

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 donne 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 dans certaines eaux, 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 calcaire sont formés par ce mode de précipitation lente. Les dépôts que laissent certaines eaux dans les tuyaux de conduite ont la même origine.

Les grandes quantités d'eau évaporées dans les chaudières à vapeur déposent contre les parois de ces appareils des sels calcaires qui présentent le grave inconvénient d'amener rapidement leur détérioration; en effet, ces sels empêchent le contact de l'eau avec les parois des chaudières, qui, dès lors, au contact de la flamme, peuvent rougir; d'autre part, ces dépôts acquièrent quelquefois une telle dureté, qu'ils doivent être enlevés à l'aide du burin ou des acides. 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. Kuhlmann 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 A de 2 litres environ de capacité (fig. 18). On met le ballon en communication par un bouchon avec un tube également rempli d'eau B, et qui s'engage sous une cloche pleine de mercure C. 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 3,8 volumes de gaz.

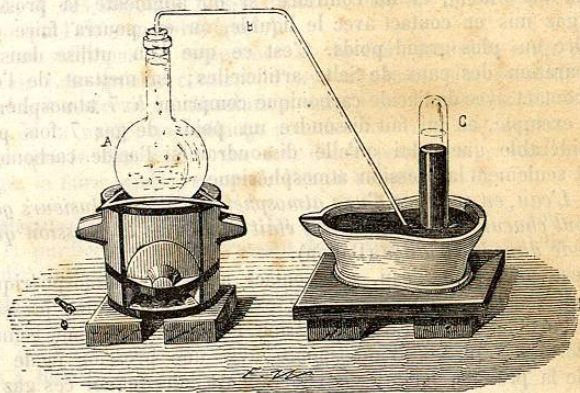


Fig. 18.

En analysant les gaz extraits d'eau, on reconnaît que les volumes de l'azote et de l'oxygène qu'ils contiennent 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.*

Ainsi, de l'eau à 0° placée en présence d'une atmosphère indéfinie de gaz oxygène, en dissout une proportion qui est 0,04114

du volume de cette eau; c'est-à-dire qu'un litre d'eau à 0° dissout 41^{cc}, 14 d'oxygène.

Dans les mêmes conditions, l'eau ne dissout que 0,02035 de son volume d'azote, donc 1 litre d'eau à 0° dissout 20^{cc},35 de ce gaz.

Le volume d'un gaz, ramené à la pression de 0^m,760, dissous par un litre d'eau à 0°, est ce qu'on nomme le *coefficient de solubilité* du gaz. Ce coefficient diminue lorsque la température de l'eau augmente.

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 $\frac{1}{5}$ de la pression totale; aussi le rapport dans lequel ces gaz se trouvent dissous est-il égal à

$$\begin{array}{l} 0,02035 \times \frac{4}{5} = 0,01628 \\ 0,04114 \times \frac{1}{5} = 0,00823 \end{array} \text{ ce qui donne } \left\{ \begin{array}{l} \text{Az. } 66,4 \\ \text{Ox. } 33,6 \\ \hline 100,0 \end{array} \right.$$

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'agite 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 ballon D, d'une allonge C; la cornue est placée sur un fourneau A. (*fig.* 19).

L'eau introduite dans la cornue, qu'elle remplit aux trois quarts, est portée à l'ébullition. La vapeur qui se produit se con-

dense dans le ballon, qu'il convient de placer dans une terrine pleine d'eau, ou, au moins, de refroidir en l'entourant d'un linge mouillé.

Les premières portions d'eau distillée sont rejetées; celles que l'on recueille ensuite sont pures: la distillation doit être arrêtée 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

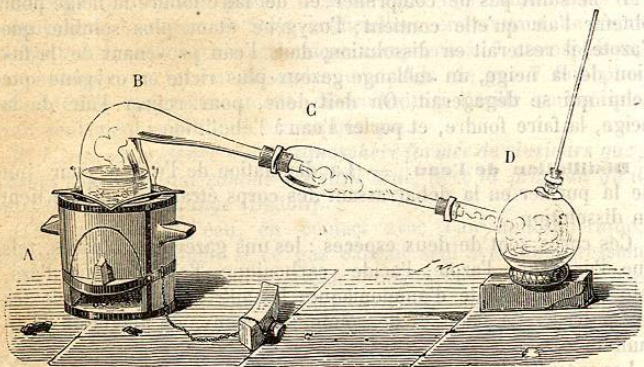


Fig. 19.

calcium, qui ne se décompose pas par l'ébullition. La chaux, ayant de plus la propriété 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 *chapiteau* C, pièce mobile qui complète avec elle une sorte de 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 entretient un courant d'eau froide arrivant par la partie infé-

rieure N, tandis que l'eau chaude sort par une tubulure J placée à la partie supérieure et peut servir à alimenter la cucurbite (fig. 20).

On doit à Gay-Lussac un petit appareil qui peut s'appliquer

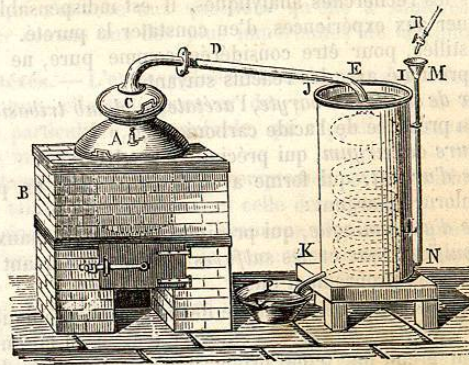


Fig. 20.

non-seulement à la distillation de l'eau, mais encore à la distillation de toutes sortes de liquides (fig. 21).

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

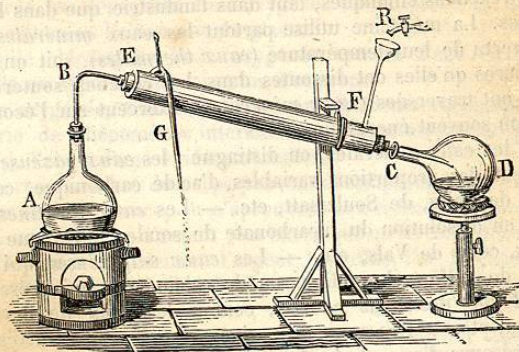


Fig. 21.

réfrigérant légèrement incliné EF, qui reçoit de l'eau froide par le robinet R et qui perd son eau chaude par le tube G.

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 dissoudre, 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.

Parmi les *eaux minérales*, on distingue : les *eaux gazeuses*, qui renferment des proportions variables d'acide carbonique, comme les *eaux de Seltz, de Soultz, etc.* — Les *eaux alcalines*, qui tiennent en dissolution du bicarbonate de soude, telles que l'eau de Vichy, celle de Vals, etc. — Les *eaux sulfureuses*, qui contiennent du sulfure de sodium ou de calcium et qui présentent l'odeur fétide des œufs pourris, comme les *eaux de Barèges, d'Enghien, etc.* — Les *eaux ferrugineuses*, qui sont caractérisées par la présence d'un sel de fer, telles que les *eaux de Spa, de Passy, de Forges, etc.* — Les *eaux salines*, qui contiennent du chlorure de sodium, du sulfate de soude ou du sulfate de magnésie (*eaux de Kreuznach, de Carlsbad, de Sedlitz, de Pullna, d'Epsom, etc.*).

Eau oxygénée ($\text{HO}^2 = 17$).

La découverte de l'eau oxygénée, que l'on doit à 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.

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-prompement 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° , 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 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 bioxyde 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 bioxyde de

manganèse, le platine, l'osmium et l'argent. Pour que cette expérience réussisse, il faut que ces corps soient en poudre sèche et très-fine, et que l'eau oxygénée tombe sur eux goutte à goutte.

Comme l'eau oxygénée se décompose lentement lorsqu'on la fait traverser par un courant d'air, on peut expliquer l'action des corps pulvérulents dont nous venons de parler, par la présence dans leurs pores d'air condensé, lequel agirait comme atmosphère pouvant faciliter la décomposition de ce liquide, à la manière d'un courant d'air (M. Gernez).

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.

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 certains oxydes, mis en contact avec l'eau oxygénée, la décomposent en perdant eux-même 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 à la haute température qui se produit au moment du contact de ces oxydes avec l'eau oxygénée cette substance étant un corps *explosif*, c'est-à-dire dégageant de la chaleur en se décomposant.

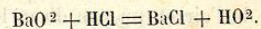
Si les métaux et les oxydes tendent en général à décomposer l'eau oxygénée, les acides lui donnent au contraire de la fixité. On se fonde sur cette dernière propriété pour conserver l'eau oxygénée et l'évaporer sans qu'elle éprouve de décomposition.

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.

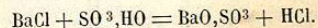
Préparation. — Pour préparer l'eau oxygénée, on fait un mélange de 100 gr. d'acide chlorhydrique et de 100 gr. d'eau,

puis on ajoute, petit à petit, dans cet acide refroidi à 0°, 15 gr. de bioxyde de baryum préalablement pulvérisé et réduit en pâte au moyen d'un peu d'eau; il se forme du chlorure de baryum et de l'eau oxygénée :

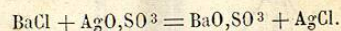


Il est nécessaire de verser le bioxyde de baryum dans l'acide chlorhydrique, et non pas l'acide sur le bioxyde, car cet oxyde étant une des nombreuses substances qui décomposent l'eau oxygénée, il faut faire en sorte qu'il ne se trouve jamais en excès dans le mélange.

L'eau oxygénée obtenue après cette opération, est très-étendue; pour augmenter sa richesse, on verse dans la liqueur, goutte à goutte, de l'acide sulfurique, qui précipite la baryte et régénère l'acide chlorhydrique :



On peut alors ajouter une nouvelle proportion de bioxyde de baryum, qui donnera lieu à la même réaction que ci-dessus. Quand 90 gr. de bioxyde de baryum ont été ainsi successivement employés, on arrête l'opération, mais il faut alors se débarrasser du chlorure de baryum que contient la liqueur; pour cela, on y verse du sulfate d'argent, qui formera du sulfate de baryte, et du chlorure d'argent, tous deux insolubles :



Il n'y a plus alors qu'à concentrer l'eau oxygénée, ainsi préparée et filtrée, en la plaçant dans le vide en présence d'acide sulfurique concentré.

[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 bioxyde 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 (Barreswil).

Ce réactif, très-sensible, permet de constater la formation de l'eau oxygénée dans toutes les oxydations lentes qui se produisent au contact de l'air et à la température ordinaire (Schœnbein). Ainsi, il suffit d'abandonner dans un flacon, pendant quelque temps, du zinc amalgamé, de l'air et un peu d'eau légèrement acidulée, pour que cette eau renferme une certaine quantité d'eau oxygénée.

Analyse. — On introduit dans un petit ballon (*fig. 22*) un poids déterminé d'eau oxygénée, étendue d'un poids également connu d'eau distillée. Ce ballon est muni d'un tube de dégagement qui aboutit à la partie supérieure d'une cloche graduée placée sur le mercure, et contenant un volume d'air préalablement mesuré. En chauffant le ballon, on décompose l'eau oxygénée en oxygène qui se rend

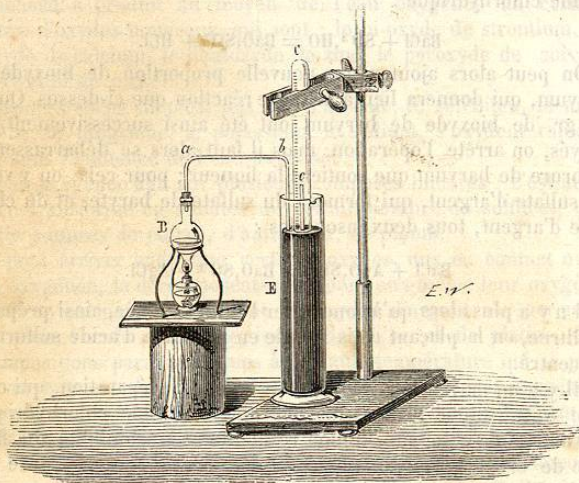


Fig. 22.

sous la cloche et en eau qui reste dans le petit matras. Le poids du vase, après l'expérience, peut donner le poids de cette eau, et, d'autre part, l'augmentation de volume du gaz de la cloche donnera le volume de l'oxygène dégagé, dont il sera facile de conclure le poids. On trouve ainsi que la quantité d'oxygène obtenu est égale à celle que contient l'eau provenant de la décomposition. La formule de l'eau oxygénée est donc HO^2 .

Usages. — 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.

Équival. en poids = 14. Équival. en vol. = 2 vol.

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.

Propriétés. — 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 (à privatif, et ζωή, 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, l'oxygène, l'hydrogène, le bore et le titane.

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 (AzO^3, HO). C'est à cette réaction que l'on doit attribuer la présence de l'acide azotique dans les pluies d'orage.

En remplaçant l'oxygène par l'hydrogène et opérant dans les mêmes conditions, on obtient de l'ammoniaque.

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 notable 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.