

I. Objet de la chimie; distinction des corps en simples et composés.

Toute modification qui survient dans l'état d'un corps, et de laquelle résulte un changement dans la nature de ce corps, est un phénomène *chimique*. Ainsi la rouille qui se forme sur le fer pèse plus que le fer qui l'a formée et jouit de propriétés toutes différentes; c'est un corps entièrement nouveau. La formation de la rouille sur le fer, comme celle du vert-de-gris sur le cuivre, est un phénomène chimique. De même, si l'on verse de l'huile de vitriol sur le marbre, on le transforme en plâtre: c'est encore un phénomène chimique. La putréfaction des débris animaux ou végétaux, la combustion du bois et de la houille dans nos foyers, sont autant de phénomènes chimiques.

Lorsqu'on examine avec attention les différents corps de la nature, on ne tarde pas à reconnaître qu'ils se divisent en deux classes bien distinctes. Il en est, comme le *soufre*, le *diamant*, l'*or*, l'*argent*, le *fer*, desquelles on ne peut jamais retirer qu'une seule espèce de matière, quelle que soit l'opération à laquelle on les soumette. On les appelle des *corps simples* ou *éléments*. Les autres, beaucoup plus nombreux, sont formés de la réunion de deux ou plusieurs corps simples, et sont appelés *corps composés*: tels sont l'eau, la craie, le sel de cuisine, le bois, la résine, etc.

La dénomination de corps simples est purement relative à l'état actuel de nos connaissances; car rien ne prouve que certains corps, qui sont regardés maintenant comme simples, ne pourront pas être décomposés dans l'avenir, lorsque la science possèdera des procédés plus efficaces que ceux dont elle peut disposer aujourd'hui. Mais il ne saurait y

avoir d'incertitude sur l'existence de corps simples; leur nombre seul peut être contestable.

Les chimistes admettent aujourd'hui soixante-sept *corps simples*, qui, combinés 1 à 1, 2 à 2, 3 à 3, et rarement 4 à 4, en diverses proportions, forment tous les corps composés que l'on rencontre dans la nature ou que l'on peut produire artificiellement.

On appelle *combinaison* l'union intime et homogène de deux ou plusieurs corps, en proportions définies, constituant une substance douée de propriétés autres que celles de ses composants. En général, la combinaison est accompagnée d'un dégagement de chaleur, d'électricité, et quelquefois même de lumière; toutefois ces phénomènes peuvent cesser d'être appréciables si l'action chimique est très lente.

La chimie est l'étude des combinaisons: elle apprend à les former et à les détruire; elle fait connaître les propriétés des corps, et par suite les applications que l'on en peut faire aux arts, à l'industrie, à la médecine. C'est peut-être la science dont l'utilité pratique est la plus grande.

On donne le nom de *cohésion* à la force qui unit entre elles les parties semblables d'un même corps, qu'il soit simple ou composé. La cohésion est très puissante dans les corps *solides*, faible dans les corps *liquides*, et nulle dans les corps *gazeux*, dont les particules se repoussent mutuellement.

Les particules de chaque corps ont toujours une tendance plus ou moins grande à se combiner avec celles d'un corps de nature différente. Cette tendance s'appelle *affinité*.

Lorsque les corps réagissent les uns sur les autres, le composé formé a généralement des propriétés bien différentes de celles de ses éléments. Le sel marin, par exemple, est un composé de deux substances tellement vénéneuses, qu'une petite dose de l'une ou de l'autre, introduite dans l'estomac, pourrait donner la mort.

§ 1. Qu'entend-on par phénomène chimique? — Qu'appelle-t-on corps simples? — Corps composés? — Les corps appelés simples le sont-ils d'une manière certaine? — Combien y a-t-il actuellement de corps simples? — De quels éléments les corps composés sont-ils formés? — Comment définit-on une combinaison? — Quels sont les phénomènes qui accompagnent la

combinaison? — Quel est le but de la chimie? — Quelle utilité pratique a-t-elle? — Qu'est-ce que la cohésion? — Quelle différence y a-t-il entre les so-

lides, les liquides et les gaz au point de vue de la cohésion? — Qu'est l'affinité?

II. Composition de l'air atmosphérique.

Parmi les gaz répandus dans l'atmosphère, il en est quatre que l'on trouve toujours dans l'air, en quelque lieu du globe et à quelque hauteur que l'on soit placé; ce sont l'*oxygène*, l'*azote*, la *vapeur d'eau*, l'*acide carbonique*. On pourrait y joindre encore quelques autres gaz, variables suivant les lieux, suivant les circonstances, mais qui ne représentent jamais qu'une très petite fraction de la masse totale, et dont la présence est, en réalité, tout à fait accidentelle.

La quantité d'acide carbonique et de vapeur d'eau varie incessamment dans chaque lieu, et diffère d'un lieu à l'autre.

En somme, la quantité moyenne de vapeur d'eau contenue dans l'atmosphère n'en représente pas la cent cinquantième partie en poids, et l'acide carbonique, qui s'y trouve en bien plus petite quantité, varie de quatre à six dix-millièmes environ.

Si l'on examine la composition d'un certain volume donné d'air libre, l'oxygène et l'azote s'y trouvent mélangés dans une proportion toujours la même; c'est-à-dire que, quel que soit le lieu de la terre où l'on ait pris de l'air pour l'analyser, ou pour déterminer sa composition par la séparation de ses éléments, on a toujours trouvé, sur 1000 litres d'air, 208 litres d'oxygène et 792 d'azote. L'air recueilli à de grandes hauteurs, soit sur les montagnes, comme on l'a fait sur le mont Blanc et sur les Andes, soit en ballon, a toujours paru composé de la même manière, aussi bien que l'air recueilli dans les vallées les plus basses.

Avant de décomposer l'air, c'est-à-dire de séparer l'un de l'autre les deux gaz dont il est essentiellement formé, on commence par dépouiller la masse qu'on veut analyser de

la vapeur d'eau et de l'acide carbonique qu'elle contient: on fait absorber l'un par de la potasse, l'autre par de l'acide sulfurique concentré; on s'occupe ensuite de séparer l'oxygène de l'azote, et l'on profite pour cela de la propriété qu'a l'oxygène de se combiner avec un grand nombre de substances, lorsqu'elles sont suffisamment chauffées. C'est ordinairement la tournure du cuivre que l'on emploie. Ce métal, porté à une haute température, se combine à tout l'oxygène de l'air, et il ne reste plus que de l'azote pur. On peut aussi opérer l'absorption de l'oxygène au moyen d'un morceau de phosphore; cette substance se combine d'elle-même avec l'oxygène, sans qu'il soit nécessaire de la chauffer.

L'air n'est qu'un mélange de gaz et non une combinaison. Chacun des gaz qui le composent y manifeste ses propriétés comme s'il y était seul.

§ II. De quels éléments se compose l'atmosphère? — Y ont-ils tous les quatre la même importance? — Quelles sont les proportions d'oxygène et d'azote? — Ces proportions sont-elles variables? — Comment peut-on enlever à l'air l'eau et l'acide carbonique? — Comment enlève-t-on l'oxygène?

III. Éléments de l'eau; hydrogène.

L'eau est formée de deux volumes d'hydrogène et un d'oxygène, ou, en poids, 1 gramme d'hydrogène pour 8 grammes d'oxygène, car l'oxygène pèse seize fois autant que l'hydrogène, à volume égal: elle est le plus simple composé de ces deux gaz. Cette composition peut se constater soit en séparant les deux éléments dont l'eau est formée: ce qui est faire une analyse; soit au contraire en les prenant séparés et en les combinant ensemble: ce dernier procédé est ce que l'on appelle faire une synthèse.

Pour opérer la décomposition de l'eau, on place, comme l'a fait le premier illustre et malheureux Lavoisier, des morceaux de fil de fer bien brillants dans un tube de porcelaine ou dans un canon de fusil ouvert à ses deux bouts. On adapte à l'une des extrémités, au moyen de bouchons percés, une petite cornue de verre qui contient de l'eau, et à l'autre extrémité un tube recourbé plongeant dans l'eau

sous une cloche. Le tube qui renferme le fer est placé sur un fourneau, de telle sorte que les deux extrémités dépassent et soient hors des atteintes du feu. Quand le tube est arrivé à la chaleur rouge, l'on chauffe doucement la cornue; l'eau bout, se vaporise, passe sur le fil de fer et se décompose tout entière: son oxygène s'unit avec le fer pour former un composé à peu près analogue à la rouille, et sous la cloche passe un gaz sans couleur, sans saveur, quatorze fois plus léger que l'air à volume égal, qui s'enflamme à l'approche d'une bougie allumée, et brûle dans l'air avec une flamme à peine visible, en produisant par sa combustion de la vapeur d'eau. Ce gaz, c'est l'*hydrogène*. Qu'on prenne maintenant un vase en verre, qu'on le remplisse d'eau, qu'on le renverse sur une cuve et qu'on y introduise les deux tiers de son volume d'hydrogène et un tiers d'oxygène, puis qu'on y fasse passer une étincelle électrique ou même simplement qu'on approche une bougie allumée, il y a détonation, dégagement de lumière et production d'eau. Pour éviter une explosion dangereuse, on ne fait cette dernière opération que dans un tube en cristal à parois très épaisses, et l'on n'opère que sur quelques centimètres cubes de gaz.

Ces trois éléments composants de l'air et de l'eau, l'oxygène, l'hydrogène et l'azote, forment avec le carbone les diverses substances qui composent les tissus animaux ou végétaux. Ce sont donc des corps abondamment répandus dans la nature, et qui doivent jouer un rôle très important dans la chimie.

§ III. Quels sont les éléments de l'eau? — Dans quelle proportion sont-ils? — En volumes? — En poids? — Comment fait-on l'analyse (décomposition) de l'eau? — Quel changement a subi le fer dans cette analyse? — Quels sont les caractères du gaz qui s'échappe? — Comment s'appelle-t-il? — Quelle est sa densité par rapport à l'air? — Comment s'y prend-on pour combiner l'oxygène et l'hydrogène et reformer de l'eau? — Quel nom porte cette opération? — Quelle importance ont ces trois corps, l'oxygène, l'hydrogène et l'azote?

IV. Oxygène; oxydes et acides.

L'*oxygène*, qui entre pour un cinquième environ dans la composition de l'air, pour huit neuvièmes dans celle de l'eau, qui se trouve dans presque toutes les substances organiques et dans une multitude de substances minérales, n'a cependant été découvert qu'à la fin du siècle dernier, en 1774, et presque à la fois dans trois pays différents, en France par Lavoisier, en Angleterre par Priestley, en Suède par Scheele.

L'oxygène a été récemment liquéfié, comme tous les gaz que l'on considèrerait comme permanents, c'est-à-dire non liquéfiables. Il est incolore, insipide, inodore, comme l'air, et cela doit être, car, depuis que nous sommes au monde, il affecte constamment notre palais et nos narines.

Il pèse un peu plus que l'air atmosphérique et possède à un degré très élevé la faculté d'entretenir la combustion. On appelle précisément *combustion* la combinaison de l'oxygène avec les éléments du corps combustible. L'huile et le suif sont des composés de carbone et d'hydrogène, substances qui ont toutes deux une grande affinité pour l'oxygène; il en est de même du bois, et en général de tous les combustibles. Lorsque ces corps brûlent, c'est parce que l'oxygène de l'atmosphère s'empare de leurs éléments, et forme séparément de l'acide carbonique avec le carbone, de l'eau avec l'hydrogène. Comme la combustion est incomplète, il reste, au milieu des gaz chauds qui se dégagent, du charbon qui a échappé à la combustion et qui forme la fumée.

La combustion de nos foyers est d'autant plus active que l'air se renouvelle plus facilement. Aussi ranime-t-on le feu en soufflant dessus, parce qu'on lui présente alors beaucoup d'oxygène sous un petit volume et dans un temps très court.

On prépare l'oxygène en chauffant dans une petite cor-

rue en verre (fig. 159), au col de laquelle on a adapté un tube plongeant dans l'eau sous une cloche, une substance



Fig. 159.

appelée chlorate de potasse, et qui en fournit près des deux cinquièmes de son poids.

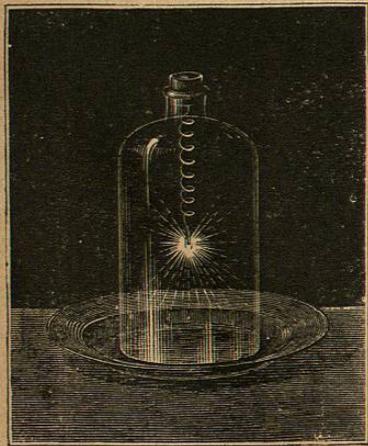


Fig. 160.

en projetant de brillantes étincelles (fig. 160).

Dans l'acte de la respiration, c'est l'oxygène qui régénère

le sang. Toutefois il faut que cet oxygène soit mêlé d'azote, gaz complètement inerte et impropre à la combustion; car, s'il était pur, il accélérerait d'une manière fâcheuse la circulation et la respiration, et produirait sur les organes respiratoires une inflammation très dangereuse. Ainsi un oiseau qu'on introduit sous une cloche pleine d'oxygène y semble pendant quelque temps indifférent, puis il succombe à une inflammation violente des tissus pulmonaires.

On donne en général le nom d'*oxydes* aux combinaisons de l'oxygène avec les corps simples; ainsi l'on dit oxyde de plomb, de fer, de carbone. Mais on appelle spécialement *acides* ceux de ces composés qui rougissent la teinture bleue de tournesol et possèdent une saveur aigre et piquante; ainsi l'acide carbonique, l'acide phosphorique. Ceux au contraire qui ramènent au bleu le tournesol préalablement rougi par un acide, s'appellent des *bases*. En s'unissant aux acides, les bases forment des composés qu'on nomme *sels*.

§ IV. A quelle époque l'oxygène a-t-il été découvert? — Par qui? — Le connaît-on autrement qu'à l'état de gaz? — A-t-il une couleur, une odeur, une saveur appréciables? — Quel est son caractère chimique essentiel? — Qu'appelle-t-on combustion? — En quoi consiste la combustion du bois? — Du suif? — Qu'est-ce qui forme la fumée? — Pourquoi active-t-on le feu en soufflant dessus? — Comment se procure-t-on de l'oxygène? — Comment réalise-t-on la combustion dans

l'oxygène du charbon, du phosphore, du fer? — Quelle particularité présente la combustion du fer dans l'oxygène? — Quelle est l'action de l'air sur le sang? — Quel rôle joue l'azote de l'air dans la respiration? — Quel inconvénient y aurait-il à respirer de l'oxygène pur? — Qu'appelle-t-on oxydes? — Quel est le caractère des acides? — Des bases? — Comment s'appellent les composés résultant de la combinaison des acides avec les bases?

V. Carbone.

On donne le nom de *charbons* à des corps qui renferment tous un principe appelé *carbone*, uni par simple mélange à des quantités plus ou moins grandes de diverses substances étrangères.

Le carbone pur se trouve dans la nature à l'état de *diamant* et à l'état de *plombagine* ou *mine de plomb*, et l'on ne saurait trop remarquer les profondes différences qui

existent entre ces deux corps, bien que leur nature chimique soit exactement la même.

Parmi les charbons nous citerons la *houille*, l'*anthracite*, les *lignites*, dont nous avons déjà parlé dans l'étude des minéraux, et, parmi les charbons artificiels, le *charbon de bois* et le *charbon animal*.

Le bois se compose de carbone, d'oxygène et d'hydrogène. L'action de la chaleur le décompose et laisse pour résidu du charbon; mais il faut avoir soin de chauffer le bois à l'abri de l'air : sans cette précaution, le charbon brûlerait et s'en irait à l'état de gaz acide carbonique. On carbonise le bois dans des caisses, ou bien on l'entasse en meules que l'on recouvre de terre, et dans ce dernier cas on fait brûler une partie du bois pour décomposer le reste.

Les meilleurs charbons sont ceux qui sont fournis par les bois les plus durs. La *braise* de boulanger est du charbon à demi consumé, que l'on éteint à l'abri de l'air.

Toutes les espèces de charbon produisent, en brûlant, de l'acide carbonique si l'air est en excès, ou de l'oxyde de carbone, gaz un peu moins riche en oxygène, s'il y a au contraire excès de charbon et si la température de combustion est très élevée. Ces deux gaz asphyxient les animaux qui les respirent en trop grande quantité; l'oxyde de carbone est, de plus, vénéneux.

Le charbon a la propriété d'absorber en très grande quantité certains gaz, et surtout ceux qui sont très solubles dans l'eau.

Il enlève aux matières colorantes leur principe colorant, ce qui le fait employer dans les raffineries et dans les distilleries pour blanchir les sirops et les esprits. Le charbon préparé en décomposant, à l'abri de l'air, dans des cornues, des matières animales, comme de la corne, des os, des rognures de peau, et que l'on nomme *charbon animal*, jouit au plus haut degré de cette propriété.

Le charbon de bois est particulièrement propre à arrêter et à empêcher la putréfaction des matières animales. Les eaux les plus croupies, les plus infectes, deviennent parfaitement potables si on les fait filtrer sur du charbon de bois pilé.

§ V. Qu'entend-on par charbons? — Le carbone existe-t-il à l'état de pureté? — Qu'y a-t-il à remarquer dans les deux corps qui nous offrent le carbone à l'état de pureté? — Nommer les charbons fossiles? — Quels sont les principaux charbons artificiels? — De quoi se compose le bois? — Comment le transforme-t-on en charbon? — Comment fabrique-t-on le charbon de bois? — Quels sont les meilleurs charbons? — Qu'est-ce que la braise? — Quel est le caractère chimique distinctif du charbon? — Quels sont les produits de sa combustion? — Dans quelle circonstance l'acide carbonique se forme-t-il seul? — Quelle différence de composition y a-t-il entre l'acide carbonique et l'oxyde de carbone? — Quelle action ont-ils sur les animaux qui les respirent? — Quel est de ces deux gaz le plus dangereux à respirer? — Quelle action le charbon a-t-il sur les gaz? — Les absorbe-t-il tous également? — Quelle action le charbon a-t-il sur les matières colorantes? — Quelle application fait-on de cette dernière propriété? — Quelle est l'espèce de charbon qu'on emploie à cet usage? — Quel est le charbon qu'on emploie comme désinfectant?

VI. Acide carbonique : grotte du Chien ; eaux gazeuses.

L'acide carbonique se produit quand on brûle le charbon dans l'air ou dans l'oxygène. On l'extrait de la craie ou du marbre, qui le contiennent combiné à la chaux, en traitant ces corps par l'acide sulfurique; celui-ci chasse l'acide carbonique et prend sa place dans la combinaison avec la chaux. Il est beaucoup plus dense que l'air; il éteint les bougies allumées, et en général les corps en combustion; il n'est pas respirable et trouble l'eau de chaux, dans laquelle il forme de la craie.

L'acide carbonique se dégage naturellement de quelques terrains volcaniques. Lorsque ce dégagement se fait à l'air libre, il n'offre que peu d'inconvénients; mais lorsque le gaz, en sortant de la terre, se trouve accumulé dans des cavités souterraines ou dans des puits, de mines, alors il faut prendre les plus grandes précautions pour y pénétrer. Il existe néanmoins des grottes où l'on peut entrer impunément, parce que l'acide carbonique, plus dense que l'air, demeure à la surface du sol, formant une couche que dépasse la tête d'un homme; mais un animal de petite taille, un chien par exemple, se trouverait plongé dans l'atmosphère d'acide carbonique, et serait à l'instant asphyxié. De là le nom de *grotte du Chien* donné à une caverne de ce genre qui se trouve dans le royaume de Naples.

On conçoit, d'après cela, qu'il peut être fort dangereux de descendre dans les cavités où l'air ne se renouvelle pas; on ne doit y pénétrer qu'en ayant soin de porter devant soi une torche allumée, fixée à l'extrémité d'un long bâton; si la lumière pâlit, et à plus forte raison si elle s'éteint, il est essentiel, avant de descendre, de renouveler l'air de la cavité; il est bon aussi d'y verser de l'ammoniaque ou de la chaux, pour absorber le gaz carbonique.

L'acide carbonique se dissout assez bien dans l'eau; il forme alors une boisson piquante, agréable, qui accélère la digestion et que l'on nomme *eau gazeuse*. On trouve dans la nature un grand nombre de sources d'eaux gazeuses, comme celles de Seltz, de Spa; on prépare aussi ces eaux artificiellement, en comprimant, à l'aide d'une pompe, de l'acide carbonique dans l'eau. On fait de la même façon des boissons gazeuses. C'est encore ce gaz qui se dégage des vins mousseux, comme le vin de Champagne: il est produit alors par la fermentation.

L'acide carbonique a pu être liquéfié par une forte pression, et ensuite rendu solide par le froid. Ce corps solide est blanc; il a l'aspect de la neige. Mêlé à l'éther, il donne un froid de près de 100 degrés au-dessous de zéro; mis en contact avec la peau, il y produit le même effet de désorganisation qu'une brûlure.

§ VI. Dans quelles circonstances se produit l'acide carbonique? — Comment le prépare-t-on? — Quelle action exerce-t-il sur les corps en combustion? — Que se passe-t-il quand on le met en contact avec l'eau de chaux? — Que se produit-il? — Que sont les grottes asphyxiantes? — D'où vient l'acide carbonique qui les remplit? — Comment peut-on reconnaître s'il y a danger à pénétrer dans une cavité de ce genre? — Dans le cas où le danger serait reconnu, comment assainirait-on l'atmosphère de cette cavité? — Qu'appelle-t-on eaux gazeuses? — Comment fait-on les eaux gazeuses artificielles? — Qu'est-ce qui rend le vin de Champagne mousseux? — D'où provient l'acide carbonique du vin de Champagne? — L'acide carbonique existe-t-il sous un autre état que l'état gazeux? — Quel parti tire-t-on de l'acide carbonique solide?

VII. Hydrogène; flamme.

L'*hydrogène* est assez abondant dans la nature, puisqu'il forme juste un neuvième du poids de l'eau et qu'il entre

dans la composition de presque toutes les matières organiques. A volume égal il pèse quatorze fois moins que l'air atmosphérique et seize fois moins que l'oxygène. On a tiré parti de cette grande légèreté de l'hydrogène pour la construction des ballons.

L'hydrogène est, de tous les corps, celui dont la combustion dégage le plus de chaleur. Un kilogramme de ce gaz donne en brûlant assez de chaleur pour élever 345 kilogrammes d'eau de 0° à 100°. La flamme de l'hydrogène est assez ardente pour fondre le platine, qui n'est mis en fusion que par les plus violents feux de forge; elle fond aussi le cristal de roche. Malgré cette température élevée, elle est extrêmement pâle, parce qu'elle ne contient que des principes gazeux, de l'hydrogène et de la vapeur d'eau, et qu'une flamme ne peut avoir d'éclat qu'autant que de petites particules solides s'y trouvent disséminées, lesquelles, en devenant incandescentes, lui donnent une grande puissance éclairante; mais si l'on plonge dans cette flamme un corps solide qui ne la refroidisse pas par trop, à l'instant même ce corps jette un éclat éblouissant. C'est à la présence du carbone très divisé qu'il faut attribuer l'éclat de la lumière que répand le gaz d'éclairage; ce gaz est une combinaison de l'hydrogène avec le carbone, tous deux très combustibles; mais, l'hydrogène brûlant plus complètement que le carbone, ce dernier reste suspendu en excès dans la flamme et la rend lumineuse; il en est de même de la flamme d'une bougie ou d'une lampe. Si l'on veut s'assurer qu'il y a du carbone qui échappe à la combustion, il suffit de mettre un corps froid en contact avec les parties centrales de la flamme, qui reçoivent le moins l'action de l'air: on le voit aussitôt se couvrir de noir de fumée.

Pour préparer l'hydrogène, on met de petites lames de zinc dans l'eau, et l'on y ajoute de l'acide sulfurique ou huile de vitriol (fig. 161): l'eau est décomposée par le zinc, à qui elle donne son oxygène pour former un oxyde dont s'empare l'acide sulfurique; l'hydrogène se dégage en une multitude infinie de bulles qui viennent crever à la surface de l'eau. On fait cette expérience dans un flacon de verre, sans qu'il soit nécessaire de chauffer, et l'on conduit l'hydro-

gène, avec un tube, dans un vase renversé, l'orifice en bas.
Si l'on veut remplir d'hydrogène un aérostat, on rem-

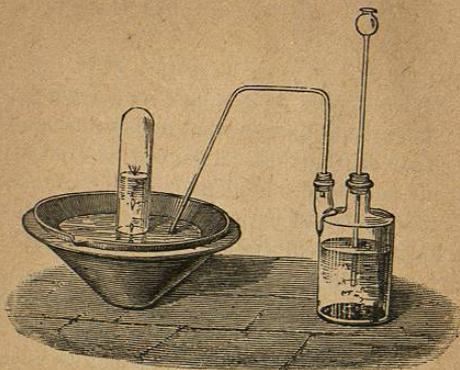


Fig. 161.

place le flacon de verre par de grands tonneaux posés debout, dans lesquels on met de l'eau, de la ferraille et de l'acide sulfurique. Le fer joue le même rôle que le zinc, et à meilleur marché; seulement le gaz est un peu moins pur; des tuyaux en plomb le conduisent des tonneaux dans le ballon. Mais il est plus économique de remplir l'aérostat avec du gaz d'éclairage que l'on prend sur un tuyau de conduite.

§ VII. Quelle est la densité de l'hydrogène par rapport à l'air? — Quel parti a-t-on tiré de sa légèreté spécifique? — Qu'y a-t-il de remarquable dans sa combustion? — Quel parti tire-t-on de la chaleur considérable produite par la combustion de l'hydrogène? — La flamme de l'hydrogène est-elle brillante? — Qu'est-ce qui rend une flamme brillante? — Comment peut-on rendre brillante une flamme pâle? — Pourquoi la flamme du gaz d'éclairage est-elle brillante? — Comment reconnaît-on qu'elle contient du carbone en excès? — Comment prépare-t-on l'hydrogène? — Comment s'y prend-on quand on veut remplir d'hydrogène un aérostat? — Est-ce réellement l'hydrogène que l'on emploie d'ordinaire dans ce but?

VIII. Gaz d'éclairage.

C'est à l'ingénieur français Lebon que l'on doit l'invention de l'éclairage au gaz; mais, à l'époque où il le fit connaître, il n'obtint en France aucun succès (1799). Les

Anglais, moins routiniers que nous, l'adoptèrent avec empressement, et le perfectionnèrent en substituant, dans sa préparation, la houille au bois. Ce n'est que vingt ans après que s'établit à Paris le premier appareil de fabrication, et le premier essai fut fait à l'hôpital Saint-Louis.

Voici sommairement en quoi consiste cette fabrication. On introduit de la houille dans de grands cylindres en fonte, chauffés au coke. Portée au rouge clair, elle est décomposée par la chaleur, et fournit par sa distillation des combinaisons gazeuses et inflammables du carbone avec l'hydrogène; ces gaz s'échappent des cornues et passent dans des appareils épurateurs destinés à retenir quelques gaz étrangers, ou non inflammables, ou infects, dont la présence serait très nuisible, et aussi des matières bitumineuses qui distillent avec les gaz. Ces bitumes se déposent dans des tubes refroidis, et on les livre au commerce; quant aux gaz étrangers, on les absorbe par un mélange de plâtre et d'oxyde rouge de fer, étalé sur des claies dans de grandes caisses que traverse le gaz d'éclairage.

Ainsi épuré, le gaz est conduit au gazomètre, immense cloche en tôle, pleine d'eau, renversée dans un vaste bassin en maçonnerie, aussi plein d'eau. A mesure que la cloche se remplit de gaz, elle se soulève; quand elle est pleine, on la charge de poids pour forcer le gaz à s'échapper par les tuyaux de conduite. Ces tuyaux, qui rampent sous la terre, le distribuent dans toutes les directions. Le gaz arrive enfin dans de petits tuyaux percés de trous qui lui permettent de s'échapper et de brûler à l'air.

Ce gaz mêlé à l'air détone avec une extrême violence si l'on en approche une flamme. Aussi faut-il bien se garder, lorsque l'odeur bitumineuse qu'il exhale décèle une fissure des tuyaux, d'aller explorer la fuite avec une bougie allumée: on s'exposerait à être victime d'une effroyable explosion.

On retire aussi le gaz d'éclairage de l'huile et de la résine, en les décomposant à haute température.

Depuis quelques années, on extrait des schistes bitumi-

neux une huile essentielle, d'un prix fort peu élevé, qu'on est même parvenu, depuis peu, à débarrasser presque complètement de l'odeur repoussante qu'elle possède quand on vient de l'extraire des schistes par la distillation. Cette huile est employée à l'éclairage dans des lampes d'une construction toute particulière et sans mèche, appelées *lampes astrales*. On fait usage aussi de pétroles liquides et de mélanges d'alcools impurs avec de l'essence de térébenthine. Tous ces liquides donnent une lumière fort brillante; mais leur extrême inflammabilité les rend d'un usage très dangereux, et ils ont causé déjà de graves accidents.

§ VIII. A qui doit-on l'invention de l'éclairage au gaz? — De quelle époque date cette invention? — De quel corps le tirait l'inventeur? — Quel perfectionnement les Anglais ont-ils apporté au procédé primitif? — Comment se fait la fabrication du gaz d'éclairage? — Le gaz pourrait-il être employé à sa sortie immédiate des cornues? — Comment le débarrasse-t-on des bitumes? — Des gaz infects qui l'accompagnent? — Où va-t-il en-

suite? — Comment la cloche du gazomètre se remplit-elle? — Comment se fait la distribution du gaz? — Qu'est-ce qui produit les explosions du gaz? — N'y a-t-il que la houille qui puisse donner du gaz d'éclairage? — De quelle nature sont les liquides employés pour l'éclairage à la place de l'huile? — Quels sont les dangers qui résultent de l'emploi de ces divers liquides?

IX. Acides sulfureux et sulfurique; vitriols.

L'*acide sulfureux* est le gaz suffocant qui se produit lorsque le soufre brûle à l'air. Il rougit le tournesol; il rougit aussi la teinture de violettes, puis il la décolore; il agit de même sur beaucoup de couleurs végétales. Si l'on prend, par exemple, une rose rouge bien épanouie, et si on l'expose à la vapeur du soufre en combustion, elle devient immédiatement blanche; mais en la lavant dans l'eau, elle finit par reprendre sa couleur, parce que l'acide qui, se dissout très bien dans l'eau, est entraîné par elle, et que d'ailleurs la couleur n'est pas détruite; elle a seulement perdu de l'oxygène, que l'air lui restitue.

L'*acide sulfureux* est employé dans l'industrie et dans la médecine; il sert à blanchir la soie, la laine et la colle de poisson et à enlever les taches de fruits sur le linge.

Pour cela, on lave d'abord les taches à l'eau, puis on brûle des allumettes par-dessous. On emploie aussi cet acide pour blanchir les éponges.

L'*acide sulfureux* arrête en général toutes les fermentations: aussi l'emploie-t-on souvent aux colonies pour empêcher le jus sucré de la canne de fermenter; c'est pour la même raison qu'on brûle du soufre dans les tonneaux avant d'y introduire les vins qui ont une tendance à tourner à l'aigre. On s'en sert en médecine pour guérir la gale, la teigne, certaines dartres rebelles, et plusieurs autres maladies de la peau. Dans ces différents cas, on l'emploie en fumigations générales ou locales, en ayant bien soin de soustraire la face, et surtout la bouche et le nez, à son action; car il provoque une toux violente, et une contraction de la gorge qui peut entraîner l'asphyxie.

On rencontre cet acide dans la nature, dans les émanations gazeuses des volcans.

On le prépare habituellement en décomposant l'*acide sulfurique* par le mercure ou le cuivre, ou même simplement par le charbon à l'aide de la chaleur.

L'*acide sulfurique* est une substance qui ne diffère du gaz acide sulfureux qu'en ce qu'elle renferme une plus grande quantité d'oxygène.

Découvert à la fin du quinzième siècle, cet acide est le plus important de tous par ses nombreux usages. On le rencontre très rarement libre dans la nature; mais on l'y trouve fréquemment combiné avec des oxydes métalliques. On peut l'obtenir solide; mais on ne l'emploie guère qu'à l'état liquide. Ce liquide est incolore quand il est parfaitement pur, sans odeur marquée, près de deux fois plus dense que l'eau; sa consistance assez épaisse lui a fait donner dans le commerce le nom d'*huile de vitriol*. On ne peut le goûter pur, car c'est un des plus violents poisons que l'on connaisse; il désorganise les matières végétales et les matières animales. Aussi est-il le plus souvent coloré en brun par quelque substance qu'il a charbonnée; il faut le conserver dans des bouteilles fermées à l'émeri. Il ne bout qu'à 325 degrés.

L'acide sulfurique liquide est fort avide d'eau, et combiné avec elle il peut produire une grande chaleur. Un kilogramme d'eau mêlé à un kilogramme d'acide porte la température à plus de 100 degrés. C'est même à l'avidité de cet acide pour l'eau qu'il faut attribuer son action sur les tissus vivants : comme ces tissus contiennent toujours de l'eau, ou au moins les éléments de l'eau (hydrogène et oxygène), l'acide, en s'emparant de ces éléments, détruit la substance des tissus.

Comme contre-poison à administrer immédiatement, nous indiquerons la cendre délayée dans l'eau, la magnésie, l'eau de savon.

La préparation de cet acide se fait en grand, en suroxydant l'acide sulfureux au moyen de l'acide nitrique, substance qui cède facilement aux corps combustibles l'oxygène qu'elle renferme en grande quantité. Sa préparation se fait dans de grandes chambres en plomb. Il est d'un grand usage dans les arts, à cause de son action énergique et de son bas prix.

Il sert dans le laboratoire à une multitude de préparations, l'hydrogène, l'acide carbonique, l'acide sulfureux, l'acide chlorhydrique, etc. Dans l'industrie, à la fabrication de l'éther, du sucre, du chlore, du sulfate de soude, de l'acide stéarique, etc.

On appelle simplement *vitriol*, ou *couperose verte*, ou bien encore *sulfate de fer*, un sel vert émeraude, d'une saveur qui rappelle celle de l'encre, soluble dans l'eau, qui se divise à l'air et se couvre de taches jaunâtres dues à la formation de la rouille. On le fabrique avec de la *pyrite de fer*, substance composée de fer et de soufre. On arrose la pyrite à l'air pendant environ un an; ensuite on lessive et on fait cristalliser. Ce sel sert à faire de l'encre, à teindre en noir et à fabriquer le bleu de Prusse.

La *couperose bleue*, ou *vitriol bleu*, ou *sulfate de cuivre*, qui sert à la teinture des étoffes, à la préparation des cuirs noirs, et qu'on fait entrer également dans la composition de l'encre, se fabrique avec des composés de soufre et de cuivre que l'on trouve dans la nature et que l'on appelle *pyrites cuivreuses*.

§ IX. Qu'est-ce que l'acide sulfureux? — Comment agit-il sur la plupart des couleurs végétales? — La couleur peut-elle reparaître? — A quoi sert l'acide sulfureux? — Pourquoi fait-on brûler des mèches souffrées dans les tonneaux dont le vin tourne à l'aigre? — Quel usage a-t-il en médecine? — De quelle façon l'emploie-t-on dans les applications médicales? — Le trouve-t-on dans la nature? — Comment le prépare-t-on? — Quelle différence y a-t-il entre l'acide sulfurique et l'acide sulfureux? — Quel est le nom vulgaire de l'acide sulfurique? — A-t-il une odeur? —

Quelle est sa densité? — D'où vient la coloration brune qu'il offre quelquefois? — Est-ce un poison? — Quelle action a-t-il sur l'eau? — Comment explique-t-on son action violente sur les tissus? — Quels sont les contre-poisons à administrer en attendant le médecin? — Comment fabrique-t-on en grand l'acide sulfurique? — Qu'est-ce que le vitriol vert? — Comment le fait-on? — A quoi sert-il? — Qu'est-ce que le vitriol bleu? — A quoi sert-il? — Quels sont les autres noms par lesquels on désigne encore ces deux sels?

X. Hydrogène sulfuré; météorisation ou empansement.

L'*hydrogène sulfuré*, appelé aussi *acide sulfhydrique*, est un gaz incolore, composé d'*hydrogène* et de *soufre*, d'une odeur et d'une saveur insupportables; c'est de l'acide sulfhydrique qui se dégage des œufs pourris. Il existe ordinairement en quantité considérable dans les égouts et les fosses d'aisance, et en général dans les lieux qui contiennent des matières animales en putréfaction. Il est combustible et brûle avec une flamme livide, en formant un dépôt de soufre.

Lorsqu'on plonge un animal dans une atmosphère d'hydrogène sulfuré, il y périt à l'instant; il y périt même encore lorsque le gaz est mêlé à une grande quantité d'air atmosphérique. Son action est si grande, que l'air qui en contient 1/1500 de son volume donne la mort à un petit oiseau; celui qui en contient 1/800 la donne à un chien de moyenne taille, et un cheval finit par succomber dans un air qui en contient 1/250.

Il suffit même de faire agir extérieurement l'hydrogène sulfuré sur la peau pour faire périr les animaux, parce qu'alors il est absorbé par les pores. Ainsi, un jeune lapin enfermé dans une grande vessie dont les bords sont collés autour de son cou, et qui lui laisse la tête libre, y meurt très rapidement, si on remplit cette vessie de gaz hydrogène