

- 1° Dégagement d'hydrogène dans l'appareil pour en balayer l'air ;
- 2° Pesée du ballon plein d'oxyde de cuivre et vide d'air ;
- 3° Pesée des appareils destinés à retenir l'eau ;
- 4° Ajustement de l'appareil ;
- 5° Réduction de l'oxyde de cuivre ;
- 6° Refroidissement du ballon, le courant d'hydrogène étant maintenu ;
- 7° Pesée du ballon froid et vide d'hydrogène ;
- 8° Balayage de l'hydrogène des appareils qui contiennent l'eau, au moyen d'un courant d'air sec ;
- 9° Pesée des appareils qui contiennent l'eau.

Il résulte des nombreuses expériences faites par M. Dumas que l'eau est formée de 100 d'oxygène et de 12,50 d'hydrogène, et que par conséquent l'équivalent de l'hydrogène est de 12,50.

La composition de l'eau en centièmes devient alors :

|                |         |
|----------------|---------|
| Oxygène.....   | 88,888  |
| Hydrogène..... | 11,112  |
| Eau.....       | 100,000 |

On peut déduire encore la composition de l'eau des densités de l'oxygène et de l'hydrogène.

On a vu que l'eau est formée de deux volumes d'hydrogène et d'un volume d'oxygène :

|  |
|--|
| 0,13852 = 2 fois la densité de l'hydrogène ; |
| 1,10563 = 1 fois la densité de l'oxygène.    |

Ces nombres sont entre eux comme 12,50 et 100.

Pour déterminer le rapport qui existe entre le volume de la vapeur d'eau et les volumes des gaz qui la constituent, il suffit de comparer la densité de la vapeur d'eau avec la somme de la densité de l'oxygène et du double de la densité de l'hydrogène.

La densité de la vapeur d'eau est égale à 0,622 (M. Regnault).

En ajoutant au double de la densité de l'hydrogène = 0,13852, la densité de l'oxygène = 1,10563, la somme 1,24415 se confond exactement avec le double de la densité de la vapeur d'eau.

On voit donc qu'un volume d'oxygène et deux volumes d'hydrogène représentent deux volumes de vapeur aqueuse, ou qu'un volume de vapeur d'eau est formé d'un volume d'hydrogène et d'un demi-volume d'oxygène.

En résumé : l'eau contient *en centièmes* 88,888 d'oxygène ;  
11,112 d'hydrogène.

En *équivalents*, elle est formée d'un équivalent d'oxygène = 100 et d'un équivalent d'hydrogène = 12,50.

En *volumes*, elle contient deux volumes d'hydrogène et un vo-

lume d'oxygène, représentant deux volumes de vapeur aqueuse. La formule HO représente un équivalent d'eau ou 112,50.

L'eau peut être *solide*, *liquide* ou *gazeuse*. Nous l'examinerons sous ces différents états.

**Eau solide.** — L'eau, en se solidifiant, peut être amorphe ou cristallisée régulièrement. La forme cristalline de l'eau solide est celle d'un prisme hexaèdre de 120°, ou celle d'un dodécaèdre isocèle. Ses cristaux possèdent la double réfraction et appartiennent au système rhomboédrique.

D'après MM. W. Scoresby et Dufrénoy, la neige affecte souvent la forme d'étoile à six rayons, chaque rayon étant un prisme régulier à six faces ; quelquefois même le centre de l'étoile est occupé par une petite lame hexagonale brillante, et les rayons de l'étoile divergent de chacun de ses angles.

En passant de l'état liquide à l'état solide, l'eau augmente de volume. Sa densité devient 0,916, ou plus exactement 0,910 d'après M. Brunner, celle de l'eau à + 4° centig. étant 1,000.

Cette augmentation de volume qu'éprouve l'eau en se solidifiant explique :

1° Pourquoi la glace se maintient constamment à la surface des eaux tranquilles ;

2° Pourquoi l'eau contenue dans le tissu cellulaire des plantes ou des fruits, qui se solidifie par une forte gelée, détermine par son augmentation de volume la rupture des vaisseaux capillaires, fait périr les végétaux en peu de temps et devient la cause de la décomposition rapide des fruits gelés ;

3° Pourquoi les fontaines et les carafes remplies d'eau se brisent souvent pendant les froids de l'hiver, quand l'eau qu'elles contiennent se solidifie : les tuyaux de conduite des eaux qui ne sont pas profondément enfouis dans la terre, se rompent également lorsque l'eau qui les traverse vient à geler ;

4° Pourquoi les pierres qu'on appelle *gélives*, qui peuvent absorber une quantité d'eau considérable, se brisent en hiver par suite de la dilatation qu'éprouve en se congelant l'eau contenue dans leurs pores ;

5° Pourquoi l'eau, en se solidifiant, détermine quelquefois la rupture des métaux ou des alliages les plus résistants.

C'est ainsi qu'on peut briser des canons de fusil, et même des canons de bronze, en les remplissant d'eau et en les exposant, après les avoir hermétiquement fermés, à une température qui détermine la solidification de l'eau qu'ils contiennent.

La glace, pendant sa fusion, conserve une température constante que l'on prend pour l'un des deux points fixes des thermomètres : c'est le zéro de leur échelle. Le point où l'eau se

congèle, présente souvent de grandes variations, et n'est pas adopté pour la fixation du zéro des thermomètres. Quand l'eau n'est pas agitée, on peut abaisser sa température jusqu'à  $-12^{\circ}$  sans la solidifier; si on l'agite, elle se congèle aussitôt et l'on observe un dégagement de chaleur qui fait remonter rapidement sa température à zéro (Gay-Lussac).

La congélation de l'eau présente donc deux phénomènes remarquables : un dégagement de chaleur et une augmentation de volume.

L'eau qui tient des sels en dissolution se congèle plus lentement que l'eau pure. Lorsqu'une dissolution saline éprouve une congélation partielle, c'est l'eau pure qui se solidifie en premier lieu, tandis que les sels restent dans l'eau mère. Cette propriété a été appliquée à la concentration de certaines eaux salées.

La glace en fondant absorbe une quantité de chaleur considérable. La quantité de chaleur qu'un poids déterminé de glace à zéro exige pour changer d'état est égale à celle qui suffirait pour porter le même poids d'eau liquide de  $0$  à  $75^{\circ}$ , ou plus exactement à  $79^{\circ}$  (MM. de la Provostaye et P. Desains). Aussi, lorsqu'on mélange des poids égaux de neige à  $0^{\circ}$  et d'eau à  $79^{\circ}$ , le mélange entre en fusion et la température reste à  $0^{\circ}$ .

**Eau liquide.** — L'eau est inodore, insipide, incolore, mais prise en masses considérables, elle présente une teinte verdâtre. Lorsqu'on soumet à l'action de la chaleur l'eau prise à zéro, son volume diminue jusqu'à  $+4^{\circ}$ , puis augmente progressivement jusqu'à la température de son ébullition qui est constante, quand la pression extérieure ne varie pas.

A  $8^{\circ}$  le volume de l'eau est à peu près le même qu'à  $0^{\circ}$ . Son maximum de densité est à  $4^{\circ}$ , d'après M. Despretz.

L'eau, considérée comme dissolvant, intéresse à la fois les arts, l'industrie et l'analyse chimique. Aussi range-t-on en première ligne parmi les différentes propriétés d'un corps son degré de solubilité ou d'insolubilité dans l'eau.

**Eau à l'état de vapeur.** — Le point d'ébullition d'un liquide est toujours le même sous la même pression. L'eau, sous la pression ordinaire de l'atmosphère, qui équivaut à celle d'une colonne de mercure haute de  $0^m,760$ , entre en ébullition à une température invariable, qui sert à fixer le centième degré de l'échelle du thermomètre centigrade.

L'eau, à  $0^{\circ}$ , en se réduisant en vapeur, augmente environ de 1700 fois son volume.

La température de l'ébullition de l'eau varie avec la pression. En renfermant l'eau dans une enveloppe suffisamment résis-

tante, on peut porter l'eau à une température très-élevée et l'empêcher de bouillir. Cette expérience s'exécute dans un appareil que l'on nomme *marmite de Papin*.

M. Cagniard-Latour a enfermé de l'eau dans des tubes de verre très-épais, purgés d'air et fermés à la lampe. En portant ces tubes au rouge naissant, il s'est assuré que l'eau peut se réduire en vapeur dans un espace qui n'est que quatre fois plus grand que son propre volume.

La vapeur d'eau est inodore, incolore, transparente; sa densité est  $0,622$ ; un litre d'air pesant  $1^g,2937$ , un litre de vapeur d'eau ne pèse que  $1,2937 \times 0,622 = 0^g,804$ .

L'eau, comme tous les corps volatils, émet des vapeurs aux températures les plus basses. Cette évaporation augmente avec la température.

La vapeur d'eau soumise au refroidissement se condense et passe à l'état d'eau liquide. Cette condensation se produit dans l'air atmosphérique lorsqu'il contient une quantité de vapeur d'eau plus grande que celle qu'il peut conserver à l'état de saturation. C'est ainsi que se forment la rosée, la gelée blanche, le brouillard, la pluie, la neige. La vapeur d'eau condensée dans l'atmosphère prend le nom de *brouillard* quand elle est près de la surface de la terre, et de *nuage* quand elle est suspendue à une certaine hauteur dans l'atmosphère. La vapeur, en se condensant dans l'air, forme de petites sphérules qui constituent la *vapeur sous forme vésiculaire*.

L'eau, pour se transformer complètement en un fluide élastique, exige environ cinq fois et demie plus de chaleur que pour s'échauffer de  $0$  à  $100^{\circ}$ ; elle absorbe 540 calories pour passer de l'état liquide à l'état gazeux.

Ainsi, un kilogramme de vapeur aqueuse à  $100^{\circ}$ , qu'on reçoit dans  $5^{\text{kil}},500$  d'eau à zéro, produit  $6^{\text{kil}},500$  d'eau liquide à  $100^{\circ}$ . On s'est servi de ce principe dans les usines, pour porter à l'ébullition de grandes masses d'eau placées dans des vases de bois, qui seraient altérés par l'action directe du feu. Dans le cas où la vapeur en se condensant peut être nuisible, on la fait circuler dans un double fond ou dans des tuyaux qui plongent dans le liquide qu'il s'agit d'échauffer.

**Propriétés chimiques de l'eau.** — L'eau n'exerce aucune action sur les réactifs colorés. Elle est indécomposable par la chaleur. Plusieurs corps simples la décomposent : les uns, comme le chlore, se combinent avec son hydrogène en laissant dégager son oxygène; les autres, comme le potassium, le fer, etc., s'emparent de son oxygène en mettant l'hydrogène en liberté.

L'eau se combine avec un grand nombre de corps en propor-

tions définies et forme des composés qui ont reçu le nom d'*hydrates*.

En s'unissant aux acides, aux bases et aux sels, l'eau ne modifie pas, en général, leurs caractères distinctifs; aussi étudie-t-on ordinairement les propriétés spécifiques de ces corps dans leurs hydrates.

Toutefois, dans quelques cas, l'eau, qui s'unit aux acides, aux bases, aux sels, détermine des modifications importantes dans leurs propriétés.

La plupart des corps n'éprouvent pas de décomposition en se dissolvant dans l'eau; mais il existe un certain nombre de sels, tels que l'azotate de bismuth, le stéarate de potasse, etc., qui, dans leur contact avec l'eau, se séparent en deux parties, dont l'une, insoluble, se précipite, et l'autre, soluble, reste en dissolution dans l'eau.

M. Chevreul a particulièrement appelé l'attention des chimistes sur cet ordre de phénomènes.

**État de l'eau dans la nature.** — L'eau que l'on rencontre à la surface de la terre ou dans son intérieur n'est jamais pure.

L'eau de pluie contient en dissolution toutes les substances qui existent dans l'air, telles que l'oxygène, l'azote, l'acide carbonique, et quelquefois des traces d'acide azotique, de carbonate ou d'azotate d'ammoniaque. Ces derniers sels se trouvent surtout dans les eaux de pluie d'orage. Les premières eaux de pluie contiennent en outre les corps étrangers, les poussières qui sont en suspension dans l'atmosphère. Toutefois, l'eau de pluie, recueillie avec soin, est souvent très-pure, et peut remplacer l'eau distillée dans la plupart des opérations chimiques.

L'eau des fleuves, des rivières, des sources, des puits, est moins pure que l'eau de pluie. Elle renferme des chlorures, des sulfates et des carbonates à base de chaux, de magnésie, et quelquefois de soude, de potasse et d'alumine. La composition de ces eaux varie avec la nature des terrains qu'elles ont traversés. Elles sont propres le plus souvent à la boisson, à la cuisson des légumes, et n'ont pas de saveur sensible. On leur donne, dans ce cas, le nom d'*eaux douces* ou d'*eaux potables*.

Quelquefois les eaux sont impropres à la cuisson des légumes et au savonnage: on dit alors qu'elles sont *dures* ou *cruës*.

Les eaux douces ne laissent qu'un très-faible résidu quand on les soumet à l'évaporation, conservent leur transparence quand on les fait bouillir, sont limpides, sans saveur; elles dissolvent le savon, ou du moins elles ne forment dans les dissolutions de savon qu'un précipité très-peu considérable.

La mauvaise qualité des eaux crues doit être attribuée à la

présence des sels calcaires. Elles forment des grumeaux avec l'eau de savon, et ne peuvent être appliquées à tous les usages domestiques.

On divise les eaux crues en deux espèces principales:

Les eaux dites *séléniteuses*; la plus grande partie de leur chaux est à l'état de sulfate. Telles sont les eaux des puits de Paris, qui sont quelquefois saturées de sulfate de chaux (plâtre). Elles ne se troublent pas par l'ébullition et forment des précipités abondants avec l'oxalate d'ammoniaque et le chlorure de baryum.

Les eaux crues de la seconde espèce sont les *eaux calcaires* qui contiennent du carbonate de chaux dissous à la faveur d'un excès d'acide carbonique. Elles bleuissent la dissolution de bois de campêche, se troublent par l'ébullition et par l'exposition à l'air ou sous l'influence de l'eau de chaux. On les rend potables et propres aux usages domestiques:

1° En les faisant bouillir quelques instants et les abandonnant ensuite au repos (l'excès d'acide carbonique, qui dissolvait le carbonate calcaire, se dégage, et le carbonate de chaux se précipite);

2° En les agitant au contact de l'air, ce qui détermine aussi le dégagement de l'acide carbonique en excès et le dépôt du carbonate de chaux;

3° En les traitant par de l'eau de chaux jusqu'à ce qu'elles ne précipitent plus avec ce réactif. Dans ce cas, le bicarbonate de chaux est transformé en carbonate de chaux neutre insoluble:  $\text{CaO}, 2\text{CO}^2 + \text{CaO} = 2(\text{CaO}, \text{CO}^2)$ .

Les eaux séléniteuses peuvent être rendues, sinon potables, du moins propres à la cuisson des légumes et au savonnage, lorsqu'on y verse une dissolution de carbonate de soude:  $\text{CaO}, \text{SO}^3 + \text{NaO}, \text{CO}^2 = \text{NaO}, \text{SO}^3 + \text{CaO}, \text{CO}^2$ .

Cette réaction produit du carbonate de chaux insoluble et du sulfate de soude; ce dernier sel, quoique soluble dans l'eau, est sans inconvénient dans la plupart des opérations industrielles.

On peut, à l'aide du savon, rendre l'eau séléniteuse propre au savonnage. Il suffit d'une petite quantité de savon pour précipiter toute la chaux à l'état de margarate, de stéarate et d'oléate de chaux insolubles; ces précipités étant une fois formés, le savon ensuite se dissout sans éprouver de décomposition.

Les eaux que l'on considère comme les plus pures sont celles des torrents qui descendent des montagnes granitiques. On doit cependant leur préférer, pour la boisson, des eaux moins pures qui contiennent une petite quantité de sels calcaires. Les expériences de M. Boussingault ont établi nettement que la chaux des eaux potables concourt, avec celle que contiennent les aliments, au développement du système osseux.

Pour reconnaître la présence du bicarbonate de chaux tenu en dissolution dans les eaux, M. Dupasquier a proposé l'emploi de la teinture alcoolique de bois d'Inde. La matière colorante jaune de ce bois passe au violet lorsque l'eau contient la plus faible trace de bicarbonate de chaux. Ce caractère suffit en général pour l'essai des eaux potables, dans lesquelles on ne rencontre jamais, ou presque jamais, de bicarbonate de potasse ou de soude. Pourtant, comme ces derniers sels font aussi passer au violet la dissolution de bois d'Inde, et qu'ils pourraient exister accidentellement dans l'eau à essayer, on ajoute à l'eau quelques gouttes de chlorure de calcium, qui ne forme un précipité que dans le cas où l'eau contient du bicarbonate de potasse ou de soude.

On a signalé la présence de la silice et des silicates alcalins dans quelques eaux potables. M. Deville a reconnu que la silice est un des éléments constants des eaux employées pour la boisson : il en a signalé des proportions notables dans les eaux de la Loire puisées au moment de leur débordement.

Les azotates se rencontrent quelquefois dans les eaux communes, surtout dans les eaux des puits des grandes villes.

Les eaux potables laissent par l'évaporation un résidu dont le poids ne s'élève pas en général au-dessus de 1 à 3 décigrammes par litre. Ce résidu consiste surtout en carbonate et en sulfate de chaux, et en chlorure de calcium.

L'eau de la mer contient par litre environ 42 grammes de différents sels dans lesquels le sel marin doit être compris pour 26 ou 27 grammes.

**Stalactites, incrustations et dépôts dans les chaudières.** — Lorsque l'eau, chargée de carbonate ou de phosphate de chaux, est abandonnée au contact de l'air, ou soumise à l'action de la chaleur, ces deux sels se déposent, parce que l'excès d'acide carbonique qui les tenait en dissolution se dégage. La plupart des stalactites et beaucoup de dépôts de carbonate ou de phosphate calcaires sont formés par ce mode de précipitation lente. Les dépôts que laissent certaines eaux dans les tuyaux de conduite ont la même origine.

De grandes quantités d'eau évaporées dans les générateurs et dans les chaudières à vapeur, déposent contre les parois de ces appareils des sels calcaires dont la dureté est une cause de détérioration, parce qu'il faut souvent employer le marteau pour les détacher. On obvie à cet inconvénient en introduisant dans l'eau de la râpure de pommes de terre, ou de l'argile, ou bien du chlorhydrate d'ammoniaque, ou du carbonate de soude. Ces corps, et principalement le carbonate de soude, dont M. Kuhl-

mann a proposé l'emploi, empêchent le résidu de l'évaporation de l'eau de s'agréger, et permettent de l'enlever facilement.

Dans un grand nombre de cas, on pourrait séparer les sels calcaires et magnésiens des eaux avant de remplir les chaudières, en précipitant ces sels à chaud par une quantité suffisante de carbonate de soude.

**Air dissous dans l'eau.** — L'eau qui a été en contact avec l'air atmosphérique contient de l'acide carbonique, et de plus un mélange d'oxygène et d'azote. On constate la présence de ces gaz en remplissant complètement d'eau un ballon de verre de 2 litres environ de capacité. On met le ballon en communication par un bouchon avec un tube également rempli d'eau, et qui s'engage sous une cloche pleine d'eau ou mieux de mercure. On porte peu à peu l'eau du ballon à l'ébullition, et l'on voit bientôt se dégager une quantité de gaz assez considérable qui vient se rendre dans la cloche : 100 volumes d'eau donnent environ 3,2 volumes de gaz.

En analysant le gaz extrait de l'eau, on reconnaît que les volumes de l'azote et de l'oxygène dissous dans l'eau sont à peu près dans le rapport de 67 à 33, rapport très-différent de celui où ils existent dans l'air.

Cette différence trouve son explication dans les lois suivantes :

**Lois de la solubilité des gaz.** — Ces lois découvertes au commencement de ce siècle, sont au nombre de deux :

1° *L'eau, en contact avec une atmosphère indéfinie d'un gaz, en dissout un volume qui, ramené à la pression de cette atmosphère, est, pour une température donnée, dans un rapport constant avec le volume du liquide, quelle que soit la pression.*

Il résulte de la loi qui précède, énoncée pour la première fois par Henri de Manchester, en 1805, que le poids du gaz dissous par un volume donné de liquide, est proportionnel à la pression que le gaz non dissous exerce sur le liquide. Le gaz dissous devra donc se dégager en totalité, quand on fera le vide au-dessus de la dissolution, et, au contraire, si on augmente la pression du gaz mis en contact avec le liquide, on en pourra faire dissoudre un plus grand poids. C'est ce que l'on utilise dans la préparation des eaux de Seltz artificielles, en mettant de l'eau en contact avec de l'acide carbonique comprimé à 7 atmosphères, par exemple, on lui fait dissoudre un poids de gaz 7 fois plus considérable que celui qu'elle dissoudrait si l'acide carbonique avait seulement la pression atmosphérique.

2° *L'eau, en présence d'une atmosphère formée de plusieurs gaz,*

dissout chacun d'eux comme s'il était seul, avec la pression qu'il possède dans le mélange (Dalton).

C'est ainsi que l'eau, en contact avec l'air atmosphérique, dissout l'azote, comme si ce gaz existait seul avec une pression égale aux  $\frac{4}{5}$  environ de la pression totale, et l'oxygène, comme s'il formait à lui seul l'atmosphère, avec une pression égale au  $\frac{1}{3}$  de la pression totale; aussi le rapport dans lequel ces gaz se trouvent dissous est-il égal à

$$\frac{0,02035 \times \frac{1}{3}}{0,04114 \times \frac{4}{5}} = \frac{0,01628}{0,00323}, \text{ ce qui donne } \begin{cases} \text{Az.} & 66,4 \\ \text{Ox.} & 33,6 \\ & 100,0 \end{cases}$$

C'est, en effet, dans ces proportions que l'air extrait de l'eau contient les gaz oxygène et azote.

L'air dissous dans l'eau sert à la respiration des poissons. Si l'on fait bouillir de l'eau pour la priver d'air et qu'on la laisse refroidir dans un vase hermétiquement fermé, un poisson que l'on plonge dans cette eau meurt au bout de quelques instants.

Il est reconnu, d'ailleurs, que certaines espèces de poissons ne viennent presque jamais à la surface de l'eau, et que tous sont munis d'appareils bronchiques propres à absorber l'oxygène en dissolution. Lorsque la proportion d'oxygène contenue dans l'eau d'un étang vient à diminuer, les poissons qui le peuplent ne tardent pas à périr.

L'air que l'eau tient en dissolution donne aux eaux de source leur saveur fraîche et agréable. Ces eaux, privées d'air, deviennent lourdes, d'une digestion lente et difficile.

L'eau distillée est fade et désagréable; mais, si on l'agit au contact de l'air et qu'on l'en sature, elle devient propre à la boisson. C'est ainsi que dans les navires on peut faire usage de l'eau de mer distillée après l'avoir préalablement exposée à l'air.

On a cru pendant longtemps que l'air contenu dans les pores de la neige était moins riche en oxygène que l'air atmosphérique; M. Boussingault a démontré que le gaz extrait de neiges prises à des hauteurs très-variables a toujours la même composition que l'air atmosphérique.

Il ne suffit pas de comprimer et de faire fondre la neige pour obtenir l'air qu'elle contient; l'oxygène étant plus soluble que l'azote, il resterait en dissolution, dans l'eau provenant de la fusion de la neige, un mélange gazeux plus riche en oxygène que celui qui se dégagerait. On doit donc, pour retirer l'air de la neige, la faire fondre, et porter l'eau à l'ébullition.

**Distillation de l'eau.** — La distillation de l'eau a pour but

de la purifier en la débarrassant des corps étrangers qu'elle tient en dissolution.

Ces corps sont de deux espèces: les uns gazeux ou volatils, tels que l'oxygène, l'azote, l'acide carbonique, l'ammoniaque, l'azotate et le carbonate d'ammoniaque; les autres fixes, tels que les sels à bases de potasse, de soude, de chaux, de magnésie, d'alumine.

Les premières quantités d'eau distillée entraînent les corps gazeux ou volatils, et sont rejetées comme étant impures; les composés fixes restent au fond de l'appareil distillatoire.

La distillation doit être arrêtée au moment où les sels tenus en dissolution dans l'eau commencent à se déposer. Si l'on prolongeait l'opération, l'eau distillée pourrait contenir de petites quantités de ces mêmes sels entraînés mécaniquement ou même décomposés.

**Appareils distillatoires.** — Il existe plusieurs espèces d'appareils distillatoires.

Le plus simple se compose d'une cornue de verre *b*, d'un bal-

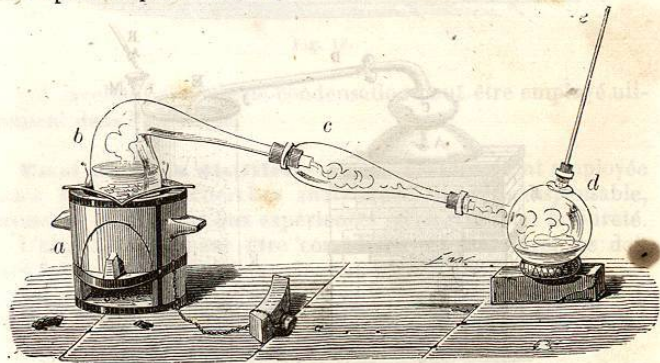


Fig. 16.

lon *d*, d'une allonge *c*; la cornue est placée sur un fourneau *a* (fig. 16).

L'eau introduite dans la cornue, qu'elle remplit aux trois quarts, est portée à l'ébullition. La vapeur qui se produit se condense dans le récipient, qui plonge dans l'eau, et qu'on a soin de maintenir froid avec un linge mouillé.

Les premières portions d'eau distillée sont rejetées; celles que l'on recueille ensuite sont pures: la distillation ne doit être arrêtée que lorsque les  $\frac{4}{5}$  environ de l'eau ont passé dans le récipient.

L'eau distillée dans des appareils de verre est quelquefois légèrement alcaline, parce que l'eau bouillante attaque le verre et dissout des traces de soude.

Quelquefois aussi l'eau distillée contient un peu d'acide chlorhydrique, qui provient du chlorure de magnésium que la concentration décompose en magnésie et en acide chlorhydrique. On évite cette altération de l'eau en ajoutant dans l'eau soumise à la distillation une certaine quantité de chaux, qui forme, avec le chlorure de magnésium, de la magnésie et du chlorure de calcium, qui ne se décompose pas par l'ébullition. La chaux, ayant l'avantage d'absorber l'acide carbonique contenu dans l'eau, doit être employée en excès; toutefois, dans la plupart des cas, on prépare l'eau distillée sans ajouter de chaux dans l'appareil distillatoire.

On prépare ordinairement l'eau distillée dans un appareil qui porte le nom d'*alambic*. Une chaudière de cuivre A, appelée *cucurbite*, contient le liquide à distiller; elle est recouverte par le *chapeau* C, pièce mobile qui complète avec elle une sorte de

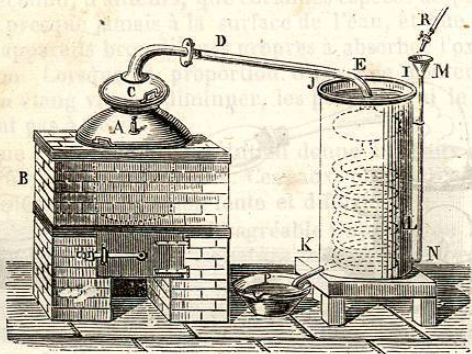


Fig. 17.

cornue. Le col s'adapte à un tube recourbé qui porte le nom de *serpentin* DE et qui plonge dans un réfrigérant JKN, où l'on maintient un courant d'eau froide arrivant par la partie inférieure N, tandis que l'eau chaude sort par une tubulure J placée à la partie supérieure et peut servir à alimenter la cucurbite (fig. 17).

On doit à Gay-Lussac un petit appareil qui peut s'appliquer non-seulement à l'eau distillée, mais encore à la distillation de toutes sortes de liquides (fig. 48).

Cet appareil se compose d'un ballon de verre A, dans lequel

on introduit le liquide à distiller, communiquant avec un tube condenseur BC, qui s'engage dans un ballon D; ce tube traverse un réfrigérant légèrement incliné EF, qui reçoit de l'eau froide par le robinet R et qui perd son eau chaude par le tube G.

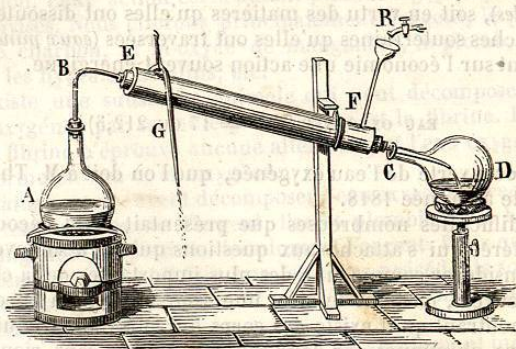


Fig. 18.

Cet excellent système de condensation peut être employé utilement dans l'industrie.

**Essai de l'eau distillée.** — L'eau distillée étant employée dans toutes les recherches analytiques, il est indispensable, avant de l'appliquer aux expériences, d'en constater la pureté.

L'eau distillée, pour être considérée comme pure, ne doit pas former de précipité avec les réactifs suivants :

Les *eaux de chaux*, de *baryte*, l'*acétate de plomb tribasique*, qui indiquent la présence de l'acide carbonique ;

Le *chlorure de baryum*, qui précipite les sulfates ;

L'*azotate d'argent*, qui forme avec les chlorures un précipité blanc de chlorure d'argent ;

L'*oxalate d'ammoniaque*, qui précipite les sels de chaux ;

L'*acide sulfhydrique* et les *sulfures solubles*, indiquant la présence des métaux proprement dits.

On constate facilement la présence des matières organiques dans une eau en y ajoutant un peu de chlorure d'or et en faisant bouillir ; la liqueur prend une teinte brune, due à la réduction du chlorure d'or, quand elle contient des matières organiques (M. Dupasquier).

**Usages.** — Parmi les applications de l'eau, nous rappellerons seulement ici son emploi continu dans l'industrie, pour dis-

soudre, purifier ou faire cristalliser un très-grand nombre de substances. Elle est constamment employée pour déterminer ou favoriser beaucoup de réactions chimiques, tant dans l'industrie que dans les laboratoires. La médecine utilise partout les eaux *minérales* qui, soit en vertu de leur température (*eaux thermales*), soit en vertu des matières qu'elles ont dissoutes dans les couches souterraines qu'elles ont traversées (*eaux minérales*), exercent sur l'économie une action souvent énergique.

EAU OXYGÉNÉE ( $\text{HO}^2 = 17$  ou 212,5).

La découverte de l'eau oxygénée, que l'on doit à M. Thenard, remonte à l'année 1818.

Les difficultés nombreuses que présentait cette découverte, et l'intérêt qui s'attache aux questions qu'elle a soulevées, la font considérer comme une des plus importantes de la chimie. Elle a ouvert, on peut le dire, une voie nouvelle à la science, en démontrant qu'il existe des corps qui peuvent produire des réactions chimiques par leur seule présence, sans rien céder ni rien prendre aux substances dont ils déterminent la décomposition.

**Propriétés.** — L'eau oxygénée est incolore et sans odeur ; placée sur la langue, elle fait éprouver des picotements, et cause une sensation particulière, désagréable, qui rappelle la saveur de certains sels métalliques.

Elle attaque l'épiderme très-promptement, et le blanchit ; elle décolore la teinture de tournesol et celle de curcuma.

La tension de sa vapeur est beaucoup plus faible que celle de la vapeur d'eau : aussi peut-on la concentrer assez facilement dans le vide sec.

Exposée à une température inférieure à  $-30^\circ$ , l'eau oxygénée ne se solidifie pas.

Sa densité a été trouvée égale à 1,452 ; elle est donc beaucoup plus grande que celle de l'eau.

Lorsqu'on verse l'eau oxygénée dans l'eau ordinaire, elle tombe immédiatement au fond de ce liquide, où elle se dissout ensuite en toutes proportions.

Exposée à l'action de la chaleur, elle donne naissance à de l'eau et à de l'oxygène.

Elle se décompose spontanément lorsqu'elle est pure et très-concentrée, en dégageant de l'oxygène. On la préserve de cette décomposition en l'entourant de glace.

La pile décompose l'eau oxygénée comme l'eau ordinaire ; mais elle en sépare deux fois plus d'oxygène.

L'eau oxygénée, mise en contact avec différents corps, présente une série de phénomènes intéressants, qui ont été, de la part de M. Thenard, l'objet d'une étude particulière.

Un certain nombre de corps peuvent décomposer l'eau oxygénée par leur seule présence, en n'éprouvant eux-mêmes aucune altération. Leur action est d'autant plus énergique qu'ils sont plus divisés. Nous citerons principalement l'argent, le platine, l'or, le charbon, le bi-oxyde de manganèse, le plomb, le bismuth, les hydrates alcalins, etc.

Il existe une substance animale qui peut décomposer aussi l'eau oxygénée par sa seule présence : c'est la fibrine. Dans ce cas, la fibrine n'éprouve aucune altération, et l'eau oxygénée se transforme en eau et en oxygène.

Certains corps peuvent décomposer l'eau oxygénée avec explosion : tels sont l'oxyde d'argent, l'acide plombique, le bi-oxyde de manganèse, le platine, l'osmium et l'argent. Pour que cette expérience réussisse, il faut que les corps précédents soient en poudre sèche et très-divisés, et que l'eau oxygénée tombe sur eux goutte à goutte.

Tous ces phénomènes dont la cause est absolument inconnue, sont dits *phénomènes catalytiques*.

L'eau oxygénée se décomposant avec facilité dans un grand nombre de circonstances en eau et en oxygène, doit être considérée comme un oxydant énergique ; aussi plusieurs oxydes mis en contact avec l'eau oxygénée peuvent-ils lui enlever la moitié de son oxygène en passant eux-mêmes à un degré supérieur d'oxydation.

M. Thenard a produit au moyen de l'eau oxygénée un certain nombre d'oxydes nouveaux, qui sont : le bi-oxyde de strontium, le bi-oxyde de calcium, le deutoxyde de zinc, le peroxyde de cuivre, le peroxyde de nickel.

Plusieurs corps simples, tels que l'arsenic, le sélénium, le molybdène, le tungstène, le potassium, le sodium, s'oxydent rapidement sous l'influence de l'eau oxygénée.

L'eau oxygénée agit sur plusieurs composés binaires : c'est ainsi qu'elle transforme en sulfates un certain nombre de sulfures, tels que les sulfures de cuivre, d'antimoine, de plomb.

Il peut arriver enfin que plusieurs oxydes mis en contact avec l'eau oxygénée, la décomposent, en perdant eux-mêmes leur oxygène en tout ou en partie : tels sont les oxydes d'argent, de mercure, le minium, l'acide plombique, les oxydes d'or et de platine. Ces décompositions paraissent dues uniquement à la haute température qui a lieu au moment du contact de ces oxydes avec l'eau oxygénée.

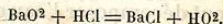
Si les métaux et les oxydes tendent en général à décomposer

L'eau oxygénée, les acides lui donnent au contraire de la fixité. On se fonde sur cette dernière propriété pour conserver l'eau oxygénée et l'évaporer sans qu'elle éprouve de décomposition.

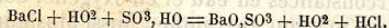
Les acides qui sont décomposés par les corps oxydants sont immédiatement détruits par l'eau oxygénée : tels sont les acides iodhydrique, sulfhydrique, sulfureux.

On voit, d'après ce qui précède, que dans la plupart des cas l'eau oxygénée se comporte comme une véritable combinaison d'eau et d'oxygène; c'est ce qu'indique le nom qu'elle porte.

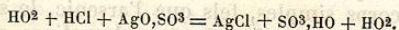
**Préparation.** — On prépare l'eau oxygénée en dissolvant le bi-oxyde de baryum dans l'acide chlorhydrique : il se produit du chlorure de baryum et de l'eau oxygénée :



Cette préparation exige des précautions nombreuses, qui ne peuvent être indiquées dans un traité élémentaire; nous dirons seulement que lorsque l'eau est oxygénée au point que l'on désire, pour la débarrasser du chlorure de baryum qu'elle contient, on ajoute dans la liqueur de l'acide sulfurique, de manière à précipiter toute la baryte, ce qui donne un mélange d'eau oxygénée et d'acide chlorhydrique.



On verse dans la dissolution du sulfate d'argent en quantité strictement nécessaire pour précipiter tout l'acide chlorhydrique; la liqueur ne doit pas contenir de sel d'argent en excès, ce dont on s'assure au moyen des réactifs : il se forme alors du chlorure d'argent insoluble et une dissolution qui contient de l'eau oxygénée et de l'acide sulfurique :



Pour avoir de l'eau oxygénée pure, il ne s'agit plus que d'ajouter avec précaution de la baryte dans la liqueur jusqu'à ce que l'acide sulfurique se trouve complètement précipité à l'état de sulfate de baryte insoluble.

On sépare le sulfate de baryte par la filtration et l'on évapore la dissolution dans le vide.

[Il y a un moyen beaucoup plus rapide de préparation, qui consiste à substituer l'acide fluorhydrique à l'acide chlorhydrique. L'avantage de cette substitution réside dans l'insolubilité du fluorure de baryum, qui se sépare entièrement et qui laisse le bi-oxyde d'hydrogène, isolé de toute autre substance que l'eau (Pelouze).]

L'eau oxygénée, amenée à son maximum de concentration, dégage 475 fois son volume d'oxygène.

Pour reconnaître la présence de petites quantités d'eau oxygénée, on se base sur la propriété que possède ce corps de transformer l'acide chromique en acide perchromique d'une belle couleur bleue. On ajoute une trace d'une dissolution d'acide chromique à la liqueur contenant l'eau oxygénée, puis quelques gouttes d'éther rectifié pour rassembler le composé bleu qui s'est formé. Celui-ci se dissout tout entier dans l'éther, et le colore en bleu intense (Barreswill).

**Usages.** — M. Thenard a proposé d'employer l'eau oxygénée en dissolution très-étendue pour restaurer les tableaux anciens, qui sont en général noircis par des émanations sulfureuses; dans ce cas, l'eau oxygénée transforme le sulfure de plomb noir en sulfate de plomb qui est blanc.

#### AZOTE (Az = 14 ou 175).

L'azote a été découvert, en 1772, par le docteur Rutherford.

En 1773, Lavoisier reconnut qu'il existe à l'état de liberté dans l'air atmosphérique dont il forme environ les quatre cinquièmes.

L'azote est un gaz permanent, incolore, inodore; il est impropre à la respiration, c'est cette propriété qui lui a fait donner le nom d'azote ( $\alpha$  privatif, et  $\zeta\omega\zeta$ , vie), mais il n'est pas délétère, et les animaux n'y meurent que faute d'oxygène. Ce gaz est impropre à la combustion. Une bougie allumée que l'on plonge dans une éprouvette remplie d'azote s'éteint aussitôt.

La densité du gaz azote est 0,97137 (M. Regnault).

L'azote ne se combine directement qu'avec un petit nombre de corps; cependant, lorsqu'on fait passer des étincelles électriques à travers un mélange d'oxygène et d'azote humides, on obtient une combinaison connue sous le nom d'acide azotique ( $\text{AzO}^3, \text{HO}$ ).

En remplaçant l'oxygène par l'hydrogène et opérant dans les mêmes conditions, on obtient de l'ammoniaque. L'électricité atmosphérique détermine même la formation de l'azotate d'ammoniaque que l'on rencontre dans les pluies d'orage.

C'est à cette réaction que l'on doit attribuer la présence de l'acide azotique dans les pluies d'orage.

L'azote est moins soluble dans l'eau que l'oxygène; l'eau n'en dissout que 0,016 de son volume, ce qui représente aussi la solubilité de l'hydrogène.

L'azote existe dans un grand nombre de matières organiques. Les expériences de M. Boussingault ont prouvé que l'azote



contenu dans les végétaux provient souvent de l'air. Ce chimiste a observé que certaines plantes légumineuses, croissant dans une terre exempte de corps azotés, renferment, après leur développement, une quantité considérable d'azote qui a été emprunté à l'air atmosphérique.

L'azote qui entre dans la composition des matières animales provient de celui que contiennent les aliments; il résulte, en effet, d'expériences faites sur les animaux à sang chaud, que, dans l'acte de la respiration, l'azote atmosphérique ne paraît pas sensiblement absorbé.

**Préparation de l'azote.** — On retire en général l'azote de l'air atmosphérique.

On place sur une cuve à eau un bouchon de liège qui supporte une petite coupelle de plâtre contenant un fragment de phosphore enflammé, que l'on recouvre d'une cloche de verre (fig. 19). Le phosphore absorbe, en brûlant, l'oxygène qui se trouve dans la cloche, et l'on obtient de l'azote contenant encore des traces d'oxygène, de l'acide carbonique, de la vapeur d'eau et de la vapeur de phosphore.

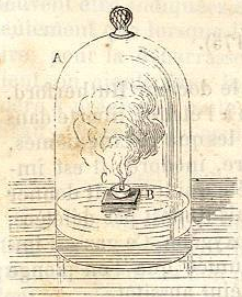


Fig. 19.

Pour débarrasser l'azote de ces différents corps, on absorbe d'abord l'oxygène en laissant le gaz en contact avec un bâton de phosphore. La vapeur de phosphore est détruite au moyen de quelques bulles de chlore, qui forment du chlorure de phosphore que

l'eau décompose aussitôt. On introduit dans la cloche un morceau de potasse qui absorbe l'acide carbonique et le chlore employé en excès. Il ne reste plus qu'à dessécher l'azote au moyen du chlorure de calcium ou de la potasse.

Il est préférable de préparer l'azote en faisant passer un courant d'air atmosphérique, privé d'acide carbonique et de vapeur d'eau, sur du cuivre chauffé au rouge, qui retient l'oxygène et laisse l'azote pur (fig. 20).

On emploie l'appareil suivant :

A est un flacon rempli d'air : on fait passer cet air, au moyen d'un courant d'eau, dans le tube B contenant des fragments de potasse qui le débarrassent de son acide carbonique et de son humidité. L'air, traversant ensuite le tube CD, rempli de cuivre chauffé au rouge, perd complètement son oxygène. Le gaz azote pur passe dans la cloche E.

L'azote peut encore être obtenu en décomposant une dissolution d'ammoniaque au moyen du chlore; l'ammoniaque est un

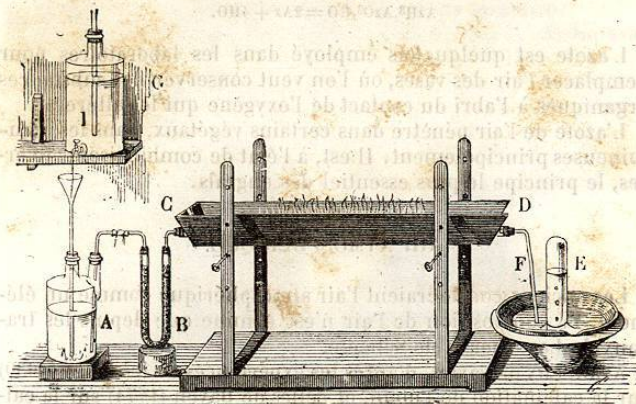
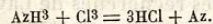
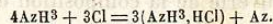


Fig. 20.

composé d'hydrogène et d'azote  $AzH^3$  qui, sous l'influence du chlore, se décompose en azote et en acide chlorhydrique :



Les trois équivalents d'acide chlorhydrique ne restent pas libres; ils s'unissent à trois équivalents d'ammoniaque. On a donc en réalité :



L'expérience se fait en introduisant dans un tube long de 1 mètre, fermé par un bout, une quantité de dissolution de chlore, qui représente environ les dix-neuf vingtièmes du tube; on achève de remplir le tube avec une dissolution d'ammoniaque.

On bouche le tube avec le pouce, et on le renverse sur une cuve à eau; la réaction se détermine aussitôt, et l'on voit se dégager des bulles d'azote qui se rendent à la partie supérieure du tube.

L'azote que l'on obtient ainsi a presque toujours une odeur piquante qui est due à la présence d'une trace de chlorure d'azote. Pour éviter autant que possible la formation du chlorure d'azote, qui est un corps très-détonant, on doit maintenir l'ammoniaque en excès.

L'azotite d'ammoniaque, dont nous parlerons en traitant des