

lequel on introduit du zinc en grenaille ou en lames (*fig. 14*).

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 D, 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'avoir 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

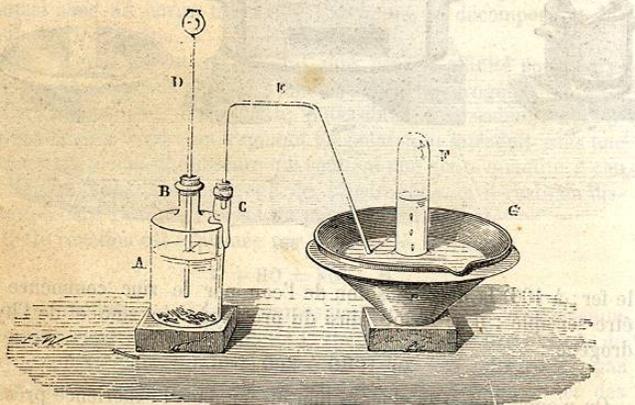


Fig. 14.

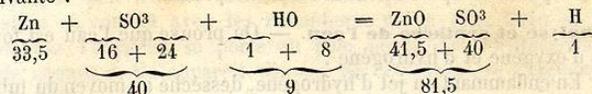
expulsé l'air des vaisseaux, l'hydrogène formant avec l'oxygène de l'air un mélange détonant, on aurait à craindre une détonation suivie d'accidents graves.

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 huit à dix 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 = 1 et d'un équivalent d'oxygène = 8; l'équivalent du zinc est 33,5; et l'acide sulfurique contient un équivalent de soufre = 16, plus

trois équivalents d'oxygène = 24. On peut donc poser la formule suivante :



On voit que 33,5 de zinc, en réagissant sur 40 d'acide sulfurique et 9 d'eau, produisent 81,5 de sulfate de zinc et 1 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.

Usages 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 sesquioxyde 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. HO.

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'oxy-

gène, 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. 15*);

2° En mettant l'eau en contact avec des métaux qui la décomposent, soit à froid, comme le potassium, soit à une température élevée, comme le fer, l'étain, etc. : dans cette décomposition,

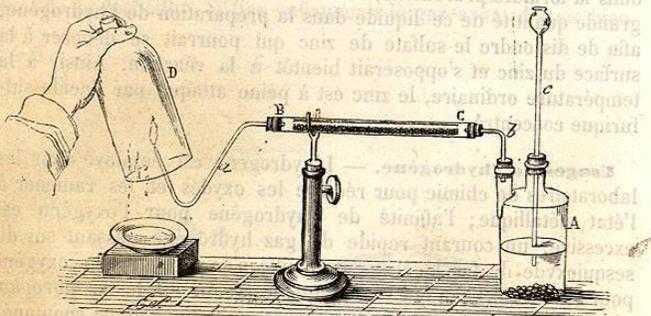


Fig. 15.

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. 16*).

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

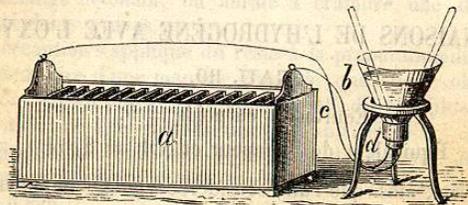


Fig. 16.

versé 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'aiguissant 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'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 plus tard 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. 17*):

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 contenir des vapeurs nitreuses, de l'acide sulfureux, de l'acide sulphydrique et des hydrogènes arsénié et silicié.

Pour avoir l'hydrogène dans un état de pureté absolue, il est indispensable d'opérer avec un acide sulfurique débarrassé d'acide sulfureux et d'acide azotique (voir *Acide sulfurique*).

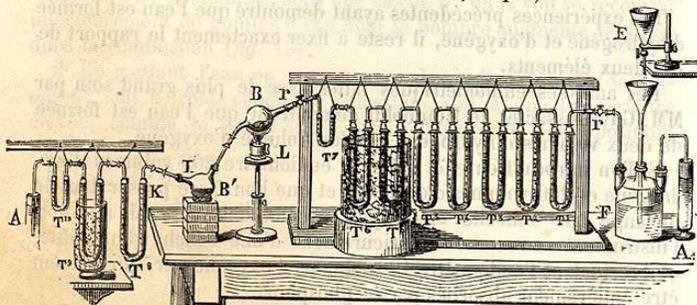


Fig. 17.

Les autres corps étrangers proviennent du soufre, de l'arsenic et du silicium contenus souvent en petite quantité dans le zinc du commerce. Le gaz produit dans le flacon F 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 silicié est retenu par de la potasse caustique; l'acide sulphydrique, 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 divisés 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^o Dégagement d'hydrogène dans l'appareil pour en balayer l'air;

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

Il résulte de nombreuses expériences faites par M. Dumas que l'eau est formée de 8 d'oxygène et de 1 d'hydrogène, et que par conséquent l'équivalent de l'hydrogène est 1.

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 1 et 8.

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 = 8 et d'un équivalent d'hydrogène = 1.

En *volumes*, elle contient deux volumes d'hydrogène et un volume d'oxygène, représentant deux volumes de vapeur aqueuse. La formule HO représente un équivalent d'eau ou 9.

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 isoèdre. 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'étoiles 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° centigr. 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 la fusion, conserve une température constante que l'on prend pour l'un des deux points fixes des thermomètres : c'est le zéro de leur échelle. Le point où l'eau se congèle présente souvent de grandes variations, et n'est pas adopté pour la fixation du zéro des thermomètres. Quand l'eau

n'est pas agitée, on peut abaisser sa température jusqu'à — 12° sans la solidifier; si on l'agite, elle se congèle aussitôt et l'on observe un dégagement de chaleur qui fait remonter rapidement sa température à zéro (Gay-Lussac).

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

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

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

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

À 8° le volume de l'eau est à peu près le même qu'à 0°. Son maximum de densité est à 4°, d'après M. Despretz.

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

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

L'eau, à 0°, en se réduisant en vapeur, augmente environ de 1700 fois son volume.

La température de l'ébullition de l'eau varie avec la pression. En renfermant l'eau dans une enveloppe suffisamment résistante, on peut porter l'eau à une température très-élevée et l'empêcher de bouillir. Cette expérience s'exécute dans un appareil que l'on nomme *marmite de Papin*.

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

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

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

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

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

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

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

L'eau, comme nous l'avons déjà vu, est décomposée sous l'influence de l'électricité; elle est aussi décomposée par la chaleur.

Grove, le premier, a réalisé cette expérience en plongeant dans de l'eau une boule de platine fortement chauffée; il a pu consta-

ter autour de cette boule le dégagement de bulles formées d'un mélange d'hydrogène et d'oxygène.

Plus récemment, M. H. Sainte-Claire Deville a montré que de la vapeur d'eau chauffée à 1000° dans un espace vide, se décompose partiellement en ses éléments, mais que cette décomposition est limitée et cesse dès que la tension du mélange d'oxygène et d'hydrogène produit a acquis une certaine valeur. Vient-on à élever la température à 1200°, une nouvelle quantité de gaz hydrogène et oxygène se trouve mise en liberté, jusqu'à ce que la tension du mélange ait pris une nouvelle valeur supérieure à la première. Enfin, si la température redescend à 1000°, il y aura recomposition d'une certaine proportion de gaz, jusqu'à ce que la tension du mélange ait repris sa valeur primitive. C'est à ce mode de décomposition partielle, limitée par le phénomène inverse de la combinaison des éléments à la même température, que M. Deville a donné le nom de *dissociation*, et il a appelé *tension de dissociation* pour une température donnée, la tension des gaz provenant de la dissociation de la substance à cette température.

Il est fort difficile de mettre en évidence cette décomposition de la vapeur d'eau par la chaleur et d'isoler les gaz qui en proviennent. En effet, il est impossible de recueillir ces gaz à la température de 1100° environ, nécessaire à leur production; or, dès qu'ils seront ramenés à la température de 300 ou 400°, à laquelle ils se combinent, ils reformeront nécessairement de l'eau.

M. Deville a surmonté cette difficulté, en utilisant la propriété endosmotique de l'hydrogène pour séparer les deux gaz dans l'appareil même où la dissociation s'est produite. A cet effet, de la vapeur d'eau est introduite dans un tube cylindrique chauffé à une température de 1200° environ. Dans l'axe de ce premier tube s'en trouve un second, en terre poreuse, qui est traversé par un courant continu d'acide carbonique. L'hydrogène, à mesure de sa production, passe par endosmose au travers des parois du tube poreux et se trouve entraîné par le courant d'acide carbonique, tandis que l'oxygène reste dans le tube extérieur. Ces deux éléments de l'eau échappent, de cette façon, à toute recomposition ultérieure, et si l'on recueille les gaz provenant de l'un et l'autre tube, après absorption de l'acide carbonique par la potasse, il restera de l'hydrogène et de l'oxygène résultant de la décomposition d'une partie de l'eau introduite.

L'eau se combine avec un grand nombre de corps en proportions définies et forme des composés qui ont reçu le nom d'*hydrates*.

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

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

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

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

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

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

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

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

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

La mauvaise qualité des eaux crues doit être attribuée à la présence des sels calcaires. Elles forment des grumeaux avec l'eau de savon, et ne peuvent être appliquées à tous les usages domestiques.

On divise les eaux crues en deux espèces principales :

Les eaux dites *séléniteuses*; la plus grande partie de leur chaux est à l'état de sulfate. Telles sont les eaux des puits de Paris, qui sont quelquefois saturées de sulfate de chaux (plâtre). Elles ne se

troublent pas par l'ébullition et forment des précipités abondants avec l'oxalate d'ammoniaque et le chlorure de baryum.

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

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

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

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

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

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

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

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

Pour reconnaître la présence du bicarbonate de chaux tenu en dissolution dans les eaux, M. Dupasquier a proposé l'emploi de la teinture alcoolique de bois d'Inde. La matière colorante jaune de ce bois passe au violet lorsque l'eau contient la plus faible trace de bicarbonate de chaux. Ce caractère suffit en général pour l'essai des eaux potables, dans lesquelles on ne rencontre jamais, ou presque jamais, de bicarbonate de potasse ou