

faut pas supposer que nous soyons sortis de notre sujet particulier, l'étude du bassin de la Seine. On a fait ressortir que les différences de pression atmosphérique donnent naissance aux vents : or c'est de la nature des vents que dépend la provision d'humidité qui alimente les rivières. Il n'y a donc guère d'exagération à affirmer que dans sa longue course le flot de la Seine est réglé par les changements qui, se produisant dans l'atmosphère, sont enregistrés par le baromètre.

En outre, tous les phénomènes d'oxydation et de combustion, le bien-être et l'existence même de tout être vivant sur la surface du bassin de la Seine dépendent d'une manière absolue de la composition de l'air qui recouvre ce bassin.

CHAPITRE VII

COMPOSITION CHIMIQUE DE L'EAU PURE

Qu'est-ce que l'eau? A qui eût posé la question il y a un siècle, le plus habile chimiste de l'époque n'aurait pu répondre que ce que l'on eût pu répondre des milliers d'années plus tôt. L'eau, eût-il dit en substance, est, comme l'air, un des principes élémentaires de la nature. Et pourtant on n'avait pas laissé de recueillir des observations propres à suggérer que l'eau, en somme, n'était peut-être pas une substance simple. Ainsi le génie intuitif d'Isaac Newton l'amena à conclure de ses études d'optique que l'eau pouvait bien se composer d'éléments dissemblables et qu'un ou plus d'un de ces éléments était peut-être inflammable. Mais des conjectures aussi hypothétiques ne pouvaient se vérifier que dans un état beaucoup plus avancé de la chimie, et il était réservé aux chimistes de la fin du dix-huitième siècle de démontrer la véritable composition chimique de l'eau, peu de temps après avoir déterminé la composition de l'air atmosphérique. On a rapporté l'honneur de cette découverte à Cavendish et à Watt en Angleterre, à Lavoisier en France, pour ne citer que ceux-là, mais les titres de Cavendish semblent bien fondés. Sans entrer dans cette controverse fameuse sur la découverte de la composition

de l'eau, voyons quels sont les moyens très simples par lesquels on peut s'assurer de la composition d'une substance aussi commune. Dans ce temps de télégraphie électrique l'instrument connu sous le nom de pile de Volta est familier à chacun. En l'année 1800, MM. Nicholson et Carlisle découvrirent que quand un courant d'électricité sortant d'une pile vient à traverser un

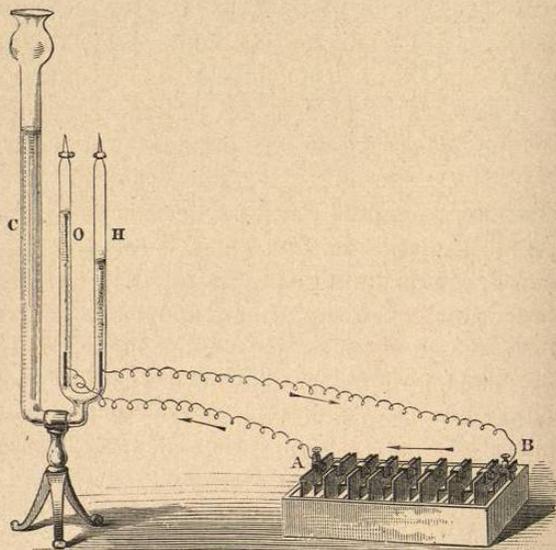


FIG. 27. — Décomposition de l'eau par l'électricité.

volume d'eau, le liquide se décompose immédiatement en ses éléments. La figure 27 représente un ingénieux appareil imaginé par M. Hofmann pour réaliser cette décomposition. Il consiste en un tube de verre OH en forme d'U, relié à un long tube droit C qui s'élève de la base de l'U. Chaque branche du tube en forme d'U, est pourvue à son sommet d'un orifice fermé par un robinet d'arrêt. Ce tube et une partie du tube ascendant sont remplis d'une eau légèrement acidulée par

l'addition d'un peu d'acide sulfurique pour la rendre meilleure conductrice de l'électricité, mais il faut se rappeler que la présence de l'acide n'affecte autrement en rien le résultat de l'expérience. Dans chaque branche du tube en forme d'U un morceau de platine communique par un fil avec une des extrémités de la batterie AB. Quand la batterie est en action, un courant d'électricité passe dans la direction indiquée par les flèches. Partant de l'extrémité A de la batterie, il circule dans le fil jusqu'au tube O où il pénètre dans l'eau à travers la plaque de platine. Cette plaque forme une des *électrodes*¹ ou une des entrées par lesquelles l'électricité débouche dans le liquide. Le courant est alors conduit à travers l'eau acidulée jusqu'à l'électrode de platine du tube H et de là retourne à la batterie en B, complétant ainsi le circuit. Mais dans ce circuit le courant a opéré un curieux changement dans l'eau qu'il a traversée. En effet, dès que le courant électrique pénètre dans le liquide, on voit des jets de petites bulles s'élever des plaques de platine, et les gaz ainsi produits s'accumulent dans la partie supérieure des tubes fermés, tandis que le liquide déplacé est entraîné dans le tube C, où par suite la colonne s'élève.

Ces bulles de gaz sont le résultat de la décomposition de l'eau. En effet l'électricité sépare l'eau en deux substances distinctes, toutes deux gazeuses; un des gaz apparaît au pôle où le courant pénètre dans l'eau et l'autre à celui où il en sort. Notre appareil nous permet de recueillir chaque élément séparément et d'en examiner les propriétés. En ouvrant le robinet d'arrêt, au sommet de la branche O, la colonne d'eau en C force le gaz à s'échapper par l'orifice étroit et on peut l'examiner au moment où il s'échappe. En approchant une allumette

1. *Électrode*, de *ἑδος*, route

dont l'extrémité est à l'état incandescent, elle s'enflamme soudainement et brûle avec éclat (fig. 28), exactement comme elle faisait dans l'oxygène décrit au précédent chapitre; c'est en effet de l'oxygène que nous avons obtenu par la décomposition de l'eau. Si l'on approche une flamme du gaz qui sort de l'autre tube H, il prend feu et brûle avec une flamme pâle; c'est le gaz que l'on connaissait jadis sous le nom d'*air inflammable* et que l'on appelle aujourd'hui *hydrogène*¹. Plus on prolonge la transmission du courant électrique, plus est abondante

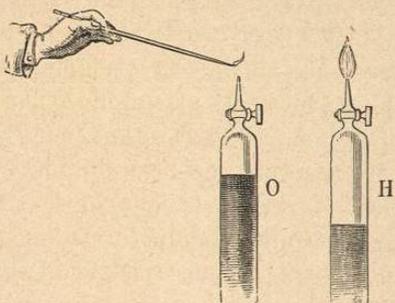


Fig. 28. — Oxygène et hydrogène résultant de la décomposition de l'eau.

la production d'oxygène et d'hydrogène; et si on pouvait suffisamment prolonger la transmission du courant, toute l'eau pourrait être décomposée de la sorte en ces deux gaz. Cette expérience montre donc que l'eau pure se compose d'oxygène et d'hydrogène. Mais elle apprend davantage. On ne peut manquer d'observer, d'après la figure 28, que la quantité de gaz produite n'est pas la même dans les deux tubes. Et en effet un examen attentif montre qu'on a obtenu deux fois plus d'hydrogène que d'oxygène. Pour un centimètre cube d'oxygène

1. *Hydrogène*, de ὕδωρ, eau; γεννάω, produire.

on obtient dans le même temps deux centimètres cubes d'hydrogène, et on trouve que ces proportions se maintiennent exactement, n'importe où et quand l'eau est soumise à la décomposition. On voit donc non seulement que l'eau se compose de deux substances, oxygène et hydrogène, mais que ces substances existent dans l'eau dans une proportion constante, de sorte que lorsqu'on les met en liberté et qu'elles adoptent l'état gazeux, il y a toujours un volume d'oxygène pour deux volumes d'hydrogène.

Cette expérience éclaire d'une vive lumière la constitution élémentaire de l'eau. Aucun des changements que nous avons décrits aux chapitres précédents n'altère cette constitution. L'eau, par exemple, peut se congeler et revêtir la forme de glace solide, mais la glace se composera d'oxygène et d'hydrogène dans des proportions exactement égales à celles de l'eau liquide. On peut faire bouillir l'eau et la réduire à l'état de gaz invisible, de vapeur, mais la vapeur se composera d'oxygène et d'hydrogène dans des proportions exactement égales à celles de l'eau ou de la glace. On peut comprendre par là comment les propriétés *physiques* de la matière peuvent être altérées sans que sa constitution *chimique*, plus profonde, en soit affectée. Les trois conditions solide, liquide et gazeuse représentées respectivement par la glace, l'eau et la vapeur, sont des états physiques qui résultent surtout de la température, et la constitution chimique de la vapeur reste inaltérée par une température bien supérieure au point d'ébullition, tandis que celle de la glace n'est affectée par aucun degré connu de froid. Néanmoins il arrive souvent que la chaleur, au lieu d'amener une modification purement physique, produit une altération chimique dans la substance. Tel était le cas, on doit se le rappeler, avec l'oxyde rouge de mercure dont nous avons parlé au chapitre précédent :

chauffé, il ne s'est point fondu ni dissous ou liquéfié, mais s'est décomposé immédiatement en ses éléments, le mercure et l'oxygène.

De même, dans certaines conditions, on peut décomposer l'eau en ses éléments par la chaleur seule, exactement comme on peut le faire au moyen de l'électricité. Ce fait intéressant fut découvert il y a plus de trente ans par Sir W. R. Grove. Il constata que si l'on chauffe à blanc un morceau de platine, une petite boule de ce métal, par exemple, comme on peut le faire avec la chaleur intense du chalumeau à gaz oxygène et hydrogène, et puis qu'on la plonge soudainement dans l'eau, le liquide se décompose immédiatement en ses gaz constitutifs. Mais quel que soit l'intérêt théorique de cette méthode, elle n'est point telle que la science, dans son état actuel, puisse l'appliquer avec avantage à la décomposition de l'eau.

L'oxygène et l'hydrogène étant ainsi obtenus par la décomposition de l'eau, il est naturel de se demander si ces substances ne peuvent à leur tour être décomposées. On peut répondre seulement que les plus habiles chimistes ont jusqu'ici échoué dans leurs tentatives pour accomplir une telle décomposition. De l'oxygène ils n'ont pu obtenir que de l'oxygène et de l'hydrogène que de l'hydrogène; aussi regarde-t-on, dans l'état présent de nos connaissances, ces corps comme substances *élémentaires* ou *simples*. L'azote que nous avons retiré de l'atmosphère est un autre de ces éléments, et, au total, les chimistes ne connaissent pas moins de soixante-treize de ces corps simples, dont une large proportion consiste en métaux. Tout ce qui existe autour de nous est pour les chimistes *élément* ou *composé*. L'oxygène, l'hydrogène et l'azote sont des éléments; l'acide carbonique, l'ammoniaque et l'eau sont des composés. Ces composés ont généralement des propriétés très

différentes de celles de leurs constituants; ainsi, dans aucune de ses formes physiques, l'eau ne possède les propriétés de l'hydrogène ou de l'oxygène; même à l'état de vapeur, elle en diffère notablement, n'étant point combustible, comme l'un, et ne favorisant pas la combustion, comme l'autre. Quand on mêle simplement deux substances, sans qu'elles forment une combinaison chimique, elles produisent un mélange ayant des propriétés qui participent de celles des constituants. Ainsi si l'on mélange quatre volumes d'azote avec un volume d'oxygène, on obtient un mélange qui ressemble à l'air atmosphérique et qui est précisément ce qu'on pouvait s'attendre à produire, l'activité de l'oxygène étant tempérée par sa dilution dans l'azote. Pour cette raison et pour d'autres, les chimistes croient que l'air atmosphérique est un *mélange mécanique* de gaz, tandis que l'eau est un *composé chimique*.

Les méthodes d'analyse ou de décomposition de l'eau décrites jusqu'ici ne mettent en œuvre que des forces purement physiques, l'électricité dans un cas, la chaleur dans l'autre. Mais on peut réaliser aussi cette décomposition au moyen d'agents chimiques. On vient de montrer que l'eau est un composé d'oxygène et d'hydrogène; si donc on met en contact avec un volume d'eau un corps doué d'une forte attraction pour un de ces éléments, l'oxygène, par exemple, il semble assez probable que nous pourrions enlever l'oxygène et rendre libre l'autre élément. C'est ce qui se produit en effet. Nombre de métaux ont une puissante attraction pour l'oxygène, et, dans des circonstances convenables, peuvent le retirer de l'eau, dégageant ainsi l'hydrogène. Il y a, par exemple, un métal bien connu des chimistes sous le nom de *potassium*; il est ainsi appelé parce qu'on le trouve dans les « potasses » communes. Le potassium se combine si avidement avec l'oxygène, qu'au moment où

on l'expose à l'atmosphère, sa surface se recouvre d'une pellicule d'oxyde. Jetez sur l'eau un petit morceau de potassium et aussitôt une petite flamme violette s'élève au-dessus de la surface du liquide et se projette çà et là jusqu'à ce que tout le métal soit consumé. L'eau est de la sorte décomposée, et le potassium a déplacé si énergiquement une partie de l'hydrogène, qu'il s'est développé une chaleur suffisante pour enflammer le gaz ainsi mis en liberté. Quelques autres métaux se rattachant au même groupe que le potassium décomposent également

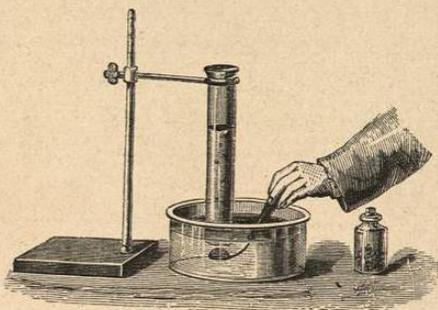


FIG. 29. — Décomposition de l'eau par le sodium.

l'eau, mais l'action est moins énergique qu'avec le potassium. Le métal nommé *sodium*, un des constituants de la soude vulgaire, décompose l'eau en se combinant avec son oxygène et en éliminant l'hydrogène; mais le gaz mis en liberté ne prend pas feu spontanément, du moins quand l'eau est froide. Si l'on tient avec précaution un morceau de sodium sous l'eau au moyen d'une petite cuillère en toile métallique (fig. 29), on voit des bulles de gaz s'élever immédiatement dans le voisinage du métal; on peut recueillir ce gaz dans une cloche renversée et remplie d'eau et on découvre qu'il brûle avec la flamme caractéristique de l'hydrogène. Si l'on jette

sur la surface d'un volume d'eau *chaude* un morceau de sodium, il est immédiatement environné de flammes, comme l'était le potassium, mais la flamme est jaune au lieu d'être violette.

Le potassium et le sodium sont des métaux peu connus en dehors des laboratoires de chimie. Mais on peut décomposer l'eau à l'aide de métaux communs d'un usage journalier. Le fer, par exemple, remplit assez bien cet office, pourvu qu'on chauffe le métal suffisamment pour exciter son attraction pour l'oxygène et lui permettre de

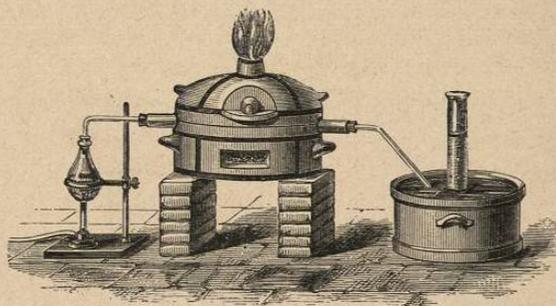


FIG. 30. — Décomposition de l'eau par le fer chauffé.

vaincre l'intime union de l'oxygène et de l'hydrogène. La figure 30 représente une méthode assez généralement employée pour effectuer la décomposition de l'eau au moyen du fer. Un tube de fer, tel qu'un canon de fusil, par exemple, est chauffé fortement dans un fourneau; on fait bouillir l'eau dans le vase de verre et sa vapeur est conduite à travers le tube de fer; en traversant le fer chauffé, la vapeur est décomposée, son oxygène se combinant avec le fer pour former un oxyde, tandis que son hydrogène mis en liberté brûle directement ou s'accumule sous l'éprouvette placée à droite de la figure. Cette expérience montre que la vapeur, ou

gaz d'eau, a la même composition chimique que l'eau liquide. Un composé gazeux d'oxygène et d'hydrogène entre dans le tube de fer et l'hydrogène mis en liberté sort sous l'éprouvette; quant à l'oxygène, le fer s'en empare pour former un oxyde, non assurément le même que celui qui existe dans la rouille de fer, mais un oxyde identique à celui qui forme l'aimant naturel; de là le nom qu'on lui donne d'*oxyde magnétique de fer*.

Dans ces expériences l'hydrogène seul a été mis en liberté; pour compléter la démonstration de la décomposition chimique de l'eau, il est nécessaire d'expliquer comment on peut affranchir l'oxygène. Pour obtenir l'oxygène à l'état libre, il est évidemment nécessaire de mettre en contact avec l'eau une substance ayant une forte attraction pour l'hydrogène. On trouve cette substance dans l'élément gazeux connu des chimistes sous le nom de chlore. Ce corps existe en abondance dans le sel commun et dans les substances bien connues, « l'esprit de sel » et le « chlorure de chaux. » A l'état libre, c'est un gaz extrêmement vénéneux, qui diffère de tous les gaz dont nous avons parlé jusqu'ici, par sa couleur très prononcée d'un jaune verdâtre : de là son nom (*χλωρός*, vert).

Une des propriétés les plus caractéristiques du chlore est sa puissante attraction pour l'hydrogène. Mélangez les deux gaz, ils se combinent avec une violente explosion, si vous les exposez aux rayons du soleil; même à la lumière diffuse, la combinaison s'effectue, mais lentement et paisiblement. On met à profit cette attraction du chlore pour l'hydrogène quand on veut dégager l'oxygène de l'eau. On fait passer à travers un tube fortement chauffé un mélange de chlore et de vapeur; le chlore s'empare avidement de l'hydrogène pour former un composé gazeux connu sous le nom d'*acide chlorhydrique*, tandis que l'oxygène est mis en liberté. On obtient une action semblable, mais d'une manière

moins frappante, dans nombre d'industries. On se sert beaucoup du chlore pour le blanchiment; à l'état sec, il est impuissant à blanchir et ce n'est qu'au contact de l'humidité qu'il devient actif. Mais quand il n'est plus sec, il décompose l'eau lentement, se combinant avec son hydrogène et mettant en liberté son oxygène; c'est cet oxygène qui, au moment de son dégagement, est l'agent réellement actif dans le blanchiment.

La démonstration de la composition de l'eau, tirée de l'action des agents chimiques sur l'un ou l'autre de ses éléments, est maintenant complète. On a vu d'une part que certains métaux se combinent avec l'oxygène et éliminent l'hydrogène; de l'autre, que le chlore se combine avec l'hydrogène et met en liberté l'oxygène. Si ces expériences avaient été conduites avec beaucoup de soin, en employant sans cesse la balance, on aurait pu déterminer les proportions précises de l'oxygène et de l'hydrogène dans l'eau. C'est en effet l'expérience que nous avons faite avec le tube de fer qui fournit au chimiste français Lavoisier le moyen de prouver pour la première fois analytiquement la composition de l'eau. Supposez qu'on fasse passer à travers le tube de fer, préalablement chauffé, un poids donné d'eau réduite en vapeur et qu'on pèse l'oxyde de fer ainsi produit pour s'assurer de la quantité d'oxygène obtenue: il est dès lors facile de dire combien il existe d'oxygène dans un poids donné d'eau, le reste étant naturellement de l'hydrogène. On a trouvé de cette manière que 100 parties d'eau en poids contiennent 88,89 d'oxygène et 11,11 d'hydrogène; en d'autres termes, les $\frac{8}{9}$ de l'eau en poids se composent d'oxygène et $\frac{1}{9}$ d'hydrogène, en sorte que 9 grammes d'eau contiennent 8 grammes d'oxygène et 1 gramme d'hydrogène. Voilà donc la composition de l'eau en *poids* et cette composition concorde parfaitement avec ce que nous avons

conclu de notre première expérience faite à l'aide de l'électricité et se rapportant à la composition de l'eau en *volume*. Nous avons trouvé alors, en traitant des volumes, qu'on retirait de l'eau deux fois plus d'hydrogène que d'oxygène. Or l'oxygène est seize fois plus lourd que l'hydrogène, à volume égal; si donc nous avons retiré d'une quantité d'eau donnée un volume d'oxygène pesant 16 grammes, nous devrions trouver qu'un volume égal d'hydrogène pèse 1 gramme, mais en fait nous avons dans notre expérience obtenu deux fois le volume d'hydrogène, de sorte que cette quantité, au lieu de peser 1 gramme, doit peser 2 grammes. La proportion en poids est donc de 16 grammes d'oxygène à 2 d'hydrogène, ou de 8 à 1, comme on l'avait exprimée plus haut. Les chimistes sont ainsi amenés à conclure que l'eau est une combinaison d'hydrogène et d'oxygène dans les proportions définies de 2 volumes d'hydrogène à 1 volume d'oxygène ou de 2 parties en poids d'hydrogène à 16 parties en poids d'oxygène.

On appelle *analyse*¹ l'opération par laquelle un composé est séparé en ses éléments. Tous les procédés décrits jusqu'ici ont donc été des procédés analytiques, mais pour achever d'éclairer la question, il est nécessaire d'établir qu'on peut démontrer la composition de l'eau par *synthèse*², c'est-à-dire en mettant ensemble les constituants et en formant le composé. C'est même par des procédés synthétiques, et non par analyse, qu'on découvrit à l'origine la composition de l'eau.

Desséchez complètement de l'hydrogène pur, puis faites-le brûler, tenez au-dessus du jet de gaz brûlant une

1. *Analyse*, de ἀνα, de nouveau, et λύσις, séparation.

2. *Synthèse*, de σύν, ensemble, et θέσις, action de placer.

cloche de verre froide et sèche (fig. 31), la surface se mouille rapidement et l'humidité se condense en gouttes qui ruissellent sur les parois et peuvent être recueillies. Ces gouttes ne sont que de l'eau pure qui a été produite par l'union de l'hydrogène enflammé avec l'oxygène de l'air environnant. La plupart de nos combustibles ordinaires, tels que la houille, le bois, l'huile, la cire, le suif et le gaz, sont riches en hydro-

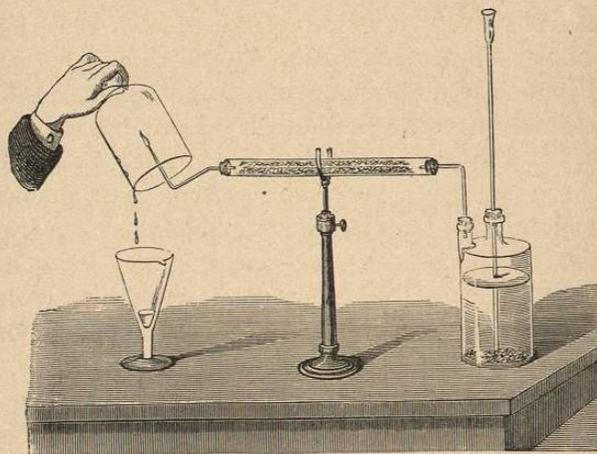


FIG. 31. — Production de l'eau par la combustion de l'hydrogène desséché.

gène et produisent en conséquence de l'eau durant leur combustion. Tenez un miroir brillant et froid près d'une flamme, et l'humidité se condense instantanément sur la surface.

Au lieu de faire brûler l'hydrogène dans l'air et de le faire combiner ainsi avec l'oxygène de l'atmosphère, on peut mélanger l'hydrogène avec de l'oxygène pur dans la proportion convenable pour former de l'eau. L'association de ces gaz peut subsister ainsi indéfiniment sans former de combinaison; elle sera simplement à l'état de

mélange mécanique intime des gaz, mais il n'y aura point production d'eau aussi longtemps qu'il n'y aura pas union chimique. Mais, à l'instant où l'on approche une flamme du gaz, une violente explosion retentit; la combinaison chimique s'opère instantanément, les gaz cessent d'exister en tant qu'oxygène et hydrogène, il y a contraction, et l'eau est formée. Si la température était maintenue suffisamment élevée, cette eau conserverait la forme de vapeur, et l'on trouverait alors que trois volumes d'oxygène et d'hydrogène mélangés auraient produit deux volumes seulement de vapeur ou gaz d'eau, en d'autres termes, la contraction se produit jusqu'à concurrence d'un tiers du volume primitif. Un litre ou décimètre cube de vapeur se compose donc d'un litre d'hydrogène et de cinquante centilitres d'oxygène à l'état de combinaison chimique, cette combinaison réduisant le litre et demi de gaz mélangés à un litre de gaz d'eau ou de vapeur. Mais aux températures ordinaires, la vapeur se condense rapidement en liquide et un litre de vapeur se réduit à environ huit centilitres d'eau. Si l'on détermine l'explosion de l'oxygène et de l'hydrogène dans un vase sec, l'intérieur de ce vase devient ruisselant par le fait de la condensation de l'humidité.

On peut ne pas se déclarer convaincu au spectacle de quelques gouttes de liquide limpide obtenues dans le laboratoire par l'union de l'oxygène et de l'hydrogène, et avoir peine à croire qu'elles sont réellement de l'eau pure. Mais on a fait des expériences sur une vaste échelle et recueilli assez d'eau pour dissiper tous les doutes. Les auteurs de l'expérience de ce genre la plus importante furent trois chimistes français éminents, Fourcroy, Vauquelin et Seguin. L'expérience fut commencée le 13 mai 1790 et complétée le 22 du même mois. Pendant ce laps de temps, on ne perdit pas de vue l'ap-

pareil, les expérimentateurs dormant alternativement quelques heures sur des matelas étendus dans le laboratoire. On prolongea la combustion presque sans interruption pendant cent quatre-vingt-cinq heures; on consumma 423 décimètres cubes d'hydrogène et 204 d'oxygène, et la combinaison de ces gaz produisit 464 grammes de liquide. Avec une aussi grande quantité à leur disposition, les chimistes éprouvèrent le liquide de toutes les manières imaginables et le trouvèrent identique à l'eau distillée.

Il y a encore un autre moyen de déterminer la composition chimique de l'eau et il est nécessaire de l'expliquer brièvement, parce qu'il fournit la plus exacte de toutes les méthodes pour la solution de cette importante question. Faites passer un courant d'hydrogène pur et sec sur une quantité pesée d'oxyde pur de cuivre (composé d'oxygène et de cuivre) chauffé au rouge sombre. Dans ces conditions, l'hydrogène s'empare de l'oxygène de l'oxyde et forme de l'eau qu'on peut recueillir et peser, la perte de poids supportée par l'oxyde devant représenter la quantité d'oxygène que ce volume d'eau contient. Cette expérience a été faite par le chimiste français Dumas. Il n'est pas nécessaire d'entrer dans les détails exigés pour l'exactitude d'une expérience si délicate; mais dans les mains des chimistes modernes, elle a produit les résultats les plus dignes de foi que nous possédions sur le sujet. Ces résultats concordent en substance avec ceux que nous avons déjà exposés. Et même il n'y a pas dans l'ordre des connaissances chimiques de fait mieux établi que celui-ci, à savoir que l'eau est un composé chimique défini d'oxygène et d'hydrogène dans les proportions en poids et en volume indiquées plus haut.

Nous arrivons ainsi au dernier mot de la science, dans son état présent, touchant l'origine de la Seine. En tant

que ses flots sont d'eau pure, nous pouvons en faire remonter la source jusqu'à l'Océan. Et l'eau pure, qui est l'élément principal de la mer, a été certainement formée dans un temps ou dans l'autre par l'union de ces deux corps, oxygène et hydrogène, qui, à l'état de liberté, ne sont connus que dans la condition physique de gaz.

CHAPITRE VIII.

COMPOSITION CHIMIQUE DES EAUX NATURELLES

Notre étude de la constitution chimique de l'eau, au dernier chapitre, nous a conduits à conclure que ce liquide se compose de deux gaz, oxygène et hydrogène, unis en proportions définies. Telle est assurément la composition de l'eau absolument pure, mais telle n'est pas la composition de toutes les eaux sur la surface de la terre. En effet on ne trouve jamais d'eau absolument pure dans l'économie de la nature. Le grand courant d'eau douce qu'on appelle la Seine est loin d'être absolument pur dans aucune partie de son cours. Dans le voisinage de la capitale, il est, comme chacun sait, tellement souillé d'impuretés qu'il en acquiert une sorte d'opacité. La couleur limoneuse de ses eaux, à certaines époques, est due à la présence de particules solides suspendues mécaniquement dans l'eau, particules qui tomberaient au fond en majeure partie si l'eau était débarrassée de toute cause perturbatrice, et qu'on pourrait faire disparaître plus ou moins par le simple procédé du filtrage. Mais, en dehors de ces impuretés suspendues mécaniquement, l'eau de la Seine, comme l'eau de tous les autres fleuves, contient certains composés chimiques à l'état de dissolution. Ces impuretés, quoique