

Chaque kilogramme de protochlorure de cuivre fournit 28 à 30 litres de gaz suffisamment pur.

Un autre avantage de ce mode de préparation, c'est la faculté laissée au fabricant de produire du chlore avec la même matière et le même appareil qui ont servi à préparer l'oxygène. Il suffit d'ajouter l'acide chlorhydrique à l'oxychlorure de cuivre pour obtenir le chlore.

Nous n'insisterons pas sur l'importance du rôle que joue l'oxygène dans la plupart des réactions chimiques. L'oxygène forme une des parties constituantes de l'air atmosphérique ; sans lui, les phénomènes de la végétation et de la combustion ne sauraient s'accomplir.

Il s'unit d'ailleurs à la plupart des corps que nous examinons successivement, et forme des combinaisons qui nous mettront à même de compléter son étude.

HYDROGÈNE.

Équivalent en poids = 1, ou 12,5. Equivalent en volume = 2 vol.

L'hydrogène a été découvert au commencement du dix-septième siècle, mais il n'est bien connu que depuis l'année 1777, époque à laquelle Cavendish a décrit ses principales propriétés.

Ce gaz a été nommé d'abord *air inflammable*, puis *hydrogène* (générateur de l'eau), des deux mots grecs ὑδωρ, eau, et γεννᾶω, j'engendre, parce qu'il est un des éléments de l'eau.

L'hydrogène est un gaz permanent, incolore, insipide, inodore s'il a été purifié : souvent il exhale une odeur légèrement alliée due à la présence d'un carbure d'hydrogène, ou à des traces d'acide sulfhydrique et d'hydrogène arsénié. On le rend inodore en le faisant passer dans des dissolutions de sels de plomb, d'argent ou de mercure.

L'hydrogène est le plus léger de tous les corps. La densité de l'air étant prise pour unité à la température de 0° et sous la pression normale de 0^m,76, celle de l'hydrogène est 0,06926 (M. Regnault). Un litre d'hydrogène pèse 0^{gr},08957.

Ce gaz est donc environ quatorze fois et demie plus léger que l'air.

On constate la légèreté de ce gaz à l'aide d'une éprouvette remplie d'hydrogène, que l'on sort de l'eau verticalement et que l'on renverse ensuite. L'hydrogène s'échappe aussitôt, et l'air atmosphérique prend sa place.

Si, au contraire, on soulève l'éprouvette en laissant son orifice tourné du côté de l'eau, l'hydrogène y reste pendant un certain temps.

Enfin, si l'on met l'éprouvette contenant l'hydrogène en communication, par son orifice, avec une autre éprouvette remplie d'air atmosphérique, en renversant les deux éprouvettes de telle sorte que celle qui contient l'air se trouve en dessus, et l'éprouvette d'hydrogène en dessous, on reconnaît que l'hydrogène a pris la place de l'air atmosphérique, et l'air celle de l'hydrogène (fig. 7).

Tous les gaz peuvent traverser plus ou moins facilement des membranes végétales ou animales. C'est en cela que consiste le phénomène de l'endosmose des gaz. L'hydrogène surtout possède cette propriété au plus haut degré.

Si l'on place une feuille de papier à une petite distance d'un orifice par lequel de l'hydrogène se dégage, le courant gazeux traverse le papier sans changer de direction, et l'on peut l'enflammer de l'autre côté de la feuille de papier. Mais l'hydrogène ne traverse pas les minces pellicules de verre qu'on souffle à la lampe (M. Louyet). L'hydrogène que l'on conserve dans une éprouvette fêlée sur l'eau ou sur le mercure finit par s'échapper complètement.

L'hydrogène n'entretient pas la combustion, mais il est néanmoins très-combustible : ainsi, une bougie plongée dans l'hydrogène enflamme les premières couches de gaz, parce qu'elles sont en contact avec l'air, et s'éteint dans les couches inférieures.

Ce gaz est impropre à la respiration, sans pourtant être délétère : un animal ne meurt dans l'hydrogène que faute d'oxygène ; ce gaz introduit dans les poumons n'y produit pas de désorganisation.

L'hydrogène est le plus réfringent de tous les gaz. Il réfracte la lumière environ six fois et demie plus que l'air atmosphérique.

Ce gaz, en brûlant dans l'air, se combine avec l'oxygène et forme de l'eau : sa flamme est jaune et peu éclairante, parce qu'elle ne contient aucune particule solide.

L'hydrogène est à peine soluble dans l'eau, qui n'en dissout qu'un centième et demi de son volume. On peut donc le recueillir sur l'eau ; mais pour l'obtenir pur il faut le recueillir sur le mercure, parce que l'eau tient en dissolution de l'oxygène, de l'azote et de l'acide carbonique, qu'elle laisse dégager en partie, lorsqu'elle est traversée par un courant de gaz.



Fig. 7.

D'après les expériences récentes de M. Magnus, l'hydrogène est le seul gaz doué de conductibilité appréciable pour la chaleur; à l'inverse des autres gaz, sa conductibilité augmente avec sa tension. Cette propriété physique rapproche l'hydrogène des métaux, auxquels il ressemble d'ailleurs par ses propriétés chimiques.

Action de l'hydrogène sur l'oxygène. — L'oxygène et l'hydrogène n'exercent l'un sur l'autre aucune action à la température ordinaire; mais à 400 ou 500 degrés, les deux gaz se combinent avec détonation et produisent de l'eau.

On observe que cette combinaison se fait dans le rapport de 2 volumes d'hydrogène à un volume d'oxygène.

La combinaison de l'hydrogène avec l'oxygène se produit aussi sous l'influence de l'étincelle électrique ou de la mousse de platine et autres corps très-divisés qui n'agissent que par leur présence.

L'hydrogène, en se combinant avec l'oxygène, produit une température très-élevée. D'après M. Despretz, l'hydrogène donne en brûlant assez de chaleur pour fondre 315 fois son propre poids de glace. Cette chaleur a été utilisée par M. H. Sainte-Claire Deville pour fondre les corps les plus réfractaires; par MM. Deville et Debray pour modifier complètement la métallurgie du platine, et par M. Desbassyns de Richmond, pour opérer la soudure des métaux au moyen de ces métaux eux-mêmes coulés sur les deux surfaces à réunir.

Cette soudure, faite sans le secours d'aucun métal étranger, comme le sont les soudures ordinaires, se nomme *soudure autogène*.

Pour opérer la fusion du platine et d'autres corps réfractaires, on peut placer dans des récipients séparés 2 volumes d'hydrogène et 1 volume d'oxygène, en déterminer l'émission et faire arriver ces deux gaz sur la flamme d'une bougie; on obtient ainsi une flamme jaunâtre à peine éclairante, mais qui possède des propriétés calorifiques très-développées. Les gazomètres métalliques qui servent dans ces sortes d'expériences sont représentés figure 8: A est un vase cylindrique de cuivre, dans lequel on a introduit le gaz au moyen de la tubulure G; B est une cuvette de cuivre qui permet de laisser tomber de l'eau au moyen d'un robinet E et de déplacer le gaz qui se trouve dans le vase A, et qui sort alors par le robinet F; I est le tube indicateur du niveau de l'eau dans le vase A.

Un mélange d'hydrogène et d'oxygène, renfermé dans un flacon que l'on présente à la flamme d'une bougie, produit

une violente détonation et donne naissance à de l'eau. L'étincelle électrique peut enflammer aussi le mélange détonant.

La détonation est occasionnée par la condensation instantanée de la vapeur d'eau au contact de l'air froid. L'eau liquide occupant un volume près de 1700 fois moindre que la vapeur, il se forme momentanément un vide dans l'intérieur du flacon, où l'air pénètre subitement et détermine une détonation assez forte qui peut causer la rupture du flacon.

On produit encore une forte détonation en enflammant un mélange d'hydrogène et d'oxygène contenu dans des bulles de savon.

Pour faire cette expérience, on introduit un mélange détonant dans une vessie garnie d'un robinet portant un tube effilé qui plonge dans l'eau de savon. On comprime la vessie; le gaz qu'on en fait sortir forme des bulles que l'on enflamme, et une détonation se fait entendre aussitôt.

Une succession rapide de détonations dans un tube de verre peut donner naissance à un son musical.

On constate ce phénomène en entourant d'un large tube ouvert aux deux bouts une flamme d'hydrogène produite par le gaz qui se dégage à l'extrémité d'un tube effilé *b*; *a* représente le flacon contenant le zinc, l'eau et l'acide sulfurique; *c* est le tube qui sert à verser l'acide dans le flacon (*fig. 9*). De la série de détonations qui mettent en vibration la colonne d'air, résulte un son dont l'intensité varie avec le diamètre et la longueur du tube.

L'appareil employé pour cette expérience porte le nom d'*harmonica chimique*.

[M. Faraday explique la production du son en admettant que le courant d'air ascendant entraîne une partie de l'hydrogène

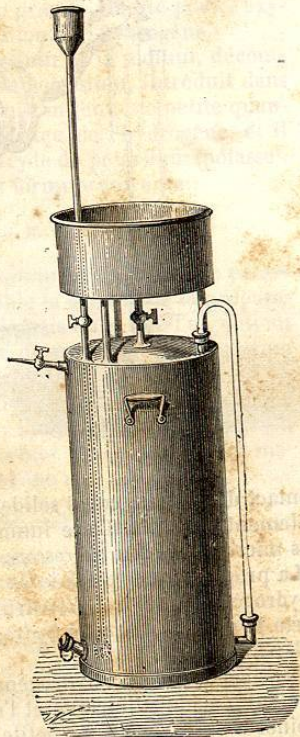


Fig. 8.

sortant de l'orifice, et forme des mélanges qui détonent successivement en arrivant au-dessus de la flamme.]

La flamme d'un mélange détonant, à peine visible par elle-même, acquiert un éclat que l'œil a peine à supporter, par le

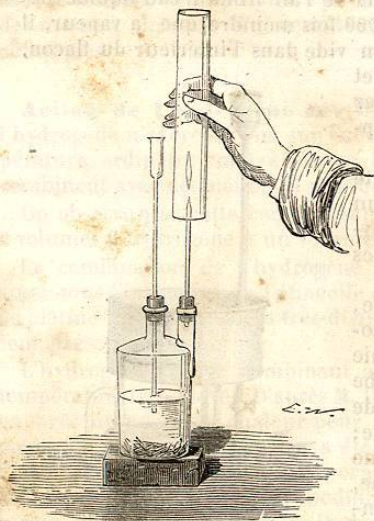


Fig. 9.



Fig. 10.

contact de certains corps solides, tels que le platine, et principalement la chaux. Cette lumière a été appliquée à l'éclairage des microscopes dits *microscopes à gaz*.

La propriété que possède la mousse de platine d'enflammer l'hydrogène, a servi à construire un briquet particulier, qui porte le nom de *briquet à hydrogène*, et dont l'invention est due à Gay-Lussac (fig. 10).

Dans cet appareil, l'hydrogène se produit par la réaction du zinc sur l'acide sulfurique et l'eau : le gaz peut sortir par un robinet B et traverser une petite grille de cuivre H, contenant la mousse de platine qui détermine l'inflammation de l'hydrogène.

Le gaz se dégage dans une cloche D, qui contient un cylindre de zinc suspendu par un fil un peu au-dessus de son orifice; cette cloche plonge dans un manchon A, à moitié plein d'eau acidulée; le gaz repousse peu à peu le liquide de la cloche, le chasse bientôt complètement, et empêche l'acide de réagir sur le zinc lorsque la cloche est remplie d'hydrogène : par cette disposition ingénieuse, le morceau de zinc se trouve préservé de

l'action de l'acide lorsque la cloche est remplie d'hydrogène et peut servir pendant longtemps.

Préparation de l'hydrogène. — L'hydrogène s'extrait de l'eau qui est formée d'oxygène et d'hydrogène. Ce liquide, mis en contact avec un corps très-avide d'oxygène, se décompose et dégage de l'hydrogène.

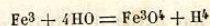
Les métaux, ayant en général une grande affinité pour l'oxygène, sont employés pour la préparation de l'hydrogène.

Certains métaux, tels que le potassium et le sodium, décomposent l'eau à froid : un fragment de potassium, introduit dans une éprouvette pleine de mercure qui contient une petite quantité d'eau à sa partie supérieure, dégage de l'hydrogène, et il reste en dissolution dans l'eau de l'oxyde de potassium (potasse). Cette réaction est exprimée par la formule suivante :



Nous n'indiquons ici la décomposition de l'eau par le potassium que pour rendre plus intelligible la théorie de la préparation de l'hydrogène; mais ce n'est jamais ainsi que l'on obtient ce gaz dans les laboratoires, à cause du prix élevé du potassium et des dangers que présente l'expérience.

On peut préparer l'hydrogène en faisant passer de la vapeur d'eau sur du fer chauffé au rouge; l'eau est décomposée, son oxygène se combine au fer pour former de l'oxyde de fer magnétique, et il se dégage de l'hydrogène :



⋮
⋮
⋮
Oxyde de fer
magnétique.

L'appareil que l'on emploie se compose d'un tube de porcelaine *ab*, contenant des fils de fer et chauffé dans un fourneau long *h*. Le tube de porcelaine communique, d'un côté avec une petite cornue de verre *c*, placée sur un petit fourneau *d*, dans laquelle on a introduit de l'eau, et de l'autre côté avec un tube à dégagement *e* qui s'engage sous une éprouvette *f* remplie d'eau (fig. 11).

On commence par faire rougir le tube de porcelaine, et l'on fait ensuite passer la vapeur d'eau sur le fer, en plaçant quelques charbons sous la cornue de verre : on voit bientôt l'hydrogène se dégager avec rapidité.

Le zinc décompose l'eau à une température moins élevée que le fer; à 100° la décomposition de l'eau par le zinc commence à

être sensible : il se forme ainsi du protoxyde de zinc et de l'hydrogène :



On n'emploie pas le zinc au lieu du fer dans l'expérience précédente, parce que le zinc entrerait facilement en fusion et coulerait sur les bouchons *a* et *b*.

On prépare toujours l'hydrogène dans les laboratoires en décomposant l'eau par le zinc en présence de l'acide sulfurique.

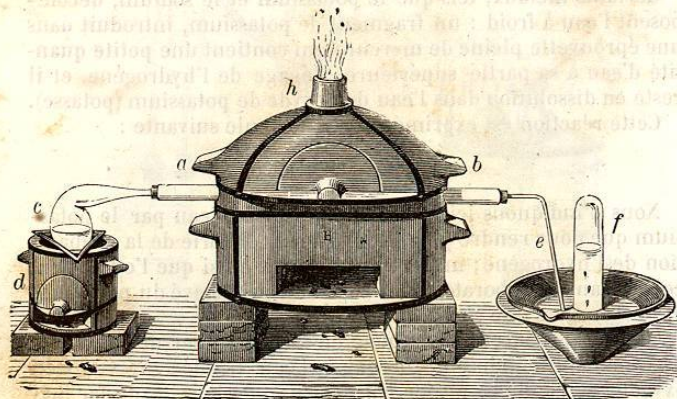
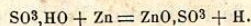


Fig. 11.

Le zinc seul n'ayant pas assez d'affinité pour l'oxygène pour décomposer l'eau à la température ordinaire, on ajoute de l'acide sulfurique au mélange d'eau et de zinc : l'eau est alors décomposée par le zinc sous l'influence de l'acide sulfurique ; son oxygène se combine avec le zinc, pour former de l'oxyde de zinc, et celui-ci, s'unissant à l'acide sulfurique, produit du sulfate de zinc qui reste en dissolution dans l'eau ; l'hydrogène se dégage.

C'est ce que représente l'équation suivante :



L'appareil se compose d'un flacon *a* à deux tubulures *b*, *d*, dans lequel on introduit du zinc en grenaille ou en lames (fig. 12).

On adapte à l'une des tubulures *d* du flacon un tube *e* destiné à recueillir les gaz, et à l'autre *b* un tube à entonnoir *c*, par lequel on verse de l'eau, en ayant soin que l'extrémité du tube à entonnoir plonge dans le liquide.

Le tube à dégagement s'engage sous une éprouvette *f* remplie d'eau.

En versant par le tube à entonnoir quelques grammes d'acide sulfurique, on produit un rapide dégagement de gaz qui permet d'en recueillir plusieurs litres en quelques minutes. Mais cet hydrogène est mêlé avec l'air contenu dans l'appareil ; pour l'a-

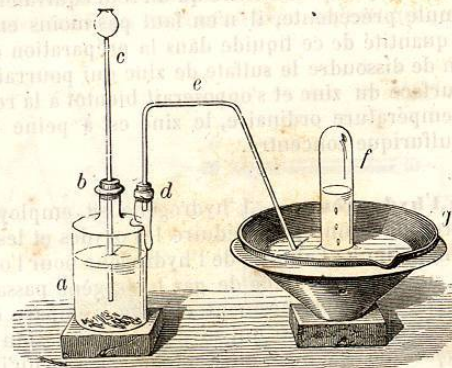


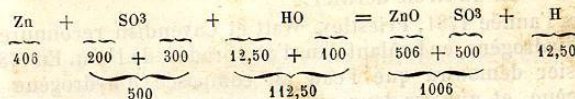
Fig. 12.

voir pur, on doit donc laisser perdre une certaine quantité de gaz avant de le recueillir. Si l'on enflammait le gaz avant d'avoir bien expulsé l'air des vaisseaux, l'hydrogène formant avec l'oxygène de l'air un mélange détonant, on aurait à craindre une détonation suivie d'accidents graves.

Cette précaution s'applique du reste à la préparation de tous les gaz : on peut dire d'une manière générale que, pour obtenir un gaz pur, on doit en perdre un volume 8 à 10 fois plus considérable que celui de l'air contenu dans les appareils.

On détermine à l'aide des équivalents la quantité pondérale d'hydrogène produite par des poids connus d'acide sulfurique, de zinc et d'eau.

L'eau est formée d'un équivalent d'hydrogène = 12,50 et d'un équivalent d'oxygène = 100 ; l'équivalent du zinc est 406 ; et l'acide sulfurique contient un équivalent de soufre = 200, plus trois équivalents d'oxygène = 300. On peut donc poser la formule suivante :



On voit que 406 de zinc, en réagissant sur 500 d'acide sulfuri-

que et 112,50 d'eau, produisent 1006 de sulfate de zinc et 12,50 d'hydrogène.

On comprend ici l'avantage des équivalents chimiques qui permettent d'exprimer en poids les quantités qui interviennent dans les réactions. Quoiqu'il n'entre qu'un seul équivalent d'eau dans la formule précédente, il n'en faut pas moins employer une grande quantité de ce liquide dans la préparation de l'hydrogène, afin de dissoudre le sulfate de zinc qui pourrait se déposer à la surface du zinc et s'opposerait bientôt à la réaction. Ainsi, à la température ordinaire, le zinc est à peine attaqué par l'acide sulfurique concentré.

Usage de l'hydrogène. — L'hydrogène est employé dans les laboratoires de chimie pour réduire les oxydes et les ramener à l'état métallique ; l'affinité de l'hydrogène pour l'oxygène est excessive, un courant rapide de gaz hydrogène passant sur du sesqui-oxyde de fer légèrement chauffé s'empare de son oxygène pour former de l'eau qui se dégage ; le résidu est le fer *pyrophorique* (de Magnus), ainsi nommé parce qu'il s'enflamme spontanément quand on le projette dans l'air, à la température ordinaire. Les métaux réduits par l'hydrogène sont en général très-purs. L'hydrogène sert encore à isoler quelques métaux de leurs combinaisons avec le chlore et le soufre.

On emploie l'hydrogène dans la construction des aérostats ; toutefois, dans cette dernière application, on le remplace souvent par le gaz provenant de la distillation de la houille, formé en grande partie d'hydrogènes protocarboné et bicarboné.

COMBINAISONS DE L'HYDROGÈNE AVEC L'OXYGÈNE

EAU ($\text{HO} = 9$ ou $112\text{-}3$).

Équivalent en poids = 9.

Équivalent de la vapeur en vol. = 2 vol.

L'eau a été, ainsi que l'air, considérée comme un élément jusqu'à la fin du siècle dernier.

Vers l'année 1781, Priestley, Watt et Cavendish reconnurent que l'hydrogène, en brûlant dans l'air, produit de l'eau. En 1789, Lavoisier démontra que l'eau est composée d'hydrogène et d'oxygène, et que ces deux gaz forment, en se combinant, une quantité d'eau représentée par la somme de leurs poids.

Analyse et synthèse de l'eau. — On prouve que l'eau est formée d'oxygène et d'hydrogène :

1° En enflammant un jet d'hydrogène desséché au moyen du tube à chlorure de calcium *bc* sous une cloche *d* : on la voit se recouvrir intérieurement de gouttes d'eau dont le nombre augmente tant que dure la combustion (*fig. 13*) ;

2° En mettant l'eau en contact avec des métaux qui la décom-

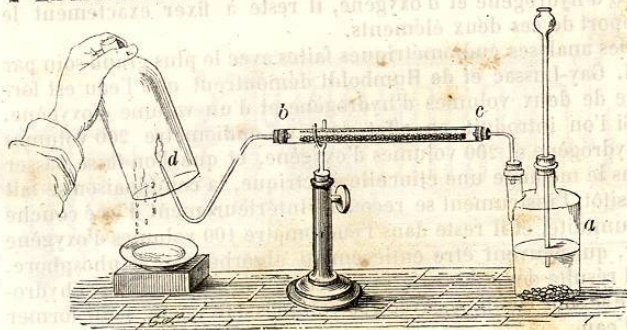


Fig. 13.

posent, soit à froid, comme le potassium, soit à une température élevée, comme le fer, l'étain, etc. : dans cette décomposition, l'oxygène de l'eau se combine avec les métaux et l'hydrogène se dégage ;

3° En décomposant l'eau à l'aide de la pile : l'oxygène se rend au pôle positif, et l'hydrogène au pôle négatif. Le volume du premier de ces gaz est sensiblement la moitié de celui du second (*fig. 14*).

a représente une pile ; *b*, un vase de verre dont le fond est

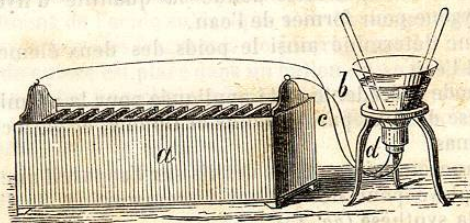


Fig. 14.

traversé par deux fils de platine *c*, qui sont recouverts de petites cloches graduées *b* remplies d'eau.

On rend ce liquide bon conducteur de l'électricité en l'aigui-

sant d'un peu d'acide sulfurique. Dès qu'on met chaque fil de platine en contact avec les rhéophores de la pile, l'eau se décompose, l'oxygène se porte au pôle positif *c* et l'hydrogène au pôle négatif *d*. Un appareil disposé de cette manière s'appelle un *voltamètre*.

Les expériences précédentes ayant démontré que l'eau est formée d'hydrogène et d'oxygène, il reste à fixer exactement le rapport de ces deux éléments.

Des analyses eudiométriques faites avec le plus grand soin par MM. Gay-Lussac et de Humboldt démontrent que l'eau est formée de deux volumes d'hydrogène et d'un volume d'oxygène.

Si l'on introduit en effet dans un eudiomètre 200 volumes d'hydrogène et 200 volumes d'oxygène, et que l'on fasse passer dans le mélange une étincelle électrique, la combinaison se fait aussitôt, l'instrument se recouvre intérieurement d'une couche d'humidité, et il reste dans l'eudiomètre 100 volumes d'oxygène pur, qui peuvent être entièrement absorbés par le phosphore.

Il résulte donc de cette expérience que 200 volumes d'hydrogène se sont combinés avec 100 volumes d'oxygène, pour former de l'eau.

On fixe avec précision, par la synthèse, la composition pondérale de l'eau, en réduisant un poids connu d'un oxyde, d'oxyde de cuivre, par exemple, par de l'hydrogène pur et sec : la composition de l'eau se déduit alors du poids de l'oxyde avant l'expérience, du poids du métal réduit et du poids de l'eau formée pendant l'opération.

Soient *P* un poids connu d'oxyde de cuivre, *P'* son poids après la réduction, c'est-à-dire le poids de cuivre, *P — P'* donnera le poids de l'oxygène contenu dans l'oxyde. En pesant exactement l'eau produite et en retranchant du poids de cette eau le poids de l'oxygène *P — P'*, le reste donne la quantité d'hydrogène unie à l'oxygène pour former de l'eau.

On a donc déterminé ainsi le poids des deux éléments qui constituent l'eau.

La méthode précédente a été appliquée pour la première fois à la synthèse de l'eau par Berzelius et Dulong, et perfectionnée par M. Dumas.

Nous donnerons ici quelques détails sur l'appareil que M. Dumas a employé pour déterminer la composition de l'eau au moyen de la synthèse (*fig. 15*).

M. Dumas s'est surtout attaché à purifier complètement l'hydrogène, et à produire dans chaque expérience une quantité d'eau qui s'élevait en général à 50 ou 60 grammes.

L'hydrogène obtenu par la méthode ordinaire, au moyen du zinc, de l'eau et de l'acide sulfurique du commerce, peut con-

tenir des vapeurs nitreuses, de l'acide sulfureux, de l'hydrogène carboné, de l'acide sulhydrique et de l'hydrogène arsénié ; il est introduit dans le flacon *F* et déplacé lentement au moyen du liquide qui sort de l'entonnoir à robinet *E*.

Pour avoir l'hydrogène dans un état de pureté absolue, il est

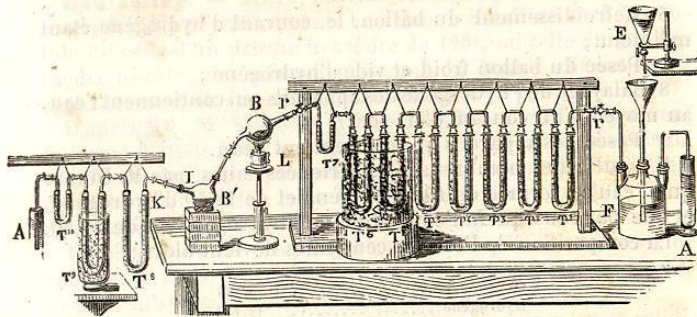


Fig. 15.

indispensable d'opérer avec un acide sulfurique débarrassé d'acide sulfureux et d'acide azotique (voir *Acide sulfurique*).

Les autres corps étrangers proviennent du charbon, du soufre et de l'arsenic contenus souvent en petite quantité dans le zinc du commerce. Le gaz s'en dépouille en traversant les tubes en *U* représentés par les lettres *T¹*, *T²*... *T⁷*, remplis de fragments de verre humectés de diverses dissolutions ; l'hydrogène carboné est retenu par de la potasse caustique ; l'acide sulhydrique, par de l'azotate de plomb ; l'hydrogène arsénié, par du sulfate d'argent ou du bichlorure de mercure.

L'hydrogène se dessèche en passant dans une série de tubes qui contiennent de l'acide sulfurique et de l'acide phosphorique anhydre divisé par des fragments de pierre ponce.

L'oxyde de cuivre est placé dans un ballon de verre très-dur *B*, pouvant supporter une chaleur rouge pendant une journée entière sans se déformer. Le ballon est chauffé au moyen d'une forte lampe à alcool *L*.

Le ballon contenant de l'oxyde a été soumis d'abord à une dessiccation prolongée ; on y fait le vide avant de commencer l'opération.

L'eau formée pendant l'expérience se condense dans un ballon *B'*, puis dans une série de tubes desséchants *T⁸*, *T⁹*, *T¹⁰*, destinés à retenir la vapeur aqueuse entraînée par l'hydrogène en excès.

La synthèse de l'eau se compose des opérations suivantes :

- 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