, l'apportent à la surface de la terre : l'eau de la mer en contient près de la quarantième partie de son poids : quelques eaux minérales en sont presque complètement saturées. En général, toutes ces eaux contiennent en outre du sulfate de chaux, du sulfate et de l'hydro-chlorate de magnésie.

L'immense quantité de sel marin qui se trouve ainsi répandu par toute la terre, laisse, pour l'obtenir, le choix entre des procédés fort économiques ; le sel gemme s'exploite comme les mines par des puits et des galeries : ces exploitations dans plusieurs pays sont d'une grande importance ; en Pologne, par exemple, des villages tout entiers sont formés à plusieurs profondeurs par les ouvriers et leurs familles.

Dans d'autres contrées, l'extraction du sel ma-

rin se fait par l'évaporation des eaux salées qui le contiennent. Dans quelques endroits, le rapprochement des eaux salées a lieu spontanément par la chaleur du soleil; le sel marin se précipite en petits cristaux cubiques dans les bassins qui contiennent l'eau de la mer; on le ramasse et on le met en tas, au fur et à mesure qu'on l'obtient ainsi. Dans les années sèches la récolte du sel est fort abondante; dans les années humides, elle manque quelquefois complètement.

Dans d'autres localités, on opère l'évaporation des eaux salées dans des *bâtiments* dits *de graduation*; ce sont des espèces de grands séchoirs remplis de plusieurs étages de fagots superposés ou de paquets de cordage, sur lesquels on fait ruisseler la solution saline, afin qu'une partie de l'eau s'en sépare, en présentant une grande surface à l'action de l'air. Lorsque la solution est assez concentrée; après avoir été remontée plusieurs fois, à l'aide de pompes, sur le haut du bâtiment d'où elle retombe en cascades à travers tous les interstices qui se rencontrent, on achève son évaporation à l'aide du feu dans de grandes chaudières.

Le sel marin a de nombreux usages dans les arts; on en extrait l'acide hydro-chlorique et la soude artificielle; il s'emploie dans la préparation du chlore, dans la fabrication du sel ammoniac, dans celle du savon; les limonadiers s'en servent pour augmenter le froid qu'on peut obtenir de la glace: chacun connaît son utilité

dans la salaison des viandes et dans l'assaisonnement des mets.

A l'état de pureté, le sel marin a une saveur franche qui plaît à la plupart des animaux; il est blanc, transparent, cristallisé en cube; il ne contient pas d'eau de cristallisation, et n'est pas sensiblement plus soluble à chaud qu'à froid.

Chlorates.

Ces sels ne se rencontrent jamais dans la nature; on les prépare soit en combinant l'acide chlorique avec les bases, soit en faisant passer un courant de chlore gazeux dans ces bases en solution ou délayées dans l'eau. Dans ce dernier cas, il se forme ordinairement trois combinaisons: un chlorure, un hydro-chlorate et un chlorate. Le chlore se partage donc en trois parties, l'une se combine à la base, une autre, en décomposant l'eau, en absorbe l'hydrogène et produit un hydro-chlorate, et la troisième, unie à l'oxygène de l'eau, donne de l'acide chlorique, et par suite un chlorate. Les chlorates sont décomposés par la chaleur, et laissent dégager l'oxygène de leur acide, quelquefois même de leur oxide; ils brûlent ainsi la plupart des corps combustibles. Ces dernières combinaisons non métalliques ont lieu avec un dégagement de chaleur et de lumière accompagné souvent d'une explosion.

Ces mélanges détonnent la plupart sans être exposés au feu; le frottement ou le choc suffit pour les enflammer: ceux de chlorate de potasse, et

de soufre ou de phosphore, charbon, matières végétales, sulfures d'arsenic, d'antimoine, sont dans ce cas; aussi les nomme-t-on *poudres fulminantes*. Pour faire ces expériences sans danger, on pulvérise séparément le corps combustible et le chlorate, on les mêle avec une barbe de plume; puis, pour les faire détonner, on en triture une très petite quantité dans un mortier en cuivre, ou, pour avoir une seule détonation, on en enferme une pincée dans un morceau de papier, on pose le petit paquet sur une enclume, et on frappe dessus avec un marteau.

On peut varier de bien des manières les combustions que le chlorate de potasse détermine en cédant son oxigène au corps combustible: voici l'une des plus jolies expériences de ce genre.

On verse dans un verre à patte douze à quinze grammes d'eau; on ajoute quelques raclures de phosphore et du chlorate de potasse un peu plus que l'eau n'en peut dissoudre; on introduit au milieu de ces substances l'extrémité effilée d'un tube en verre; puis l'on verse dans celui-ci à l'aide d'un petit entonnoir, de l'acide sulfurique concentré; cet acide s'échauffe en touchant l'eau au fond du verre; il décompose rapidement le chlorate, et l'oxigène de l'acide chlorique, se portant tout à coup sur le phosphore échauffé, détermine au fond de l'eau une forte combustion accompagnée d'une vive lumière.

On ne prépare que le chlorate à base de potasse dans les arts; voici comment on s'y prend; on fait une solution concentrée de potasse du commere; on

y introduit un courant de chlore, à l'aide d'un tube recourbé, adapté sur un ballon où ce gaz (voyez acide hydro-chlorique) est produit; il se forme trois produits comme nous l'avons fait observer; le chlorate de potasse, étant peu soluble à froid, se dépose en cristaux blancs, brillants, lamelleux; on le rassemble sur un filtre, on le lave avec un peu d'eau, on le fait redissoudre et cristalliser une deuxième fois.

La saveur du chlorate de potasse est fraîche, un peu acerbe, il cristallise en lames rhomboïdales, se fond bien avant la température rouge; après la fusion il se décompose et laisse dégager en bouillonnant beaucoup d'oxigène; il reste à l'état de chlorure de potassium: jeté sur les charbons allumés, il les fait brûler avec un vif éclat.

Les usages du chlorate de potasse sont assez nombreux; il sert dans l'analyse à brûler le carbone et d'autres matières combustibles; en le distillant dans une cornue, on en obtient le gaz oxigène pur: il a quelque utilité en médecine; on en a composé une poudre à canon beaucoup plus forte que la poudre ordinaire; mais les dangers qu'elle présente à ceux qui l'emploient l'ont fait abandonner. On fait aujourd'hui une grande consommation de chlorate de potasse, dans la préparation des allumettes oxigénées: pour cela on le mêle avec moitié de son poids de soufre, on agglomère ce mélange avec un peu de gomme, on y ajoute un peu de cire à cacheter en poudre, et l'on enduit avec la pâte ainsi composée le bout

des allumettes soufrées ; lorsque celles-ci sont sèches , elles s'enflamment par leur contact avec l'acide sulfurique concentré. Cette combustion est due à la décomposition vive de l'acide chlorique.

Les allumettes préparées de cette manière sont renfermées dans un étui qui contient séparément un petit flacon d'amiante imprégné d'acide sulfurique concentré ; ces objets réunis composent les briquets dits oxigénés , dont on fait un grand usage , et qui sont en effet fort commodes pour se procurer du feu pendant la nuit.

Chlorures d'oxides.

Ces composés , facilement altérables , ne se rencontrent pas dans la nature , on n'emploie dans les arts que ceux d'hydrate de chaux , de soude et de potasse.

Le dernier se prépare ainsi que nous l'avons dit ci-dessus ; il s'emploie depuis près de trente ans dans le blanchiment du linge de ménage , et est connu sous le nom d'eau de javelle. Il enlève beaucoup de matières colorantes (qui forment des taches), en réagissant par son chlore.

Le chlorure de chaux a , dans ces derniers temps , remplacé le chlore dans tous les usages économiques : les désinfections , le blanchiment du papier , des toiles de lin , de chanvre , de coton , etc. On sait que Berthollet a fondé sur le chlore , qu'il nommait alors *acide muriatique oxigéné* , le nouvel art du blanchiment. Cet illustre chimiste expliquait ainsi l'action du chlore sur

les matières colorantes des toiles: les fils de celles-ci sont recouverts d'une substance colorée insoluble dans l'eau: le chlore décompose cette substance; il en résulte une matière toujours insoluble dans l'eau, mais très soluble dans les solutions alcalines, aussi parvient-on à blanchir complètement les toiles par des immersions successives dans l'eau chargée de chlore et dans des lessives alcalines.

Le chlorure de chaux agit de la même manière que le chlore qu'il contient et qu'il cède aux substances végétales colorantes, pour se convertir ensuite en hydro-chlorate de chaux. Il présente l'avantage de retenir le chlore assez pour qu'il ne se répande pas dans l'air et n'incommode pas les ouvriers; d'ailleurs on le prépare, et on l'expédie bien plus facilement, puisqu'il s'obtient sous forme solide, et pulvérulent.

Le chlorure de chaux s'emploie en solution étendue dans l'eau; lorsqu'on le dissout, il se sépare en deux parties, abandonnant la moitié de l'hydrate de chaux qu'il contenait (suivant M. Houton Labillardière, le chlorure pulvérulent peut être complètement soluble). Cette solution s'emploie comme le chlore gazeux, indiqué par Guyton, pour désinfecter en désorganisant les matières putrides; ici elle offre encore l'avantage de ne pas incommoder l'opérateur; et, dès les premiers lavages du corps en putréfaction, toute exhalaison fétide cesse. On doit cette application utile à M. Labarraque.

On prépare le chlorure de chaux en faisant

passer un courant de chlore gazeux sur de l'hydrate de chaux, jusqu'à ce que cette substance en soit saturée. Pour déterminer la valeur vénale du chlorure de chaux, on reconnaît la quantité de chlore qu'il contient à l'aide d'une solution d'indigo; cela est facile, puisqu'il décolore précisément autant d'indigo en solution que le chlore avec lequel il est en combinaison. M. Gay-Lussac a dernièrement construit un instrument, et publié une instruction sur cet essai.

Le chlorure de soude d'après M. Payen peut se préparer en décomposant le sulfate ou le carbonate de soude par le chlorure de chaux; il se précipite du sulfate ou du carbonate de chaux insoluble, et le chlorure de soude reste en solution. On emploie ce composé pour blanchir des toiles peintes, en ménageant quelques couleurs que le chlorure de chaux altérerait.

Dans la leçon suivante, nous commencerons l'étude des corps organisés; nous nous occuperons d'abord des substances végétales.

Leçon vingtième.

DES SUBSTANCES VÉGÉTALES. VÉGÉTATION.

Anatomie des végétaux. — Leurs principes constituants. —
 But de l'analyse végétale. — Végétation des plantes. —
 Structure de la graine. — Fonctions de ses organes. —
 Température de la végétation. — Action de l'eau. —
 Du gaz oxigène. — De la lumière. — Durée de la germination. — Action de l'air atmosphérique. — Direction constante de la radicule et de la plumule. — Accroissement des plantes. — Température utile. — Absorption de l'acide carbonique. — Assimilation du carbone. — Les végétaux entretiennent la composition de l'air. — Inspiration durant la nuit. — Expiration aux rayons solaires. — Influence de l'oxigène sur les racines. — Fonctions importantes des feuilles. — Principes de l'eau assimilés dans la végétation. — Mode d'action du fumier. — Proportion dans laquelle il contribue à l'accroissement des végétaux. — Causes principales de la fertilité des sols. — Amendement des terres. — Action des sels solubles. — Sels insolubles et oxides absorbés. — Produit de l'incinération des plantes. — Ensemble des phénomènes de la nutrition des plantes.

Dans la chaîne commune des êtres, le règne végétal peut être considéré comme l'anneau qui

réunit les corps inorganiques au règne animal.

C'est, en effet, au moyen des végétaux, surtout, que les substances inorganiques peuvent être assimilées dans l'économie animale ; c'est, en dernière analyse, des substances végétales que les divers animaux tirent leur nourriture : les uns directement, ce sont les herbivores ; les autres indirectement, ce sont les carnivores, qui mangent des animaux nourris de plantes. Nous verrons plus loin que l'air même, si utile à tous les êtres vivants, est entretenu dans une composition constante par les phénomènes de la végétation.

Les végétaux se composent de différentes parties que l'on peut séparer mécaniquement. Leur anatomie présente l'épiderme, le parenchyme, les couches corticales, le liber, le bois, etc. Ces parties sont formées de plusieurs substances que l'on peut isoler à l'aide des moyens que la chimie nous offre. Ces substances renferment elles-mêmes quelques principes, l'oxygène, l'hydrogène, le carbone, et quelquefois l'azote, dont les propriétés nous sont déjà connues.

C'est de la recherche des substances contenues dans les végétaux, des principes qui les composent, des réactions qui se passent entre elles, que se compose la chimie végétale, dont nous devons nous occuper.

L'analyse végétale, qui consiste à démontrer seulement les quatre principes ci-dessus énumérés, est extrêmement facile. En effet, que l'on prenne une substance végétale quelconque, qu'on la chauffe à une haute température dans une cor-

nue, elle sera décomposée, et les produits gazeux que l'on en obtiendra, hydrogène carboné, acide carbonique, oxide de carbone, azote, etc., ne contiendront évidemment que de l'hydrogène, du carbone, de l'oxigène, et quelquefois de l'azote, et il ne restera que du charbon dans la cornue. A la vérité, on pourra obtenir, parmi les produits volatils de l'eau, de l'huile empyreumatique, de l'acide acétique, et quelquefois de l'ammoniaque; mais ceux-ci, mis de nouveau en contact avec le résidu charbonneux, à une température élevée, subiront une décomposition complète, et donneront les produits gazeux ci-dessus indiqués. Il est donc démontré que toutes les substances végétales sont formées de trois principes, oxigène, hydrogène et carbone, plus quelquefois de l'azote. Ce dernier corps existe généralement dans les matières animales et en bien plus grande quantité; nous verrons que c'est seulement par la présence ou les proportions de ce principe que la composition des matières animales diffère presque toujours de celle des substances végétales.

Quoique nous ayons la certitude que les substances végétales ne contiennent généralement que trois principes, et quatre au plus; bien que ces éléments soient à notre disposition, il nous est impossible d'en composer une seule de toutes pièces; c'est parceque nous ne pouvons amener ces principes dans un état où ils puissent exercer leur affinité les uns sur les autres, à la température ordinaire. Le carbone est toujours solide, l'hydrogène toujours gazeux, ainsi que l'oxigène, on ne peut donc

opérer de réaction entre eux qu'à l'aide de la chaleur ; mais alors il est évident que l'on ne formera pas de substance végétale , puisque, si elle existait, elle serait détruite par l'élévation seule de la température.

Les phénomènes que la chimie opère se bornent à séparer les unes des autres différentes substances réunies dans un seul végétal , et à transformer ces substances les unes dans les autres , en faisant varier les proportions de leurs principes.

La formation des substances végétales n'a lieu que dans l'acte de la végétation. Nous donnerons quelques notions sur les parties dont se composent les plantes , les circonstances favorables à leur développement successif, la manière dont elles assimilent les principes qui concourent à leur rapide développement ; enfin nous indiquerons les produits immédiats que la chimie apprend à en extraire.

Végétation des plantes.

L'acte de la végétation qui donne naissance à diverses plantes comprend leur germination et leur développement. Dans la germination, les graines se développent et reproduisent des plantes nouvelles. Nous étudierons d'abord la structure de la graine : elle offre à l'extérieur une pellicule , ou épiderme , ou test, qui recouvre une enveloppe plus ou moins épaisse ; celle-ci comprend le *sarcoderme* , le parenchyme , qui est traversé par tous les vaisseaux partant de la superficie pour se ren-

dre sous l'*ombilic* et l'*endopleure* ou tunique interne, imperméable à l'eau.

La tunique interne et le test sont marqués d'un point qui indique la petite cicatrice par laquelle l'embryon recevait sa nourriture de la plante mère, et qui prend le nom de cicatricule ou *ombilic*.

L'amande se trouve sous la peau; elle est ordinairement blanchâtre, forme la plus grande partie de la graine, est composée de l'*embryon*, et souvent d'une autre partie nommée *albumen*.

L'embryon est la partie la plus importante de la graine; elle représente en quelque sorte toute la plante en raccourci. On y observe la *radicule*, placée près de l'*ombilic* interne; la *plumule* ou *caulicule*, petit corps portant les cotylédons, et tenant à sa radicule; les *cotylédons*, organes charnus ou foliacés, destinés à préparer et à transmettre la substance alimentaire à la jeune plante. On compte jusqu'à six cotylédons; les cotylédons foliacés sont recouverts d'*albumen* ou d'une substance analogue; les cotylédons charnus en sont remplis. Les premiers lorsqu'ils sont développés en feuilles, se nomment *feuilles séminales*. Les *feuilles primordiales* sont celles qui, outre les cotylédons, sont déjà visibles dans l'embryon.

L'*albumen* qui recouvre l'embryon a une consistance variable; il adhère rarement à cet organe. Il paraît être de même nature que la matière renfermée dans les cotylédons charnus, du moins ces substances sont toutes deux propres à la nourriture de la plante.

Les conditions nécessaires à la germination des

graines sont : un certain degré de température , son contact avec l'eau et le gaz oxigène ; elles ne doivent pas être exposées à une lumière trop vive ; il importe peu du reste qu'elles soient à nu , ou recouvertes de terre.

La température qui convient le mieux paraît être de dix degrés jusqu'à trente degrés au-dessus de zéro ; au-dessous de la température de la glace , on n'a jamais observé de signes de germination.

Les graines privées de toute humidité ne peuvent germer ; on sait en effet qu'elles se conservent dans les endroits secs sans aucune altération.

Il est facile de démontrer que la germination ne peut avoir lieu sans la présence de l'oxigène ou de l'un de ses mélanges. En effet , si l'on place, dans toutes les autres circonstances favorables , des graines renfermées sous une cloche remplie d'hydrogène , d'acide carbonique , d'azote ou de tout autre gaz qui ne contienne pas d'oxigène , lors même qu'on les met dans de l'eau privée d'air , elles pourrissent par degrés et ne montrent aucun indice de végétation.

Les graines étant mises en contact avec l'air atmosphérique ou le gaz oxigène dans de l'eau chargée d'une petite quantité d'air ou de chlore , la germination a lieu plus ou moins promptement. Il paraît que la lumière trop vive ne nuit à la germination qu'en élevant trop la température de la graine , car elle n'a aucune influence fâcheuse , suivant M. de Saussure , lorsqu'elle arrive , après avoir traversé un verre qui la dépouille de ses rayons calorifiques. Ces observations font voir la

nécessité de mettre la graine à peu de profondeur dans la terre ; elles démontrent que celle-ci influe d'une manière utile sur la germination , seulement par la chaleur, l'air et l'eau qu'elle renferme.

La durée de la germination varie beaucoup dans les différentes graines : le millet et le froment lèvent en un jour ; les haricots, les raves, les navets, les fèves emploient trois jours à leur germination. La pivoine , l'amandier , le pêcher , etc., ne lèvent qu'au bout d'un an ; le rosier , l'aubépine , le cornoullier , etc. , mettent deux ans à lever.

Examinons de quelle manière les agents de la germination paraissent être utiles. La chaleur agit probablement en excitant les forces vitales ; on observe en effet que la vitalité cesse dans les plantes pendant la saison rigoureuse , et que la plupart des graines sont encore susceptibles de germer après avoir été exposées à la température de zéro.

L'air agit par son oxigène , qui enlève une portion du carbone de la graine en le transformant en acide carbonique. On le démontre à l'aide d'une expérience fort simple : en effet si l'on place sur un bain de mercure des graines en contact avec un peu d'eau sous une cloche ; que l'on soutienne la température de quinze à vingt degrés , une partie de l'oxigène , après la germination , sera transformé en acide carbonique , et le volume du gaz ne sera pas augmenté. Or , l'acide carbonique représentant un volume d'oxigène égal au sien , il est évident que tout l'oxigène employé dans la germination a servi à convertir du carbone en

acide carbonique. C'est sur l'albumen que l'action de l'oxigène se porte, et c'est dans cette réaction, favorisée par les cotylédons, que cette substance acquiert une saveur sucrée, et devient propre à l'alimentation de la plante.

L'eau produit plusieurs effets utiles : elle pénètre dans l'intérieur de la graine par l'ombilic, assouplit les téguments, et les dispose à être déchirés sans un grand effort. Elle délaie l'albumen, gonfle les cotylédons, favorise l'action de l'oxigène, et détermine la formation de la matière nutritive, elle sert enfin de véhicule à cette dernière substance, et la présente à la jeune plante dans l'état le plus convenable à son assimilation.

Les conduits qui charrient ainsi la nourriture se rendent des cotylédons à la radicule, et de celle-ci à la plumule. Il n'existe pas de communication directe entre les cotylédons et la plumule; et celle-ci ne commence à végéter qu'après le développement de la radicule. Jusque-là les cotylédons sont nécessaires; la plante périrait s'ils étaient enlevés, ils sont utiles encore lorsque la plumule a deux millimètres, et que la racine est parfaitement formée. Les cotylédons ne deviennent inutiles qu'après que la plumule est recouverte de feuilles, aussi tombent-ils d'eux-mêmes alors.

On a observé que, dans quelque position que la graine se trouve placée, la radicule tend toujours à s'enfoncer et la plumule à s'élever; ces deux corps prennent cette direction en se contournant d'une manière convenable. M. Duhamel a fait à ce sujet une expérience assez curieuse : ayant enfermé

au milieu d'un tube de verre soit un gland, soit un marron, soit une fève; les ayant placés dans les circonstances convenables à la germination, et le tube étant renversé de manière à ce que la plumule se trouvât au-dessous et la radicule en dessus de la graine, chacune d'elles, ne trouvant aucune issue entre les parois du tube pour reprendre sa direction naturelle, se contourna en spirale, et le développement fut bientôt arrêté.

Accroissement des plantes.

Après la chute des cotylédons, la plante, quoique ne recevant plus de nourriture par ses organes, s'accroît cependant avec une grande rapidité, sa racine, ses tiges, ses rameaux et ses feuilles se développent et montrent qu'elles reçoivent une nourriture étrangère. Nous indiquerons successivement, d'après les expériences de M. de Saussure et celles de plusieurs autres chimistes, comment l'air et le sol contribuent à leur alimentation.

Une température convenable est aussi utile au développement ultérieur des plantes qu'à la germination de leurs graines: on sait que les différentes saisons amènent la végétation de différentes plantes; qu'il faut pour plusieurs d'entre elles, en certains pays, augmenter leur vitalité par une chaleur artificielle: on y parvient à l'aide de couches de fumier, dont la fermentation élève la température, ou de serres chaudes disposées de manière à recevoir le plus possible de rayons solaires. On parvient ainsi à faire croître des végétaux hors de

leurs saisons, ou à conserver des plantes exotiques, naturelles à un climat plus chaud.

L'acide carbonique de l'air est absorbé par toutes les parties vertes des plantes; lorsqu'elles sont frappées par les rayons du soleil, elles le décomposent, assimilent tout son carbone, retiennent une petite quantité d'oxygène, et rendent l'autre à l'air atmosphérique. Ces phénomènes font connaître une des causes les plus influentes de la reproduction de l'oxygène; c'est elle qui contrebalance les pertes considérables de ce gaz, celles qui résultent surtout de sa combinaison avec le carbone (voyez acide carbonique). On conçoit d'après cela comment il est possible que l'air atmosphérique contienne si peu d'acide carbonique, quoiqu'il en reçoive à tout moment de la respiration des animaux, de la combustion et des fermentations. Nous devons donc réellement aux végétaux de ramener sans cesse à l'état qui nous convient l'air vicié par les causes énumérées ci-dessus.

L'acide carbonique ne pourrait pas cependant suffire seul à l'alimentation des plantes, elles périeraient au contraire dans ce gaz pur: voici comment on démontre le rôle que joue l'oxygène qui se trouve aussi dans l'air atmosphérique. Si l'on place pendant la nuit des feuilles bien vigoureuses, cueillies dans un beau jour d'été, sous une cloche pleine d'air atmosphérique, les feuilles minces absorbent une certaine quantité d'oxygène dont elles convertissent une partie en acide carbonique. Celles qui sont charnues absorbent aussi l'oxygène, mais sans produire d'acide carbonique. L'azote n'est

absorbé ni par les unes, ni par les autres. Si on les expose ensuite, toujours sous la cloche, aux rayons du soleil, elles exhalent, peu à peu, le gaz oxigène qu'elles avaient absorbé, et, décomposant l'acide carbonique qu'elles avaient formé, laissent reparaître tout le gaz oxigène qui avait disparu. Toutes les feuilles grasses que l'on soumet à cette expérience, plusieurs fois successivement, diminuent leur atmosphère pendant chaque nuit, et le rendent à son volume primitif dans le cours de chaque journée.

Cette sorte de respiration des plantes est essentielle à leur végétation; le mélange de l'azote avec l'oxigène ne paraît agir qu'en diminuant les points de contact de celui-ci, et rendant son action moins vive.

L'action de la lumière ne saurait être mise en doute; chacun a pu remarquer que les plantes mises à l'ombre s'étiolent, se décolorent et dépérissent. On a observé que celles qui sont enfermées dans un lieu où la lumière n'a d'accès que par un seul endroit, se dirigent toujours de ce côté comme pour chercher le jour qui est indispensable à leur existence. Ce n'est, en effet, qu'à l'aide de la lumière qu'elles peuvent décomposer l'acide carbonique, et assimiler le carbone qui est l'un de leurs éléments.

On voit d'après ce que nous avons dit, que, dans l'atmosphère, les végétaux puisent l'oxigène qu'ils inspirent la nuit, et que les rayons du soleil leur font expirer; ils trouvent dans le sein de la terre même ce gaz qui pénètre jusqu'à leur racine,

où il exerce, comme nous l'avons vu, une influence utile. Lorsque le sol n'est pas assez humide, les végétaux à l'aide de leurs feuilles absorbent la vapeur d'eau répandue dans l'atmosphère : et il est démontré par des expériences directes que, lorsque l'eau est en trop grande abondance près de leurs racines, c'est par leurs feuilles que cette humidité s'exhale. Voilà pourquoi on cause beaucoup de tort à un végétal, lorsqu'on le prive de ses feuilles.

L'influence de l'eau a été reconnue de tout temps utile à la végétation : mais on ne savait pas si elle agissait seulement comme véhicule des sucs nourriciers, ou si ses principes étaient assimilés dans l'acte de la végétation. M. de Saussure soupçonna ce dernier effet, et le vérifia encore par l'expérience. Il observa que des végétaux exposés dans l'air humide, privé d'acide carbonique, avaient augmenté de poids, non seulement par l'eau absorbée, mais encore après leur dessèchement.

Les observations faites de temps immémorial ont appris quelle est l'influence salutaire des engrais sur la végétation ; mais il y a peu de temps que l'on est à même d'apprécier cette influence. On conçoit bien que l'acide carbonique dégagé par les fumiers contribue au développement des végétaux ; nous avons vu plus haut de quelle manière, mais il fallait examiner en quelle proportion les sucs des engrais contribuent à cette augmentation ; c'est encore ce que nous devons à M. de Saussure, connaissant par les expériences de Hales les quantités de liquide aspirées et transpirées par une

plante (1), et ayant observé que l'infusion d'une terre bien fumée ne contient qu'un millième de de son poids d'extrait sec, dont le quart seulement est absorbé par la plante; il a su déterminer la quantité de substance sèche qu'elles retiennent ainsi. Comparant cette donnée à l'augmentation de poids qui est due à l'assimilation de l'hydrogène, de l'oxygène et du carbone, de l'eau et de l'air, il a fait voir que les aliments reçus des engrais ne contribuent pas pour un vingtième, au poids que les plantes acquièrent par toutes les autres causes réunies.

Ces résultats font voir encore que c'est par leur état physique principalement que les sols sont fertiles : il est surtout important qu'ils fournissent aux plantes une proportion d'eau convenable; qu'ils soient assez peu compactes pour se laisser pénétrer par toutes les ramifications des racines; et que celles-ci reçoivent, au travers de la couche de terre qui les recouvre, l'air qui leur est utile. C'est donc vers les moyens de disposer le sol de cette manière que le cultivateur doit diriger ses vues : il y parvient en mêlant aux terres trop compactes et trop humides des terres sableuses, des cendres de bois ou de charbon de terre, etc.; en ajoutant aux terrains trop sableux des argiles grasses, de la marne et diverses autres substances qui peuvent contribuer à les rendre moins perméables, en enlevant

(1) Un tournesol aspire et transpire en 24 heures une quantité de liquide égale à la moitié de son poids.

les cailloux, et les grosses pierres qui empêchent les graines de lever et les racines de s'étendre. Ce n'est qu'après ces dispositions que les fumiers ou les engrais peuvent procurer les plus grands avantages.

La végétation des plantes est encore favorisée par plusieurs sels solubles qui se rencontrent dans le sol; ceux-ci, lorsqu'ils sont déliquescents, paraissent agir en absorbant l'eau contenue dans l'air pour la répandre ensuite dans le sol où les racines la puisent : cet effet a lieu surtout lorsque l'on répand une solution d'hydro-chlorate de chaux à la surface de la terre : on remarque une végétation plus active. Mais il est démontré aussi que d'autres sels solubles influent d'une manière différente : en effet, ils passent avec la sève dans la circulation, à l'aide de l'eau qui les dissout, et font partie de la plante. Il paraît qu'ils agissent comme excitant les forces vitales; du moins, il est reconnu que la quantité et la nature des sels les plus convenables à la végétation varient pour plusieurs plantes, la bourrache, la pariétaire, les orties, ne prennent beaucoup d'accroissement que dans les terres qui contiennent des nitrates : ces sels paraissent contribuer aussi au développement de la betterave (1); les plantes marines viennent mal dans un sol qui ne contient pas de sel marin, et ce sel, dans la même

(1) L'analyse que j'ai faite dernièrement de cette racine m'a démontré qu'elle contient toujours du nitrate d'ammoniaque et de l'hydro-chlorate de potasse en proportions variables.

(Note du Traducteur.)

proportion, est nuisible à la végétation du blé ; le plâtre favorise la végétation du trèfle, de la luzerne, etc., et il paraît sans action sur un grand nombre d'autres plantes. Enfin toutes les solutions salines ou végétales sont absorbées dans la végétation ; elles sont utiles ou nuisibles suivant leurs proportions et leur nature.

Les plantes ne contiennent pas seulement des substances solubles ; elles renferment aussi des sels insolubles, des oxides, et on y rencontre du soufre, de la silice, de l'alumine, des oxides de fer et de manganèse ; les sous-carbonates, sous-phosphates, nitrates et hydro-chlorates de potasse, de chaux et de magnésie, le sulfate et l'hydriodate de potasse, le sous-carbonate et l'hydro-chlorate de soude, plusieurs sels végétaux à bases de potasse et de chaux, tels que des acétates, des oxalates, des citrates, des tartrates, etc.

Les substances que l'on rencontre le plus ordinairement dans le même végétal, sont le sulfate, l'hydro-chlorate, l'acétate et le phosphate de potasse, les sous-carbonate et phosphate de chaux, le sel marin, le phosphate de magnésie, la silice, l'oxide de fer et l'oxide de manganèse. Il paraît d'après M. de Saussure, que les substances insolubles, telles que la silice, le phosphate de chaux et l'oxide de fer, ne sont absorbées par les végétaux qu'à l'état de solution, dans lequel l'extrait du terreau aurait la propriété de les tenir.

Les sels végétaux à bases minérales, l'hydro-chlorate de magnésie, les nitrates, étant décomposés dans l'incinération, produisent une partie des

oxides et des sous-carbonates alcalins et terreux que l'on observe dans les cendres. Une partie des sulfates sont quelquefois convertis en sulfure ; le soufre disparaît par sa combustion, les cendres doivent donc contenir des oxides métalliques, des sous-carbonates, des sous-phosphates terreux, des sulfates et des sulfures.

Les diverses parties d'une plante et les différentes plantes ne fournissent pas les mêmes quantités de cendres ; celles qui en fournissent le plus sont celles où la transpiration est plus grande. Les plantes herbacées en fournissent plus que les plantes ligneuses, le tronc des arbres en donne moins que les branches, et celles-ci moins que ses feuilles et ses fruits. L'écorce en produit davantage que l'aubier, et celui-ci que le bois ; enfin les feuilles des arbres toujours verts laissent moins de cendres que celles des arbres qui se dépouillent pendant l'hiver.

Il nous resterait à étudier de quelle manière a lieu l'assimilation des parties nutritives dans l'intérieur des végétaux ; mais cette question intéressante de physiologie végétale est encore très peu éclairée ; nous indiquerons seulement la marche des phénomènes en renvoyant pour plus de détails aux ouvrages qui traitent spécialement de la physiologie des végétaux.

Les racines, à l'aide des suçoirs qui sont à l'extrémité de leurs fibres chevelues, aspirent du sein de la terre les sucs qu'elles y trouvent, et qui sont formés d'une petite quantité d'acide carbonique, de matières animales ou végétales, de sels, d'oxi-

des, et d'une grande quantité d'eau. Cette solution, introduite dans la plante, subit de légères modifications d'abord, et prend le nom de sève ou de lymphe; les tubes dans lesquels elle coule ont été nommés vaisseaux lymphatiques ou séveux; ils communiquent avec les feuilles qui elles-mêmes réagissent sur l'oxygène avec l'acide carbonique de l'air. C'est là que se passent les opérations les plus importantes de l'assimilation, une partie de l'eau s'exhale, une autre quelquefois est absorbée, de nouvelles substances se produisent, et la sève différemment constituée pénètre dans le tissu cellulaire de l'écorce, et gagne peu à peu les parties inférieures du végétal; elle y répand les principes nécessaires à son organisation, l'assimilation se complète, et le développement que nous pouvons observer en est le résultat.

Dans la leçon suivante nous nous occuperons des propriétés chimiques des substances végétales et des divers produits que l'on en peut extraire.

Leçon vingt-unième.

PRODUITS DES VÉGÉTAUX. SUBSTANCES SALIFIABLES ET ACIDES.

Classification des substances végétales. — Leurs propriétés physiques et chimiques. — Circonstances de leur décomposition. — Action des corps combustibles non métalliques. — Des métaux, de l'eau, des acides, des sels. — Alcalis végétaux. — Leurs propriétés générales. — Énumération de ces substances. — Végétaux qui les contiennent. — Morphine. — Extraite de l'opium. — Ses caractères principaux. — Action de ses sels sur l'économie animale. — Narcotine. — Se rencontre aussi dans l'opium. — Quinine. — Ses propriétés. — Sels qu'elle forme avec les acides. — Sulfate de morphine. — Son utilité dans la thérapeutique. — Cinchonine. — Extraite du quinquina. — Émétine. — Extraite de l'ipécacuanha. — Ses propriétés. — Son action énergique sur l'économie animale. — Son antidote. — Stryknine. — Végétaux qui la contiennent. — Ses propriétés. — Son action très vénéneuse. — Ses effets sur les animaux qu'elle empoisonne. — Acides végétaux. — Leurs propriétés générales. — Leur nomenclature. — Caractères qui leur sont communs. — Genres et espèces de sels qu'ils forment. — Acide acétique. — Son état naturel. — Circonstances

de sa production.— Sa préparation dans les arts.— Ses propriétés.— Acétates.— Leurs caractères généraux.— Acétate de potasse.— Ses propriétés.— Sa préparation.— Son usage.— Acétates de fer.— Leur préparation.— Leurs emplois.— Acétates de cuivre.— Leurs propriétés.— Leurs emplois.— Acétates de plomb.— (Acétate et sous-acétate).— Sel de Saturne.— Sa préparation.— Ses propriétés.— Ses emplois.— Sous-acétate de plomb.— Ses propriétés.— Ses emplois.— Sert à préparer le carbonate de plomb ou céruse.— Acide citrique.— Fruits dans lesquels il se trouve.— Ses propriétés.— Son emploi dans la préparation d'une limonade sèche.— Citrate de chaux.— Acide gallique.— Uni au tannin se rencontre dans les végétaux.— Ses propriétés.— Précipité et coloration qu'il produit avec les solutions de fer.— Ses emplois dans la préparation de l'encre et dans la teinture en noir.— Acide oxalique.— Extrait de l'oseille.— Obtenu par la réaction de l'acide nitrique sur le sucre, l'amidon, etc.— Se prépare en fabriquant l'acide sulfurique.— Ses propriétés.— Son emploi comme réactif, dans les fabriques et dans l'économie domestique, pour dissoudre l'encre et la rouille.— Oxalates.— Oxalate de chaux.— Forme un calcul de vessie.— Oxalate acide de potasse.— Oxalate de soude.— Ses propriétés.— Usages de l'oxalate acide de potasse.— Acide tartrique.— Ses propriétés.— Son extraction.— Ses emplois.— Tartrates.— Tartrate acide de potasse.— Contenu dans les vins.— S'emploie dans les préparations suivantes : — Sel végétal.— Sel de Seignette.— Boules de Nancy.— Teinture de mars, etc.— Emploi de la crème de tartre en médecine, dans les laboratoires et dans les arts.— Acide pyro-tartrique.

Les principes immédiats des végétaux sont ceux que la chimie apprend à isoler, et qui, une fois obtenus à l'état de pureté, ne sauraient plus être analysés qu'en les décomposant. Les éléments pri-

mitifs sont les mêmes dans toutes les matières végétales ; ce sont l'oxygène , l'hydrogène , le carbone et quelquefois l'azote. Ils ne varient dans chacun de ces principes que par les proportions : on peut diviser en quatre classes tous les principes immédiats des végétaux : 1^o les substances salifiables ; elles sont toutes susceptibles de s'unir aux acides , de les neutraliser , et de former des sels avec eux ; quelques unes contiennent de l'azote.

2^o Les acides végétaux : tous ont la propriété de neutraliser les bases , et présentent plusieurs des caractères que nous avons assignés aux acides.

3^o Les substances neutres : elles ne présentent aucun des caractères des acides , ni des bases salifiables : leur nombre est très grand , elles peuvent être subdivisées en plusieurs groupes qui comprennent les corps gras , les huiles essentielles , les résines , l'alcool , les éthers , les matières colorantes , plusieurs substances azotées , etc. Nous indiquerons d'abord les propriétés générales des substances végétales ; nous étudierons ensuite les propriétés particulières à chacune des substances les plus importantes dans chaque classe.

Toutes les substances végétales sont liquides ou solides à la température ordinaire ; lorsqu'on les chauffe , quelques unes sont susceptibles d'entrer en ébullition et de se volatiliser entièrement sans être décomposées ; d'autres peuvent être vaporisées dans les gaz , tels sont les acides oxalique , benzoïque , etc. ; celles-ci , chauffées seules , se volatilisent , mais se décomposent en partie ; d'autres enfin sont fixes et se décomposent entièrement lorsqu'on les expose à une forte chaleur : les combi-

naisons de leurs éléments donnent de l'eau, des acides carbonique et acétique, de l'oxide de carbone, de l'huile, de l'hydrogène carboné et du charbon; celles qui sont azotées fournissent de plus de l'ammoniaque, de l'acide hydro-cyanique et de l'azote.

Exposées à une haute température, toutes les substances végétales sont décomposées; elles forment du gaz oxide de carbone, de l'hydrogène carboné, du charbon, etc.

La plupart des substances végétales se décomposent spontanément; l'air et l'humidité, à l'aide d'une température peu élevée, hâtent beaucoup les altérations qu'elles peuvent subir.

Toutes les matières végétales brûlent dans l'oxygène et dans l'air à une haute température, et se convertissent en eau et en acide carbonique, dans les circonstances les plus favorables; les combustibles ordinaires ne produiraient donc aucune fumée dans les fourneaux, si la température y était suffisamment élevée, et que la proportion d'oxygène fût toujours assez grande.

Parmi les corps combustibles simples non métalliques, le phosphore, le soufre, le chlore et l'iode ont seuls de l'action sur les substances végétales; le soufre et le phosphore se combinent avec plusieurs d'entre elles; le chlore les attaque toutes à la température ordinaire, en s'emparant de leur hydrogène; il altère et décolore plus ou moins toutes les substances colorantes, les acides et les alcalis végétaux seuls ne sont pas décomposés par le chlore.

Le potassium et le sodium, à une température

peu élevée, décomposent presque toutes les substances végétales; celles seulement qui sont très hydrogénées, comme les huiles, sont peu altérées par ces métaux.

L'eau agit sur les matières végétales comme dissolvant à une température basse, mais à l'aide d'une douce température; elle favorise la fermentation, la saccharification, etc., etc.

Les bases végétales s'unissent aux acides végétaux, forment des sels; mais elles altèrent la plupart des autres substances végétales. Les alcalis agissent surtout à l'aide du contact de l'air: il paraît que, dans ce cas, ils déterminent l'absorption de l'oxygène.

Les acides forment des sels avec les alcalis végétaux, ils agissent peu sur les autres substances végétales, à moins qu'ils ne soient concentrés. La chaleur augmente beaucoup leur énergie, l'acide nitrique agit fortement de cette manière, et décompose presque toutes ces substances; l'acide sulfurique les attaque et peut donner différents produits: quelquefois il entre en combinaison, il peut former de l'eau aux dépens de leurs principes; en réagissant sur elles, il se décompose quelquefois lui-même, produit de l'acide sulfureux, de l'acide carbonique, etc.; d'autres fois enfin, il forme par sa réaction une matière gommeuse qu'il peut convertir en sucre.

Les substances végétales réagissent sur les sels à une température élevée, par l'excès d'hydrogène et de carbone qu'ils contiennent, ces corps s'unissant à l'oxygène du sel décomposé avec lequel ils sont en contact.

Alcalis végétaux.

On donne ce nom aux substances végétales susceptibles de s'unir aux acides en formant des sels. La découverte de ces substances date seulement de 1805: c'est à M. Steruerner qu'elle est due; plusieurs chimistes, depuis lui, se sont occupés de semblables recherches, et bientôt on s'est assuré que la plupart des végétaux dont l'énergie sur l'action animale est très forte, et qui peuvent fournir des poisons plus ou moins violents, doivent ces propriétés remarquables à des bases alcalines. MM. Pelletier et Caventou nous ont fait connaître plusieurs de ces substances; on leur doit entr'autres la quinine, dont le sulfate est aujourd'hui l'un des médicaments les plus utiles en médecine.

Les bases salifiables indiquées jusqu'aujourd'hui sont la morphine, la strychnine, la quinine, la cinchonine, la brucine, la vératrine, la delphine, la picrotoxine, l'ééméline, la solanine, et la caféine. Les trois dernières de ces substances n'ont peut-être pas été suffisamment constatées; plusieurs autres ont été seulement indiquées comme pouvant faire partie des bases salifiables; ce sont la cicutine, de la cigüe; la daphnine, du daphné des Alpes; l'atropine, de la belladone; la daturine, du stramonium; l'hyociamine, de la jusquiame; l'aconitine, de l'aconit, etc.

Toutes les bases végétales sont solides, blanches, amères ou âcres, peu ou point solubles dans l'eau, solubles dans l'alcool; plusieurs de leurs sels sont plus solubles, plus sapides et plus énergiques qu'elles: elles verdissent la teinture des mauves et

des violettes, quelques unes sont cristallisables; elles ne saturent que de petites quantités d'acides, et leurs combinaisons sont si faibles que tous les alcalis et la magnésie même, les décomposent en s'emparant de l'acide avec lequel elles étaient combinées. Elles enlèvent cependant les acides à la plupart des oxides non alcalins.

Les bases végétales, dans les végétaux qui les contiennent, sont toujours unies avec des acides, et doivent, en général, à cette combinaison, leurs propriétés médicamenteuses ou vénéneuses.

La *morphine* a été extraite de l'opium par M. Steruerner; elle est blanche, amère, cristallisée en aiguilles, presque insoluble dans l'eau froide, très soluble dans l'alcool, se décompose par la chaleur et donne les produits des matières végétales azotées. A l'état de pureté, elle n'a presque pas d'action sur l'économie animale; mais, lorsqu'elle est combinée aux acides, elle devient très soluble et vénéneuse, à une certaine dose. L'opium n'agit pas seulement par la morphine qu'il contient; ses effets sont encore dus à une autre base salifiable, nommée narcotine.

La *quinine*, substance alcaline extraite du quinquina jaune, est blanche à l'état de pureté, presque insoluble dans l'eau, très soluble dans l'alcool, cristallisable dans ce véhicule anhydre à l'aide de quelques précautions; combinée à l'acide sulfurique, elle donne un sulfate qui cristallise en aiguilles nacrées, et qui, chauffé à la température de l'eau bouillante, devient lumineux; lorsqu'on le frotte dans l'obscurité, il se trouve alors chargé d'électricité positive. Les acides nitrique, acéti-

que, forment avec la quinine des sels solubles et cristallisables: les acides oxalique, tartrique et gallique, donnent des sels neutres insolubles. Le sulfate de quinine est le seul parmi ces sels dont l'usage soit très important. On l'emploie avec le plus grand succès dans les fièvres intermittentes; il est précieux surtout en raison de la constance de ses effets.

La *cinchonine*, que l'on obtient de plusieurs espèces de quinquina et particulièrement du quinquina gris, est susceptible de se combiner avec plusieurs acides; ses propriétés sont analogues à celles de la quinine, soit à l'état de pureté, soit à l'état de combinaison avec les acides. On l'a administrée également contre les fièvres intermittentes; mais ses effets moins constants et moins énergiques en ont beaucoup restreint l'usage.

L'*émétine* s'extrait de l'ipécacuanha qui lui doit toute son énergie sur notre économie. A l'état de pureté, l'émétine est blanche, pulvérulente, inaltérable à l'air, peu soluble dans l'eau froide, très soluble dans l'alcool; elle forme avec les acides, des combinaisons qu'elle ne neutralise jamais parfaitement; elle est employée en médecine comme un vomitif très violent. Les vomissements qu'elle provoque peuvent être assez forts pour causer des accidents graves et la mort même. En cas d'empoisonnement, le meilleur antidote qu'on puisse prendre, c'est une infusion de noix de galle.

La *strychnine*. Cette substance alcaline, extraite des *strychnos* dans lesquels elle est en combinaison avec l'acide igasurique, se trouve particulièrement dans la fève de Saint-Ignace, dans la noix vomique

et dans le bois de couleuvre ; elle est accompagnée d'une proportion plus ou moins grande de brucine. A l'état de pureté elle est blanche , cristalline , ses cristaux sont assez petits pour qu'on soit obligé de les observer à la loupe : ce sont des prismes à quatre pans. L'amertume de cette substance est si grande , qu'elle donne une saveur à une quantité d'eau égale à 600,000 fois son poids ; elle est très peu soluble dans l'eau froide et dans l'éther , très soluble , au contraire , dans l'alcool et les huiles volatiles ; elle sature les acides et forme des sels solubles pour la plupart , et cristallisables. Cette substance alcaline est la plus vénéneuse de toutes : en empoisonnant les animaux elle agit sur la moelle épinière et cause des attaques de tétanos. Ses sels sont des poisons plus violents encore ; un quart de grain suffit pour tuer un lapin en deux minutes. La *solanine* dont l'existence semblait douteuse a été obtenue par MM. Payen et Chevalier sous forme de prismes bien caractérisés dans leurs propriétés chimiques et physiques.

Acides végétaux.

On donne ce nom à toutes les substances extraites des matières végétales qui contiennent les mêmes principes qu'elles ; leurs propriétés générales doivent être de rougir la teinture du tournesol , de saturer les bases salifiables et de former des sels par ces combinaisons.

Ces acides sont fort nombreux ; nous donnerons ici leur nomenclature , mais nous étudierons seulement ceux qui présentent le plus d'intérêt.

Acide Acétique.	Acide Nanceïque.
— Benzoïque.	— Oxalique.
— Citrique.	— Oléique.
— Camphorique.	— Pectique.
— Ellagique.	— Pyro-citrique.
— Fungique.	— Pyro-malique.
— Gallique.	— Pyro-mucique.
— Igasurique.	— Pyro-tartrique.
— Quinique.	— Rhéumique.
— Kramérique.	— Subérique.
— Lactique.	— Succinique.
— Margarique.	— Tartrique.
— Malique.	Acide du pseudokina.
— Méconique.	(Stryknos.)
— Mellitique.	Acide de la lampe.
— Morique.	Sans flamme.
— Mucique.	

Tous ces acides ne sont pas suffisamment constatés par l'expérience, et plusieurs noms différents indiquent sans doute le même acide que l'on n'a pas assez étudié. L'acide *rhéumique*, par exemple, n'a pas offert des propriétés qui le distinguassent de l'acide oxalique.

Les noms de ces acides dérivent en général du végétal ou de la substance dont on les obtient le plus ordinairement, ou dont ils ont été extraits la première fois. C'est ainsi que l'acide benzoïque se tire du benjoin, l'acide citrique du citron, l'acide camphorique du camphre, etc., etc.

Tous les acides végétaux sont incolores, solides, excepté l'acide oléique; la plupart rougissent le tournesol, mais quelques uns très faiblement. Les sels qu'ils forment prennent des noms différents

dérivés de l'acide et de la base: pour connaître leur genre, il suffit de changer la terminaison *ique* de l'acide en *ate*, et d'ajouter le nom de chacune des bases (végétales ou minérales) pour obtenir l'espèce: ainsi, l'acide acétique forme des sels du genre acétate; et, en se combinant à la potasse, il forme un sel dont on désigne l'espèce par le nom acétate de potasse. On voit qu'il en est de ces sels et de ces acides comme des acides et des sels minéraux.

Acide acétique et acétates.

L'acide acétique est de tous les acides végétaux celui dont les usages sont le plus étendus; c'est aussi celui que l'on rencontre le plus abondamment dans la nature, enfin c'est celui que l'on prépare le plus facilement dans les arts; libre ou combiné à la potasse, il se rencontre dans la sève de presque tous les végétaux: le lait, la sueur de l'homme et son urine en contiennent des quantités très sensibles; il se produit dans la fermentation des substances végétales et animales, dans leur décomposition à une température élevée, et par la réaction de l'acide nitrique, de l'acide sulfurique, des alcalis, sur ces matières. Toutes les liqueurs alcooliques, suffisamment étendues d'eau et exposées au contact de l'air, se convertissent par degrés en acide acétique; on le prépare généralement soit par la distillation du vinaigre obtenu de différents liquides vineux, soit en décomposant le bois dont on obtient du charbon dans des vases clos, et purifiant l'acide mêlé d'huile empyreumatique que l'on

recueille de cette distillation, soit enfin en décomposant l'acétate de soude par l'acide sulfurique ou l'acétate de cuivre par le feu. L'acide que l'on obtient par ce dernier procédé est le plus concentré de tous; on le connaît dans le commerce sous le nom de vinaigre radical.

L'acide acétique le plus pur que l'on ait pu obtenir, contient encore plus de 12 pour cent d'eau; il est incolore, cristallise en masse à la température de treize degrés et au-dessous: son odeur est très piquante, mais agréable lorsque la quantité d'acide que l'on respire n'est pas trop forte. Il agit fortement sur le tournesol, et sa saveur acide est très prononcée; chauffé, il se volatilise sans décomposition, il entre en ébullition au-dessus de 100 degrés; quoiqu'il se répande en vapeur à la température de l'atmosphère, il forme, avec toutes les bases salifiables, des sels dont quelques uns seulement, sont employés dans les arts.

Presque tous les acétates sont solubles dans l'eau; tous sont décomposés par les acides sulfurique, nitrique, hydro-chlorique, etc. On ne trouve à l'état naturel que les acétates de potasse et d'ammoniaque, le premier dans les végétaux, le second dans l'urine putréfiée.

Nous citerons les principaux acétates employés dans les arts.

L'acétate de potasse est blanc, cristallise difficilement en prismes; il est très déliquescent; dès qu'il est exposé à l'air, il se couvre de petites gouttes d'eau; on le prépare facilement en saturant la potasse par l'acide acétique. Ce sel s'emploie en

médecine comme fondant; on le connaît sous le nom de terre foliée de tartre, nom qui lui vient de l'alcali du tartre qu'on employait à sa fabrication.

L'*acétate de fer* se prépare en dissolvant la limaille de fer, le deutoxide ou le tritoxide, par l'acide acétique. Les acétates correspondants à ces trois états du fer, prennent les noms de proto, deuto et trito-acétate de fer; ce dernier sel peut s'obtenir directement en traitant le fer métallique, par l'acide acétique au contact de l'air. On fait usage de ce sel dans les fabriques de toiles peintes et dans la chapellerie, pour les teintures en noir.

Les *acétates de cuivre* connus sous les noms de vert de gris ou verdet (sous-deuto-acétate), et de verdet cristallisé ou cristaux de Vénus (deuto-acétate), s'emploient l'un et l'autre dans les arts: le deuto-acétate est en cristaux d'un vert bleuâtre; il est vénéneux, soluble dans l'eau et dans l'alcool; on l'emploie, comme nous l'avons dit, pour préparer le vinaigre radical.

Le *sous-deuto-acétate* est pulvérulent, d'un vert pâle, moins vénéneux que le précédent; on l'emploie dans quelques teintures, dans la peinture à l'huile, en pharmacie pour préparer l'emplâtre divin et en médecine comme cathérétique.

Les *acétates de plomb* sont, comme les précédents, au nombre de deux: l'acétate et le sous-acétate.

L'*acétate de plomb*, que l'on nomme aussi dans le commerce *sel de Saturne*, *sucre de plomb*, se prépare en grande quantité dans les arts; on l'obtient facilement en faisant dissoudre l'oxide de plomb

dans l'acide acétique, concentrant la liqueur et la laissant déposer. A l'aide d'un léger excès d'acide acétique ce sel cristallise facilement en prismes d'une grande blancheur; on l'emploie dans les fabriques de toiles peintes pour préparer l'acétate d'alumine, dont on se sert comme mordant; à cet effet on décompose le sulfate d'alumine par l'acétate de plomb; le sulfate de plomb insoluble se précipite, et l'acétate d'alumine reste dissous dans la liqueur. Ce sel s'emploie aussi en médecine.

Le *sous-acétate de plomb* se prépare facilement en faisant dissoudre de la litharge (oxide de plomb) dans l'acétate de plomb neutre; ce sel verdit la teinture des violettes, il cristallise en lames blanches et opaques, il est moins soluble que le précédent: sa solution est décomposée par l'acide carbonique, et réduite à l'état d'acétate neutre. Le carbonate de plomb se précipite; en le lavant, on obtient le blanc de plomb ou céruse, qui s'emploie en grande quantité dans la peinture.

Acide citrique.

On extrait cet acide du sucre des citrons; il se trouve aussi dans le jus des oranges, dont il cause l'acidité, et est mêlé à l'acide malique dans tous les fruits rouges; il se rencontre quelquefois uni à l'oxide de calcium (chaux) dans les végétaux.

L'acide citrique pur est blanc, cristallisable en prismes rhomboïdaux; sa saveur acide est très forte; elle devient agréable dès qu'il est étendu d'eau; il rougit les couleurs bleues végétales, la

chaleur le décompose: lorsqu'on le chauffe dans une cornue, les produits volatils se condensent en un liquide huileux et un autre plus léger, très acide, d'où l'on extrait l'acide pyro-citrique. La solution d'acide citrique se décompose et se moisit spontanément, même dans des vases bien bouchés.

Cet acide s'emploie en teinture; on prépare des limonades sèches très agréables, en aromatisant ses cristaux, réduits en poudre, avec un peu d'huile essentielle de citron, et ajoutant du sucre pulvérisé. Il suffit de faire dissoudre ce mélange dans l'eau pour obtenir une limonade toute préparée. La cherté de l'acide citrique est cause qu'on lui substitue, dans la préparation de la *limonade sèche*, l'acide tartrique dont le prix est bien moins élevé, mais dont le goût est moins agréable.

Les sels que l'acide citrique forme avec les bases ne sont d'aucun usage; on n'emploie le citrate de chaux que pour obtenir l'acide citrique.

Acide gallique. On rencontre cet acide uni au tannin dans les végétaux, dans la noix de galle, et particulièrement dans les écorces astringentes. A l'état de pureté, il est blanc, cristallisable en aiguilles fines, soyeuses, faiblement acide, plus soluble à chaud qu'à froid dans l'eau, très soluble dans l'alcool: sa solution exposée à l'air se moisit; versée dans les solutions de deutocide et de tritoxide de fer, elle donne un précipité bleu qui passe au gris foncé. Les mêmes solutions sont précipitées en violet noirâtre par l'acide gallique uni au tannin (encre) on ne l'emploie en teinture et dans la préparation de l'encre que combiné au

tannin. Les gallates, ou combinaisons de l'acide avec les bases, ont été peu étudiés et ne sont d'aucun usage.

Acide oxalique. Cet acide, extrait d'abord de l'oseille, puis obtenu en traitant le sucre par l'acide nitrique, se prépare aujourd'hui soit en faisant réagir ce dernier acide sur l'amidon directement, soit en traitant cette substance végétale de la même manière, mais en profitant de l'acide nitreux qui se dégage pour l'appliquer à la fabrication de l'acide sulfurique.

L'acide oxalique cristallise en prismes allongés, blancs, transparents; sa saveur est très forte, il rougit les couleurs bleues végétales; chauffé, une partie se décompose, l'autre se sublime en cristaux. On emploie dans les laboratoires cet acide ou l'oxalate d'ammoniaque pour reconnaître la chaux dans diverses solutions; son affinité pour cet oxide est si grande qu'il l'enlève aux autres acides, et se précipite avec lui. On l'emploie aussi dans les fabriques de teinture et dans l'économie domestique pour enlever les taches dues aux oxides de fer et à l'encre.

Oxalates. On rencontre dans la nature l'oxalate de chaux dans beaucoup de racines et dans plusieurs écorces. Il forme quelquefois, dans la vessie de l'homme des concrétions extrêmement dures, hérissées de pointes et fort douloureuses.

L'oxalate acide de potasse se trouve dans les *oxalis* et dans le *rumex* que l'on cultive en Suisse, pour en extraire ce sel; on l'a trouvé dans les feuilles de plusieurs autres végétaux.

L'oxalate de soude existe dans la barille et produit la plus grande partie de la soude que l'on obtient de l'incinération de cette plante.

On n'emploie dans les arts que l'oxalate acidule de potasse (bi-oxalate); il cristallise facilement, rougit la teinture de tournesol; il est moins soluble que l'oxalate neutre: on s'en sert pour aviver la couleur du carthame ou rouge végétal, pour enlever les taches d'encre et de rouille; ces dernières disparaissent plus facilement à l'aide d'un peu d'étain: aussi les enlève-t-on le plus ordinairement en mettant le sel dans une cuiller d'étain. Cet oxalate est connu dans le commerce sous le nom de *sel d'oscille*.

L'oxalate d'ammoniaque neutre n'est employé que dans les laboratoires; c'est un réactif très sensible et préférable à l'acide oxalique pour reconnaître la présence de la chaux dans toutes ses solutions.

L'acide tartrique se trouve abondamment combiné à la potasse; cette combinaison, que l'on nomme crème de tartre ou tartrate acide de potasse, fournit tout l'acide tartrique que l'on emploie dans les arts. Cet acide pur cristallise en lames assez larges et réunies ordinairement sous la forme d'une croûte épaisse. Son acidité est très grande, il donne de l'acide pyro-tartrique à la distillation; l'acide nitrique le décompose et le convertit en acide oxalique.

On l'emploie en teinture, et comme nous l'avons dit, pour faire une sorte de limonade sèche.

Tartrates. On ne trouve que deux de ces sels dans la nature, le tartrate acide de potasse et le tartrate de chaux : ils se rencontrent tous deux dans le raisin, le dernier est peu abondant.

On emploie dans les arts le tartrate acide de potasse purifié, mêlé cependant de quelques centièmes de tartrate de chaux, et connu sous le nom de *crème de tartre*, pour préparer le *sel végétal* ou tartrate de potasse, employé dans les pharmacies; celui-ci est un tartrate neutre; le tartrate de potasse et de soude, connu en médecine sous le nom de *sel Seignette*, s'obtient de la crème de tartre ainsi que les suivants: le tartrate de potasse et d'antimoine, sel double connu sous le nom d'émétique; le tartrate de potasse et de fer, qui compose les préparations pharmaceutiques appelées *boules de Nancy*, *teinture de Mars*, *de Ludovic*, *tartre chalybé*, etc. La crème de tartre est employée en médecine, seule ou mêlé au borax; elle sert en teinture de mordant pour les couleurs; on en obtient la potasse pure dans les laboratoires en la brûlant avec le nitre; c'est elle qui produit la potasse obtenue par la combustion des lies de vin (cendres gravelées). On se sert encore de la crème de tartre pour quelques autres usages.

Le tartrate acide de potasse pur est légèrement acide; il cristallise en prismes quadrangulaires; l'eau froide n'en dissout qu'un centième de son poids, et l'eau bouillante six centièmes deux tiers; soumis à la distillation, il donne de l'acide pyrotartrique, les produits des matières végétales et un résidu de sous-carbonate de potasse.

Acide pectique (1).

Les propriétés caractéristiques de cet acide sont de former des sels solubles avec les *alcalis*, et d'être précipité de ces solutions, lors même qu'elles n'en contiennent qu'un centième, en gelée consistante par les acides. C'est de sa forme gélatineuse, dans l'eau, que son nom dérive (*πηκτικος*, gelée). Il paraît être la cause de la grande consistance de beaucoup de racines charnues qui contiennent de très fortes portions d'eau. La betterave, par exemple, n'a donné à l'analyse que 2, 5 à 3 centièmes de substances solides insolubles, y compris les fibres ligneuses qui forment 1, 5 centièmes de leur poids.

L'acide pectique est précipité en gelée par toutes les solutions métalliques. Les acides enlèvent les oxides à ces précipités, et laissent les flocons gélatineux d'acide pectique non dissous. Cet acide constitue la partie gélatineuse de la gelée de groseille et sans doute de beaucoup de fruits (*Payen*).

Nous n'en dirons pas davantage sur les acides et les sels végétaux; ceux dont nous avons parlé sont les seuls que l'on emploie dans les arts, les autres présentent moins d'intérêt. Dans la leçon suivante nous commencerons l'étude des substances végétales neutres.

(1) M. Payen a découvert cet acide dans l'écorce de *Paignanthus glandulosa*. M. Braconnot qui, depuis, l'a trouvé dans d'autres végétaux, lui a donné le nom que nous conservons ici.

Leçon vingt-deuxième.

SUBSTANCES VÉGÉTALES NEUTRES.

Sucre.— Propriétés générales.— Sucre de canne et de betterave, est identique.— Sa préparation en grand.— Bagasse.— Son emploi comme combustible.— Extraction du jus de betterave.— Son traitement est le même que celui du sucre de cannes.— Raffinage de sucre.— Sucre candi.— Sucre de raisin.— Se trouve dans presque tous les fruits.— Ses propriétés.— Miel.— Son extraction des ruches.— Ses différentes qualités.— Miel vénéneux.— Sucre cristallisable et sucre liquide contenus dans le miel.— Sucre de diabète.— Extrait de l'urine des diabétiques.— Sucre de champignons.— Mannite.— Sa préparation.— Ses propriétés.— Asparagine.— Ses propriétés.— Amidon.— Forme la partie nutritive de beaucoup de végétaux.— Sa préparation.— Fécule de pomme de terre.— Propriétés et usage de l'amidon.— Gomme.— Végétaux d'où on l'extrait.— Gomme arabique.— Gomme de pays.— Gomme du Sénégal.— Propriétés.— Emplois dans les arts.— Dans la médecine.— Ligneux.— Son état dans les plantes.— Compose les fils, les toiles, le papier, le coton, etc.— Ses propriétés.— Sucre que l'on en obtient par l'acide sulfurique.

Après avoir examiné les substances alcalines végétales, les acides et les sels végétaux, il nous reste à parler des substances végétales neutres: nous commencerons leur étude par celles dans lesquelles l'hydrogène et l'oxigène sont en proportions convenables pour former de l'eau. Ce sont les différentes espèces de sucre, la mannite, l'asparagine, la gomme, l'amidon et le ligneux.

Sucre.

On nomme ainsi les substances capables d'éprouver la *fermentation alcoolique*, lorsqu'elles sont mises en contact avec la levure.

L'espèce la plus importante du genre sucre est sans contredit celle que l'on connaît sous le nom de sucre de cannes. On la trouve dans les arundo, la betterave, l'ognon, le navet, etc., c'est des deux premières plantes que l'on obtient tout le sucre qui entre dans la consommation. Le procédé que l'on suit est le même pour l'extraire du jus de la canne à sucre, *arundo saccharifera*, et de celui de la betterave. La fabrication du sucre de betterave en grand date de quelques années seulement; elle fut excitée en France par la cherté du sucre des colonies, et se soutient actuellement avec des bénéfices beaucoup moindres qu'alors, puisque la valeur du sucre est diminuée des trois quarts.

Les cannes à sucre sont des espèces de roseaux qui contiennent entre leurs nœuds une matière spongieuse, remplie d'un liquide très sucré. On exprime ce sucre en introduisant les cannes entre

des cylindres placés verticalement, qui tournent en sens contraire et sont mus par des bœufs, et dans quelques endroits par une machine à vapeur. Le jus est recueilli dans un réservoir ; on le porte dans une grande chaudière en cuivre où on le fait chauffer rapidement jusqu'à l'ébullition ; on y jette, un peu avant qu'il ait atteint cette température, un lait de chaux ; au moment de l'ébullition il se sépare une grande quantité d'écumes formées de matières végétales, étrangères au sucre, et combinées avec la chaux. Le liquide est clair sous ces écumes ; on le soutire dans deux chaudières évaporatoires où l'on pousse l'évaporation à grand feu ; on y ajoute alors (dans quelques habitations où l'on travaille le mieux) un centième environ de noir animal ; lorsque la concentration est arrivée au point où le sirop marque 28 degrés, à l'aréomètre, on le clarifie avec du sang exporté d'Europe à l'état sec ; on délaie celui-ci dans une grande quantité d'eau au moment d'en faire usage ; il se coagule par la chaleur et forme un réseau qui rassemble toutes les matières insolubles en suspension dans le sirop ; on jette tout le liquide trouble sur des filtres dont le fond est garni en laine, le sirop s'en écoule diaphane et d'une couleur jaune fauve ; on en porte une partie dans une chaudière en cuivre, plate, munie d'un bec, et qui se vide aisément en la faisant basculer.

Le rapprochement du sirop dans cette chaudière doit être très rapide, et pour cela on l'opère à grand feu. Dès que le sirop est assez concentré (ce que l'on reconnaît à ce qu'après l'avoir comprimé

entre le pouce et l'index, puis écartant ces deux doigts le filet se casse en formant un crochet) on fait basculer la chaudière, le sucre cuit coule dans un rafraîchissoir, dans lequel on verse successivement plusieurs cuites, que l'on opère de la même manière. Lorsque les cuites réunies se sont refroidies suffisamment, on les verse dans de grands tonneaux où le sucre cristallise en deux ou trois jours. Presque toute la masse est solidifiée, on perce plusieurs trous au fond du tonneau, et la mélasse s'écoule peu à peu, laissant le sucre *but à sec*.

Le sucre est expédié en Europe le plus généralement dans l'état où on l'obtient par le procédé ci-dessus; quelquefois on lui fait subir un *terrage* pour l'obtenir plus blanc; il prend alors le nom de sucre *terré*, se vend plus cher et sert à couvrir les pains dans le terrage du sucre raffiné en Europe.

Tout le combustible employé pour le traitement du jus des cannes, se compose des cannes elles-mêmes exprimées deux fois entre les cylindres; elles prennent alors le nom de *bagasse*. On a senti la nécessité d'économiser la bagasse dans les colonies, parceque ce combustible ne suffisait pas dans plusieurs localités au traitement du sucre; on y est parvenu en remplaçant les chaudières en fonte par des chaudières en cuivre, et changeant la construction des fourneaux (1).

(1) La construction d'un fourneau à double chaudière, que j'ai indiquée dans le Dictionnaire technologique, art. BAGASSE, a été introduite depuis un an dans les colonies par M. de Gallard,

La préparation du sucre de betteraves ne diffère de celle de sucre de cannes que dans l'extraction du jus, le traitement de celui-ci est absolument le même, et on doit aux recherches que l'on a faites sur la fabrication du sucre de betteraves les améliorations importantes qui se sont introduites dans la préparation du sucre de cannes, et dans le raffinage du sucre brut (1).

Pour extraire le jus des betteraves, on nettoie ces racines, on les réduit en pulpe à l'aide d'une râpe, mue par des chevaux ou une machine à vapeur; on comprime cette pulpe dans une presse à cylindres ou à vis, et l'on en obtient facilement 70 de jus pour 100 de betteraves en poids. Le jus des betteraves, a beaucoup d'analogie avec celui des cannes, mais il produit moins de sucre, et souvent il en contient à peine le quart.

Le sucre brut obtenu des cannes et des betteraves est raffiné de la même manière: on le fait dissoudre dans l'eau (la moitié de son poids environ); on fait chauffer le sirop, on y ajoute un dixième du poids du sucre, de noir animal (charbon d'os pulvérisé); on projette ensuite du sang battu dans l'eau et l'on fait bouillir; le sang se coagule par la chaleur, et rassemble les particules les

elle a rempli parfaitement le but qu'on devait se proposer, d'économiser le combustible, tout en accélérant l'évaporation.

(Note du Traducteur)

(1) Voyez le mémoire, déjà cité, sur les charbons et leur application au raffinage et à la décoloration des liquides, par M. Payen. A Paris, chez Audin, libraire. Prix: 1 fr.

plus fines du noir; on fait couler tout le liquide sur un filtre en laine; le sirop passe limpide et décoloré par le charbon; on le fait cuire dans une chaudière à bascule, et, lorsqu'on a réuni plusieurs cuites dans un rafraîchissoir, on verse dans des formes le liquide encore très chaud et qui commence à cristalliser; la cristallisation se termine du jour au lendemain; on fait égoutter la mélasse; on verse sur le haut de la forme une bouillie de terre glaise et d'eau; l'eau, en s'écoulant très lentement au travers de la terre, lave tous les petits cristaux de sucre dont la réunion forme une masse solide, qui devient blanche lorsqu'on a renouvelé la bouillie de glaise trois fois sur le haut de la forme. On renverse celle-ci pour faire tomber le pain de sucre, et l'on porte ce pain à l'étuve pour le faire sécher. Le sucre en cet état est propre à être livré au commerce.

Le sucre est blanc, solide, sonore; ses cristaux ne contiennent presque pas d'eau de cristallisation; lorsqu'ils sont réguliers, ils prennent le nom de *sucre candi*. On les obtient ainsi en laissant cristalliser dans une étuve un sirop de sucre concentré. Chacun connaît la saveur du sucre et ses usages.

On trouve dans presque tous les fruits une espèce de sucre différente de celle dont nous venons de parler, le raisin en contient surtout une quantité assez grande pour qu'on l'en ait extrait dans le temps de la cherté du sucre en France, avant que l'on exploitât utilement le sucre des betteraves.

Le *sucre de raisin* ne cristallise pas réguliè-

ment, il se dépose sous forme de grains qui s'amoncellent en tubercules semblables à ceux des choux-fleurs. Sa saveur fraîche et sucrée n'est pas très forte, et il faut deux fois autant de ce sucre que de sucre de canne pour communiquer à l'eau une égale saveur sucrée. Il se dissout dans l'eau et dans l'alcool, plus à chaud qu'à froid. Ses propriétés, du reste, sont les mêmes que celles du sucre de canne. On ne prépare pour le commerce ni sucre ni sirop de raisin, depuis que le sucre est à bas prix. La substance sucrée que l'on obtient en traitant l'amidon par l'acide sulfurique est analogue au sucre de raisin.

Le miel, comme chacun sait est une substance sucrée que les abeilles préparent avec les sucres qu'elles recueillent sur les feuilles et dans les nectaires de plusieurs végétaux, et qu'elles déposent dans les cellules de leurs gâteaux de cire. On ne sait pas encore si le miel existe tout formé dans les plantes, ou s'il résulte d'une modification apportée aux sucres des végétaux par les abeilles elles-mêmes.

Le miel vierge s'obtient en laissant égoutter, à une douce chaleur, les gâteaux, dont on a enlevé les lames de cire qui ferment leurs alvéoles. Ce miel est le plus pur; quant à celui que l'on obtient par expression, il est d'une qualité inférieure. On le purifie par un procédé analogue à la clarification du sirop de sucre. On obtient la cire des gâteaux exprimés et dépouillés, par l'eau, du miel qu'ils retenant, en enfermant ces gâteaux dans des sacs de toile, en les plongeant dans l'eau bouillante. La cire fond, passe au travers des mailles, et vient se

rassembler à la surface du liquide, où elle se fige en refroidissant : les sacs retiennent le couvain et les impuretés.

La qualité du miel varie suivant les plantes où les abeilles l'ont recueilli : les miels de Mahon, de Cuba, du mont Hymette, du mont Ida, sont les plus estimés ; ils sont blancs, liquides et diaphanes ; les miels de Narbonne et du Gâtinais ont moins de valeur ; ils se présentent en masses blanches et grenues ; enfin les miels de Bretagne sont les moins estimés, leur couleur est rouge, brune, et leur saveur désagréable.

Les miels de certaines contrées ont des propriétés vénéneuses ; tels sont ceux que l'on rencontre dans quelques endroits au Brésil.

On observe deux espèces de sucre dans les miels ; l'une, cristallisable, est analogue au sucre de raisin ; l'autre, incristallisable, ressemble au sucre liquide de cannes. Ces deux sucres, plus une matière aromatique, composent les miels de bonne qualité ; les autres contiennent, en outre, de l'acide, un peu de cire, et quelquefois même du couvain. C'est à cette dernière substance qu'on doit attribuer la propriété qu'ils ont de se putréfier spontanément.

Sucre de diabète. Cette substance sucrée se rencontre en proportion assez grande dans l'urine des personnes atteintes du diabète. Cette singulière maladie fait rendre, à un seul individu, jusqu'à trente deux litres d'urine par jour ; la nature de ce liquide est complètement changée, il n'a presque plus d'odeur, et sa saveur est douce ; il fermente

alcooliquement, et donne de l'esprit de vin à la distillation. Le sucre que l'on en obtient a de l'analogie avec le sucre de raisin; quelquefois cependant il est presque insipide. M. Thénard a extrait plus de quinze kilogrammes de ce sucre de l'urine d'un diabétique, dans la cours de sa maladie.

Sucre de champignons. Cette substance, que l'on obtient en traitant à plusieurs reprises l'extrait des champignons par l'alcool, est blanche, cristallisable, moins sucrée que le sucre de cannes, présentant du reste les propriétés des autres sucres.

Mannite. Ce principe immédiat s'obtient de la manne, dont il forme la plus grande partie, en la faisant dissoudre à chaud dans l'alcool, et laissant déposer par le refroidissement. Ce traitement répété, donne un dépôt formé d'aiguilles cristallines, solide, blanc, inodore, d'une saveur douce; c'est la mannite.

L'asparagine, trouvée dans l'asperge par M. Vauquelin, est solide, incolore, cristallisable en prismes; sa saveur est fraîche et nauséabonde.

L'amidon forme la partie nutritive des graines, des graminées et des légumineuses; des pommes de terre, des châtaignes, des marrons: un grand nombre de végétaux contiennent des proportions plus ou moins fortes de cette substance. On l'obtient du blé et de l'orge concassés, des graines avariées et des farines gâtées; il suffit de faire fermenter ces substances délayées dans de l'eau, de laver à plusieurs reprises le dépôt qui se forme au fond des baquets, et de le passer dans un tamis fin.

La fécule de pommes de terre se prépare en ré-

duisant ce tubercule en pulpe, lavant celle-ci sur un tamis fin, et rassemblant le dépôt qui se forme au fond du liquide tamisé. Cette substance, purifiée par des lavages et desséchée, est de l'amidon pur; elle diffère de l'amidon des céréales par sa forme, seulement qui est grenue irrégulière; le premier vu au microscope paraît en grains sphériques nacrés, l'un et l'autre sous enveloppe d'un tégument très fin (*Rospail*).

L'amidon pur est blanc, pulvérulent, insipide, insoluble, sans odeur, susceptible de prendre l'apparence de la gomme et de devenir soluble dans l'eau par une légère torréfaction.

Les usages de l'amidon sont très nombreux; il forme la plus grande partie de la farine, et par conséquent du pain; on l'emploie comme substance alimentaire sous une foule de formes: c'est ce principe qui, saccharifié par la germination de l'orge et les autres opérations des brasseries, produit en fermentant le liquide vineux avec lequel on prépare la bière. La réaction de l'acide sulfurique sur l'amidon donne une matière sucrée semblable au sucre de raisin, et dont on obtient par la fermentation une grande partie de l'alcool que l'on emploie dans les arts. On fait avec l'amidon l'empois, qui sert à rendre le linge plus ferme; l'amidon aromatisé forme la poudre à poudrer; il compose, presque pur, ou légèrement torréfié, toutes les substances féculentes connues sous les noms de *tapioka*, *sagou*, *arrow-root*, etc. On emploie encore l'amidon pour faire la colle de pâte, dans la préparation des dragées et dans une foule de détails des arts industriels.

La gomme est l'un des principes immédiats des végétaux les plus abondants; on la trouve dans toutes les parties des plantes herbacées, dans un grand nombre de racines, de tiges ligneuses, de fruits, et dans toutes les feuilles. Cette substance découle spontanément du tronc et des branches de plusieurs arbres, elle se dessèche et se durcit à l'air: les forêts immenses des *mimosa* du Sénégal fournissent une quantité considérable de gomme arabe. Les arbres fruitiers à noyaux produisent une gomme plus colorée que l'on nomme *gomme de pays*; la gomme des *astragalus*, de l'île de Crète et des autres îles qui l'environnent est connue sous le nomme de *gomme du Sénégal*. La graine de lin et les racines des malvacées fournissent par leur décoction une matière gommeuse, employée dans les arts et dans la médecine.

La gomme se présente sous la forme de petites masses arrondies d'un côté, et plus ou moins creuses de l'autre; sa couleur varie du jaune fauve au blanc légèrement jaunâtre.

Cette substance s'emploie de plusieurs manières dans les arts; mêlée avec la colle forte elle entre dans la composition des chapeaux de feutre; on l'unit avec un grand nombre de couleurs à l'eau pour rendre celles-ci plus solides et plus brillantes, on en fait plusieurs apprêts pour les étoffes: enfin les médecins l'introduisent dans les sirops et dans plusieurs potions, pour ses propriétés adoucissantes.

Le *ligneux* est le principe immédiat le plus généralement répandu dans la nature; il forme la partie

fibreuse solide des bois et de toutes les plantes ; on le rencontre dans toutes les parties des végétaux , les racines , les tiges , les feuilles , les fleurs , les fruits , les semences ; extrait en filaments du chanvre et du lin , il forme les fils , les toiles et le papier que l'on fait avec celles-ci ; dans un état physique différent , il constitue le coton , etc.

A l'état de pureté , le ligneux est solide , insipide , inodore , d'un blanc sale ; la réaction de l'acide sulfurique étendue à chaud produit , avec cette substance , une matière sucrée semblable à celle du sucre de raisin.

Dans la leçon suivante , nous nous occuperons de l'étude des substances végétales qui contiennent une proportion d'hydrogène plus grande que celle nécessaire pour former de l'eau avec leur oxigène ; telles sont les huiles , les résines , la cire , etc.

Leçon vingt-troisième.

DES SUBSTANCES VÉGÉTALES NEUTRES DANS LESQUELLES L'HYDROGÈNE EST EN PROPORTION PLUS GRANDE QUE CELLE NÉCESSAIRE A LA FORMATION DE L'EAU AVEC LEUR OXIGÈNE.

Huiles grasses. — Propriétés générales. — Leur composition. — État naturel. — Extraction. — Huile d'olive. — Huile vierge. — Son emploi dans la fabrication du savon. — Ses différents usages. — Falsification de l'huile d'olive. — Moyens de la reconnaître — Huile d'amandes douces. — Ses propriétés. — Son extraction. — Huile de navette. — Son extraction. — Ses propriétés. — Ses emplois. — Huile de ricin. — Ses propriétés. — Est vénéneuse lorsqu'elle est âcre. — Huile de lin. — Son extraction. — Ses usages. — Huile d'aillet. — Son extraction. — Ses usages. — Huile de noix. — Son extraction. — Huile de chenevis. — Huile de muscade. — Beurre de cacao. — Ses propriétés. — Ses usages. — Savons. — Leur composition. — Leurs variétés. — Théorie de la saponification. — Savon marbré. — Contient moins d'eau que le savon blanc. — Usages particuliers du savon blanc. — Huiles essentielles. — Cause de l'odeur des végétaux aromatiques. — Leur extraction. — Leurs propriétés. — Esprits. — Eaux aromatiques. — Savonules. — Emploi des huiles essentielles. — Résines. — État naturel dans les

végétaux. — Extraction. — Préparation. — Propriétés. — Usages. — Colophane. — Savon jaune. — Térébenthine de Chio. — Est la plus estimée. — Différents produits résineux obtenus de la térébenthine. — *Barras* ou *galipot*. — *Brai sec*. — Poix noire. — Sa préparation. — Goudron. — Sa préparation. — Ses usages. — Noir de fumée. — Comment on l'obtient. — Gommés-résines. — Dénomination impropre. — Leur composition. — Extraction. — Propriétés. — Usages. — Gomme ammoniacque. — Assa-fœtida. — Euphorbe. — Gomme gutte. — Son utilité dans la peinture. — Myrrhe. — Oliban. — Vapeur aromatique qu'il développe à la chaleur. — Aloès. — Gomme-laque. — Baumes. — Leur composition. — Leurs variétés. — Baume du Pérou. — Baume de tolu. — Benjoin. Son extraction. — Ses propriétés. — Ses emplois. — Caoutchouc. — Son extraction. — Sa préparation dans l'Amérique méridionale. — Ses propriétés utiles. — Ses emplois. — Caoutchouc fossile ou bitume élastique. — Cire. — Sa composition. — Son état dans les végétaux. — Son extraction des baies du *myrica cerifera*. — Des ruches des abeilles. — Formation de la cire. — Ses propriétés. — Sa composition. — Ses emplois. — Camphre. — Est extrait du *laurus camphora*. — Sa préparation. — Raffinage. — Ses propriétés. — Phénomènes de son contact avec l'eau. — Ses usages.

CES substances comprennent les huiles, les résines, l'alcool, les éthers, etc. elles contiennent toutes une grande quantité de carbone, et sont très combustibles. La plupart sont solubles dans l'alcool et très peu solubles dans l'eau ou insolubles.

Les huiles sont de deux espèces, les huiles grasses ou fixes, les huiles volatiles ou essentielles.

Les huiles grasses sont fluides à la température ordinaire, légèrement colorées en jaune, plus légères que l'eau, d'une saveur faible souvent désagréable; elles ont très peu d'odeur. Elles sont composées d'une substance liquide même au-dessous de zéro, et d'une substance concrète à la température ordinaire, ces deux substances se trouvent aussi dans les matières grasses animales; la première se nomme oléine du mot latin *oleum* (huile) en raison de sa consistance oléagineuse; l'autre a été nommée stéarine du mot grec *στέαρ* qui signifie suif, de ce que sa consistance ressemble à celle de ce corps gras.

Ces huiles contiennent de plus un peu de matière colorante. Suivant l'observation de M. de Saussure, les huiles grasses peuvent absorber jusqu'à cent quarante-cinq fois leur volume de gaz oxygène: cette absorption, qui peut être très rapide dans certaines circonstances, a déterminé des combustions spontanées et des incendies accidentelles que les huiles siccatives n'ont jamais occasionnées de cette manière.

Les huiles grasses ne se rencontrent presque que dans les semences qui en fournissent, d'ailleurs, de très grandes quantités; on les extrait en broyant les substances qui les contiennent et les soumettant à froid, pour les unes, à chaud pour les autres, à une forte pression, et détruisant au préalable, pour quelques unes, le mucilage qu'elles contiennent.

L'huile d'olive, contenue dans les fruits de l'olivier (*olea europea*), offre plusieurs variétés sui-

vant les localités où l'olivier végète , et le mode de la préparation ; on en obtient dans tous les cas plusieurs qualités. L'huile vierge est celle qui résulte de l'expression à froid des olives non fermentées. L'huile commune est obtenue ensuite des mêmes olives , en les faisant bouillir dans l'eau , et rassemblant l'huile qui monte à la surface de ce liquide. L'huile des olives fermentées n'est extraite qu'après avoir détruit une partie des matières végétales par la fermentation. C'est la plus mauvaise qualité : elle conserve un goût désagréable et se rancit aisément.

On emploie l'huile d'olive en quantité très considérable dans la fabrication du savon ; ses usages , comme substance alimentaire , sont suffisamment connus ; elle sert à adoucir les frottements dans les pièces des petites machines, les mouvements d'horlogerie : on en frotte les cordes d'instruments, dites cordes à boyaux pour les rendre lisses et transparentes ; unie à la cire , elle forme le cérat. La valeur de l'huile d'olive étant plus grande que celle de toutes les autres huiles , on la falsifie quelquefois dans le commerce avec celles-ci et surtout avec l'huile d'œillet ; on reconnaît cette fraude à l'aide du nitrate acide de mercure , qui rend l'huile d'olive concrète et laisse les autres liquides. M. Rousseau a indiqué dernièrement un autre moyen ; il consiste à intercepter le fil conducteur d'une pile voltaïque très faible , par une petite soucoupe remplie d'huile , et essayer la conductibilité de ce liquide par la déviation d'une aiguille aimantée. L'huile d'olive pure conduit très peu l'électricité ,

tandis que les huiles de graines la conduisent très bien.

L'*huile d'amandes douces*, extraite des semences de *Pamgdalus communis*, est d'un blanc verdâtre, d'une odeur analogue à celles des amandes; elle rancit très promptement à l'air; on ne l'emploie guère que dans les pharmacies pour préparer le savon médicinal, le savon ammoniacal, les émulsions et les potions huileuses.

L'*huile de navette*, extraite de la navette (*brassica napus*), a l'odeur des crucifères; sa couleur est jaune et sa viscosité assez forte. Telle qu'on l'obtient directement, elle contient des matières végétales qui contribuent à charbonner les mèches des lampes; on l'en purifie en charbonnant cette substance elle même, par une petite quantité d'acide sulfurique concentré. Cette huile est employée dans l'éclairage, dans la fabrication des savons verts; on en mêle une certaine quantité dans les savons dits d'huile d'olive.

Huile de ricin. Cette huile que l'on obtient du *ricinus communis*, est jaune, verdâtre, inodore, d'une saveur fade, légèrement âcre; son âcreté augmente considérablement lorsqu'elle vieillit à l'air; elle contient cependant un principe volatil âcre, dont on la débarrasse après l'expression en la faisant bouillir dans l'eau. L'huile âcre, de ricin, est vénéneuse, elle purge violemment, on doit la proscrire de l'usage de la médecine.

L'*huile de lin* est siccativ, d'un blanc verdâtre, d'une odeur prononcée, on l'extrait de la semence du *linum usitatissimum*, elle est très employée dans

la peinture ; elle entre dans la composition des vernis gras ; pour ses usages , on la rend plus siccativè en la faisant bouillir sur de la litharge dont elle dissout une certaine quantité. Elle sert à préparer l'encre d'imprimerie ; pour cela on la fait épaisir au feu , et on l'a mêlé avec du noir de fumée et de l'arcanson (résine).

L'huile d'œillet s'extrait des graines du *papaver somniferum* ; elle s'emploie dans la peinture après avoir été rendue siccativè par la litharge. Lorsqu'elle est préparée avec soin , on s'en sert comme aliment et quelquefois pour mélanger avec l'huile d'olive. A l'état brut , elle forme une matière première de l'éclairage au gaz ; et purifiée par l'acide sulfurique , on la brûle dans les lampes.

L'huile de noix est extraite de la noix , fruit du *juglans regia* ; préparée à froid , on l'emploie comme aliment ; obtenue à chaud elle sert dans l'éclairage et la peinture.

L'huile de chenevis extraite de la graine du chanvre , du *cannabis sativa* , s'emploie dans la préparation des savons mous , dans la peinture et l'éclairage.

L'huile de muscade ou beurre de noix muscade , extraite des noix du *myristica moschata* , a une consistance butireuse. Elle contient toujours un peu d'huile essentielle , et son odeur est très agréable.

Huile ou beurre de cacao. Cette substance concrète est d'un blanc jaunâtre ; lorsqu'elle est bien préparée , sa saveur est douce et agréable. On l'extrait des semences du *theobroma cacao* ; elle s'emploie ,

dans les pharmacies , à la préparation des pillules , bols , suppositoires , etc.

Savons.

On obtient ces composés en traitant les huiles grasses ou les graisses animales par la soude ou la potasse. Dans quelques pays on y ajoute de la résine : enfin , dans les pharmacies , on prépare les savons ammoniacaux en mélangeant à froid la matière grasse (huile d'amande douce) avec l'ammoniaque liquide.

La plus grande partie du savon que l'on emploie se prépare avec l'huile d'olive mélangée d'huile de colza , et la soude ; c'est le savon que l'on vend généralement en France , en Espagne et en Italie. En Angleterre et en Allemagne , on se sert plus ordinairement de savons de suif et de graisse. En Flandre et en Belgique on emploie plus ordinairement le savon de potasse et d'huile d'œillet avec excès d'alcali (savon vert). La saponification de l'huile d'olive par la soude , et en général des huiles par la soude ou la potasse , consiste dans la réaction de la solution alcaline sur la matière grasse. Cette réaction convertit la stéarine et l'oléine en acides stéarique et oléique , qui , se combinant avec l'alcali , forment un oléate et un stéarate de potasse ou de soude. Il se produit de plus une petite quantité d'une substance soluble , que l'on a nommée principe doux. Nous ne saurions entrer ici dans les détails de la fabrication des différents savons , nous nous contenterons d'indiquer leurs caractères particuliers.

Le savon préparé avec la soude et l'huile d'olive pure ou mélangée, est blanc ou marbré, suivant sa préparation. Le savon marbré contient environ, sur cent parties, soixante - quatre de matière grasse, trente d'eau et six de soude. Ce savon ne saurait contenir une proportion d'eau aussi considérable que le savon blanc, parcequ'alors la marbrure prendrait mal: le fabricant est obligé de lui donner une composition à peu près constante; c'est sous ce rapport seulement qu'on doit le préférer au savon blanc: ce dernier, qu'on nomme aussi savon en table, contient, sur cent parties environ, quarante-cinq d'eau, cinquante de matière grasse, et quatre de soude; on peut faire entrer dans sa composition une quantité d'eau beaucoup plus grande encore; il en n'est que plus blanc et paraît tout aussi solide. Les acheteurs peuvent donc être trompés par l'apparence. Ce savon est préférable du reste pour le blanchissage des tissus délicats, tels que la dentelle, le tulle, et pour les objets dont la teinture n'est pas très solide. Il convient dans ces emplois, parcequ'il ne contient pas sensiblement d'excès d'alcali, ayant été lavé dans sa préparation.

Huiles essentielles Tous les végétaux aromatiques doivent aux huiles essentielles l'odeur qu'ils développent; ces huiles se trouvent dans toutes leurs parties; on les obtient par la distillation, à l'aide de l'eau: la plante est plongée dans ce liquide à la température de l'ébullition, et la vapeur d'eau qui se forme entraîne l'huile essentielle dans le réfrigérant. La condensation a lieu, et les deux li-

quides obtenus ensemble sont séparés par leur différence de pesanteur; l'huile surnage et l'on soutire l'eau.

Toutes les huiles essentielles sont très fluides, caustiques, odorantes, âcres et volatiles. La plupart sont plus légères que l'eau; plusieurs d'entre elles sont colorées en jaune, en vert ou en brun; elles entrent en ébullition à une température plus élevée que l'eau. Lorsqu'elles présentent une grande surface à l'air, et que l'on en approche un corps enflammé, elles prennent feu et brûlent en répandant une fumée noirâtre.

Toutes les huiles essentielles se dissolvent en petites proportions dans l'eau, et en beaucoup plus grandes dans l'alcool, la solution alcoolique d'huile essentielle est nommée *esprit*, et la solution aqueuse *eau aromatique*. Toutes leurs solutions alcooliques sont décomposées par l'eau, qui, s'unissant à l'alcool, précipite l'huile dans un état de grande division, blanchâtre; ce mélange offre un aspect laiteux. On sait que les huiles essentielles peuvent s'unir aux bases salifiables, quoique l'on ait peu étudié ces combinaisons. Ces composés ne sont pas très intimes; aussi les a-t-on désignés par le nom de *savonules*. Le composé de cette nature, qui est le mieux connu, est formé d'huile essentielle de térébenthine et de soude: on l'emploie en médecine.

Les huiles essentielles dissolvent le camphre, les résines et le *caoutchouc*, et s'unissent avec les huiles grasses en toutes proportions. Ces propriétés ont été mises à profit dans les arts; elles se dissol-

vent facilement dans l'éther. C'est surtout comme aromates que l'on emploie la plupart des huiles essentielles odorantes : chacun connaît l'odeur plus ou moins agréable des huiles essentielles, ou essences, de jasmin, de rose, de fleur d'oranger, de bergamote, de citron, de cannelle, etc., etc.

Résines.

Ces substances sont secrétées par la sève de beaucoup d'arbres et d'arbustes; on les recueille en les laissant transsuder au travers de l'écorce, ou en faisant des incisions pour déterminer leur écoulement. Toutes les résines obtenues de cette manière sont mélangées d'une proportion plus ou moins forte d'huile essentielle; et peut-être ne sont-elles qu'une modification de celles-ci; en effet, les huiles essentielles, en absorbant dans l'air une grande quantité d'oxygène, s'épaississent et deviennent analogues aux résines.

Pour purifier les résines de l'huile essentielle qu'elles contiennent, on les fait chauffer dans une cornue; l'huile se volatilise et se condense dans le récipient : la résine reste dans la cornue. En traitant de cette manière la térébenthine que l'on extrait du pin maritime, l'essence de térébenthine passe à la distillation, et la résine ou colophane s'obtient en résidu.

Les résines sont solides, cassantes, plus ou moins translucides, inodores, souvent insipides, et quelquefois âcres; leur couleur est presque toujours une nuance de jaune; elles sont insolubles

dans l'eau, solubles dans l'acool, l'éther et les huiles. Dissoute dans le premier de ces liquides, elles forment les *verniss à l'esprit du vin*, auxquels on donne le nom particulier de chaque résine. En solution dans les huiles, elles composent les vernis gras; les solutions alcooliques sont troublées par l'eau, qui précipite la résine sous la forme d'une émulsion laiteuse.

La plupart des substances résineuses s'emploient dans la thérapeutique; quelques unes ont des usages particuliers; la colophane, par exemple, est utile aux musiciens, pour donner de l'adhérence aux crins de l'archet, sur les cordes de plusieurs instruments; la même résine est employée pour prévenir l'oxidation dans les soudures que l'on fait avec l'étain. Sa solubilité dans les alcalis la fait entrer dans la préparation du savon jaune. La térébenthine est utile dans la composition de plusieurs *mastics à chaud*, des savons jaunes; elle sert à préparer plusieurs produits dont nous allons parler.

Les différentes térébenthines que l'on trouve dans le commerce viennent de plusieurs pays; celle de Chio est la plus estimée: elle est d'un blanc légèrement jaunâtre, d'une odeur forte, d'une consistance de miel; sa saveur est âcre et amère on l'emploie en médecine, et pour préparer l'essence fine de térébenthine, la colophane, etc.

La térébenthine que l'on obtient en France, et particulièrement à Bordeaux, des pins maritimes, produit plusieurs substances résineuses très en-

ployées ; celle que l'on recueille directement des arbres , se nomme térébenthine brute. Les portions figées après le corps des arbres que l'on détache pendant l'hiver , s'appellent *barras* ou *galipot*. On sépare la térébenthine fine en la faisant couler par la chaleur au travers d'un filtre de paille. En distillant la térébenthine , on obtient , comme nous l'avons vu , la colophane ou *brai sec*, et l'huile essentielle.

La *poix noire* se prépare en détachant par le feu la térébenthine adhérente aux matières insolubles , aux filtres de paille , etc. , dans un four dont la sole est en pente. Le goudron s'obtient à peu près de la même manière , si ce n'est que la carbonisation des copeaux et des morceaux de bois résineux s'opère à l'air libre , à peu près comme la carbonisation du bois ordinaire dans les forêts. La térébenthine altérée par la chaleur , et l'huile empyreumatique résultant de la décomposition du bois , coulent ensemble dans une fosse en maçonnerie pratiquée sous la plate-forme où la carbonisation a lieu. On sait que le goudron sert principalement à imprégner les bois des vaisseaux , des bateaux , et tous ceux qui sont destinés à rester plongés dans l'eau ou exposés à l'humidité. On obtient encore un autre produit avec les matières résineuses communes et les résidus des opérations faites sur la térébenthine , c'est le noir de fumée ; on le prépare en laissant brûler ces matières dans une chaudière , et faisant passer la fumée très chargée de carbone qui résulte de cette combustion , dans des chambres garnies de toile.

Le charbon extrêmement divisé que la fumée entraîne, se dépose sur toute la paroi intérieure de la chambre; on le fait tomber en battant la toile et on l'expédie dans le commerce.

Les autres matières résineuses du commerce sont: la résine animée, le baume de copahu, le baume de la Mecque: ces deux dernières sont très employées en médecine: la résine copale; elle forme les vernis gras et à l'esprit de vin les plus solides; la résine élémi, la sandaraque, qui est utile pour empêcher le papier de boire après qu'on a gratté la surface, et le sang-dragon, qui entre dans la composition des vernis et des dentifrices.

Gommes-résines.

On donne improprement ce nom à un mélange de résine, d'huile essentielle et de matière végétale, qui est contenu dans les conduits des végétaux. On le fait découler par incision, et on le rend solide en l'évaporant. Une partie des gommes-résines est soluble dans l'eau, une autre dans l'alcool; leur saveur est âcre, et leur odeur forte; elles sont opaques et cassantes. Leurs couleurs et leurs autres propriétés sont variables. On ne fait usage que des gommes-résines suivantes et généralement en médecine.

La *gomme-ammoniaque*, d'un jaune pâle, d'une odeur faible et désagréable;

L'*assa-fœtida*, dont l'odeur est très fétide, quoiqu'elle plaise singulièrement aux chats (1). Elle

(1) Les chats paraissent flairer avec plaisir cette odeur qui

est considérée en médecine comme un puissant antispasmodique ;

L'*euphorbe*, jaunâtre, inodore, âcre, irrite fortement l'organe de l'odorat, extraite en Egypte de l'*euphorbia officinarum* et *antiquorum* ; le *galbanum*, d'une couleur rousse à l'extérieur, et blanchâtre intérieurement, âcre, amer et d'une odeur forte ;

La *gomme gutte*, brune à l'extérieur, jaune rougeâtre intérieurement, donnant une couleur d'un très beau jaune, employée en peinture et dans la médecine ;

La *myrrhe*, d'un jaune brunâtre, amère, un peu âcre, d'une odeur agréable ;

L'*oliban*, encens des anciens, jaunâtre, fragile, d'une saveur amère, et répandant en brûlant une odeur agréable. C'est aussi comme parfum qu'on l'emploie le plus ordinairement ;

L'*aloès* est un suc sécrété par l'*aloe succotrina* et l'*aloe perfoliata*, arbre des Grandes-Indes ; l'*aloès succotrin* et l'*aloès hépatique* s'emploient en médecine. L'*aloès* ne sert que dans la médecine vétérinaire ;

La *gomme laque* est d'un rouge jaunâtre, inodore, transparente, astringente et amère ; on en extrait plusieurs laques colorées employées dans la teinture. Cette résine elle-même entre dans la

nous paraît si désagréable, ils se roulent sur l'assa-fœtida, et semblent vouloir s'en imprégner pour la sentir plus fortement.

composition de plusieurs vernis, des crayons lithographiques, etc.

Baumes.

Les baumes sont composés de résine, d'acide benzoïque, quelquefois d'huile essentielle et d'autres substances : le benjoin et le storax sont solides; le baume du Pérou, le baume de tolu et le styrax sont fluides. Ces derniers contiennent une assez grande proportion d'huile.

Le baume du Pérou s'obtient de l'arbre nommé *myroxylon peruiserum* qui croît au Mexique et au Pérou; il coule par des incisions, et quelquefois on le prépare en rapprochant la décoction de l'écorce et des branches.

Le baume de tolu est liquide lorsqu'il est récent; peu à peu il acquiert de la consistance, il devient solide, cassant.

Ces deux baumes s'emploient dans les préparations pharmaceutiques.

Le benjoin s'extrait par incisions du *laurus benzoe* qui croît dans plusieurs contrées de l'Inde et de quelques autres arbres, il est solide, d'une couleur rouge brun, présentant de petits grains ou des larmes agglomérées, d'un jaune blanchâtre; sa cassure est vitreuse, son odeur agréable; lorsqu'on le jette sur les charbons, il répand des vapeurs blanchâtres dont l'odeur est suave. On l'emploie en médecine; il entre dans les préparations cosmétiques; on en extrait l'acide benzoïque.

Caoutchouc.

Cette substance, connue sous le nom de *gomme élastique*, est extraite à l'aide d'incisions, de plusieurs arbres de l'Amérique méridionale, des Indes Orientales; il en sort un suc laiteux qui prend de la consistance en absorbant l'oxygène de l'air. On coule ce suc sur un moule en forme de poire, par couches successives, en le faisant dessécher à chaque fois. Lorsqu'il en résulte une couche assez épaisse, on brise le moule et on le fait sortir en morceaux par une ouverture ménagée à la partie en pointe. La caoutchouc se rencontre dans plusieurs végétaux mêlé avec d'autres principes immédiats : lui-même paraît être composé de deux substances, l'une fluide, l'autre liquide. Ses propriétés le rendent utile dans plusieurs arts; lorsqu'on en coupe une bande, et qu'on la plonge dans l'eau bouillante, il se ramollit et devient susceptible de se souder avec lui-même, en sorte qu'en le contournant autour d'un petit cylindre, on en forme des tubes creux qui sont élastiques et imperméables. On profite encore de cette propriété pour luter les jonctions de quelques appareils de chimie : on connaît la grande élasticité du caoutchouc, il prend une extension considérable, lorsqu'on le tire, et revient promptement à son état primitif. On l'emploie pour faire des balles élastiques; il sert fréquemment dans les bureaux et chez les dessinateurs pour enlever les traces du crayon de carbure de fer (mine de plomb); dissous dans l'huile, il en-

tre dans la composition des vernis qu'il empêche de s'écailler ; on le fait dissoudre dans l'essence de térébenthine , et en faisant évaporer l'huile essentielle , on le moule sous différentes formes pour en préparer quelques ustensiles de chirurgie.

On trouve, dans le Derby-Shire en Angleterre, une substance minérale qui présente les propriétés physiques du caoutchouc ; aussi lui a-t-on donné le nom de caoutchouc fossile, on l'appelle aussi *bitume élastique*. M. Olivier a découvert dernièrement un caoutchouc semblable en France dans les environs d'Angers , au milieu d'une roche à 35 toises de profondeur ; l'élasticité de ce dernier est plus grande que celle du caoutchouc fossile d'Angleterre.

Cire.

La cire d'après sa composition peut-être considérée comme une huile concrète ; elle est très répandue dans la nature : elle fait partie du pollen de toutes les fleurs , recouvre la pellicule extérieure des prunes , des pêches et de beaucoup d'autres fruits ; elle entre dans la composition de la fécule verte de plusieurs plantes ; le vernis que l'on observe à la surface de plusieurs feuilles contient de la cire.

Le *myrica cerifera*, qui vient dans la Louisiane , contient une assez grande quantité de cire , qui se montre à la surface des baies de cet arbrisseau. On les en extrait aisément en mettant ses fruits dans l'eau bouillante et les écrasant ; la chaleur met la cire en fusion ; elle vient à la surface du

liquide ; on l'enlève avec des cuillers , on la passe au travers d'une toile , on la fond de nouveau , lorsqu'elle est figée , pour chasser l'eau qu'elle retient. Un seul arbre en peut donner jusqu'à 3 kilogrammes , ce qui équivaut au quart des baies recueillies. La plus grande quantité de la cire qu'on trouve dans le commerce est préparée dans les ruches des abeilles , comme nous l'avons dit en parlant du miel. On a supposé que ces insectes la trouvaient toute formée , puisqu'elle existe en effet dans un grand nombre de végétaux ; l'expérience de M. Hubert donnerait cependant la preuve du contraire. Il a observé que des mouches , nourries avec du sucre seulement , ont fourni beaucoup de cire.

La cire extraite des ruches des abeilles et purifiée , est blanche , cassante , insipide , un peu plus légère que l'eau , développant très peu d'odeur. Elle est insoluble dans l'eau , brûle facilement , devient blanche par le contact de l'air humide ou d'une solution de chlore. Elle se dissout en petites proportions dans l'éther et dans l'acool à chaud , et en bien plus grande quantité dans les huiles essentielles et les huiles grasses. Elle peut former des savons avec la potasse et la soude. M. John pense qu'elle est composée d'une substance fluide , et d'une autre solide , comme les autres corps gras.

Les emplois de la cire sont très nombreux , combinée avec l'huile d'olive , elle constitue le cérat ; la bougie ordinaire est entièrement formée de cire ; les physiologistes l'emploient pour injecter les

vaisseaux. On prépare avec elle toutes les pièces d'anatomie; on modèle des figures et beaucoup d'autres objets avec de la cire.

Camphre.

Ce principe immédiat des végétaux se rencontre uni avec une huile essentielle dans beaucoup de plantes de la famille des labiées; il est presque pur dans plusieurs espèces de *laurus*: c'est du *laurus camphora* qu'on extrait le camphre pour les besoins du commerce. On l'obtient par distillation en faisant chauffer avec de l'eau le bois du *laurus* coupé en morceaux. Pour purifier le camphre brut extrait de cette manière, on le fait chauffer avec beaucoup de précaution dans des matras en verre; il se fond, se volatilise et se condense sous forme solide à la partie supérieure des matras.

Le camphre pur est solide, blanc, translucide, légèrement élastique à la température ordinaire, un peu plus léger que l'eau. Son odeur est forte, sa saveur âcre.

Si l'on projette sur l'eau de petits fragments de camphre, ils s'agitent d'un mouvement giratoire très sensible; et, lorsqu'on place verticalement un cylindre de camphre dans l'eau, de manière à ce qu'une partie soit hors de ce liquide, il se coupe peu à peu à la surface de l'eau par le mouvement de va et vient qu'il lui communique.

Le camphre se vaporise dans l'air à la température ordinaire, et se sublime en petits cristaux transparents, dans les flacons où on le conserve. Il

s'allume aisément et brûle sans résidu. Il communique à l'eau une odeur très forte, sans s'y dissoudre d'une manière sensible; il est au contraire très soluble dans l'alcool, les huiles fixes et les huiles essentielles.

Le camphre en solution dans l'alcool, ou dans l'eau-de-vie, s'emploie à l'extérieur, particulièrement, comme un puissant tonique, on en fait fréquemment usage dans la médecine vétérinaire. Dans la leçon prochaine nous nous occuperons de la fermentation et des produits qui en résultent.

Leçon vingt-quatrième.

MATIÈRES COLORANTES, FERMENTATION, ALCOOLS, ÉTHERS.

État naturel des matières colorantes. — Leurs propriétés. — Leur nuance est détruite par le chlore. — Cause de cette altération. — Leur union avec les oxides forme des laques. — Carthame. — Extraction de sa couleur rouge. — Propriétés de celle-ci. — Hématine. — Extraite du bois de Campêche. — Ses caractères. — Ses propriétés. — Action des acides et des alcalis. — Indigo. — Plantes qui le contiennent. — Leurs variétés. — Extraction de l'indigo. — Ses qualités différentes. — Ses propriétés. — Ses emplois — Fermentation. — On en distingue quatre espèces. — 1^o Fermentation saccharine. — Circonstances dans lesquelles elle a lieu. — Son application à l'art de la brasserie et de la distillation. — 2^o Fermentation alcoolique. — Circonstances qui la déterminent. — Levure ou ferment. — Son action sur les liquides sucrés. — Bière. — Sa préparation. — Bière moussense. — Huile essentielle de houblon. — Donne le goût à la bière. — Vin. — Formé dans la fermentation du raisin écrasé. — Préparation du vin blanc. — Bouquet du vin. — Sa cause probable. — Cidre. — Sa préparation. — Poiré (cidre de poires). — Fruits à cidre. — Kirsh. — Alcool de pomme de terre. — Eau-de-vie de grains. —

Rum. — Esprit de vin. — Fermentation des sucres de lait et du diabète. — Distillation. — L'alcool est formé dans le vin. — Expérience qui le prouve. — Théorie de la distillation des vins. — Alambic continu. — Alcool du commerce. — Ses usages. — Alcool pur. — Sa préparation. — Ses propriétés. — Ses emplois dans les laboratoires. — Éthers. — Leur préparation. — Éther sulfurique. — Ses propriétés. — Ses emplois. — Gouttes d'Hoffmann. — 3^o Fermentation acide. — Formation de l'acide acétique. — Préparation du vinaigre. — Ses usages dans les arts et dans l'économie domestique. — 4^o Fermentation putride (Voyez Matières animales).

LES matières colorantes végétales sont en très grand nombre, et se rencontrent dans toutes les parties des plantes. Les plus communes sont les vertes, les jaunes et les rouges. Elles ne sont jamais isolées dans leur état naturel; on les trouve toujours plusieurs ensemble, et souvent avec d'autres principes immédiats des végétaux. Aussi, leur séparation présente-t-elle toujours beaucoup de difficultés.

L'hématine, le rouge du carthame, l'indigo et la carmine sont les seules matières colorantes que l'on ait pu extraire à l'état de pureté.

Toutes les matières colorantes paraissent être inodores, insipides, solides, décomposables au feu comme les autres matières végétales, altérables par le contact de l'air humide et de la lumière vive; plusieurs sont même totalement décolorées par les rayons du soleil; tel est le rouge du carthame. Une température de 150 à 200 degrés leur fait

éprouver une altération semblable à celle des rayons solaires.

Presque toutes les matières colorantes se dissolvent dans l'eau, et quelques unes seulement dans l'acool, l'éther et les huiles. Les acides et les alcalis, même très étendus d'eau, font généralement varier leur nuance. En neutralisant les uns ou les autres, on fait reparaître la nuance primitive, à moins que l'alcali ou l'acide n'aient été employés à l'état d'une grande concentration.

Le chlore agit fortement sur toutes les matières colorantes, il détruit toujours leur nuance, et la convertit en une sorte de jaune fauve: l'indigo même, l'une des couleurs les plus solides, passe subitement du bleu le plus intense au jaune paille. C'est en s'emparant de l'hydrogène des matières colorantes que le chlore les altère ainsi: on ne peut donc les rendre à leur état primitif après cette réaction.

La plupart des oxides métalliques forment avec les matières colorantes des composés insolubles, et les précipitent ainsi, de leurs solutions. Ces combinaisons prennent le nom de *laque*; on les prépare ordinairement en versant dans le liquide coloré une solution d'alun, puis on décompose ce sel en ajoutant une suffisante quantité de sous-carbonate de potasse, de soude, ou d'ammoniacque. L'acide sulfurique du sulfate d'alumine se porte sur l'un de ces alcalis, l'alumine se précipite et entraîne avec elle la matière colorante: c'est ce précipité qui constitue la laque. Le charbon, dans un état de division particulier, préci-

pite les matières colorantes de la même manière, mais avec beaucoup plus d'énergie; nous en dirons un mot plus loin, en parlant des matières animales.

Rouge du carthame.

Cette matière colorante s'extrait de la fleur de *carthamus tinctorius*, plante annuelle cultivée en Égypte, en Espagne et dans le Levant; on lave la fleur à grande eau, afin de dissoudre toute la matière colorante jaune qui accompagne la couleur rouge. Lorsque l'eau de lavage ne se colore plus sensiblement, on met la fleur dans une solution de sous-carbonate de soude, composée d'un poids de ce sel égal au sien, dissous dans cinq à dix parties d'eau. Après une heure de macération à la température ordinaire, on fait passer le liquide à travers une toile claire, puis on ajoute une quantité d'acide citrique suffisante pour saturer, et au-delà, toute la soude; on y plonge des écheveaux de coton. La matière colorante rouge s'unit promptement au coton, on lave celui-ci et l'on fait redissoudre la matière colorante par une nouvelle solution de sous-carbonate de soude. On la précipite de nouveau par l'acide citrique, et elle se rassemble au fond du vase. On enlève par décantation le liquide clair surnageant; on la fait sécher à une température douce: elle est alors très intense, susceptible de prendre un reflet cuivré, métallique, et peut se conserver indéfiniment dans des vases bouchés. Cette couleur est très altérable par

divers agents; elle est insoluble dans l'eau et dans l'alcool; les acides l'avivent sans la dissoudre, tandis que la potasse, la soude et leurs sous-carbonates la jaunissent en la dissolvant.

Hématine.

Cette substance est extraite du bois de Campêche, dont elle forme la matière colorante; ce bois est tiré d'un arbre qui devient très haut dans plusieurs colonies de l'Amérique, d'où on le tire en grande quantité pour l'employer dans la teinture. L'hématine pure est cristalline, d'un blanc rosé, sa saveur est amère, un peu astringente et âcre. Elle se dissout dans l'eau bouillante, qu'elle colore en rouge-orangé; cette couleur vire au jaune par le refroidissement et passe au rouge, de nouveau, lorsqu'on la fait chauffer. Un peu d'acide la jaunit d'abord, puis elle est ramenée au rouge.

La potasse et l'ammoniaque font virer au rouge-pourpre la solution d'hématine; une plus grande quantité de ces alcalis la fait passer au bleu-violet, puis au rouge-brun, enfin au jaune-brun. Elle est alors décomposée, et les acides ne ramènent plus sa coloration primitive.

On n'emploie pas cette substance à l'état de pureté dans les arts; mais, comme elle forme le principe colorant du bois de Campêche, elle se trouve dans toutes les teintures que l'on obtient de ce bois par des mordants: celles qu'on applique le plus ordinairement sont le violet et le noir.

Indigo.

Cette matière colorante ne s'est rencontrée jusqu'aujourd'hui que dans les plantes des genres isatis, nerium et indigofera; c'est de ce dernier qu'on l'extrait; il fait partie des légumineuses et comprend plusieurs espèces.

En Egypte, au Japon, à la Chine, aux Indes, à Madagascar et dans les colonies de l'Amérique, on cultive particulièrement l'indigo franc, *indigofera tinctoria*, dont l'indigo est le moins estimé, mais qui en fournit le plus; l'*indigofera disperma*, que l'on cultive à Guatimala, plus grand, plus ligneux, et dont l'indigo est très estimé; enfin l'*indigofera argentea* qui fournit peu d'indigo, mais d'une qualité supérieure aux deux autres.

Pour extraire l'indigo, on coupe la plante lorsqu'elle est parvenue à son point de maturité; on lave les feuilles et on les place dans une grande cuve avec une quantité d'eau suffisante pour qu'elles plongent entièrement; on les maintient dans ce liquide à l'aide de planches dont on les charge. Il s'établit bientôt une fermentation dans toute la masse; le liquide se charge d'une couleur verte et devient légèrement acide; on le met en contact avec l'air, en multipliant ses surfaces par l'agitation, jusqu'à ce que la couleur soit devenue bleue. Il faut éviter soigneusement de dépasser ce terme, car l'indigo deviendrait brun, et serait brûlé. On ajoute une quantité d'eau de chaux suffisante pour faciliter la précipitation de l'indigo; il se dépose,

on le lave par décantation ; on le laisse égoutter , puis on le fait dessécher à l'ombre.

L'indigo , préparé de cette manière , se trouve dans le commerce en trois qualités différentes : l'indigo *guatimala* ou *flore* est le moins impur et par conséquent le plus cher ; l'indigo cuivré , nommé ainsi , parcequ'il prend une couleur de cuivre lorsqu'on le frotte avec l'ongle ; enfin , l'indigo de Caroline , qui est le moins estimé. Le premier est plus léger que l'eau et surnage sur ce liquide , les deux autres , plus pesants , se précipitent au fond. On parvient à purifier complètement l'indigo dans les laboratoires , en le faisant sublimer à une température ménagée dans un creuset couvert , en platine ou en argent.

L'indigo pur a un aspect cristallin , il est solide , inodore , sans saveur , inaltérable à l'air , soluble dans l'alcool bouillant , dont il se précipite en partie par le refroidissement. Chauffé , il se sublime en partie ; mais , si la température est élevée subitement jusqu'au rouge , l'indigo se décompose , se gonfle , brûle avec une flamme blanche , et produit un charbon volumineux que l'on peut réduire en cendres.

L'acide sulfurique concentré dissout facilement l'indigo en poudre à une température de quarante degrés. Cette solution est d'un beau bleu lorsque l'acide sulfurique est pur ; on l'emploie pour essayer la quantité de chlore dissous dans l'eau , ou combiné à l'hydrate de chaux ; c'est encore avec cette solution que l'on teint en bleu de Saxe.

Les emplois de l'indigo sont très importants ; il

fournit une couleur bleue très solide qui s'applique aisément sur les draps, les diverses étoffes, etc. on s'en sert dans le blanchiment du linge et du coton, pour modifier une légère nuance jaune et le faire paraître plus blanc. Dissous dans l'acide sulfurique, il constitue la liqueur d'épreuve du sous-chlorure de chaux; cette solution étendue d'eau et saturée par la craie, forme le bleu en liqueur que l'on emploie dans les ménages.

Fermentation.

On nomme ainsi une réaction spontanée qui s'excite dans différentes substances végétales ou animales, et donne lieu à des produits nouveaux. On distingue quatre sortes de fermentation: la *fermentation saccharine*, la *fermentation alcoolique*, la *fermentation acide*, et la *fermentation putride*. Dans la première il se produit du sucre; dans la seconde, de l'alcool; dans la troisième, de l'acide acétique; la quatrième donne naissance à des produits assez compliqués, d'une odeur plus ou moins infecte. Quant à la fermentation que l'on désignait sous le nom de *fermentation panaire*, il est évident qu'elle se compose de la fermentation alcoolique et de la fermentation acide, puisqu'il se produit de l'alcool et de l'acide acétique lorsqu'on fait lever la pâte du pain.

La fermentation saccharine a lieu dans plusieurs circonstances; on met à profit cette fermentation depuis un temps immémorial dans la préparation des liqueurs spiritueuses avec les grains ou d'autres

substances amilacées. Les distillateurs anglais et écossais préparent depuis très long-temps de l'eau-de-vie de grains par le procédé suivant :

On fait germer seulement un quart du grain destiné à cet usage ; la germination convertit en substance sucrée une partie de l'amidon. On mélange le grain germé, avec celui qui ne l'est pas, dans une cuve où l'on introduit de l'eau que l'on porte par degrés, et en brassant continuellement, à une température voisine de l'ébullition. On couvre cette cuve et on laisse réagir le mélange pendant quelques heures. Il se produit une sorte de fermentation dont le résultat est la conversion en sucre de la presque totalité de l'amidon du grain ; le liquide de la cuve est alors disposé à subir la fermentation alcoolique.

M. de Saussure a observé que l'empois, abandonné à lui-même pendant un certain temps, se couvre de moisissure et produit une certaine quantité de matière saccharine. M. Dubrunfaut, de Lille, nous a fait connaître que l'empois de fécule ou d'amidon, mêlé à chaud avec une certaine quantité d'orge germé, éprouve bientôt une fermentation d'où résulte la conversion de l'amidon en substance sucrée.

On sait que les brasseurs, dans la germination de leur grain, ne peuvent convertir en sucre qu'une partie de la matière amilacée ; que, si l'on voulait obtenir rapidement une décoction de ces grains, une grande partie de l'amidon ne pourrait fermenter ; que, si on lavait à froid, l'amidon resterait insoluble ; qu'enfin ce n'est qu'en observant les

procédés de la *trempe* que l'on parvient à rendre soluble et à saccharifier presque la totalité de l'amidon. Il en faut bien conclure que, pendant la réaction spontanée dans la cuve où s'opère la *trempe*, l'amidon se convertit en sucre.

Fermentation alcoolique.

Cette fermentation a lieu toutes les fois que l'on met en contact de l'eau, du sucre et de la levure, à une température convenable. Il arrive quelquefois que la fermentation saccharine précède le développement de l'alcool; ce phénomène a pu faire croire à la conversion directe de l'amidon en alcool.

La levure ou ferment, qui jouit de la singulière propriété de déterminer la fermentation alcoolique dans les liquides sucrés; se sépare de plusieurs de ces liquides eux-mêmes pendant l'acte de la fermentation. C'est de la bière qu'on l'extrait le plus particulièrement, et dans ce cas elle contient une petite quantité d'amidon et d'hordéine; du reste elle est toujours formée d'oxygène, d'hydrogène et d'azote. D'après les expériences de M. Thénard, elle agit en enlevant une petite quantité d'oxygène à chaque molécule de la matière sucrée, par son carbone et son hydrogène; une fois l'équilibre rompu entre les proportions de cette substance, ses principes réagissent l'un sur l'autre, le mouvement continue, et il se développe successivement de l'alcool et du gaz acide carbonique, dont le dégagement plus ou moins rapide rend la fer-

mentation plus ou moins tumultueuse. Il résulte des expériences de M. Gay-Lussac que, sans une petite quantité d'oxygène libre, la fermentation alcoolique ne saurait commencer dans le jus du raisin, parceque la matière de laquelle le ferment doit résulter ne peut former celui-ci qu'en se combinant avec l'oxygène. Cette observation a permis d'expliquer ce qui se passe dans la conservation de plusieurs substances par le procédé d'Appert, procédé que nous indiquerons en parlant des matières animales.

Bière.

Nous avons vu comment les brasseurs obtiennent des grains, et de l'orge particulièrement, un liquide sucré; ils y ajoutent une proportion plus ou moins forte de houblon, en font une décoction, et, lorsque celle-ci est refroidie à la température de douze ou quinze degrés, ils délaient un peu de levure dans toute la masse du liquide. Bientôt après, la fermentation commence à se manifester, et produit une sorte d'effervescence qui amène à la surface une écume formée en grande partie de levure. Au bout d'un certain temps on délaie de nouveau celle-ci dans le liquide; on sou-tire dans des quarts à larges bondes, que l'on range au-dessus de petits baquets. La fermentation continue dans ces vases, et l'acide carbonique qui se dégage amène à la surface, et fait passer au travers de la bonde, la plus grande partie de la levure qui se sépare. Lorsque le mouvement de la

fermentation tumultueuse a cessé, la bière est faite. On la soutire dans d'autres quarts; on la clarifie par une addition de colle de poisson qui se précipite en entraînant les corps légers qui troublent ce liquide (1). La bière, préparée ainsi, retient encore de la matière sucrée et du ferment en solution. Une fermentation lente a lieu dans les bouteilles après qu'on l'a soutirée; l'acide carbonique, qui ne peut se dégager, reste uni au liquide, et rend la bière mousseuse en se séparant lorsqu'on débouche la bouteille.

Le goût particulier de la bière tient, surtout, à l'huile essentielle que renferment les cônes du houblon, et que l'on observe à la base des folioles de ces cônes, unie à une résine et quelques autres matières, sous la forme d'une multitude de petits sphéroïdes jaunâtres (2).

Vin.

Le jus du raisin se compose d'une grande quantité d'eau, de sucre, d'une petite quantité d'une

(1) J'ai reconnu, dans une série d'expériences sur ce phénomène, que la colle de poisson, délayée à froid dans l'eau, puis dans la bière aigre, conserve une organisation particulière et forme un vaste réseau dans la bière; que ce réseau est contracté par la réaction chimique que lui fait éprouver la levure; qu'il se resserre, enveloppe toutes les particules en suspension et les précipite ou les entraîne à la surface avec lui.

(Note du Traducteur.)

(2) C'est ce que nous avons démontré, M. Chevallier et moi, dans un Mémoire sur l'analyse et les emplois du houblon.

(Note du Traducteur.)

matière très soluble, fermentescible par l'addition d'un peu d'oxigène ; d'une matière colorante contenue dans la pellicule extérieure ; d'une huile odorante sécrétée dans la pellicule et dans les pepins ; de tannin ; de tartrate acide de potasse, etc. Lorsque ces principes sont mis en contact en foulant le raisin, ils réagissent les uns sur les autres : le ferment se produit par l'absorption d'une petite quantité d'oxigène ; il réagit sur la matière sucrée comme nous l'avons vu, la fermentation marche, l'acide carbonique se dégage, et l'alcool formé reste dans le liquide, où il s'empare de la matière colorante des pellicules. Lorsque la fermentation est presque terminée, on soutire le liquide qui forme le vin ; on le met dans des tonneaux ; la fermentation s'achève, et le tartre (tartrate acide de potasse) se dépose lorsqu'il est en excès. On le clarifie à l'aide de blanc d'œuf ou de gélatine, que le tannin coagule ; on le laisse déposer, enfin on le met en bouteilles.

Pour obtenir du vin blanc, même avec du raisin coloré, il suffit de soutirer le jus avant que la fermentation ait fait réagir l'alcool sur la matière colorante, c'est à dire aussitôt que le raisin est écrasé ; et pour préparer du vin mousseux, il suffit de le mettre en bouteilles avant que la fermentation soit terminée. L'effet qui se produit est analogue à ce que nous avons dit relativement à la bière mousseuse.

Les vins des différents pays varient non seulement, suivant les saisons et les localités, par les proportions de sucre que les raisins contiennent et

d'où dépendent les proportions d'alcool, mais encore en raison d'un goût particulier à chacun, qui est inhérent au sol. Ce goût particulier, que l'on appelle vulgairement le *bouquet*, et qui détermine la valeur de nos vins de table, paraît résider dans une huile essentielle que contiennent la pelure et les pepins; de même que la plus forte partie du goût de la bière dépend de l'huile essentielle de houblon.

Cidre.

On prépare cette boisson en laissant fermenter spontanément, comme le jus du raisin, le suc exprimé des pommes; l'on obtient ce suc en écrasant le fruit au moyen de roues en pierre tournant dans une auge, ou de cylindres en fonte cannelés engrenant l'un dans l'autre.

Le bouquet particulier au cidre de différents crus tient peut-être aussi à une huile essentielle sécrétée dans le fruit.

La boisson, que l'on prépare avec le jus des poires de la même manière que l'on fait le cidre de pommes, se nomme *poiré*. La densité du jus est généralement plus grande; il contient plus de matière sucrée, et par conséquent le liquide vineux que l'on en obtient est plus fort que le cidre ordinaire.

Les pommes et les poires, que l'on préfère pour préparer ces boissons, se distinguent des fruits à couteau par une âpreté qui les empêche d'être mangeables.

On peut faire fermenter beaucoup d'autres solutions végétales que celles dont nous venons de

parler ; mais la plupart des liquides vineux que l'on en tire sont distillés pour en extraire de l'alcool. C'est ainsi , par exemple , qu'avec le vin de cerises on prépare un liquide spiritueux qui prend le nom de *kirsh* ; en distillant le sirop de fécule fermenté , on obtient l'alcool qu'on emploie dans les arts. Le moût obtenu par la germination et la trempe des graines céréales donne de l'*eau-de-vie de grains* , que l'on boit dans quelques contrées et que l'on emploie dans les arts plus généralement. La mélasse fermentée et le jus des cannes procurent une liqueur alcoolique à laquelle on a donné le nom de *rum*. Le vin lui-même , dans les pays où il est abondant , est converti en eau-de-vie et en esprit-de-vin (alcool) par la distillation. Le sucre extrait des matières animales peut aussi entrer en fermentation , et donner de l'alcool lorsqu'on le distille. Le petit lait , par exemple , qui contient du sucre de lait , fermente et fournit aux peuplades de la Tartarie une liqueur alcoolique dont elles font une grande consommation. Le sucre de diabète dont nous avons parlé dans la leçon précédente , mis en contact avec la levure fermentée , distillé ensuite , donne de l'alcool. Enfin tous les sucres plus ou moins sucrés , et ceux même qui sont presque insipides , éprouvent la fermentation alcoolique ; c'est là le caractère distinctif de toutes les substances du genre sucre.

Distillation des liquides fermentés.

On a cru pendant long-temps que l'alcool n'était pas tout formé après la fermentation , et que la

température de l'ébullition était nécessaire pour le développer ; mais deux expériences de M. Gay-Lussac ont rendu cette supposition inadmissible ; nous citerons l'une d'elles ; si l'on distille dans le vide un liquide vineux , à la température même de 0, on obtient un produit alcoolique :

L'alcool pouvant se volatiliser à une température plus basse que l'eau , passe en plus grande proportion que ce liquide dans les premiers produits de la distillation. Si l'on distille une seconde fois ce produit , les premières portions du liquide alcoolique obtenu contiendront moins d'eau encore. C'est ainsi que , par des distillations successives , on obtenait naguère des produits alcooliques de plus en plus forts. On est parvenu aujourd'hui , à l'aide de dispositions ingénieuses et en opérant dans un seul appareil , plus compliqué que les anciens , la séparation de l'alcool d'une manière plus complète , à obtenir directement l'esprit-de-vin du commerce. Le liquide vineux entre dans l'appareil , d'une manière continue , par un endroit où la température n'est pas fort élevée ; il s'échauffe de plus en plus en perdant , par degrés , l'alcool qu'il contient , et sort constamment en un point très échauffé , où la vapeur d'eau le dépouille de tout son alcool ; celui-ci vaporisé suit un chemin contraire et arrive , après s'être dépouillé graduellement de la plus grande partie de l'eau qu'il contient , au condensateur , d'où il sort en un filet non interrompu.

L'alcool , que l'on obtient par ces procédés , et tel qu'il se trouve dans le commerce , conserve des proportions d'eau plus ou moins grandes. On l'em-

ploi, dans ses différents états, à une foule d'usages dans les arts. Celui qui est le plus concentré sert à dissoudre différentes résines qui entrent dans la composition des vernis à l'esprit-de-vin. Il sert à la préparation des éthers, à préparer des liqueurs de table, en y mêlant une solution de sucre et différents aromates. On en fait quelquefois usage pour mélanger avec les eaux-de-vie de vin. On l'emploie pour extraire la quinine, pour brûler dans les lampes à l'esprit-de-vin, etc.

L'alcool que l'on emploie dans les laboratoires est privé de la presque totalité de l'eau qu'il contient, en le distillant sur un corps très avide d'eau, tel que la chaux ou le chlorure de calcium. Obtenu ainsi, il est plus léger que l'eau dans le rapport de 792 à 1000, à la température de 20 degrés : il est liquide, incolore, transparent, d'une odeur pénétrante agréable. Pur ou mêlé de différentes proportions d'eau, il sert fréquemment dans les analyses pour séparer beaucoup de substances qu'il dissout, et que l'eau pure et d'autres liquides ne dissolvent pas.

Éthers.

C'est en distillant des mélanges d'alcool avec les différents acides que l'on obtient les éthers; ainsi, par exemple, si l'on introduit dans une cornue de verre une partie d'alcool, sur laquelle on verse peu à peu une quantité égale d'acide sulfurique, l'acide se décompose dans la réaction qui a lieu, il se dégage beaucoup de chaleur : la cornue étant mise en communication avec un appareil réfrigé-

rant, l'on fait bouillir légèrement le mélange, l'éther qui s'en dégage est recueilli dans les récipients entourés de glace ; il se condense sous la forme d'un liquide blanc transparent. On ne pousse pas l'opération jusqu'à distiller tout le mélange, car on n'obtient d'éther qu'une quantité égale au cinquième du mélange employé ; la théorie de ce qui se passe dans cette opération est trop compliquée pour que nous puissions la développer ici.

L'éther sulfurique, obtenu par le procédé dont nous venons de donner une idée, est le plus utile de tous, c'est aussi le plus anciennement connu. Il est incolore, d'une odeur forte et suave, d'une saveur piquante, beaucoup plus léger que l'eau, dans laquelle il ne se dissout pas, très soluble dans l'alcool dont l'eau le sépare ; c'est un des liquides les plus volatils, sa vapeur se répand dans l'air en grande abondance, à la température ordinaire ; aussi peut-il prendre feu à une distance assez grande de la flamme, lorsqu'on le transvase, sa grande volatilité produit un abaissement de température assez considérable : on profite de cette propriété en médecine pour produire un froid local qui apporte quelque soulagement à certaines douleurs. C'est ainsi qu'on en frotte les tempes pour diminuer l'intensité des maux de tête. On emploie l'éther assez fréquemment en médecine ; c'est un antispasmodique puissant ; mêlé avec l'alcool, il constitue les gouttes d'Hoffmann. L'éther est utile dans une foule d'analyses chimiques pour dissoudre certaines graisses, le caoutchouc, les résines, les huiles essentielles, etc.

Les autres éthers ne sont pas à beaucoup près autant employés que l'éther sulfurique. On en prépare quelques uns, mais en petite quantité pour l'usage de la médecine.

Fermentation acide.

Lorsqu'on laisse exposé à l'air l'un des liquides vineux dont nous avons parlé précédemment, à une température de 15 à 30 degrés, une partie du carbone de la liqueur s'unit à l'oxygène de l'air; il en résulte, de l'acide carbonique qui se dégage, une multitude de filaments qui s'agitent dans la liqueur et finissent par se rassembler en une substance membraneuse. L'alcool est alors décomposé et changé en acide acétique. De là le nom de *fermentation acide*. C'est sur cette réaction qu'est fondée la fabrication du vinaigre. On le prépare, surtout avec le vin, dans les pays où celui-ci est à bas prix, ou lorsque, la fermentation alcoolique étant trop avancée, il s'est formé une petite quantité d'acide acétique qui ôte au vin toute sa qualité.

Les usages du vinaigre sont très nombreux; on l'emploie pour la conservation des viandes, des fruits et des légumes; les fabricants de blanc de plomb en consomment de grandes quantités; il entre dans plusieurs compositions du parfumeur. Les médecins l'administrent mêlé à d'autres substances. On sait qu'il entre dans la préparation d'une multitude de mets; que, pour l'usage de la table ou de la toilette, on l'aromatise quelquefois avec l'estragon, les clous de girofle, les essences

de citron, de rose, etc.; enfin on le distille pour en séparer les matières végétales, et préparer les acétates de cuivre, de plomb, de potasse, etc., qui s'emploient dans les arts et dans la médecine. Nous parlerons de la fermentation putride en traitant des matières animales.

Le cadre de cet ouvrage ne nous permet pas de nous arrêter plus long-temps à l'étude des substances végétales; dans la leçon suivante nous nous occuperons des matières végéto-animales et animales.

Leçon vingt-cinquième.

SUBSTANCES VÉGÉTO-ANIMALES ET MATIÈRES ANIMALES.

Gluten. — Procédé pour l'extraire du froment. — Propriétés qu'il donne à la farine. — Cause de la préférence accordée au froment comme substance nutritive. — Ferment. — S'obtient de la bière. — Sa décomposition spontanée. — Substances animales. — Leur composition. — Leur classification. — Albumine. — Son état naturel. — Ses propriétés. — Son utilité dans la clarification des sirops, des vins, etc. — Moyen de la transporter au loin. — Son emploi comme contre-poison. — Ses différents usages. — Fibrine. — Matières animales dans lesquelles on l'a trouvée. — Ses propriétés. — Sa séparation de la graisse à l'aide de l'eau. — Gélatine. — Substances propres à sa préparation. — Procédé pour l'extraire. — Ses propriétés. — Ses usages dans les arts — Colle de poisson. — Composée de vessies natatoires — Ses emplois. — Matière caséuse. — Extraite du lait. — Ses propriétés. — Ses emplois. — Urée. — Extraite des urines. — Ses propriétés. — Son emploi en médecine. — Matière colorante du sang. — Sa nature. — Ses globules microscopiques. — Sucre de lait. — Sa préparation. — Ses propriétés. — Sert à falsifier la cassonnade. — Matières grasses. — Leurs principes immédiats. — Leurs propriétés. — Leurs usages dans les arts et l'économie domestique.

On rencontre dans les végétaux des substances qui contiennent beaucoup d'azote et se rapprochent par là de la plupart des produits animaux. Quelques unes de ces substances ont même beaucoup d'analogie avec plusieurs des produits que l'on obtient des animaux, tels sont l'*albumine* et le *caseum*. (Voyez une note sur les amandes. Journal de chim. médicale 1826. Payen et Henry.)

Le *gluten* et le *ferment* sont les substances végétationnelles les plus remarquables. Le premier, uni avec l'amidon, l'albumine, le mucilage, etc. forme la plus grande partie des graines céréales, et surtout du blé et du seigle.

Pour extraire le gluten de la farine de froment, on pétrit celle-ci entre les doigts sous un petit filet d'eau jusqu'à ce que le liquide, pendant quelque temps d'une apparence laiteuse, coule limpide. La pâte étant une sorte de réseau de gluten dont les cellules sont remplies d'albumine, de fécule, de mucilage, etc., on conçoit qu'en déchirant le réseau entre les doigts, l'albumine et le mucilage se dissolvent, la fécule est entraînée en une sorte d'émulsion, et le gluten insoluble, élastique, en quelque sorte membraneux, reste entre les doigts. Cette substance est molle, collante, insipide, d'un blanc-grisâtre; elle se comporte au feu, et lorsqu'on la soumet à l'action de plusieurs agents, comme les matières animales,

La farine doit au gluten qu'elle contient, la propriété de faire pâte avec l'eau, et aussi celle de lever lorsque la fermentation dégage des gaz; ceux-ci, tendant à se dégager par leur légèreté, étendent le gluten comme une sorte de membrane

qu'ils parviennent difficilement à percer, et remplissent ainsi la pâte d'une multitude de cellules qui rendent le pain plus léger et plus blanc. Le gluten, par sa nature animale, rend les farines beaucoup plus nourrissantes; c'est en cela que celle de froment est surtout préférable.

Ferment.

Cette substance s'obtient principalement dans la fermentation de la bière, comme nous l'avons dit; elle prend le nom de levure de bière, et les hommes, qui font le métier de la recueillir chez les brasseurs et d'en exprimer la bière, et qui le vendent aux distillateurs et aux boulangers, se nomment *leouriers*.

Le ferment humide, abandonné à lui-même éprouve la fermentation putride; il donne à la distillation les produits des matières animales. Sa propriété la plus remarquable, et dont nous avons déjà parlé plus haut, est d'exciter la fermentation, à l'aide d'une douce température, dans les solutions aqueuses des différents sucres. Il perd cette propriété lorsqu'on le fait chauffer à la température de l'ébullition, ou qu'on le délaie dans l'eau bouillante. Un grand nombre d'agents peuvent aussi la lui enlever.

Substances animales.

Les animaux sécrètent, pendant les différents actes de la vie, différentes substances qui sont presque toutes composées des mêmes principes

dont les proportions seules sont variables: elles sont formées presque toutes d'hydrogène, de carbone, d'oxygène et d'azote; ce dernier principe seul manque dans quelques unes.

Toutes les matières animales peuvent être comprises dans deux classes: l'une, et c'est la plus nombreuse, renfermant les matières non acides, l'autre contenant les acides immédiats et ceux que l'on peut former par la réaction de quelques agents sur les matières animales. On pourrait regarder encore, comme formant une classe à part, quelques matières salines ou terreuses qui se trouvent dans les produits des animaux, et dont quelques unes sont indispensables à la formation de leurs organes; tel est, par exemple, le phosphate de chaux dans les os. Nous nous occuperons des plus importantes.

Les substances animales non acides sont la fibrine, l'albumine, la gélatine, la matière caséuse, l'urée, le principe colorant du sang, les sucres de lait et de diabète, les graisses non acides et plusieurs autres substances qui n'ont été encore que peu étudiées.

Albumine.

Cette matière est très répandue dans l'économie animale; unie à une proportion d'eau plus ou moins grande, et quelques sels, elle constitue le blanc d'œuf, le sérum du sang, le liquide des ventricules du cerveau, du péricarde, des hydro-piques, des phlyctènes formés par les vésicatoires et les brûlures, la plus grande partie de la syno-

vie ; on la trouve dans le sang , dans le chyle , etc. On la découvrira sans doute encore dans une multitude de substances qui n'ont pas été bien examinées.

L'albumine est transparente , insipide , sans odeur , plus pesante que l'eau ; elle ramène au bleu le papier de tournesol rougi , par un peu de sous-carbonate de soude qu'elle contient. Chauffée , elle répand une odeur fade particulière , avant la température d'ébullition , elle se coagule et se prend en une masse dure , opaque et blanche lorsqu'elle contient peu d'eau ; si elle est battue dans une assez grande quantité de ce liquide , elle forme en se coagulant , une sorte de réseau qui monte à la surface. Si le liquide contient des matières insolubles en suspension , elles se trouvent renfermées dans le réseau albumineux , qui laisse au-dessous de l'écume qu'il forme la liqueur limpide. C'est ainsi qu'on opère la clarification des sirops mêlés de charbon , et celle de beaucoup d'autres liquides , avec des blancs d'œufs délayés et battus dans l'eau.

En desséchant l'albumine du sang , dont on a séparé la fibrine , à une douce température , par un courant d'air , on obtient du *sang desséché* qui , délayé dans l'eau froide , conserve la plus grande partie de la propriété clarifiante de l'albumine. On expédie de France cette albumine sèche dans les colonies pour la clarification du sucre.

L'alcool coagule l'albumine en s'emparant de l'eau qui la tenait en solution , de même que cela arrive par la chaleur. L'albumine , abandonnée à

elle-même, surtout dans des vases fermés, subit promptement la fermentation putride, et développe une odeur extrêmement désagréable.

Beaucoup de solutions métalliques sont troublées par l'albumine : il se forme une combinaison entre l'oxide métallique, l'albumine et un peu d'acide; et quelquefois (lorsque le sel est une combinaison d'acide hydro-chlorique, iodique ou de chlore) le précipité est formé de chlorure et d'iodure. Comme la plupart des précipités insolubles ont très peu d'action sur l'économie animale, on voit que l'albumine peut devenir un antidote précieux dans plusieurs cas d'empoisonnements. On l'emploie particulièrement de cette manière comme contre-poison dans les empoisonnements par le sublimé corrosif (deuto-chlorure de mercure) et les sels mercuriels. Il ne faut pas l'administrer en trop grande proportion; car lorsqu'elle est en excès, elle redissout le précipité.

L'albumine contient presque toujours un peu de soufre; c'est pourquoi les œufs noircissent les pièces d'argenterie, et qu'en se putréfiant ils dégagent du gaz hydrogène sulfuré.

Les emplois de l'albumine sont très importants; on en fait usage fréquemment comme substance alimentaire, puisqu'elle entre dans la composition du sang, des œufs et de la chair musculaire; nous avons vu quelle est son utilité dans la clarification des sirops par la chaleur, et des vins par le tannin que ces liquides contiennent, et qui, s'unissant à l'albumine, forment un composé insoluble. On s'en

servait fréquemment naguère pour composer un cirage applicable sur les chaussures. Elle sert encore dans la teinture.

Fibrine.

Cette substance, formant la plus grande partie de la chair musculaire, se trouve dans le chyle et dans le sang. C'est de ce dernier qu'on l'obtient; et il suffit pour cela de battre le sang encore chaud avec une poignée de brindilles de bois. Elle s'attache à ce faisceau sous la forme de filaments allongés, rougeâtres, qui perdent leur couleur par des lavages multipliés à l'eau froide.

La fibrine, ainsi obtenue, est blanche, flexible, insipide, inodore, un peu élastique; elle contient les quatre cinquièmes de son poids d'eau, et doit à ce liquide, qui divise ses filaments, sa flexibilité, son élasticité et sa blancheur; car, desséchée, elle est cassante, jaunâtre, demi-transparente.

La fibrine donne, à la distillation, du sous-carbonate d'ammoniaque et les autres produits des substances animales. Abandonnée avec de l'eau au contact de l'air, elle se putréfie; si on renouvelle ce liquide, elle finit par se dissoudre totalement. On profite de cette propriété pour extraire la matière grasse qui est contenuë dans la chair musculaire, et que l'on fait entrer dans la composition d'une sorte de bougie.

La fibrine n'a d'autres usages que de servir de substance alimentaire dans la chair, dont elle forme la plus grande partie.

Gélatine.

Cette substance ne se rencontre pas dans les humeurs des animaux, mais toutes-leurs parties molles et solides contiennent la substance propre à la former. Les tendons, les muscles, les peaux, les cartilages, en renferment une très grande proportion, et les os en contiennent environ les deux cinquièmes de leur poids. Toutes ces substances servent à la préparation de la gélatine dans les arts : on l'extrait des os, soit en dissolvant le phosphate de chaux par l'acide hydro-chlorique faible, qui attaque peu la gélatine, soit en faisant dissoudre la gélatine dans l'eau à l'aide d'une température de 150 degrés environ, et d'une pression correspondante.

La gélatine est très soluble dans l'eau bouillante; sa solution, dans cinquante fois son poids d'eau, se prend en gelée tremblante par le refroidissement. Cette gelée s'altère promptement au contact de l'air; elle devient acide, se liquéfie, et ne tarde pas à éprouver la fermentation putride.

La solution de la gélatine dans l'eau, plus ou moins concentrée, a beaucoup d'usages dans les arts; elle constitue la colle forte dont se servent les menuisiers, les ébénistes, etc.; elle donne de la solidité à la peinture en détrempe. Préparée avec soin, elle sert dans les papeteries pour rendre le papier plus fort et moins perméable. Elle entre dans la composition du taffetas d'Angleterre et de la colle

à bouche. La gélatine la plus impure, ou colle forte noire, mêlée avec la gomme, sert à encoller le feutre dans la chapellerie, etc.

La gélatine la plus pure qu'on trouve dans le commerce est connue sous le nom de colle de poisson ou *ichtyocolle*; elle se compose des vessies natatoires de plusieurs poissons, et particulièrement de divers esturgeons. Cette colle est blanche, demi-transparente, en feuillets nombreux, roulés en cordons; elle se dissout presque totalement dans l'eau bouillante; on parvient à la délayer dans l'eau froide, en la réduisant en fragments très minces sous le marteau, et la malaxant entre les doigts; on l'étend ensuite dans du vin blanc ou de la bière, et on l'emploie, en cet état, pour coller la bière et les vins. C'est pour cet usage que l'on en fait la plus grande consommation: on s'en sert aussi pour faire des gelées dans diverses préparations pharmaceutiques et culinaires.

Matière caséuse.

Cette substance ne se rencontre que dans le lait; elle s'en sépare spontanément après que la crème est montée à sa surface, et qu'il s'est formé une petite quantité d'acide. Le lait se coagule en masse; on fait égoutter le caillé, on le lave par des lotions d'eau abondantes et multipliées; on fait égoutter la matière insoluble sur un filtre, on la fait dessécher, et la substance qui reste est le caséum pur.

La matière caséuse à l'état de pureté est blanche, insipide; inodore, susceptible de donner à la

distillation les produits des matières animales; elle forme la plus grande partie de tous les fromages que l'on prépare avec le lait; elle est en plus grande proportion dans ceux qui sont d'une qualité inférieure; c'est enfin une matière nutritive dont on consomme de grandes quantités dans le lait et les divers fromages.

Urée.

Cette substance tire son nom de l'urine dont on l'extrait; on l'a trouvée dans celle de l'homme et de tous les quadrupèdes: elle existe probablement dans l'urine de beaucoup d'autres animaux.

L'urée, aussi pure que l'on a pu l'obtenir, est blanche, transparente, inodore; elle affecte la forme de longs prismes aiguillés; sa saveur est fraîche et légèrement piquante.

Elle est sans usage jusqu'à ce jour; M. Ségalas l'a proposée dernièrement en médecine contre la maladie du diabète sucré, maladie dans laquelle l'urine change complètement de composition, et ne contient plus un atome d'urée: ce médicament nouveau paraît avoir eu quelque succès.

Matière colorante du sang.

Cette substance a été considérée depuis longtemps, par plusieurs chimistes, comme due à un oxide de fer; de nouvelles recherches ont démontré que c'était un principe *sui generis*. M. Brande l'a obtenue après avoir enlevé la fibrine, comme nous l'avons indiqué, en laissant se former dans le

sang un dépôt d'un rouge brun très foncé, puis en décantant le sérum; la matière colorante ainsi extraite retient encore un peu d'albumine: si on l'examine au microscope, elle paraît en petits globules. Elle est soluble dans l'eau; sa solution se putréfie difficilement; sa couleur se conserve jusqu'à une température voisine de 90 degrés; chauffée plus fortement, elle se trouble, puis s'éclaircit et devient incolore en laissant déposer un sédiment brun. La solution aqueuse de cette matière colorante peut être précipitée par l'alcool et par l'éther; elle se comporte au feu comme les autres matières animales, et n'est d'aucun usage.

Sucre de lait.

Cette substance ne s'est trouvée jusqu'à présent que dans le lait, d'où on l'obtient; on en prépare une grande quantité en Suisse: pour cela on évapore jusqu'à un certain point le petit lait qui reste en abondance après la préparation du fromage de Gruyère; par le refroidissement, une sorte de croûte cristalline, formée de sucre de lait impur, se dépose: il suffit de la faire redissoudre et cristalliser plusieurs fois pour l'obtenir en cristaux blancs, vendables dans le commerce, mais qui retiennent toujours une petite quantité de matière animale.

Le sucre de lait a une saveur douce, à peine sucrée; il est solide, inodore, moins soluble dans l'eau que le sucre ordinaire. On s'en sert en médecine, et on l'emploie souvent pour falsifier la

cassonade. Cette fraude est facile à reconnaître à l'aide d'une solution saturée de sucre de lait lui-même, qui ne peut plus dissoudre d'autre sucre, tandis qu'elle dissout facilement tout le sucre de canne.

Matières grasses.

On regardait autrefois les graisses et les huiles fixes comme autant de substances différentes entre elles. M. Chevreul a démontré qu'elles sont composées de quelques principes immédiats, et ne diffèrent souvent les unes des autres que par les proportions qu'elles en contiennent. Ces principes comprennent la stéarine, l'oléine la cétine, la cholestérine, la phocéine, l'éthal, l'hiricine et la butirine.

Les corps gras se distinguent aisément des autres substances animales et végétales; ils sont insolubles dans l'eau, fluides à une température peu élevée, insipides, aisément inflammables, contiennent une faible proportion d'oxygène et point d'azote. La plupart des matières grasses sont formées de stéarine et d'oléine; elles sont d'autant plus fluides que la proportion d'oléine est plus forte. Les usages de ces substances dans les arts ne sont pas fort nombreux; on les emploie les unes ou les autres pour adoucir les frottements dans diverses pièces de mécanique, pour rendre les cuirs plus souples, pour préparer différents savons, fabriquer les chandelles, quelques unes servent à l'éclairage dans les lampes, toutes sont susceptibles de pro-

duire le gaz hydrogène carboné que l'on prépare dans de grandes usines, pour fournir à l'éclairage dans quelques grandes villes. Les usages des matières grasses dans l'économie domestique sont très multipliés.

Leçon vingt-sixième.

ACIDES DES MATIÈRES ANIMALES. DIVERSES SUBSTANCES CONTENUES DANS LES ANIMAUX.

Acides stéarique, oléique et margarique. — Circonstances de leur formation. — Leurs propriétés. — Les deux derniers sont tout formés dans le gras des cadavres. — Acide sébacique. — Est formé dans la distillation des graisses. — Acides butyrique, caproïque et caprique. — Leur formation. — Leurs propriétés. — Leur odeur particulière. — Acide hydro-cyanique. — Se rencontre dans quelques végétaux. — Résulte de la décomposition des substances azotées. — Ses propriétés. — Son action extrêmement vénéneuse. — Hydro-cyanates. — Hydro-cyanate de potasse et hydro-cyanate ferruré de potasse. — Leur emploi pour reconnaître différentes solutions métalliques. — Bleu de Prusse. — Tableau des colorations diverses formées dans les solutions métalliques, par l'hydro-cyanate et l'hydro-cyanate ferruré de potasse. — Substances salines et terreuses contenues dans les diverses parties des animaux. — Os. — Leur composition dans les différents âges. — Gélatine qu'on en extrait. — Différents produits qu'on en obtient dans les arts. — Substances particulières à quelques animaux. — Leurs propriétés. — Leurs emplois. — Civette. — Musc. — Castoréum. — Ivoire. — OEufs. — Laitance. — Os de sèche. —

Coquilles. — Cantharides. — Enveloppes osseuses. — Zoo-phytes. — Fermentation putride. — Danger des émanations animales. — Moyen de le prévenir. — Conservation des matières animales et des substances alimentaires.

LES acides du règne animal sont assez nombreux, on en compte vingt-six ; ce sont les acides stéarique, oléique, sébacique, cholestérique, margarique, butirique, phocénique, hircique, caprique, caproïque, urique, pyro-urique, purpurique, rosacique, amniotique, lactique, formique, caséique, hydro-cyanique ferruré, acétique, benzoïque, malique et oxalique.

Parmi ces acides, les dix premiers sont extraits des corps gras, et ont beaucoup d'analogie avec les graisses; les quatre derniers sont compris dans les acides végétaux, et nous avons eu déjà l'occasion d'en parler.

Acides stéarique et oléique.

Nous avons vu, en parlant des savons, que ces deux acides se produisent lorsqu'on traite les matières grasses par les alcalis. Il se forme à la fois des stéarates et des margarates alcalines, et souvent plusieurs sels contenant des acides gras. Ces sels constituent les différents savons. L'acide stéarique est blanc, insipide, inodore, fusible et susceptible de cristalliser par le refroidissement en aiguilles entrelacées d'un blanc éclatant. Il est insoluble dans l'eau et très soluble dans l'alcool, plus à chaud qu'à froid : l'eau le précipite de cette

solution; il forme avec les bases, des stéarates qui n'ont d'autre utilité que de composer les savons. *Acide oléique*; cet acide se rencontre tout formé dans le gras des cadavres, comme l'acide margarique, il a une légère saveur rance; il est presque insoluble dans l'eau, très soluble dans l'alcool. Sa consistance est oléagineuse; c'est de là que lui est venu son nom; il forme avec les bases plusieurs sels nommés *oléates*.

Acides sébacique, butirique, caprique et caproïque.

L'acide sébacique est un produit de la distillation des graisses; il est inodore, peu sapide, cristallisable en petites aiguilles blanches; l'eau bouillante qui en est saturée se prend en masse en refroidissant; il est soluble dans l'alcool, et forme différents sels avec les bases. Il est sans usage.

Les acides butirique, caproïque et caprique, sont formés par l'action des alcalis, sur une huile qui se trouve dans le beurre, unie à l'oléine et à la stéarine. Il se forme dans cette saponification de la glycérine et des acides margarique et oléique.

L'acide caproïque présente les mêmes caractères: son odeur seule est différente; elle est un peu piquante, analogue à celle de la sueur.

L'acide caprique, cristallisable, en petites aiguilles, est fusible à une température un peu élevée; son odeur est analogue à celle de l'acide caproïque et se rapproche de celle du bouc.

L'acide hircique résulte de la saponification d'une huile particulière trouvée dans les graisses de bouc et de mouton, et nommée *hircyne*; il est

incolore, liquide à zéro, volatil; son odeur rappelle celle du bouc et de l'acide acétique; il est très soluble dans l'alcool et peu soluble dans l'eau; il forme des sels avec plusieurs bases; sa combinaison avec l'ammoniaque développe une odeur de bouc très prononcée.

Acides hydro-cyanique, hydro-cyanique ferruré et hydro-cyanates.

L'acide hydro-cyanique se rencontre dans quelques parties des végétaux: les amandes amères, les feuilles de laurier-cerise, les feuilles et les fleurs de pêcher; il se produit dans toutes les calcinations des substances azotées animales et végétales. Cet acide est formé d'hydrogène et d'un radical nommé *cyanogène* qui se compose lui-même d'azote et de carbone (azote carboné): on le connaissait naguère sous le nom d'acide *prussique*.

Cet acide, à la température ordinaire, est liquide, diaphane, incolore; sa saveur est fraîche d'abord, puis âcre et irritante. Son odeur analogue à celle des amandes amères, lorsqu'il est étendu dans une grande quantité d'air, est si forte quand on le respire presque pur, qu'elle produit de violents maux de tête et des étourdissements.

L'acide hydro-cyanique agit sur l'économie animale avec une énergie extraordinaire: l'extrémité d'un tube de verre légèrement imprégné de cet acide, posée dans la gueule d'un chien vigoureux, déterminait trois grandes inspirations précipitées, et l'animal tomba roide mort sans que ses organes

conservassent les moindres indices d'irritabilité. Une quantité d'acide aussi faible, mise sur l'œil d'un chien produisit les mêmes effets. Une goutte de cet acide introduite dans la veine jugulaire d'un autre chien, renversa l'animal aussi rapidement que s'il eût été frappé d'un coup de foudre.

L'acide hydro-cyanique pur est le plus violent de tous les poisons; on ne saurait donc prendre trop de précautions pour se mettre à l'abri de sa vapeur lorsqu'on le prépare.

M. Magendie a conseillé l'usage de cet acide en dose très faible contre les maladies de poitrine: on l'emploie rarement.

L'acide hydro-cyanique, en se combinant avec les bases, forme des hydro-cyanates qui ont été peu étudiés; leurs propriétés les plus remarquables sont de former dans les diverses solutions métalliques des précipités qui par leur couleur indiquent le métal auquel ils appartiennent. Nous ferons connaître plus loin ces colorations.

L'hydro-cyanate de potasse est toujours avec excès d'alcali; il s'altère facilement; aussi l'emploie-t-on rarement dans les laboratoires; mais, si on y ajoute une petite quantité d'oxide noir de fer, l'excès d'alcali peut être neutralisé par une quantité nouvelle d'acide hydro-cyanique. Il cristallise alors très facilement, devient beaucoup moins altérable, et résiste même à l'action de plusieurs acides. Ce nouveau composé se nomme hydro-cyanate ferruré de potasse; il est fréquemment utile aux chimistes pour reconnaître les oxides contenus dans diverses solutions. Si l'on en verse quelques

gouttes dans une solution de tritoxide de fer, par exemple, il se forme à l'instant un précipité d'un beau bleu, plus ou moins intense, suivant la concentration de la solution. Nous indiquerons plus loin les colorations produites par cet hydro-cyanate dans les diverses autres solutions métalliques.

On ne rencontre dans la nature aucun hydro-cyanate. L'hydro-cyanate ferruré de potasse se prépare en grand, dans les fabriques, en calcinant ensemble des matières animales, de la potasse et une petite quantité d'oxide de fer, lavant le résidu de cette calcination, filtrant la solution et la laissant cristalliser après l'avoir fait évaporer convenablement. L'hydro-cyanate ferruré cristallise en prismes quadrangulaires, d'une belle couleur jaune citrine; il est transparent, sans odeur. On l'emploie pour fabriquer le bleu de Prusse du commerce, qui est un hydro-cyanate de fer mêlé d'alumine, d'amidon ou de sulfate de chaux. Ce bleu est employé, en grande quantité dans la teinture des draps et la peinture des papiers.

On prépare le bleu de Prusse en précipitant l'hydro-cyanate ferruré de potasse par le trito-sulfate de fer; on ajoute ordinairement de l'alun dont l'alumine précipitée, par un excès de potasse, se mêle intimement avec l'hydro-cyanate de fer.

L'hydro-cyanate de fer pur s'emploie dans les laboratoires pour préparer l'acide hydro-ferro-cyanique.

Les solutions d'hydro-cyanate ferruré de potasse et d'hydro-cyanate de potasse simple ne sont point troublées par les solutions alcalines, ni par celles

des sels alcalins; comme elles sont au contraire précipitées par les solutions de presque tous les oxides métalliques des quatre dernières classes et quelques sels terreux, la couleur particulière à plusieurs de ces précipités peut servir d'indice pour reconnaître la présence des oxides correspondants. Le tableau suivant indique ces diverses colorations caractéristiques.

TABLEAU DES PRÉCIPITÉS OBTENUS

DANS LES SOLUTIONS	PAR L'HYDRO-CYANATE	
	FERRURÉ DE POTASSE.	DE POTASSE.
Zircône.	Blanc ou jaune serin.	Jaune sale.
Manganèse.	Blanc.	Orangé.
Fer protoxidé.	Blanc bleui à l'air.	Vert bleuâtre.
Deutoxide de fer.	Bleu clair.	A peine sensible.
Tritoxide de fer.	Bleu foncé.	Blanc.
Étain.	Blanc.	<i>Id.</i>
Zinc.	<i>Id.</i>	<i>Id.</i>
Cadmium.	<i>Id.</i>	<i>Id.</i>
Antimoine.	<i>Id.</i>	<i>Id.</i>
Urane.	Couleur de sang.	Blanc jaune.
Cérium.	Blanc.	Cannelle claire.
Cobalt.	Vert herbacé.	Blanc.
Titane.	Rouge-brun.	<i>Id.</i>
Bismuth.	Blanc.	Jaune.
Protoxide de cuivre.	<i>Id.</i>	Blanc jaunâtre.
Deutoxide de cuivre.	Cramoisi.	Jaune.
Nickel.	Vert-pomme.	Blanc.
Plomb.	Blanc.	Jaune.
Deutoxide de mercure.	<i>Id.</i>	Blanc. Soluble dans un excès d'hydro-cyanate.
Argent.	Blanc bleui à l'air.	Blanc. Passe au beau jaune.
Or.	Blanc.	
Palladium.	Olive.	

Substances salines ou terreuses contenues dans différentes parties des animaux.

Toutes les parties solides, les humeurs et les parties molles des animaux contiennent une certaine proportion de quelques matières terreuses et salines; on y a rencontré les *oxides* de fer, de silicium ou de manganèse; les phosphates de soude, de magnésie, d'ammoniaque; le sous-phosphate de chaux; les sous-carbonates de soude, de potasse, de chaux et de magnésie; les sulfates, hydro-chlorates et benzoates de potasse et de soude; l'acétate de potasse, l'oxalate de chaux, l'urate d'ammoniaque, et le lactate de soude.

Parmi ces matières, celles que l'on rencontre le plus fréquemment ensemble sont le phosphate de chaux, l'hydro-chlorate et le sous-carbonate de soude; et parmi celles-ci le sous-phosphate de chaux seul est une partie constituante d'une des matières solides des animaux, puisqu'il forme environ les 40 centièmes des os. Sa proportion varie cependant suivant l'âge des individus, elle est d'autant moindre qu'ils sont plus jeunes, et d'autant plus grande qu'ils sont plus avancés en âge. La substance cellulaire varie dans un rapport inverse avec l'âge des animaux, de manière que les os, qui d'abord ressemblent à une sorte de cartilage et ont beaucoup de souplesse, deviennent de plus en plus solides, durs, et finissent par contenir une si grande quantité de phosphate qu'ils sont presque cassants.

D'après l'analyse de Fourcroy et M. Vauquelin,

les os de bœufs sont composés d'environ 50 de tissu cellulaire, 37 de phosphate de chaux, de 10 de carbonate de chaux, 1, 3 de phosphate de magnésie; ils contiennent en outre des traces d'alumine, de silice, d'oxide de fer et d'oxide de manganèse. Il paraît que cette composition des os est la même dans tous les autres animaux parvenus à l'âge adulte.

Le tissu cellulaire des os se compose presque entièrement d'une matière qui se convertit en gélatine dans l'eau bouillante; nous avons vu qu'on peut obtenir cette gélatine utilement dans les fabriques, soit en les traitant par l'acide hydro-chlorique faible, soit en les traitant à une température plus élevée que l'eau bouillante dans la marmite de Papin.

Les os traités par l'acide hydro-chlorique, étendus d'eau sont dépouillés des phosphates de chaux et de magnésie, des oxides de fer et de manganèse, et du carbonate de chaux; il ne reste presque plus que le tissu cellulaire; ils conservent leur forme et diminuent de volume; en séchant, ils deviennent demi-transparents, flexibles et d'une couleur fauve. Il se dissolvent presque entièrement dans l'eau bouillante, et donnent de la gélatine, qu'on emploie comme substance alimentaire et comme colle forte.

Lorsqu'on fait bouillir les os dans la marmite de Papin avec de l'eau, la plus grande partie du tissu cellulaire se convertit en gélatine et se dissout. Cette substance formant le seul lien qui réunit les molécules du phosphate de chaux, celui-ci devient alors friable, et se divise en bouillie dans la liqueur; si l'on en sépare le liquide, et qu'on le fasse rap-

procher, il se prend en gelée par le refroidissement ; on coupe celle-ci en tranches que l'on fait dessécher à l'air, et qui alors forment une sorte de colle forte. Ce procédé est suivi en grand dans plusieurs fabriques.

Les os ne servent pas seulement à préparer la gélatine, ils ont encore beaucoup d'autres emplois utiles ; on en extrait l'acide phosphorique et le phosphore. Calcinés à l'air, ils donnent du phosphate de chaux blanc, que l'on emploie pour préparer les coupelles, et pour donner au cristal une teinte opaline ; broyés dans leur état naturel et répandus sur les terres, ils forment un excellent engrais, dont l'action se prolonge pendant plusieurs années ; calcinés en vase clos, leur substance organique se charbone, et ils produisent un noir employé dans la peinture, et qui entre dans la composition du cirage anglais ; la même matière charbonneuse des os, réduite en poudre, est employée en quantité considérable dans la fabrication et le raffinage du sucre. Son utilité dans cet emploi est fondée sur la précipitation des matières colorantes, précipitation que le carbone opère avec une grande énergie (1).

En coupant une extrémité des os de pieds de bœufs (tibia), et les plongeant dans l'eau bouillante, il en sort une matière huileuse connue sous le nom d'huile de pieds de bœufs, et que l'on emploie pour graisser les pièces frottantes des méca-

(1) Voyez quelques détails sur cette propriété du carbone, pages 174 et 176.

niques et pour faire des fritures. Les os, décomposés en vase clos par la chaleur, laissent non seulement un résidu charbonneux utile; mais leurs produits gazeux condensés, dans des appareils réfrigérants, donnent une petite quantité d'acétate et d'hydro-cyanate d'ammoniaque, une huile noire et une grande quantité de sous-carbonate d'ammoniaque. Ce dernier produit sert à la préparation du sel ammoniac, employé dans l'étamage, etc., et du sulfate d'ammoniaque, qui entre dans la composition de l'alun, et sert à fabriquer plusieurs produits ammoniacaux; enfin l'huile noire, qui est aussi l'un des produits de la distillation des matières animales, rectifiée par une seconde et une troisième distillation, donne une huile blanche ou jaunâtre, connue sous les noms d'huile de Dippel ou de corne de cerf; elle est très employée en médecine. C'est un puissant antispasmodique, etc.

Substances particulières à quelques classes d'animaux, et remarquables par leurs propriétés.

On peut citer, parmi ces matières propres à quelques mammifères, la civette, le musc, le castoréum, l'ivoire, la corne de cerf; dans les oiseaux, les œufs; la laitance chez les poissons et leurs os; parmi les mollusques, l'encre et les os de la sèche, les coquilles et la nacre de perles; chez les crustacés, la matière qui forme leur enveloppe; parmi les insectes, les cantharides, la cochenille, le miel et la cire; dans les zoophytes, le corail, la coraline, le madrépore et l'éponge.

Civette. Cette substance a une odeur forte, aromatique; elle est d'un jaune pâle, d'une consistance molle; elle se trouve dans une vésicule près de l'anus chez deux petits quadrupèdes du genre *viverra*, qui vivent l'un en Afrique, l'autre dans l'Arabie et dans les Indes. On l'emploie dans la parfumerie, et particulièrement pour aromatiser le tabac.

Le *musc* est une substance très remarquable par l'odeur très forte qu'elle peut répandre, à la dose d'un seul grain, dans un grand espace et pendant plusieurs années. Elle est amère sous forme de grumeaux, se trouve dans une bourse que porte le chevrotin près du nombril; cet animal habite le Thibet et la grande Tartarie. Le prix très élevé du musc est cause qu'on le falsifie souvent dans le commerce, avec des matières grasses analogues à celles qui entrent dans sa composition. On en fait un grand usage dans la parfumerie; il s'emploie aussi en médecine.

Le *castoréum* a de l'analogie avec la civette et le musc; son odeur est très forte et volatile; il se trouve dans deux poches situées dans les aines du castor; on ne l'emploie qu'en médecine.

L'*ivoire* est composé des mêmes substances que les os; sa texture est beaucoup plus fine et plus serrée; il est susceptible d'acquérir un beau poli. Les tabletiers en font un grand usage, et les rognures qu'ils rejettent servent, lorsqu'elles sont carbonisées, à préparer un noir d'une belle nuance et très recherché dans la peinture. L'ivoire constitue les dents de l'éléphant.

Les *cornes de cerf* sont absolument de la même nature que les os ; les râclures que les tabletiers en séparent servaient autrefois à préparer une gélatine dont les médecins faisaient un fréquent usage. On retirait aussi des cornes de cerf l'huile de Dippel et le carbonate d'ammoniaque, que l'on obtient aujourd'hui des os et d'autres matières animales.

Les *œufs* sont formés d'une matière blanche, analogue au sérum du sang, et dont nous avons parlé en traitant de l'albumine ; d'un *jaune* qui contient de l'albumine, deux matières grasses, l'une analogue à l'oléine, et l'autre à la stéarine ; d'une première enveloppe membraneuse, qui contient de l'albumine ; enfin d'une dernière enveloppe, ou coquille blanche, solide, composée de matière animale, de carbonate de chaux, et de petites proportions de carbonate de magnésie, de phosphate de chaux, de soufre et d'oxide de fer. On conserve les *œufs* très long-temps sans altération sensible, dans de l'eau de chaux.

La *laité* des poissons, et celle de la carpe particulièrement, ont cela de particulier, qu'elles contiennent du phosphore, outre les principes ordinaires des matières animales.

L'*os de sèche* est un corps ovale, aplati, blanc, celluleux d'un côté, compacte de l'autre, formé de matière animale et de carbonate de chaux ; il se trouve vers le dos de la sèche commune ; on l'emploie pour composer des poudres dentifrices ; et on le suspend dans les cages des oiseaux, qui s'en servent pour aiguiser leurs becs.

Les *coquilles* sont les enveloppes osseuses de divers coquillages ; les unes sont compactes, et d'autres formées de couches qui forment la nacre de perle et sont recouvertes d'un épiderme solide ; toutes, suivant M. Hatchett, sont formées de matière animale, de carbonate de chaux, de traces de carbonate de magnésie, de phosphate de chaux et d'oxide de fer. Les perles se trouvent dans les mêmes coquilles que la nacre, et sont de même nature.

Les cantharides ont une action vésicante très prononcée. M. Robiquet est parvenu à en extraire le principe actif sous forme cristalline lamelleuse : un gros de cette matière dans deux gouttes d'huile d'amandes douces agit vivement sur la peau.

Les *enveloppes osseuses* des homards, des crabes, etc., sont formées de carbonate de chaux et d'un peu de phosphate calcaire : la matière colorante de ces crustacés est contenue dans leur intérieur ; d'après M. Lassaigne, elle ne fait que se répandre à la surface par la cuisson.

Les zoophites sont formés, suivant M. Hatchett, les uns d'une grande quantité de carbonate de chaux et d'un peu de matière animale ; les autres d'une grande quantité de matière animale et d'un peu de carbonate de chaux ; d'autres encore contiennent outre ces substances un peu de phosphate de chaux ; tels sont le *madrepora polymorpha*, l'*iris ochracea*, le *coralina opuntia*, le *gorgonia nobilis* ou corail rouge ; enfin, dans une dernière classe, M. Hatchett range les zoophites qui ne contiennent presque que de la matière animale sem-

blable à l'albumine coagulée : telle est l'éponge dans laquelle M. Fyfe a trouvé en outre de l'iode,

Fermentation putride.

Les matières animales abandonnées à elles-mêmes, hors l'état de vitalité, se putréfient très facilement ; leurs principes se désunissent, et, se combinant en d'autres proportions, donnent lieu à des produits nouveaux ; il se forme de l'ammoniaque, de l'eau, de l'acide carbonique, de l'acide acétique, de l'hydrogène carboné : plusieurs de ces substances se dégagent sous forme gazeuse, et servent de véhicule à une partie de la matière elle-même en partie décomposée. L'odeur qu'ils développent est fétide et presque insupportable.

Ces émanations animales ne sont pas seulement incommodes ; elles présentent souvent des dangers, et causent des désordres plus ou moins grands dans notre économie. On a fait, depuis long-temps, des recherches sur les moyens de prévenir les maladies causées par des miasmes putrides ; on doit à M. Guyton le procédé de désinfection le plus puissant que l'on connaisse ; il consiste en des fumigations de chlore gazeux ; nous avons vu, en traitant de ce corps simple, comment on le prépare, comment il agit en enlevant l'hydrogène et désorganisant ainsi les miasmes.

Nous avons dit, en parlant du chlore de chaux, que la solution de ce composé s'appliquait aux mêmes usages avec beaucoup de succès depuis qu'elle a été indiquée par M. Labarraque.

S'il importait d'arrêter les progrès de la fer-

mentation putride , il était peut-être plus utile encore de prévenir la fermentation des matières animales , et principalement des substances alimentaires. On y réussit en supprimant une ou plusieurs des circonstances nécessaires à la fermentation : l'humidité , une température douce , et une petite quantité d'oxygène libre , ou leur faisant contracter des combinaisons qui les rendent impu-
rescibles.

Ainsi on conserve la plupart des substances animales ; 1^o en leur faisant subir un degré de dessiccation assez avancé ; 2^o en les maintenant à une température basse ; 3^o en les imprégnant d'une solution saturée de deutro-chlorure de mercure (sublimé corrosif) (1) ou d'une huile essentielle ; 4^o en les plongeant dans quelques acides ; 5^o en les combinant avec le tannin ; 6^o en les enfermant dans des vases bien bouchés , et les faisant chauffer à un degré de température voisin de l'ébullition , afin de combiner à la substance renfermée la petite quantité d'oxygène resté dans l'air renfermé avec elle.

Ce dernier procédé de conservation que l'on doit à M. Appert a rendu de grands services depuis qu'on l'exploite en grand dans des usines assez considé-

(1) Le mode de conservation par le *sublimé* s'applique aux cadavres ; il a été indiqué par M. Chaussier. J'ai vu le corps du colonel Morland ainsi conservé et rapporté en France : il était dur comme du bois et sonore ; les traits n'étaient pas altérés , mais la peau avait pris une teinte plus foncée. Ce procédé est préférable à tous les embaumements connus.

{ Note du traducteur. }

dérables : M. Appert lui-même prépare des substances alimentaires de toute nature en les enfermant dans des boîtes en fer-blanc soudées. Ces préparations sont très précieuses dans les voyages sur mer : elles se conservent plusieurs années sans altération sensible.

Les Anglais se sont emparés de cette industrie, et l'exploitent beaucoup plus en grand qu'on ne le fait en France.

FIN.

Table.

ACÉTATES. État naturel, propriétés générales, 395.
— *De cuivre*, propriétés, emplois, 396. — *De fer*,
préparation, usages. — *De plomb* (et sous-acétate),
préparation, emplois, 397.

ACIDES. Propriétés générales, 142 et 305; leur ac-
tion sur les métaux, 194; sur les oxides, 334 à
337; les uns sur les autres, 331 à 334.

ACIDES ANIMAUX, 468 à 474. — *Butyrique*, *capri-
que*, *caproïque*, 470. — *Hydro-cyanique*, se ren-
contre dans les végétaux, sa composition, ses ca-
ractères; est le plus violent des poisons; com-
posés qu'il forme, 470 à 474. — *Oléique*, 469.
— *Sébacique*, 470. *Stéarique*, 469.

ACIDES MÉTALLIQUES, 189. — *Arsénieux*. — *Arsé-
nique*, 201.

ACIDES MINÉRAUX, 304 à 330. — *Borique*, état na-
turel, extraction, 307; propriétés, emplois, 308.
— *Carbonique*, 308; produit dans la respiration,
105 et 169; dans les eaux minérales, 167,
309 et 310, vicie l'air des mines, 310; sa pré-
paration, 311; ses propriétés, 312; son action
sur les végétaux, 313 et 376. — *Hydro-sulfuri-
que*, sa présence dans les eaux minérales, dans
les œufs; son action délétère, 143; prépara-
tion, propriétés, 328 et 329. — *Sulfureux*, 142;
enlève les taches de fruit, etc., 144; sa prépa-
ration, 319; ses propriétés, ses emplois, 320.
— *Sulfurique*, 144 et 315; sa préparation, 316
à 318; ses combinaisons naturelles, 315, pro-
priétés, usages, 318 et 319.

ACIDE CHLORO-CYANIQUE, 240. — *Hydro-chlorique*,
son état naturel, ses emplois, 321; fabrication,

- 322 ; composition , 323 ; sert à préparer le chlore , 323. — *Nitreux* , préparation , emplois , 226 et 327. — *Nitrique* , sa composition , combinaisons naturelles , préparation , propriétés , décomposition , action sur les métaux , emplois , 327 et 328.
- ACIDES VÉGÉTAUX.** Leurs propriétés générales et leur nomenclature , 392 à 394. — *Acétique* , état naturel , préparation , propriétés , 394. — *Citrique* , extraction , propriétés , emplois , sels qu'il forme , 398. — *Galique* , état naturel , propriétés , usages , 399. — *Tartrique* , préparation , propriétés , emplois , 420.
- ACIER.** Propriétés , préparation , analyse , 244 à 250.
- AÉROSTATS** , 125 à 129.
- AFFINITÉ** , 12 ; dépend de l'état électrique des corps , 15 et 212 à 235.
- AGENTS IMPONDÉRABLES** , 8.
- AIR ATMOSPHÉRIQUE** , 92 , sa composition , 94.
- ALBUMEN** des graines , 371.
- ALBUMINE.** Etat naturel , propriétés , emplois , 458 à 461.
- ALCALIS** et terres alcalines , 286 à 304.
- ALCALIS VÉGÉTAUX.** Leur découverte , nomenclature , propriétés générales , 389 et 390.
- ALCOOL.** Extrait de différents liquides , 449 ; est formé dans la fermentation ; distillation , propriétés , emplois , 449 à 451.
- ALLIAGES** , 197 ; propriétés , préparation , emplois , 265 à 270.
- ALOÈS** , 428.
- ALUMINE.** Etats naturels , dans le saphir , le rubis ; ses mélanges avec d'autres terres ; extraction , propriétés , 280 à 282.
- AMALGAMES** (*Voyez ALLIAGES*).
- AMANDES** des graines , 371.
- AMIDON.** Etats naturels , extraction , propriétés ,

- usages; forme le *tapioka*, le *sagou*, l'*arrowroot*, etc., 412.
- AMMONIAQUE. Historique; composition, combinaisons naturelles, emplois, 299 à 302.
- ANALYSE. Sa définition, 163.
- ARGENTURE, 199.
- ARSENIC. Oxydes et acides qu'il forme, 201.
- ASPARAGINE. Extraite de l'asperge, 411.
- ASSA-FŒTIDA, 427.
- ATTRACTION MOLECULAIRE et AFFINITÉ, 12, 212 à 235.
- AZOTE, 94 à 105.
- BARIUM, 210.
- BARRAS ou *galipot* (*térébenthine* impure), 426.
- BARYTE. Ses propriétés, ses emplois, 292 et 293.
- BATTERIE VOLTAÏQUE, 185; opère la décomposition des sels, 231.
- BAUMES. Leur composition. — *Du Pérou* — *De Tolu*, propriétés, usages, 429.
- BASES SALIFIABLES, 216.
- BENJOIN. Propriétés, usages, 429.
- BIÈRE. Sa préparation; mousseuse; causes de son goût, 445 et 446.
- BORATES MÉTALLIQUES (sous-). — *De soude* et *de magnésie*. Etat naturel, 307.
- BORAX. Préparation, propriétés, emplois; son action sur les oxydes métalliques, 338 à 340.
- BRAI SEC, ou *colophane*. Extrait de la *térébenthine*, 426.
- BRASURE, 200.
- BRIQUETS PHOSPHORIQUES, 153 — *oxygéné*, 364.
- BRONZE, 198.
- CALCIUM, 209.
- CALORIMÈTRE. Théorie de sa construction, 75 et 76.
- CALORIQUE ou CHALEUR, 16; — son état dans différents corps et dans les différents états des mêmes

- corps, 20; son rayonnement, 22; dilatation; fusion et gazéification qu'il opère, 28 et 29; (conductibilité des corps pour le) 38; phénomènes dus à cette propriété, 38 à 45; congélation de l'eau par son dégagement, 45; condensation de la vapeur d'eau, phénomènes qui en résultent dans l'atmosphère, 50 et suiv.; *chaleur* spécifique des corps, 57 et suiv.; *chaleur* développée par compression; frottement, cristallisation et combinaison, 69 et 70.
- CAMPRE. Etat naturel, propriété, extraction, emplois, 433 et 434.
- CANTHARIDES. Leur principe vésicant, 481.
- CAOUTCHOUC, gomme élastique, son extraction, état naturel, propriétés, usages, 430; fossile, 431.
- CARBONATES, 342 à 346. — *D'ammoniaque*, 301. — *De chaux*. Etat naturel, emploi, 342. — *De cuivre, de fer*. Etat naturel, exploitation, 342, 343. — *De plomb*. Etat naturel, préparation, emplois, 345 et 346. — *De potasse, de soude*. Préparation, emplois, 343 à 345.
- CARBONE, 157, constitue le charbon, 188; le diamant, 161; uni au fer forme l'acier, la plombagine, la fonte, 243 à 250; sa combinaison avec l'or, le cuivre et l'étain, 251.
- CARBURES, 198. — *De fer*, 173. — *De soufre*, 238.
- CARTHAME. Extraction de sa matière colorante, 438.
- CASTOREUM. Extraction, usages, 479.
- CHALEUR (*Voyez* CALORIQUE).
- CHALUMEAU, 191; à gaz oxygène, 191; à gaz hydrogène, 136.
- CHARBON. Sa préparation, 158 et suiv.; sa fusion, 164; sa combustion, 155; ses propriétés antiputrides et décolorantes, 173 et suiv., 477.
- CHAUX. Phénomènes de son extinction, 288; combiné à l'acide carbonique, forme le marbre, différentes pierres, etc., 289; ses propriétés, 291.

- CHIMIE. Historique, 1 et 2; définition, 3; application à l'agriculture et aux arts, 4 et 5.
- CHLORATES. Préparation, phénomènes des combustions qu'ils opèrent, 361 et 362. — *De potasse*, préparation; opère la combustion du phosphore sous l'eau; propriétés, usages, 362 à 364.
- CHLORE. Sa préparation, ses emplois, 323, 324.
- CHLORURES. — *D'azote*; détonation qu'il produit avec le phosphore, 241. — *De calcium*, propriétés, emplois, 358. — *De chaux*; ses emplois, sa préparation, son essai par l'indigo, 364 à 366. — *De sodium*, 358 à 361. — *De soude*; préparation, emplois, 366.
- CIDRE. Sa préparation, alcool qu'on en tire, 448 et 449.
- CINABRE. Etat naturel, préparation, emplois, 361.
- CHINCHONINE, 391.
- CIRE. Etat naturel, extraction, propriétés, emplois, 431 à 433.
- CIVETTE. Extraction, usages, 479.
- COHÉSION, 12.
- COMBINAISONS; 214; en proportions définies, 226.
- COMBUSTION. Sa théorie, phénomènes qu'elle présente, 95 à 99.
- COMPOSÉS BINAIRES, 235 à 271.
- CONSERVATION des cadavres et des substances alimentaires, 483.
- COQUILLES. Leur composition, leurs variétés, 481.
- CORAIL, 481.
- CORNE DE CERF. Composition, usages, 480.
- CORPS (classification des), 8 à 11; combustibles simples, non métalliques, 8; simples et composés, 6, 7 et 8.
- CYANOGENE, 240.
- DÉCOMPOSITION des corps, 5 et 6; des sels par l'électricité, 231. — *Double décomposition*, 223.

- DEUTOXIDE D'AZOTE. Préparation, propriétés, application, 326.
- DIAMANT, sa nature, 161.
- DISTILLATION des liquides alcooliques, 449 à 451; des éthers, 451 à 453.
- DIVISION et DÉCOMPOSITION des corps, 5 et 6.
- EAU. Sa formation et sa décomposition, 109 à 112, 118 et 170; son action dans la germination, 374; sur les végétaux, 378.
- ÉBULLITION. Phénomène qu'elle présente, 46 et 47.
- ELECTRICITÉ. Histoire de sa découverte, 77, 78; phénomènes chimiques qu'elle produit, 80, 83, 87; positive et négative, 86; courants électriques, leurs influences magnétiques, 90.
- ÉMÉTINE. Principe actif de l'ipécacuanha; propriétés, emploi en médecine, action vénéneuse, 391, 392.
- ENCRE SYMPATHIQUE, 202.
- EQUIVALENTS CHIMIQUES, 230.
- ÉTAMAGE, 199.
- EUPHORBE, 428.
- ÉVAPORATION, 50 et suiv.; — à la température de la glace, 72.
- FÉCULE de pommes de terre, 412.
- FERMENT, 444, 447.
- FERMENTATION. On en distingue quatre sortes, 442.
— *Saccharine*, circonstance de son développement, appliquée à la fabrication de la bière, 442 à 444. — *Alcoolique*, circonstances qui la déterminent, 444, 445. — *Acide*, a lieu après la fermentation alcoolique; convertit le vin en vinaigre, 453, 454. — *Putride*, composés qu'elle forme, moyens de désinfection, 482.
- FIBRINE. Matières animales qui la contiennent, son extraction, ses propriétés, 461.

- FROID. Produit par différents moyens, 71 et 72.
- FUSION de différents corps par la chaleur, 50.
- GALIPOT (*térébenthine impure*), 426.
- GAZ AMMONIAC. Ses propriétés; son action sur l'oxygène; sa décomposition par le charbon, 302, 303.
- GAZ. Moyens de le condenser; 93 et 94; gaz-light; son emploi dans l'éclairage, préparation, dangers de son explosion, 122 à 124 et 171.
- GELATINE. Substances propres à la former; ses propriétés, emplois dans les arts, 462, 463.
- GERMINATION. Circonstances qui la favorisent ou l'arrêtent, (action de la chaleur, de l'oxygène, de l'eau sur la); 373 à 374.
- GLACE. Phénomènes de sa fusion, 64; sa formation dans le vide, 73, 74.
- GLUCINE. Son état naturel, ses propriétés, 284.
- GLUTEN. Son extraction de la farine, ses propriétés, 456.
- GOMME. Etat naturel. — *Arabique*. — *Du Sénégal*. — *De la graine de lin*; propriétés, emplois, 413.
- GOMMES RÉSINES. Leurs caractères. — *Gomme ammoniacque*. — *Assa-fœtida*, 427. — *Euphorbe*. — *Gomme gutte*, Myrrhe, Oliban, Aloès; leurs propriétés, leurs emplois, 428.
- GOUDRON; obtenu des résidus de térébenthine, ses usages, 426.
- GRAINES. Parties qui les composent; leur germination, 370 à 375.
- HÉMATINE. Son extraction, ses propriétés, 439.
- HUILES, 416 à 424. — *Grasses*, propriétés, composition, extraction, 417. — *D'olives*, ses variétés, extraction, emplois, procédé pour reconnaître sa falsification, 417, 419. — *D'amandes douces*; extraction, usages. — *De navette*. — *De ricin*. — *De lin*. — *D'œillet*. — *De noix*. — *De che-*

- nevis*. — *De muscade*. — *De cacao*; leur extraction, propriétés, emplois, 419 et 420. — *De pied de bœuf*, 475. — **ESSENTIELLES**, leur extraction, propriétés générales; savonules qu'elles forment; sont la cause de l'odeur des végétaux aromatiques, 422 à 424. — *De jasmin*. — *De roses*. — *De fleur d'oranger*. — *De bergamotte*. — *De citron*, 424.
- HYDRO-CHLORATES**, 356 à 361; propriétés générales, 357. — *De chaux*, état naturel, préparation, propriétés, 357 et 358. — *De soude*, extraction, 358 à 360; emplois dans les arts, propriétés, 360, 361.
- HYDRO-CYANATES**. Leurs propriétés, 472; de potasse et de potasse ferrurée; propriétés, emplois, 472 et 473; tableau des précipités qu'ils forment dans diverses solutions métalliques, 474. — *De fer* (bleu de Prusse), sa préparation et ses usages, 473.
- HYDROGÈNE**, 108; forme de l'eau par sa combustion, 109; sa préparation, 110 et 117; ses propriétés; phénomènes curieux de sa combustion, 114 à 117, expériences amusantes avec ce gaz; sert à emplir les ballons, 126 et suiv.; ses phénomènes dans l'atmosphère, 129; son inflammation par l'éponge de platine, 135.
- HYDROGÈNE CARBONÉ**. Sa production dans les différents modes d'éclairage, 119 à 122; sa production dans les houillères; moyen de prévenir son explosion, 130 à 134. — *Hydrogène proto-carboné*, *deuto-carboné*, *quadri-carboné*, 237 et 238.
- HYDROGÈNE PHOSPHORÉ**. Cause des feux follets, 154; sa préparation, expériences curieuses de sa combustion, 155.
- HYDROGÈNE SULFURÉ** (acide hydro-sulfurique), 143; préparation, propriétés, 328 et 329.

- IGNITION. 56.
- INDIGO, plantes d'où on le tire; extraction, ses différentes qualités dans le commerce; propriétés; emplois, 440 à 442.
- IODE, ses combinaisons, 241, 242.
- IODURE d'azote, 242.
- IVOIRE. Sa composition, ses usages, 479.
- KININE. Sulfate qu'elle forme, son extraction, ses propriétés, ses usages en médecine, 360 et 391.
- LABORATOIRES SALUBRES, 190.
- LAITE des poissons, 480.
- LAMPE DE DAVY, prévient l'explosion de l'hydrogène carboné dans les mines, 130 à 134.
- LEVURE, détermine la fermentation alcoolique, est extraite de la bière; théorie de son action, 444 à 447.
- LIGNEUX, existe dans toutes les plantes; ses propriétés, 412 et 413.
- LITHINE. Ses propriétés, son action sur le platine, 293 et 294.
- LITHIUM, 210.
- LUMIÈRE, 16; son action chimique, ses effets sur l'économie animale et sur les couleurs; 17; son influence sur la végétation, 377.
- MAGNÉSIE. Son état naturel, propriétés, emplois, 282 et 283.
- MANNITE, sucre extrait de la manne, 411.
- MATIÈRES ANIMALES, 457 à 483; acides qu'elles forment; leur conservation, 469 à 474 et 483. — *caséuse*, extraite du lait, ses propriétés, 463, 464. — *Matière colorante du sang*, sa nature, ses propriétés, 464. — *Grasses*, leur composition, propriétés, usages, 466.
- MATIÈRES VÉGÉTALES. Leur composition, principes

- immédiats, décomposition, action de divers corps sur elles, 385 à 389 et 403 à 442; leur *matière colorante*, 436 à 442.
- MATIÈRES VÉGÉTO-ANIMALES (*gluten, ferment, etc.*), 455 à 457.
- MELANGES (méthode des), indique la chaleur spécifique des corps, 61 et suiv.
- MERCURE, 200.
- MÉTAUX. Leur classification, 9; historique, gisement, propriétés générales, 178 à 211; leur combustion, 185; oxidation, 188; acides qu'ils forment, 189.
- MIEL. Son extraction; purification, ses propriétés; miel du Brésil est vénéneux, 409 et 410.
- MOLÉCULES, constituantes et intégrantes, 6.
- MORPHINE. Son extraction, son action vénéneuse, 390.
- MUSC. Ses propriétés; animal qui le fournit; ses usages, 479.
- MYRRE, propriétés, emplois, 428.
- NITRATES. Etat naturel, préparation, 351. — *De chaux*, préparation, propriétés, 355. — *De potasse*, préparation, 352; emplois, propriétés, 353; sert à préparer le *caméléon minéral*, 354.
- NOIR ANIMAL. Sa préparation, ses emplois, 173 et suiv., 477.
- NOIR DE FUMÉE. Sa préparation, 426.
- NOIR D'IVOIRE, 479.
- ŒUFS. Leur composition; moyen de les conserver, 480.
- OLIBAN, 428.
- ORPIMENT. Sa composition, ses emplois, 260.
- OS. Leur composition, variable suivant les âges; gélatine qu'on en extrait, 475, 477; servent à préparer le phosphate de chaux, l'acide phospho-

- rique, le charbon animal, les produits ammoniacaux, etc., 477, 478. — *De sèche*; sa composition, ses emplois, 480.
- OXALATES. Etat naturel. — *De chaux, de potasse*, propriétés, emplois. — *De soude*. — *D'ammoniaque*, 400.
- OXIDES, dissous par les acides, 195. — *Alcalins et terreux*, 271 à 286. — *De barium*, 292, 293. — *De calcium*, propriétés, emplois (deutoxide de), 288 à 291. — *De cobalt*, 201. — *De lithium*. — *De potassium*, 293 à 297. — *De sodium*, 297 à 299. — *De strontium*, 291 et 292.
- OXIGÈNE, 94 à 107; action sur les métaux, 99; sa préparation, 101; son utilité et phénomènes qu'il produit dans la combustion, 102 à 105, son action sur les végétaux, 373 et 377.
- PHOSPHATE DE CHAUX. Partie constituante des os, 475, 476; ses emplois, 477, 478.
- PHOSPHORE (briquets de), 153. — *De Homberg*, 358; phénomènes de sa combustion, 149.
- PHOSPHORESCENCE, 18.
- PHOSPHURES MÉTALLIQUES, 252.
- PLANTES. Leur développement; circonstances favorables et nuisibles, influence des agents extérieurs, 375 à 383.
- PILE DE VOLTA. Théorie de sa construction, 80 et 81.
- PLOMBAGINE, 173; ses propriétés, son analyse, ses emplois, 250.
- POIX NOIRE. Extraite de la térébenthine, 426.
- POTASSE. Décomposée par la pile, 203; sa composition, ses combinaisons dans la nature, son extraction, 294 et 295; ses propriétés, ses emplois, 296.
- POTASSIUM, 203. Sa préparation, sa combustion sur l'eau, 204 et 205.

- PRESSION ATMOSPHERIQUE. Son influence sur la formation de la vapeur, 54 et 55.
- PROTOXIDE D'AZOTE. Sa préparation, ses propriétés, 325.
- PYROMÈTRE de Wedgwood, indique les températures élevées, 34.
- PYROPHORE, 348.
- RÉALGAR. Ses propriétés, 260.
- RÉSINES. Leur extraction, préparation, propriétés, usages, leurs variétés (*térébenthine, colophane, baume de copahu, de la Mecque, sandaraque, résine copale, élémi, etc.*), 424 à 427.
- ROUGE DU CARTHAME, 438.
- SAVONS, Leur préparation, leur composition, 421.
— *Blanc et marbré*, 422.
- SELS. Leurs dénominations, 216, 217; leur décomposition par l'électricité, 231 (double décomposition des), 223.
- SELENIUM, 200.
- SILICE. Sa dissolution, état naturel, 378, constitue le grès, l'agate, la cornaline, le silex, 279.
- SILICIUM. Son extraction de la silice, 273.
- SODIUM, 208.
- SOLUTION et *dissolution*. Distinction entre ces mots; phénomènes qu'ils indiquent, 48 à 50.
- SOUDE. Sa décomposition, 208; ses combinaisons naturelles, sa fabrication, ses emplois, 297 à 299.
- SOUFRE (histoire naturelle du), 138; ses propriétés, 139; sa sublimation, 140; sa combustion, 141.
- STRONTIANE. Sa découverte, ses propriétés, 291, 292.
- STRONTIUM, 208 et 210.
- STRYKNINE. Extraite de *striknos*; ses propriétés, son action extrêmement vénéneuse, 392.

SUBSTANCES alimentaires , leur conservation , 483.

Substances animales , 457 à 483 ; *salines* ou *terreuses* des différentes parties des animaux , 475 à 478 ; particulières à quelques classes d'animaux , 478 à 481.

Substances végétales , 385 à 389 , et 402 à 403 ; leur matière colorante , 436 à 442.

Substances végéto-animales , 455 à 457.

SUCRE. Ses différentes espèces. — *De cannes* et *de betteraves* ; est identique : sa préparation dans les colonies et en Europe. — (Raffinage du) ; ses propriétés , 404 à 408. — *De raisin* , sa cristallisation , ses propriétés. — *D'amidon* , 409. — *De diabète* , 410. — *De champignons* , 411. — *De miel* (liquide et solide) , 410. — *De lait* , sa préparation , ses caractères , ses emplois , 465 et 466.

SULFATES *d'alumine* et *de potasse* ou *d'ammoniaque* (alun) , 346 ; extraction , emplois , propriétés , 347 ; sert à préparer le pyrophore , 348. — *De fer* , état naturel , préparation , 349 ; propriétés , emplois , 350. *Trito-sulfate de fer* , 350-351.

SULFURES métalliques , 254 à 265. — *De fer* , 258. — *D'arsenic* , 259. — *De mercure* , état naturel , propriétés , emplois , 261. — *De plomb* , ses propriétés , son état naturel , 262. — *De cuivre* , 262. — *D'étain* , 263. — *D'argent* , 264.

TARTRATES *de potasse*. — *De soude*. — *De potasse* et *d'antimoine* (émétique). — *De potasse* et *de fer* (boules de Nancy) , 401 et 402.

TÉRÉBENTHINE. Ses variétés , propriétés , emplois , 425.

THÉORIE anatomique , 227.

THERMOMÈTRES , 30 ; Théorie de leur construction , leur graduation , 31. — *Centigrade*. — *De Réaumur*. — *De Fahrenheit* , 32. — *Différentiel* , 33.

THORINE. Ses propriétés , 284.

URÉE. Extraite de l'urine des animaux ; ses propriétés , son emploi en médecine , 464.

VAPEUR. Sa formation , sa condensation dans l'air , 47 et 66 : ses applications au chauffage des appartements , 67 et 68.

VAPORISATION , 50.

VEGETATION , 367 à 383.

VEGETAUX. Parties qui les composent ; 368 ; leurs principes élémentaires , 368 et 369 ; substances immédiates qu'ils contiennent , 369, 370, 385 à 389 et 403.

VIN. Substances qui le composent ; sont contenues dans le raisin , sa préparation , blanc , mousseux ; bouquet particulier , 446 à 448.

VINAIGRE. Sa préparation , ses emplois , 453, 454.

YTRIA. Ses propriétés , 284.

ZIRCONE. Ses propriétés , 285.

ZOOPHYTES. Leur composition , leurs variétés , 481.

FIN DE LA TABLE.



36.201