

97. Composition de l'eau ordinaire. — L'eau est remarquable par son pouvoir dissolvant, qui s'exerce sur les solides, les liquides et les gaz. La solubilité des corps solides ou liquides augmente en général quand la température s'élève; c'est le contraire pour la solubilité des gaz.

L'eau ne se rencontre jamais à l'état de pureté dans la nature : l'eau tombée sous forme de pluie ou de rosée a dissous dans l'atmosphère de l'oxygène, de l'azote et de l'acide carbonique, ainsi qu'une petite quantité d'ammoniaque et d'azotate d'ammoniaque; l'eau qui, après s'être infiltrée dans le sol, en ressort pour former les sources, contient, outre les gaz dissous, diverses substances empruntées au sol, et qui lui communiquent des qualités variables avec la nature des terrains dans lesquels elle a séjourné.

98. Gaz dissous dans l'eau. — Toutes les eaux exposées au contact de l'air en contiennent les éléments. La présence de l'air, à l'état de dissolution dans l'eau, est indispensable à la respiration des poissons. Si, en effet, on vient à plonger un poisson dans de l'eau que l'on a privée d'air en la faisant d'abord bouillir, puis refroidir à l'abri de l'atmosphère, le poisson périt au bout de quelques instants.

Pour recueillir les gaz qu'une eau tient en dissolution, on remplit de cette eau un ballon d'un litre environ (fig. 80), fermé par un bouchon

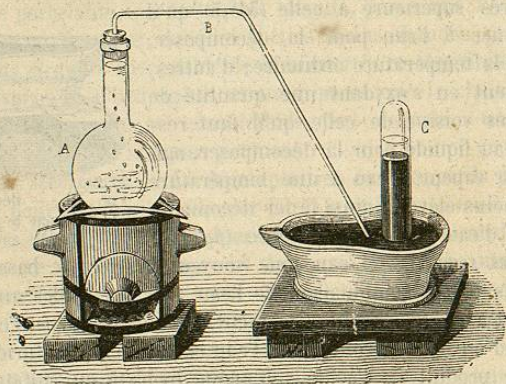


Fig. 80. — Extraction des gaz dissous dans l'eau.

que traverse un tube également plein d'eau, et aboutissant sur une petite cuve à mercure. On chauffe l'eau; elle se dilate et se déverse en partie sur la surface de la cuve : bientôt apparaissent des bulles de gaz, qui partent du fond du ballon. On place alors une éprouvette pleine de mercure au-dessus de l'extrémité du tube : l'air qui se dégage s'y rassemble avec une petite quantité d'eau chassée du ballon par l'ébullition. Au bout d'environ vingt minutes, l'eau qui a passé dans l'éprouvette est assez chaude pour ne plus dissoudre sensiblement de gaz. On me-

sure alors le volume du gaz dégagé, on en absorbe l'acide carbonique par la potasse, et on analyse le résidu par l'eudiomètre.

Les résultats varient avec la nature de l'eau : un litre d'eau de pluie a donné à M. Péligot 25 cent. cubes de gaz formés de :

	c.c.		c.c.
Azote	15,1	} = 25, ce qui correspond à	Azote 65,66
Oxygène	7,4		Oxygène 52,15
Acide carbonique	0,5		Acide carbonique 2,19
			100,00

Un litre d'eau de Seine lui a donné 54^{cc}, 1 de gaz formés de :

	c.c.		c.c.
Azote	21,4	} = 54,1, ce qui correspond à	Azote 59,55
Oxygène	10,1		Oxygène 18,67
Acide carbonique	22,6		Acide carbonique 41,78
			100

L'eau courante contient donc beaucoup plus d'acide carbonique que l'eau de pluie. Cette différence tient surtout à ce que l'acide carbonique se trouve dans les eaux courantes, non seulement à l'état de dissolution, mais encore combiné avec le carbonate de chaux, à l'état de bicarbonate de chaux soluble.

Les volumes de l'azote et de l'oxygène dissous dans l'eau sont, d'après les expériences précédentes, à peu près dans le rapport de 67 à 55 ou de 2 à 1, rapport très différent de celui où ils existent dans l'air.

Cette différence trouve son explication dans les lois suivantes :

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

1^{re} Loi. — *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, l'eau à 0° placée en présence d'une atmosphère indéfinie de gaz oxygène, en dissout un volume qui est 0,04114 du volume de l'eau, c'est-à-dire qu'un litre d'eau à 0° dissout 41^{cc},14 de gaz oxygène.

En présence d'une atmosphère illimitée d'azote, l'eau à 0° en dissout un volume qui est 0,02055 du volume de l'eau, ce qui revient à dire qu'un litre d'eau à 0° dissout 20^{cc},55 d'azote.

Ce rapport constant ou, ce qui revient au même, le volume de gaz dissous par un litre d'eau, est le *coefficient de solubilité* du gaz.

Le coefficient de solubilité varie avec la température : ainsi celui de l'oxygène, qui à 0° est 0,04114, n'est plus à 15° que 0,02989. Celui de l'azote, qui à 0° est 0,02055, n'est plus à 15° que 0,01478.

Les coefficients de solubilité seront indiqués à propos de chaque gaz.

Il résulte de la loi précédente, énoncée pour la première fois par Henry 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 qu'on utilise dans la préparation des eaux de Sedlitz artificielles : en mettant de l'eau en contact avec de l'acide carbonique comprimé à sept atmosphères, par exemple, on lui fait dissoudre un poids de gaz 7 fois plus grand que celui qu'elle dissout quand l'acide carbonique a seulement la pression atmosphérique.

2° Loi. — *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 1805).

C'est ainsi que l'eau, en contact avec l'air atmosphérique, dissout l'azote, comme si le 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 à $\frac{1}{5}$ de la pression totale : aussi le rapport dans lequel ces gaz se trouvent dissous est-il égal à

$$\frac{0,02055 \times \frac{4}{5}}{0,04114 \times \frac{1}{5}} = \frac{0,01628}{0,00825}, \text{ ce qui donne : } \left. \begin{array}{l} \text{Az., } 66,4 \\ \text{Ox., } 33,6 \end{array} \right\} 100.$$

C'est précisément le rapport trouvé dans les gaz extraits de l'eau pure, après exposition à l'air, comme l'ont établi Gay-Lussac et de Humboldt dans leurs remarquables recherches eudiométriques.

100. Substances solides dissoutes dans l'eau. — Les eaux courantes tiennent toujours en dissolution des matières solides, telles que du sulfate de chaux, des chlorures de potassium, de sodium ou du calcium, et des traces d'azotate; ces sels y existent, grâce à leur solubilité. Les eaux courantes contiennent, en outre, d'autres substances, comme le carbonate de chaux, le phosphate de chaux et la silice, qui, insolubles dans l'eau pure, sont solubles dans l'eau contenant de l'acide carbonique.

En portant l'eau à l'ébullition, on élimine l'acide carbonique, et, par suite, on détermine la précipitation de ces derniers corps. Pour recueillir les premières substances, il faut évaporer à siccité. — Le poids total varie en général de 0^{gr},1 à 0^{gr},5 par litre d'eau.

Quelques réactions très simples permettent de constater la présence des principales substances contenues d'ordinaire dans les eaux courantes.

CARBONATE DE CHAUX. — La présence du *carbonate de chaux* se reconnaît en versant dans l'eau à essayer quelques gouttes d'une solution alcoolique de *bois de Campêche*; cette liqueur jaune se colore en violet d'autant plus foncé qu'il y a plus de carbonate de chaux; elle se colore seulement en rose, s'il n'y en a qu'une petite quantité.

SULFATES. — On reconnaît la présence des *sulfates*, en versant dans l'eau une solution d'*azotate de baryte*, qui donne un précipité blanc de sulfate de baryte, insoluble dans l'eau et dans l'acide azotique.

CHLORURES. — On constate l'existence des *chlorures* par l'*azotate*

d'argent, qui forme un précipité blanc *caillebotté* de chlorure d'argent insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'ammoniaque.

CHAUX. — La présence de la *chaux* (qu'elle soit à l'état de sulfate, de chlorure, d'azotate ou de bicarbonate) se reconnaît par l'*oxalate d'ammoniaque*, qui détermine un précipité d'oxalate de chaux insoluble dans l'acide acétique, mais soluble dans l'acide azotique étendu.

MATIÈRES ORGANIQUES. — La présence des *matières organiques* se reconnaît à ce que l'eau, portée à l'ébullition avec quelques gouttes de *chlorure d'or*, prend une coloration brune due à la réduction du sel d'or. Colorée par quelques gouttes de permanganate de potasse en solution acide, elle se décolore à l'ébullition.

L'eau distillée ne doit donner de précipité avec aucun de ces réactifs.

101. Eau potable. — Pour qu'une eau soit bonne comme boisson, il faut qu'elle soit fraîche, sans odeur, d'une saveur légère, mais agréable; elle doit cuire les légumes et dissoudre le savon.

Une eau ne remplit ces conditions que si elle est bien aérée, et contient en dissolution des matières minérales dont le poids peut varier de 0^{gr},1 à 0^{gr},5 par litre. La présence de l'acide carbonique, en quantité convenable, la rend agréable au goût et facile à digérer. L'eau privée d'air a un goût fade, elle est d'une digestion difficile; les goîtres dont sont affectés les habitants des plateaux voisins des glaciers sont dus, suivant M. Boussingault, à l'usage de l'eau non aérée qui provient de la fonte des glaces. — Sur les navires, l'eau obtenue par la distillation de l'eau de mer doit être exposée à l'air avant d'être employée en boisson.

La présence du carbonate de chaux, du phosphate de chaux et du chlorure de sodium dans l'eau, est utile pour la nutrition en général, et pour le développement osseux en particulier. Le sulfate de chaux est, au contraire, nuisible dès qu'il atteint 0^{gr},2 par litre.

EAU CRUE. — Une eau qui laisse un résidu supérieur à 0^{gr},6 par litre n'est pas potable; cette eau est *lourde* et *indigeste*; on l'appelle *eau crue*.

ESSAI D'UNE EAU POTABLE. — On reconnaît facilement une eau potable à ce qu'elle ne donne à la teinture de campêche qu'une légère coloration rose, et ne forme pas de grumeaux quand on y verse quelques gouttes d'une solution alcoolique de savon.

Les eaux chargées de matières organiques (eaux dormantes des mares et des étangs) doivent être rejetées : elles se corrompent trop facilement; elles sont d'ailleurs privées d'oxygène, parce que ce gaz a été absorbé par la combustion lente des matières organiques.

Quand les eaux contiennent beaucoup de matières en suspension, on les *clarifie* en les filtrant à travers des terres poreuses.

102. Eau séléniteuse. — On appelle *eaux séléniteuses* les eaux contenant une grande quantité de sulfate de chaux, ce qui les rend impropres au savonnage et à la cuisson des légumes. Mises en contact avec le savon, elles donnent lieu à une double décomposition entre le savon

alcalin et le sulfate de chaux, d'où résultent un sulfate alcalin et un savon calcaire insoluble. Le sulfate de chaux forme avec les légumes un composé insoluble qui les durcit. On peut améliorer ces eaux et les rendre propres au savonnage, par l'addition d'un peu de carbonate de soude, qui précipite la chaux à l'état de carbonate insoluble.

Eaux incrustantes. — Les eaux qui contiennent beaucoup de carbonate

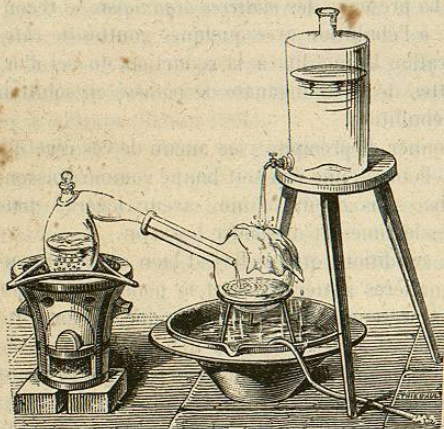


Fig. 81. — Préparation, en petit, de l'eau distillée.

de chaux, dissous grâce à un excès d'acide carbonique, sont également impropres au savonnage; de plus, elles ont l'inconvénient d'incruster les tuyaux dans lesquels on les fait circuler. Elles prennent le nom d'*eaux pétifiantes*, quand, au sortir de leur source, elles perdent de l'acide carbonique, et, par suite, laissent déposer une partie de leur carbonate de chaux (eau de St-Allyre à Clermont - Ferrand).

103. Eau distillée. — Pour avoir de l'eau distillée, on peut se servir, soit d'une cornue de verre (fig. 81) communiquant avec un ballon refroidi, soit de l'alambic ordinaire (fig. 82). L'eau à distiller est versée dans la cuve en cuivre (*cucurbite*); la vapeur, après s'être élevée dans le dôme B (*chapiteau*), va se condenser en gouttelettes dans le tube DE enroulé en hélice (*serpentin*), entouré d'un vase F (*réfrigérant*) rempli d'eau froide (fig. 82). On ne recueille pas les premières gouttes d'eau, qui contiennent les impuretés provenant des parois du réfrigérant. Il faut d'ailleurs s'arrêter quand les trois quarts de l'eau ont passé à la distillation, afin d'éviter la projection des matières entraînées à l'état solide, et la production de l'acide chlorhydrique gazeux qui pourrait résulter de la décomposition des chlorures alcalins par la silice.

104. Applications. — Parmi les applications de l'eau, nous rappellerons seulement ici son emploi continu pour dissoudre, purifier ou faire cristalliser un très grand nombre de substances. Elle est constamment employée pour déterminer ou favoriser un grand nombre de réactions chimiques. L'industrie et les laboratoires l'utilisent à l'état de glace, à l'état liquide et à l'état de vapeur.

Dans la nature, c'est des eaux que les végétaux et les animaux tirent la plupart des principes minéraux qui leur sont nécessaires. Les eaux

courantes vont porter à la mer les matières qu'elles tiennent en dissolution; l'évaporation de l'eau forme les nuages qui retombent en pluie à la surface du sol, où cette eau dissout des matières qui servent à la nutrition des végétaux et des animaux, ou vont former au fond des mers des dépôts semblables à ceux qui constituent les continents.

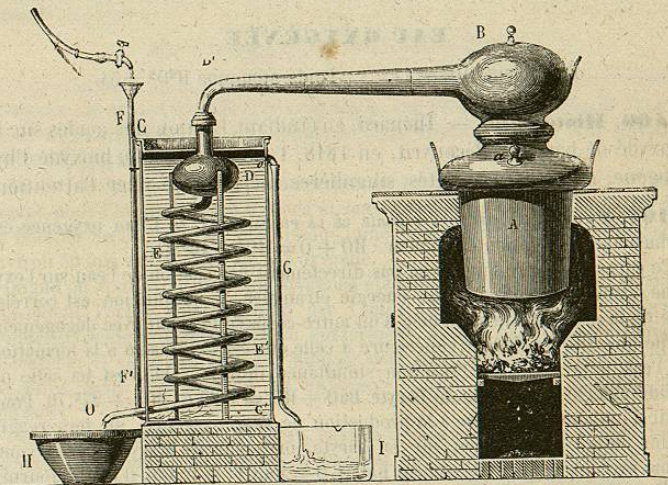


Fig. 82. — Préparation, en grand, de l'eau distillée (alambic ordinaire).

105. Eaux minérales. — La médecine utilise partout les eaux dites *minérales* qui, soit en vertu de leur température (*eaux thermales*), soit en vertu des matières qu'elles ont dissoutes dans le sein de la terre (*eaux minérales froides*), exercent sur l'économie une action souvent énergique et sont, par suite, des agents thérapeutiques d'une grande efficacité.

Eaux gazeuses. — Les *eaux gazeuses* ont une saveur aigrelette; elles mousent en dégageant de l'acide carbonique quand on les agite; telles sont les eaux de Seltz, de Pougues, de Soultzmat, etc.

Eaux alcalines. — Les *eaux alcalines* ont une saveur âcre, elles verdissent le sirop de violette; elles contiennent du bicarbonate de soude; telles sont l'eau de Vichy, celles de Vals, de Saint-Nectaire, d'Ems, etc.

Eaux sulfureuses. — Les *eaux sulfureuses* ont une odeur fétide rappelant celle des œufs pourris; elles contiennent du sulfure de sodium ou de calcium qui paraît provenir de la réduction des sulfates correspondants par certaines algues (*barégines, glairines*); telles sont les eaux de Caunterets, de Barèges, de Bagnères, d'Enghien, etc.

Eaux ferrugineuses. — Les *eaux ferrugineuses* ont une saveur styptique comme l'encre. Le fer s'y trouve, soit à l'état de bicarbonate, comme dans les eaux de Spa ou d'Orezza, soit à l'état de sulfate (eaux de Passy), soit enfin en combinaison avec un acide organique, l'acide crénique ou apoérénique (eaux de Forges, Seine-Inférieure).

Eaux salines. — Les *eaux salines* ont une saveur salée ou amère; elles contiennent soit du chlorure de sodium avec de petites quantités de bromure et d'iode alcalins (eaux de Bourbonne, de Kreuznach), soit du sulfate de soude et du chlorure de sodium (eaux de Plombières, de Miers, de Carlsbad), soit enfin du sulfate de magnésie (eaux de Sedlitz, de Pullna, d'Epsom, etc.).

EAU OXYGÉNÉE

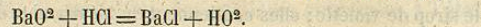
Équivalent $\text{HO}^2 = 17$. Poids atomique $\text{H}^2\text{O}^2 = 54$.

106. Historique. — Thénard, en étudiant l'action des acides sur le bioxyde de baryum, découvrit, en 1818, l'eau oxygénée ou bioxyde d'hydrogène, dont les propriétés singulières méritent de fixer l'attention.

107. Préparation. — THÉORIE DE LA PRÉPARATION. — L'eau oxygénée est formée avec absorption de chaleur : $\text{HO} + \text{O} = \text{HO}^2 - 10^{\circ},74$.

Ce corps ne se produira donc pas directement par l'action de l'eau sur l'oxygène sans intervention d'une énergie étrangère. Sa production est corrélatrice de la production simultanée d'un autre corps se formant avec dégagement d'une quantité de chaleur supérieure à celle qui est nécessaire à la formation de l'eau oxygénée. Cette réaction simultanée indispensable, est ici celle de l'acide chlorhydrique sur la baryte $\text{BaO} + \text{HCl} = \text{BaCl} + \text{HO} : + 27^{\circ},79$. Pour avoir l'oxygène nécessaire à la production de l'eau oxygénée, on fera réagir l'acide chlorhydrique, non sur la baryte, mais sur le bioxyde de baryum, formé avec dégagement de chaleur $\text{BaO} + \text{O} = \text{BaO}^2 : + 6^{\circ},05$; il faudra fournir $6^{\circ},05$ au bioxyde pour le ramener à l'état $\text{BaO} + \text{O}$, de sorte que la chaleur dégagée par l'action de l'acide chlorhydrique sur BaO^2 sera $27,79 - 6,05 = 21^{\circ},74$. L'eau oxygénée se formera alors en même temps que le chlorure de baryum, en empruntant $10^{\circ},74$ à la chaleur dégagée par cette réaction, et il ne se dégagera que $21,74 - 10,74 = 11^{\circ} : \text{BaO}^2 + \text{HCl} = \text{BaCl} + \text{HO}^2 : + 11^{\circ}$. Telle est la théorie donnée par M. Berthelot.

PRÉPARATION. — En fait : Pour préparer l'eau oxygénée, on met dans un verre entouré de glace, environ 200 centim. cubes d'eau et 20 gr. d'acide chlorhydrique concentré et fumant. On pulvérise ensuite 10 gr. de bioxyde de baryum, que l'on humecte d'eau pour en faire une bouillie claire. On verse peu à peu ce bioxyde dans l'acide, en agitant constamment. Le bioxyde de baryum se dissout en donnant de l'eau oxygénée et du chlorure de baryum :

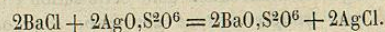


L'eau oxygénée obtenue dans cette première opération est mêlée avec un grand excès d'eau. Pour augmenter la proportion d'eau oxygénée, on verse goutte à goutte dans la liqueur de l'acide sulfurique, qui précipite la baryte et régénère l'acide chlorhydrique :



On filtre, et on peut recommencer à mettre dans la liqueur une nouvelle quantité de bioxyde de baryum pulvérisé et humecté d'eau. Quand on a ainsi recommencé l'opération un certain nombre de fois (jusqu'à ce que l'on ait employé 90 à 100 grammes de bioxyde de baryum), il faut se débarrasser de la silice, de l'alumine, du peroxyde de fer et de l'oxyde de manganèse, apportés

par le bioxyde de baryum, et qui déterminent l'altération rapide de l'eau oxygénée. On y arrive en ajoutant de l'eau de baryte, jusqu'à ce que la liqueur soit très légèrement alcaline; il se forme un précipité, on filtre rapidement, on neutralise par quelques gouttes d'acide sulfurique étendu, et on se débarrasse du chlore et du baryum en versant dans la liqueur, non plus de l'acide sulfurique, mais du sulfate d'argent : il se précipite du sulfate de baryte et du chlorure d'argent :



L'eau oxygénée, ainsi préparée, est évaporée dans le vide jusqu'à consistance sirupeuse, en présence de l'acide sulfurique, qui absorbe peu à peu la vapeur d'eau. L'eau oxygénée au maximum de concentration dégage 475 fois son volume de gaz oxygène.

On n'a pas toujours besoin d'eau oxygénée aussi concentrée. Si l'on opère comme nous l'avons indiqué d'abord et sans concentrer, on a, quand 100 gr. de bioxyde de baryum ont été dissous, une eau oxygénée qui peut dégager environ 50 fois son volume de gaz oxygène.

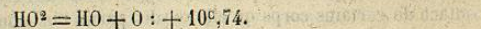
Quand on veut avoir de l'eau oxygénée étendue, on peut remplacer avantageusement l'acide chlorhydrique par l'acide phosphorique, l'acide fluorhydrique ou l'acide hydrofluosilicique, qui forment, avec la baryte, des composés insolubles; il suffit de filtrer la liqueur pour avoir immédiatement de l'eau oxygénée, mais elle contient les impuretés dues à la baryte et aux acides employés.

Pour avoir directement de l'eau oxygénée étendue et pure, il faut commencer par obtenir du bioxyde de baryum pur. Pour cela on ajoute à l'eau oxygénée étendue et impure, obtenue par l'un des procédés précédents, une petite quantité d'eau de baryte jusqu'à réaction alcaline, ce qui précipite la silice et les oxydes insolubles; on filtre et on verse ensuite la solution filtrée dans de l'eau de baryte maintenue en excès : il se forme un précipité cristallin d'hydrate de bioxyde de baryum $\text{BaO}^2 + 10\text{HO}$ en écailles soyeuses. Cet hydrate desséché rapidement dans le vide, donne le bioxyde anhydre pur, qui se conserve indéfiniment et qu'il suffit de dissoudre peu à peu dans de l'acide sulfurique étendu de 5 à 10 fois son volume d'eau pour avoir de l'eau oxygénée pure; une simple filtration la sépare du sulfate de baryte précipité. Le bioxyde ne doit pas être conservé humide ou hydraté, parce qu'il se change peu à peu en hydrate de baryte et oxygène.

108. Propriétés physiques. — L'eau oxygénée est un liquide incolore, inodore, d'une saveur métallique désagréable. Quand elle est au maximum de concentration, elle a une consistance sirupeuse: sa densité est alors 1,452. Elle ne se solidifie pas à -50° . La force élastique de sa vapeur étant beaucoup plus faible que celle de l'eau, on peut la concentrer dans le vide, mais elle s'y décompose peu à peu. Cette décomposition est d'autant plus lente que la température est moins élevée.

L'eau oxygénée très étendue est stable, elle peut distiller dans le vide.

109. Propriétés chimiques. — L'eau oxygénée ne joue ni le rôle de base, ni le rôle d'acide; en contact avec le papier de tournesol, elle le décolore. Elle blanchit la peau en produisant la sensation d'une brûlure. La chaleur décompose facilement l'eau oxygénée en dégageant $10^{\circ},74$.



A la température de 20°, la décomposition se fait déjà assez vite quand la liqueur est concentrée; on lui donne de la stabilité en l'étendant d'eau et en la rendant acide; alors elle ne se décompose pas sensiblement au-dessous de 50°. A 100°, l'eau oxygénée même très étendue se décompose complètement.

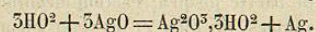
Cette facile décomposition de l'eau oxygénée et le dégagement de chaleur qui l'accompagne font comprendre sa manière d'être en présence des différents corps. On distingue ordinairement dans cette action trois cas :

1° *Décomposition par simple contact des corps sans oxydation.* — La décomposition se fait très rapidement au contact de certains corps simples à l'état pulvérulent, tels que l'or, le platine, le palladium, l'argent et le charbon. Le bioxyde de manganèse et d'autres oxydes produisent le même effet.

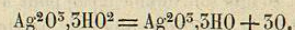
M. Gernez a constaté qu'un courant d'air, passant à travers la liqueur, la décompose lentement; il explique l'action de présence des corps *pulvérulents* ou *poroux*, par l'existence dans ces corps d'une grande quantité d'air condensé; leur introduction dans l'eau oxygénée revient à l'introduction, dans le liquide, d'une atmosphère qui facilite la décomposition comme un courant d'air. La mousse de platine, dépouillée de tout l'air qu'elle condensait par un séjour prolongé dans l'eau en ébullition, n'active plus la décomposition de l'eau oxygénée.

M. Berthelot a constaté que, dans la décomposition de l'eau oxygénée par l'argent, il y a en réalité formation d'un peu d'oxyde d'argent, ce qui ramène la décomposition de l'eau oxygénée par l'argent au mécanisme du second cas.

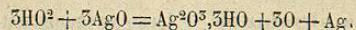
2° *Décomposition au contact de certains corps qui se décomposent en même temps.* — L'oxyde d'argent AgO humide, mis en contact avec l'eau oxygénée étendue, se décompose en donnant de l'argent métallique et un composé de sesquioxyde d'argent et d'eau oxygénée formé avec dégagement de chaleur :



Cette combinaison, très instable, se décompose rapidement avec un nouveau dégagement de chaleur en oxygène et sesquioxyde d'argent hydraté, qui se présente en flocons noirs; il se produit un volume d'oxygène égal à celui que peut dégager l'eau oxygénée :



De sorte que le résultat final de la réaction s'exprime par la formule :



Si l'oxyde d'argent est en excès, cet excès reste inaltéré. Si, au contraire, il y a excès d'eau oxygénée, le sesquioxyde d'argent se combinant avec une nouvelle quantité d'eau oxygénée, reproduit le corps $\text{Ag}^2\text{O}^5, 5\text{H}O^2$ qui se décompose encore, et ainsi de suite indéfiniment jusqu'à la destruction totale de l'eau oxygénée (M. Berthelot).

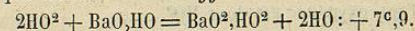
L'eau oxygénée, légèrement acidifiée, agit à — 12° sur le permanganate de potasse en solution acide, et paraît donner du trioxyde d'hydrogène et un sel de protoxyde de manganèse : $\text{Mn}^2\text{O}^7 + 5\text{H}O^2 = 2\text{MnO} + 5\text{H}O^3$. Ce trioxyde se décompose lentement à — 12°, mais d'une façon immédiate à la température ordinaire en eau et oxygène (M. Berthelot).

5° *Oxydation produite par le bioxyde.* — L'eau oxygénée se décompose au contact de certains corps qu'elle oxyde; parmi eux nous citerons : l'arsenic, le

sélénium, le potassium, le sodium, le molybdène et le tungstène; les protoxydes de potassium, de sodium, de thallium, de strontium, de calcium, de fer, d'étain, et le sous-oxyde de cuivre hydraté; le sulfure de plomb et le sulfure d'arsenic. Ici la chaleur due à l'oxydation du métal, de l'oxyde ou du sulfure s'ajoute à la chaleur de décomposition de l'eau oxygénée pour accélérer les effets.

En ajoutant de l'eau de chaux en excès à l'eau oxygénée, on obtient, au bout de quelques minutes, du bioxyde de calcium hydraté $\text{CaO}^2 + 8\text{H}O$ en petits cristaux. L'eau de strontiane donne avec l'eau oxygénée $\text{StO}^2 + 8\text{H}O$ cristallisé.

Le bioxyde de baryum forme avec l'eau oxygénée un composé $\text{BaO}^2, \text{HO}^2$ (M. Schöne). On obtient ce composé avec dégagement de 7°,9 en traitant l'eau de baryte par un excès d'eau oxygénée :



Mais ce corps se décompose lentement $\text{BaO}^2, \text{HO}^2 = \text{BaO}^2, \text{HO} + \text{O} : + 7^\circ, 1$. Ce dernier se détruit peu à peu en donnant $\text{BaO}^2, \text{HO} = \text{BaO}, \text{HO} + \text{O} : + 1^\circ, 4$. La baryte ainsi reproduite se combinera avec une nouvelle quantité d'eau oxygénée, et les mêmes réactions se reproduiront jusqu'à destruction de toute l'eau oxygénée (M. Berthelot).

En versant au contraire de l'eau oxygénée dans de l'eau de baryte maintenue en excès, M. Berthelot a obtenu l'hydrate $\text{BaO}^2, 10\text{H}O$ cristallisé : $\text{HO}^2 + \text{BaO}, \text{HO} + 8\text{H}O = \text{BaO}^2, 10\text{H}O : + 14^\circ, 8$. Cet hydrate cristallisé en écailles soyeuses, se décompose peu à peu $\text{BaO}^2, 10\text{H}O = \text{BaO}, 10\text{H}O + \text{O} : + 5^\circ, 9$. Mais si on le dessèche à froid dans le vide, il perd son eau et on obtient le bioxyde anhydre et pur qui se conserve très bien; nous avons vu (107) qu'on peut l'employer pour préparer l'eau oxygénée pure et étendue.

L'eau oxygénée oxyde le sulfure de plomb noir en donnant du sulfate de plomb blanc. L'acide chromique, en dissolution très étendue, donne avec l'eau oxygénée un liquide bleu que Barreswil regardait comme de l'acide perchromique Cr^2O^7 , mais que M. Moissan considère comme une combinaison d'acide chromique et d'eau oxygénée $\text{CrO}^5, \text{HO}^2$, analogue au composé $\text{BaO}^2, \text{HO}^2$.

Parmi les matières organiques, la fibrine, la musculine, la matière organisée des organes et des tissus des animaux ainsi que certaines matières azotées végétales, déterminent la décomposition de l'eau oxygénée par simple contact, tandis que l'albumine, la caséine, les peptones, les graisses, les matières amylicées et les ferments solubles n'ont aucune action. MM. Paul Bert et Regnard ont établi que l'eau oxygénée très diluée arrête les fermentations dues au

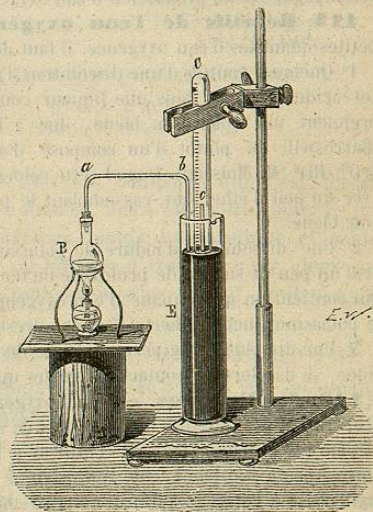


Fig. 85. — Analyse de l'eau oxygénée.

développement d'êtres vivants et la putréfaction de toutes les substances qui ne la décomposent pas.

110. Analyse. — On prend un poids déterminé d'eau oxygénée; on l'étend d'un poids d'eau connu, et on met le tout dans un petit ballon de verre (fig. 83), fermé par un bouchon traversé par un tube à dégagement qui vient aboutir dans le haut d'une éprouvette contenant de l'air et placée sur la cuve à mercure. On chauffe à l'aide d'une petite lampe; l'eau oxygénée se décompose en eau qui reste dans le ballon, et en oxygène qui va augmenter le volume du gaz contenu dans l'éprouvette. Cette augmentation de volume permet de conclure le poids de l'oxygène dégagé; on a celui de l'eau en pesant de nouveau le ballon. On reconnaît ainsi qu'il y a autant d'oxygène dégagé qu'il en reste dans l'eau provenant de la décomposition.

La formule de l'eau oxygénée est donc HO^2 .

111. Productions de petites quantités d'eau oxygénée. — L'eau oxygénée ne se produit pas seulement dans l'action des acides sur le bioxyde de baryum; il s'en forme également de petites quantités dans la décomposition de l'eau par la pile, et M. Schœnbein en a reconnu la formation dans toutes les oxydations lentes au contact de l'air.

Ainsi, lorsqu'on agite une lame de plomb amalgamée dans un flacon contenant de l'air et quelques centimètres cubes d'eau acidulée par de l'acide sulfurique, on trouve que l'eau contient, au bout d'un quart d'heure, une quantité sensible d'eau oxygénée. De même, si l'on abandonne un peu d'éther dans un flacon avec une petite quantité d'eau, l'éther s'acétifie, et cette acétification est accompagnée de la production d'eau oxygénée.

112. Réactifs de l'eau oxygénée. — Pour reconnaître de très petites quantités d'eau oxygénée, il faut des réactifs très sensibles :

1° Quelques gouttes d'une dissolution d'acide chromique contenant 1/100 de cet acide, versées dans une liqueur contenant des traces d'eau oxygénée, prennent une coloration bleue, due à la formation d'acide perchromique (Barreswil) ou plutôt d'un composé d'acide chromique et d'eau oxygénée CrO^5 , HO^2 (M. Moissan). Quand cette coloration est faible, on agite le liquide avec un peu d'éther qui, rassemblant le produit coloré, prend une belle couleur bleue.

2° Une dissolution d'iode de potassium, additionnée d'empois d'amidon et d'un peu de sulfate de protoxyde de fer, se colore en bleu dans une liqueur qui contient un millionième d'eau oxygénée; le bioxyde d'hydrogène, oxydant le potassium, met en liberté l'iode en présence du sulfate de protoxyde de fer.

3° Une dissolution de permanganate de potasse, acidulée par l'acide sulfurique, se décolore au contact de petites quantités d'eau oxygénée.

113. Applications. — L'eau oxygénée sert, dans les laboratoires, à la préparation des bioxydes de calcium et de strontium. Dans l'industrie, on peut, comme l'a proposé Thenard, l'utiliser à la restauration des vieux tableaux noircis peu à peu par l'acide sulfhydrique : le carbonate de plomb blanc, qui était passé à l'état de sulfure noir, se change au contact de l'eau oxygénée en sulfate qui est blanc comme la céruse primitivement employée.

On emploie industriellement de grandes quantités d'eau oxygénée pour blanchir la soie sauvage, pour blanchir les plumes d'autruche, dont le blanc naturel, légèrement plombé, n'est pas assez vif. On l'emploie pour changer la teinte des cheveux : les cheveux bruns deviennent roux ou d'un blond ardent.

CHAPITRE III

COMPOSÉS OXYGÉNÉS DE L'AZOTE. — AMMONIAQUE

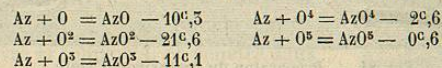
114. Composition. — L'azote forme avec l'oxygène six composés dans lesquels nous trouvons à la fois une vérification de la loi des rapports simples ou loi des proportions multiples, et des lois de Gay-Lussac, ou lois des volumes. En effet :

Le protoxyde d'azote . . .	AzO	est formé de	14 gr. d'azote pour	8 gr. d'oxygène.
L'acide hypoazoteux . . .	AzO^2	—	14	— 12
Le bioxyde d'azote . . .	AzO^2	—	14	— 16
L'acide azoteux	AzO^3	—	14	— 24
L'acide hypoazotique . . .	AzO^4	—	14	— 32
L'acide azotique	AzO^5	—	14	— 40
L'acide perazotique . . .	AzO^6	—	14	— 48

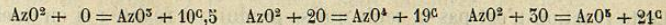
En examinant la composition en volumes, on trouve que :

2 vol. d'azote, en se combinant avec	1 vol. d'oxygène, donnent	2 vol. de protoxyde.
—	—	vol. inconnu.
—	—	3 vol. de bioxyde.
—	—	vol. de vapeur inc.
—	—	4 vol. de AzO^4 .
—	—	vol. de vapeur inc.
—	—	4 vol. de AzO^6 .

Tous ces composés sont formés avec absorption de chaleur :



Le bioxyde d'azote est celui de tous ces composés qui s'est formé avec la plus grande absorption de chaleur, aussi on pourra obtenir les composés plus oxygénés : acide azoteux, acide hypoazotique et acide azotique par combinaison directe du bioxyde d'azote avec un, deux ou trois équivalents d'oxygène, ces combinaisons se faisant toutes avec dégagement de chaleur ;



L'acide hypoazoteux, connu seulement à l'état dissous, est également formé avec absorption de chaleur : $\text{Az}^2 + \text{O}^5 + \text{eau} = \text{Az}^2\text{O}^5$ dissous : — $38^{\circ},6$.

115. Propriétés générales. — Tous les composés de l'azote sont décomposables par la chaleur; le plus stable est l'acide hypoazotique, qui ne se décompose qu'au rouge. C'est ce qui explique pourquoi l'on trouve de l'acide hypoazotique dans les produits de la décomposition, à température peu élevée, des autres composés oxygénés de l'azote. Les corps combustibles décomposent tous les composés oxygénés de l'azote soit à la température ordinaire, soit à une température élevée. L'hydrogène, en les décomposant à l'aide de la chaleur, produit de