

Lorsqu'on veut indiquer que des corps sont mis en présence, ou qu'ils résultent d'une réaction, on sépare les formules de ces corps par le signe +. Ainsi $\text{Cu} + \text{S}, \text{Zn} + \text{SO}^3, \text{HO}$ indiquent que l'on a mis en présence du cuivre et du soufre, du zinc et de l'acide sulfurique hydraté.

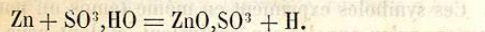
Les produits d'une réaction sont séparés par le signe = des corps que l'on a mis en présence, et l'on forme ainsi une *équation chimique*. Exemples :

Le soufre, en se combinant avec le cuivre, donne du sulfure de cuivre : $\text{Cu} + \text{S} = \text{CuS}$.

L'acide sulfurique, en se combinant avec la potasse, donne du sulfate de potasse : $\text{SO}^3 + \text{KO} = \text{KO}, \text{SO}^3$.

Le sulfate de potasse, en se combinant avec le sulfate d'alumine, forme de l'alun : $\text{KO}, \text{SO}^3 + \text{Al}^2\text{O}^3, 3\text{SO}^3 = (\text{KO}, \text{SO}^3), (\text{Al}^2\text{O}^3, 3\text{SO}^3)$.

Le zinc Zn, en présence de l'acide sulfurique hydraté SO^3, HO , donne de l'hydrogène H et du sulfate de zinc ZnO, SO^3 ; on représentera cette réaction par l'équation chimique suivante :



Pour évaluer les quantités pondérales des corps représentées par les formules chimiques, ou celles qui interviennent dans les réactions, il suffit de remplacer le symbole de chaque corps simple par le nombre qui lui correspond dans la table des équivalents. Quand on représente la décomposition de l'oxyde de mercure par la chaleur au moyen de l'équation suivante : $\text{HgO} = \text{Hg} + \text{O}$, on indique que 108 parties d'oxyde de mercure donnent en se décomposant 100 parties de mercure et 8 parties d'oxygène : en effet, on trouve dans la table des équivalents : $\text{Hg} = 100$ et $\text{O} = 8$.

La formule $\text{KO}, \text{ClO}^3 = \text{O}^3 + \text{KCl}$, représentant la décomposition du chlorate de potasse par la chaleur, indique que : 122,5 parties de chlorate de potasse donnent en se décomposant 48 p. d'oxygène et 74,5 p. de chlorure de potassium. En se reportant à la table des équivalents, on trouve en effet que :

$$\text{KO}, \text{ClO}^3 = \begin{cases} 39,0 = \text{K} \\ 8,0 = \text{O} \\ 35,5 = \text{Cl} \\ 40,0 = \text{O}^3 \\ \hline 122,5 \end{cases}$$

et que :

$$\text{O}^3 = 48 \text{ et } \text{KCl} = \begin{cases} 39,0 = \text{K} \\ 35,5 = \text{Cl} \\ \hline 74,5 \end{cases}$$

THÉORIE DES ÉQUIVALENTS. — LOIS DES COMBINAISONS

LOI DE WENZEL.

La théorie des équivalents repose sur la connaissance des lois établies par divers chimistes, parmi lesquels il convient de citer d'une manière spéciale Wenzel et Richter, puis Dalton, Wollaston, Berzelius et Gay-Lussac.

Dans un ouvrage qu'il publia en 1777 sous le titre de *Théorie des affinités*, Wenzel établit la capacité de saturation relative des bases et des acides, et donna l'explication exacte de la conservation de la neutralité dans la double décomposition des sels. La loi qui porte le nom de ce célèbre chimiste est fondée sur les observations suivantes.

Pour saturer par différentes bases une quantité d'acide sulfurique constante et représentée par 40, et former ainsi des sels neutres aux réactifs colorés, on trouve qu'il faut employer des quantités de bases exprimées par les nombres suivants :

28	de chaux ;
20	de magnésie ;
31	de soude ;
47	de potasse ;
76,5	de baryte ;
111,5	d'oxyde de plomb, etc.

D'un autre côté, en déterminant les poids des divers acides qui peuvent saturer la quantité de chaux indiquée par le tableau ci-dessus, c'est-à-dire 28, on trouve :

54	d'acide azotique ;
32	d'acide sulfureux ;
40	d'acide sulfurique ;
72	d'acide hyposulfurique ;
22	d'acide carbonique ;
75,5	d'acide chlorique ;
91,5	d'acide perchlorique, etc.

L'expérience prouve, en outre, que les quantités d'acides du second tableau neutralisent exactement les quantités de bases que contient le premier.

Telle est l'observation par laquelle Wenzel est arrivé à démontrer qu'en neutralisant deux poids égaux d'une base par deux acides différents, et qu'en recommençant la même expérience avec les mêmes acides sur une autre base, les quantités d'acides employées dans les deux cas sont entre elles dans le même rapport.

Ainsi, supposons que deux acides étant représentés par A et B, il ait fallu 2 grammes de A pour saturer une quantité de base

représentée par M, et 6 grammes de B pour saturer la même proportion de cette même base; s'il faut 4 grammes de A pour saturer un certain poids N d'une autre base, on peut affirmer, en s'appuyant sur la loi de Wenzel et sans recourir à l'expérience, qu'il faudra 12 grammes de B pour saturer la même proportion de base N, parce que le rapport de 4 à 12 est le même que celui de 2 à 6.

La loi de Wenzel peut donc être énoncée de la manière suivante :

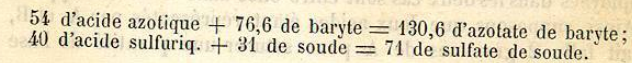
Si P, P', P'', P'''... représentent les poids d'une série de bases pouvant neutraliser un poids Q d'un certain acide; si Q', Q'', Q'''... représentent les poids d'une série d'acides neutralisant un poids de base P, ces quantités d'acides Q', Q'', Q''' neutraliseront également les quantités de bases P', P'', P''', etc.

Q, Q', Q'' sont donc des quantités d'acides équivalentes par rapport au poids P de l'une de ces bases, de même que les poids P, P', P'', des différentes bases sont équivalents eu égard au poids Q de l'un de ces acides. On appréciera ici la justesse de l'expression *équivalents* appliquée aux quantités de bases et d'acides pouvant se remplacer mutuellement dans les combinaisons salines, puisque, d'un côté, 28 parties de chaux équivalent à 20 parties de magnésie et à 76,6 parties de baryte, etc.; et, de l'autre, 40 parties d'acide sulfurique équivalent à 54 parties d'acide azotique, à 22 parties d'acide carbonique, à 75,5 parties d'acide chlorique; c'est-à-dire que, dans une combinaison saline, et sans changer la neutralité du sel, 28 parties de chaux peuvent être remplacées par 20 parties de magnésie, 76,6 de baryte, comme aussi 40 parties d'acide sulfurique peuvent être remplacées par 54 parties d'acide azotique, 22 parties d'acide carbonique.

On peut maintenant s'expliquer pourquoi les sels conservent leur neutralité après s'être décomposés mutuellement; cela tient évidemment à ce que les rapports entre les quantités d'acides qui saturent une quantité déterminée d'une même base, sont les mêmes pour toutes les bases.

Quand on verse du sulfate de soude dans de l'azotate de baryte jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité, la baryte prend la quantité d'acide sulfurique qui lui est nécessaire pour former un sel neutre, et la liqueur ne contient cependant ni acide azotique libre, ni soude libre, parce que *les quantités d'acides azotique et sulfurique qui neutralisent un même poids de baryte saturent aussi un même poids de soude.*

En exprimant par des nombres la composition de l'azotate de baryte et du sulfate de soude, on saisit mieux encore tout ce que la loi de Wenzel a de simple et en même temps d'important dans son application :



Puisque 54 et 40 représentent les quantités d'acides azotique et sulfurique qui peuvent former des sels neutres avec 76,6 de baryte, et que 40 d'acide sulfurique neutralisent 31 de soude, 54 parties d'acide azotique neutraliseront nécessairement la même quantité de soude, c'est-à-dire 31. Ainsi s'explique la neutralité des deux nouveaux sels qui se forment par la réaction de l'azotate de baryte sur le sulfate de soude.

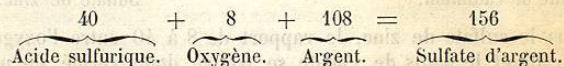
LOI DE RICHTER.

Vers 1792, Richter, chimiste de Berlin, confirma la *théorie des équivalents* établie par Wenzel, en examinant la précipitation des métaux les uns par les autres de leurs dissolutions salines.

Richter reconnut que dans cette précipitation les sels conservent leur neutralité, et que le métal plongé dans la dissolution se substitue simplement au métal contenu dans le sel.

Il résulte de ces observations de Richter que, pour les sels d'un même genre, c'est-à-dire pour tous les sels formés par un même acide, il existe un rapport constant entre la quantité d'acide et la quantité d'oxygène de la base.

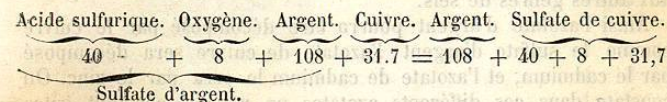
Dans une certaine quantité de sulfate d'argent, si l'on désigne par 8 le poids de l'oxygène contenu dans l'oxyde d'argent, l'expérience prouve que le poids du sel est représenté par 156 et celui de l'acide par 40 :



Si l'on plonge une lame de cuivre décapée dans une dissolution de ce sel, tout l'argent s'en précipite à l'état métallique, tandis qu'une certaine quantité de cuivre entre en dissolution, à l'état de sulfate de cuivre.

On reconnaît qu'il ne se dégage pas de gaz dans cette décomposition, qu'il ne reste pas d'acide sulfurique libre, et qu'il ne se précipite que de l'argent métallique.

On peut donc poser l'équation suivante :



On voit que dans le sulfate d'argent soumis à l'expérience et dans le sulfate de cuivre formé, le rapport de l'oxygène de l'oxyde à la quantité d'acide est resté le même.

Ce rapport est celui de 8 à 40.

Dans la réaction précédente, 108 parties d'argent ont été remplacées par 31,7 de cuivre; c'est un nombre qu'on peut déterminer

en pesant la lame de cuivre avant et après l'expérience. Il s'est donc formé :

$$40 + 8 + 31,7 = 79,7 \text{ de sulfate de cuivre.}$$

Lorsqu'on introduit dans le sulfate de cuivre du cadmium, ce métal précipite le cuivre et produit du sulfate de cadmium. Il se fait encore, dans ce cas, une simple substitution d'un métal à un autre : l'acide sulfurique ne devient pas libre ; il ne se dégage pas d'oxygène : le sulfate de cadmium qui s'est formé peut donc être représenté par $40 + 8 + \text{Cd}$. On constate dans ce nouveau sel le même rapport de 8 à 40 entre l'oxygène de l'oxyde et le poids total de l'acide. L'expérience nous apprenant que le poids du cadmium qui remplace le cuivre est 55,7, on peut représenter le nouveau sel par

$$40 + 8 + 55,7 = 103,7 \text{ de sulfate de cadmium.}$$

Enfin le sulfate de cadmium lui-même peut être décomposé par le zinc. Cette décomposition est aussi simple que les précédentes ; le cadmium se dépose, et il se forme du sulfate de zinc. Le seul élément séparé du sel étant le cadmium, on peut établir l'égalité suivante :

$$\begin{array}{ccccccc} & \text{Cadmium.} & \text{Zinc.} & \text{Cadmium.} & & & \\ 40 & + & 8 & + & 55,7 & + & 33,5 = 55,7 + 40 + 8 + 33,5 \\ \text{Sulfate de cadmium.} & & & & & & \text{Sulfate de zinc.} \end{array}$$

Dans le sulfate de zinc, le rapport de 8 à 40 entre l'oxygène de l'oxyde et le poids de l'acide se trouve donc vérifié de nouveau.

Les quantités pondérales des différents métaux qui peuvent se remplacer mutuellement dans les combinaisons salines représentent précisément les équivalents de ces métaux. Ainsi, les équivalents de l'argent, du cuivre, du cadmium, du zinc, seront les nombres 108, 31,7, 55,7, 33,5.

On a vu que, dans les sulfates, il existe un rapport constant entre l'oxygène de l'oxyde et le poids de l'acide ; cette loi s'étend aux autres genres de sels.

Ainsi l'azotate d'argent pourra être décomposé par le cuivre comme le sulfate d'argent ; l'azotate de cuivre sera décomposé par le cadmium, et l'azotate de cadmium le sera par le zinc. On constate dans ces différents azotates un rapport constant entre l'oxygène de la base et la quantité d'acide azotique, et ce rapport est celui de 8 à 54.

La loi de Richter s'étend à tous les genres de sels et peut être formulée ainsi :

Pour les sels d'un même genre, il existe un rapport constant entre la quantité d'acide et la quantité d'oxygène de la base.

Le tableau suivant donne quelques-uns de ces rapports, M étant l'équivalent d'un métal quelconque :

40	+	8	+	M	=	un sulfate neutre ;
54	+	8	+	M	=	un azotate neutre ;
22	+	8	+	M	=	un carbonate neutre ;
36	+	8	+	M	=	un oxalate neutre ;
75,5	+	8	+	M	=	un chlorate neutre ;
91,5	+	8	+	M	=	un perchlorate neutre ;
167	+	8	+	M	=	un iodate neutre.

Si tous les métaux pouvaient se précipiter successivement de leurs dissolutions salines, les quantités de ces métaux qui se remplaceraient mutuellement feraient connaître leurs équivalents. Mais ces substitutions n'ayant lieu que pour un certain nombre de métaux, on a recours à d'autres méthodes pour fixer les équivalents de ceux des métaux qui ne se précipitent pas de leurs dissolutions salines.

LOI DE BERZELIUS.

Richter établissait pour les sels d'un même genre un rapport constant entre l'acide et l'oxygène de la base, en se fondant sur ce que, dans la substitution d'un métal à un autre, la neutralité du sel n'est pas altérée.

La loi ne s'appuyait pas sur l'analyse des acides et des bases qui entrent dans les sels.

Berzelius, dans le cours de ses longues recherches, se proposant de dresser la table des équivalents de tous les corps simples, déterminait le rapport qui existe, dans les sels, entre l'oxygène des bases et l'oxygène des acides. Il soumit toutes les bases et tous les acides à une série d'analyses pour évaluer les quantités d'oxygène que ces composés contiennent, et découvrit la loi suivante, qui porte le nom de cet illustre chimiste :

Dans les sels, il existe toujours un rapport simple entre l'oxygène de l'oxyde et l'oxygène de l'acide.

Dans les sulfates neutres, le rapport de l'oxygène de la base à l'oxygène de l'acide est.....	1 : 3
Dans les azotates, il est.....	1 : 5
Dans les carbonates.....	1 : 2
Dans les oxalates.....	1 : 3
Dans les chlorates.....	1 : 5
Dans les perchlorates.....	1 : 7
Dans les iodates.....	1 : 5
Dans les périodates.....	1 : 7
Dans les bromates.....	1 : 5
Dans les acétates.....	1 :
Dans les azotites.....	1 : 3

L'expression de cette loi se retrouve dans l'écriture symbolique imaginée par cet illustre chimiste.

Si 2 équivalents d'un corps simple entrent dans une combinaison, on les représente par le symbole de ce corps sur lequel on place une barre. Ainsi $\bar{F}e$ représente un double équivalent de fer.

Dans une combinaison oxygénée, le nombre des équivalents d'oxygène est marqué par un nombre égal de points que l'on place au-dessus du symbole du corps combiné avec l'oxygène.

Ainsi les formules \bar{S} , $\bar{F}e$, $\bar{S}...$ correspondent à nos formules SO^3 , Fe^2O^3 , $S^2O^3...$

Dans les combinaisons sulfurées, les équivalents de soufre sont représentés par des virgules. Ainsi le sulfure de potassium

KS et le sulfure de carbone CS^2 s'écriront \bar{K} et \bar{C} ; et la combinaison de ces deux sulfures KS, CS^2 sera représentée de cette manière : $\bar{K}\bar{C}$.

LOI DE DALTON. — PROPORTIONS MULTIPLES.

Vers l'année 1807, Dalton, chimiste anglais, publia un ouvrage ayant pour titre *Nouveau Système de philosophie chimique*, dans lequel il exposa une théorie complète des proportions chimiques.

Il établit dans cet ouvrage la loi des proportions multiples, qui peut être formulée ainsi :

Lorsque deux corps se combinent en plusieurs proportions, si l'un d'eux est considéré sous le même poids dans les divers composés, les quantités pondérales de l'autre sont entre elles en rapport simple.

En représentant le premier corps par A et le second par B, les divers composés formés par ces deux corps seront exprimés par A + B, A + 2B, A + 3B, A + 4B, etc.

EXPÉRIENCES DE WOLLASTON.

La théorie de Dalton fut bientôt confirmée par les expériences d'un autre chimiste anglais, Wollaston, qui analysa très-exactement les différentes combinaisons que l'acide oxalique forme avec la potasse.

Wollaston démontra que, dans ces sels, les quantités d'acide qui s'unissent à une quantité constante de potasse, sont entre elles comme les nombres 1, 2, 4.

Il prouva également que, dans les deux combinaisons que l'acide sulfurique forme avec la potasse, les quantités d'acide sont entre elles comme les nombres 1 et 2.

La loi des proportions multiples s'étend à toutes les classes de combinaisons : les oxydes, les sulfures, les chlorures, etc., offrent de nombreuses vérifications des règles posées par Dalton, quand on les soumet à l'analyse.

LOI DE GAY-LUSSAC.

Gay-Lussac a démontré que *les gaz se combinent toujours de telle sorte que leurs volumes se trouvent en rapport simple*, et que si le produit de la combinaison est gazeux ou volatil, il existe aussi un rapport simple entre son volume à l'état gazeux, et celui qu'occupaient les gaz avant leur combinaison.

Il est évident que les volumes qu'on veut comparer doivent toujours être ramenés par le calcul aux mêmes conditions de température et de pression.

Nous donnons ici quelques applications de la loi de Gay-Lussac :

2 vol. d'azote et 1 vol. d'oxygène	=	2 vol. de protoxyde d'azote;
2 vol. d'azote et 2 vol. d'oxygène	=	4 vol. de bioxyde d'azote;
2 vol. d'azote et 4 vol. d'oxygène	=	4 vol. d'acide hypoazotique;
2 vol. d'hydrog. et 1 vol. d'oxyg.	=	2 vol. de vapeur aqueuse;
6 vol. d'hydrog. et 2 vol. d'azote	=	4 vol. d'ammoniaque;
2 vol. d'hydr. et 2 vol. de chlore	=	4 vol. d'acide chlorhydrique;
2 vol. d'hydr. et 2 vol. vap. d'iode	=	4 vol. d'acide iodhydrique;
2 vol. de chlore et 1 vol. d'oxyg.	=	2 vol. d'acide hypochloreux;
2 vol. de chlore et 4 vol. d'oxyg.	=	4 vol. d'acide hypochlorique.

Les gaz en s'unissant ne produisent jamais un composé dont le volume soit plus considérable que la somme de leurs volumes.

Des rapports aussi simples que ceux indiqués dans le tableau ci-dessus s'observent dans le plus grand nombre des cas où les gaz et les vapeurs se combinent; toutefois, la loi de Gay-Lussac présente quelques exceptions qui, du reste, sont en petit nombre et ne diminuent en rien son importance dans les applications qu'on en peut faire à la détermination des équivalents chimiques.

LOI DE L'ISOMORPHISME.

On doit à Mitscherlich une loi qui est quelquefois d'un grand secours pour la détermination des équivalents : c'est la loi de l'*isomorphisme*.

Gay-Lussac avait reconnu que l'alun à base de potasse et l'alun à base d'ammoniaque cristallisent ensemble sans que la forme de leurs cristaux soit altérée, et qu'en portant alternativement un cristal d'alun dans l'une et dans l'autre des dissolutions de ces deux sels, le cristal continue à grossir sans éprouver de modification dans sa forme.

Beudant publia dans le même temps plusieurs observations constatant des phénomènes du même ordre.

Mitscherlich examina plus tard la composition et la forme cristalline d'un grand nombre de corps, et établit la loi de l'*isomorphisme*, qui peut être formulée ainsi :

Les corps isomorphes sont ceux qui cristallisent de la même ma-

nrière et qui peuvent se remplacer dans un même cristal, sans en modifier la forme fondamentale, bien que les angles éprouvent quelquefois de légères altérations dans leurs valeurs.

Les composés isomorphes ont une composition chimique semblable, et sont en général formés du même nombre d'équivalents.

On comprendra maintenant comment la considération de l'isomorphisme peut servir à déterminer les équivalents de certains corps. Supposons, en effet, qu'il s'agisse de fixer la formule de l'alumine, c'est-à-dire de trouver le nombre d'équivalents d'oxygène et d'aluminium contenus dans cet oxyde.

L'alumine est isomorphe avec le sesquioxyde de fer, dont la formule, déterminée par d'autres considérations, est Fe^2O^3 . On doit donc considérer ces deux oxydes comme présentant une composition analogue, et regarder l'alumine comme formée de 2 équivalents de métal et de 3 équivalents d'oxygène; aussi lui donne-t-on la formule Al^2O^3 .

Il sera ensuite facile de déduire, par une simple proportion, l'équivalent de l'aluminium de l'analyse de l'alumine et de la formule précédente.

Dans l'alun ordinaire, qui est un sulfate double de potasse et d'alumine, on peut remplacer l'aluminium par du fer, du manganèse ou du chrome, sans changer le rapport des éléments de ce sel ni sa forme cristalline, et l'on conclut que la constitution des aluns de fer, de manganèse, de chrome, est la même. Si donc on connaît la formule de l'un des oxydes qui forment de l'alun en s'unissant à l'acide sulfurique et au sulfate de potasse, on en peut conclure que les formules des trois autres oxydes sont semblables. Aussi tous les chimistes s'accordent-ils à considérer les quatre oxydes précédents comme formés de 2 équivalents de métal et de 3 équivalents d'oxygène. Ces formules étant une fois établies, les analyses des oxydes permettent de calculer les équivalents des métaux qu'ils contiennent.

Toutefois, les corps qui affectent la même forme n'ont pas toujours une constitution semblable, et il existe quelques substances de composition différente qui cristallisent de la même manière. Ainsi l'azotate de potasse, l'azotate de chaux, le carbonate de chaux, présentent les mêmes formes cristallines.

Enfin certains corps peuvent, comme le carbonate de chaux, l'acide arsénieux, l'oxyde d'antimoine, etc., affecter deux formes incompatibles.

Il y a même des substances qui sont *polymorphes*, et qui cristallisent sous plusieurs formes: tel est l'oxyde de titane. Quelquefois on entend aussi sous la dénomination de *polymorphisme*, la propriété que possède un corps d'affecter plusieurs états moléculaires différents, qu'il soit ou non cristallisé sous chacun de ces états. Le soufre serait alors le type du corps polymorphe.

La notion des *équivalents chimiques* découle naturellement des lois des combinaisons que nous venons de résumer. Si, comme nous l'avons déjà fait remarquer à propos de la loi de Wenzel, 40 d'acide sulfurique se sont substitués à 54 d'acide nitrique dans un nitrate, pour donner un sulfate, les 40 d'acide sulfurique sont l'équivalent de 54 d'acide nitrique, car on a toujours un sel neutre, l'acide seul a changé. Si, dans les expériences de Richter, 31,7 de cuivre ont remplacé 108 d'argent dans le sulfate d'argent pour former du sulfate de cuivre, il en résulte que 31,7 de cuivre équivalent à 108 d'argent; de même 55,7 de cadmium, 33,5 de zinc équivalent à 108 d'argent. Si on avait mis ce zinc en présence de l'acide sulfurique hydraté, on eût observé que ces 33,5 parties de zinc déplaçaient 1 partie d'hydrogène. Or ce poids 1 d'hydrogène était uni à 8 d'oxygène dans l'eau de l'acide sulfurique comme les métaux précédents étaient unis à 8 d'oxygène dans la constitution des sulfates correspondants.

Les nombres qui expriment ces rapports sont appelés *nombres proportionnels*. Pour passer de ces rapports aux nombres déterminés, que nous connaissons sous le nom d'*équivalents*, il suffit de les rattacher à la même unité.

Cette unité conventionnelle a d'abord été 100 d'oxygène, mais elle a l'inconvénient de conduire à des nombres très-élevés pour les équivalents des différents corps. On a généralement adopté aujourd'hui 1 d'hydrogène, cette substance étant celle qui possède le poids spécifique le plus faible. Les nombres qui représenteront les équivalents seront dans ce système douze fois et demi moins forts que dans le précédent, car 12,50 est l'équivalent de l'hydrogène par rapport à 100 d'oxygène; mais il ne faut pas oublier que si les nombres sont changés, le rapport entre ces nombres reste le même, et si l'on veut passer de l'équivalent d'un corps rapporté à 100 d'oxygène à son équivalent rapporté à 1 d'hydrogène, il suffit de le diviser par l'équivalent de l'hydrogène rapporté à 100 d'oxygène, c'est-à-dire par 12,50.

Équivalents en volumes. — En s'appuyant sur la loi de Gay-Lussac précédemment énoncée, on peut déterminer les volumes relatifs des gaz ou des vapeurs qui peuvent se combiner ou se remplacer, c'est-à-dire leurs *équivalents en volumes*. Ainsi nous avons vu que 2 volumes d'hydrogène et 1 volume d'oxygène s'unissent pour former 2 volumes de vapeur d'eau; on en conclura que l'équivalent en volume de l'hydrogène est 2 volumes, et celui de l'oxygène 1 volume. De même 1 volume d'oxygène se combinant à 2 volumes d'azote pour former 2 volumes de protoxyde d'azote, et à 2 volumes de chlore pour former 2 volumes d'acide hypochloreux, les équivalents en volumes de l'azote et du chlore seront deux volumes.

La comparaison des équivalents en volumes et des équivalents en poids des différents corps conduit à des considérations remarquables au sujet de leurs densités. En effet, la densité de l'azote doit être 14 fois plus grande que celle de l'hydrogène, puisque l'azote pèse 14 fois plus que l'hydrogène sous le même volume; mais la densité de l'oxygène sera 16 fois celle de l'hydrogène, puisqu'il pèse 8 fois plus que ce dernier gaz sous un volume 2 fois plus petit.

Le tableau suivant comprend la liste de tous les corps simples. En regard de chaque corps se trouvent : 1° son symbole; 2° les formules et les noms des composés qui sont produits par la combinaison de ces corps simples avec l'oxygène.

Aluminium	Al.	Al ² O ³	Alumine.
Antimoine	Sb.	Sb ² O ³ Sb ² O ⁵	Oxyde d'antimoine. Acide antimonique.
Argent	Ag.	Ag ² O AgO	Sous-oxyde d'argent. Protoxyde d'argent.
Arsenic	As.	AsO ³ AsO ⁵	Bioxyde d'argent. Acide arsénieux.
Azote	Az.	AzO AzO ² AzO ³ AzO ⁴ AzO ⁵	Protoxyde d'azote. Bioxyde d'azote. Acide azoteux. Acide hypoazotique. Acide azotique.
Baryum	Ba.	BaO BaO ²	Baryte. Bioxyde de baryum.
Bismuth	Bi.	BiO Bi ² O ³ Bi ² O ⁵	Sous-oxyde de bismuth Oxyde de bismuth. Acide bismutique.
Bore	B.	BO ³	Acide borique.
Brome	Br.	BrO BrO ⁵	Acide hypobromeux. Acide bromique.
Cadmium	Cd.	CdO	Oxyde de cadmium.
Cæsium	Cs.	CsO	Oxyde de cæsium.
Calcium	Ca.	CaO CaO ²	Chaux. Bioxyde de calcium
Carbone	C.	CO CO ²	Oxyde de carbone. Acide carbonique.
Cérium	Ce.	CeO Ce ² O ³ Ce ³ O ⁴	Protoxyde de cérium. Sesquioxyde de cérium. Acide céroso-cérique.
Chlore	Cl.	ClO ClO ³ ClO ⁴ ClO ⁵ ClO ⁷	Acide hypochloreux. Acide chloreux Acide hypochlorique. Acide chlorique. Acide perchlorique.
Chrome	Cr.	CrO Cr ³ O ⁴ Cr ² O ³ CrO ² CrO ³ Cr ² O ⁷	Protoxyde de chrome. Deutoxyde de chrome, Sesquioxyde de chrome. Bi-oxyde de chrome. Acide chromique. Acide perchromique.

Cobalt	Cb.	CbO Cb ² O ³ Cb ³ O ⁵	Protoxyde de cobalt. Sesquioxyde de cobalt. Acide cobaltique.
Columbium ou tantale	Ta.	Ta ² O ³ (?) TaO ²	Oxyde de tantale. Acide tantalique.
Cuivre	Cu.	Cu ² O CuO CuO ² —	Protoxyde de cuivre. Bioxyde de cuivre. Peroxyde de cuivre. Acide cuivrique.
Didyme	Di.	—	—
Erbium	Er.	—	—
Étain	Sn.	SnO Sn ² O ¹⁰ SnO ²	Protoxyde d'étain. Acide métastannique. Acide stannique.
Fer	Fe.	FeO Fe ³ O ⁴ Fe ² O ³ FeO ³	Protoxyde de fer. Oxyde magnétique. Peroxyde de fer. Acide ferrique.
Fluor	Fl.	—	—
Glucinium	Gl.	Gl ² O ³	Glucine.
Hydrogène	H.	HO HO ²	Eau. Bioxyde d'hydrogène.
Indium	In.	InO	Oxyde d'indium.
Iode	I.	IO ³ IO ⁴ IO ⁵ IO ⁷	Acide iodeux. Acide hypo-iodique. Acide iodique Acide hepta-iodique.
Iridium	Ir.	IrO Ir ² O ³ IrO ² IrO ³	Protoxyde d'iridium. Sesquioxyde d'iridium. Bioxyde d'iridium. Acide iridique.
Lanthane	La.	LaO	Protoxyde de lanthane.
Lithium	Li.	LiO	Lithine.
Magnésium	Mg.	MgO	Magnésie.
Manganèse	Mn.	MnO Mn ³ O ⁴ Mn ² O ³ MnO ² MnO ³ Mn ² O ⁷	Protoxyde de manganèse. Oxyde rouge de manganèse. Sesquioxyde de manganèse. Bioxyde de manganèse. Acide manganique. Acide permanganique.
Mercure	Hg.	Hg ² O HgO	Protoxyde de mercure. Deutoxyde de mercure.
Molybdène	Mb.	MbO MbO ² MbO ³	Protoxyde de molybdène. Bioxyde de molybdène. Acide molybdique.
Nickel	Ni.	NiO Ni ² O ³ —	Protoxyde de nickel. Sesquioxyde de nickel. Peroxyde de nickel.
Niobium	Nb.	Nb ² O ³ NbO ²	Acide hyponiobique. Acide niobique.
Or	Au.	Au ² O Au ³ O ³	Protoxyde d'or. Acide aurique.

		OsO	Protoxyde d'osmium.
		Os_2O_3	Sesquioxyde d'osmium.
Osmium.....	Os.	OsO_2	Bioxyde d'osmium.
		OsO_3	Acide osmieux.
		OsO_4	Acide osmique.
		Pd_2O	Sous-oxyde de palladium.
Palladium.....	Pd.	PdO	Protoxyde de palladium.
		PdO_2	Bioxyde de palladium.
		PhO	Acide hypophosphoreux.
Phosphore.....	Ph.	PhO_3	Acide phosphoreux.
		PhO_5	Acide phosphorique.
		PtO	Protoxyde de platine.
Platine.....	Pt.	PtO_2	Bioxyde de platine.
		Pb_2O	Sous-oxyde de plomb.
Plomb.....	Pb.	PbO	Protoxyde de plomb.
		PbO_2	Acide plombique (oxyde puce de plomb).
		K_2O	Sous-oxyde de potassium.
Potassium.....	K.	KO	Potasse.
		KO_2	Peroxyde de potassium.
		RhO	Protoxyde de rhodium.
Rhodium.....	Rh.	Rh_2O_3	Sesquioxyde de rhodium.
		RhO_2	Bioxyde de rhodium.
Rubidium.....	Rb.	RhO_3	Acide rhodique.
		RbO	Oxyde de rubidium.
		RuO	Protoxyde de ruthénium.
Ruthénium.....	Ru.	Ru_2O_3	Sesquioxyde de ruthénium.
		RuO_2	Bioxyde de ruthénium.
		RuO_3	Acide ruthénique.
		RuO_4	Acide perruthénique.
Sélénium.....	Se.	SeO_2	Acide sélénieux.
		SeO_3	Acide sélénique.
Silicium.....	Si.	Si_2O_3	Protoxyde de silicium.
		SiO_3	Silice.
Sodium.....	Na.	Na_2O	Sous-oxyde de sodium.
		NaO	Soude.
		Na_2O_3	Sesquioxyde de sodium.
		S_2O_3	Acide hyposulfureux.
		SO_2	Acide sulfureux.
		SO_3	Acide sulfurique.
Soufre.....	S.	S_2O_3	Acide hyposulf. ou dithioniq.
		S_3O_3	Acide trithionique.
		S_4O_5	Acide tétrathionique.
		S_5O_5	Acide pentathionique.
Strontium.....	St.	StO	Strontiane.
		StO_2	Bioxyde de strontium.
Tellure.....	Te.	TeO_2	Acide tellureux.
		TeO_3	Acide tellurique.
Terbium.....	—	—	—
Thallium.....	Tl.	TlO	Protoxyde de thallium.
		TlO_3	Peroxyde de thallium.
Thorium.....	Th.	ThO	Thorine.
		TiO	Protoxyde de titane.
Titane.....	Ti.	Ti_2O_3	Sesquioxyde de titane.
		TiO_3	Acide titanique.
Tungstène.....	Tu.	TuO_2	Oxyde de tungstène.
		TuO_3	Acide tungstique.

Uranium.....	U.	UO	Protoxyde d'uranium.
		U_2O_3	Peroxyde d'uranium.
		VaO	Protoxyde de vanadium.
Vanadium.....	Va.	VaO_2	Deutoxyde de vanadium.
		VaO_3	Acide vanadique.
Yttrium.....	Y.	YO	Yttria.
		Zn_2O	Sous-oxyde de zinc.
Zinc.....	Zn.	ZnO	Oxyde de zinc.
		ZnO_2	Bioxyde de zinc.
Zirconium.....	Zr.	Zr_2O_3	Zircon.

Les deux tableaux suivants contiennent les noms des corps simples rangés par ordre alphabétique avec leurs symboles, et leurs équivalents rapportés à l'oxygène et à l'hydrogène.

TABLEAU DES ÉQUIVALENTS OU NOMBRES PROPORTIONNELS DES CORPS SIMPLES

		MÉTALLOÏDES.	
		Par rapport à l'oxygène=100	Par rapport à l'hydrogène=1
Arsenic.....	As.....	937,5	75
Azote.....	Az.....	175	14
Bore.....	Bo.....	136,2	10,89
Brome.....	Br.....	1060	80
Carbone.....	C.....	75	6
Chlore.....	Cl.....	443,2	35,50
Fluor.....	Fl.....	237,5	19
Hydrogène.....	H.....	12,5	1
Iode.....	I.....	1586,2	127
Oxygène.....	O.....	100	8
Phosphore.....	Ph.....	387,5	31
Sélénium.....	Se.....	495,3	39,6
Silicium.....	Si.....	266,7	21,34
Soufre.....	S.....	200	16
Tellure.....	Te.....	801,76	64,14
		MÉTAUX.	
Aluminium.....	Al.....	171	13,68
Antimoine.....	Sb.....	751	60,97
Argent.....	Ag.....	1350	108
Baryum.....	Ba.....	858	68,64
Bismuth.....	Bi.....	1330,4	106,43
Cadmium.....	Cd.....	696,8	55,74
Cæsium.....	Cs.....	1550	123,34
Calcium.....	Ca.....	250	20
Cérium.....	Ce.....	590,8	47,26
Chrome.....	Cr.....	328,5	26,28
Cobalt.....	Co.....	369	29,52
Cuivre.....	Cu.....	396,6	31,73
Didyme.....	Di.....	»	»
Erbium.....	Er.....	»	»
Étain.....	Sn.....	737,5	59
Fer.....	Fe.....	350	28
Glucinium.....	Gl.....	87,1	6,96
			2.

		Par rapport à l'oxygène = 100	Par rapport à l'hydrogène = 4
Iridium	Ir	1233,4	98,57
Lanthane	La	588,30	47,06
Lithium	Li	80,33	6,43
Magnésium	Mg	150	12
Manganèse	Mn	344,7	27,57
Mercure	Hg	1250	100
Molybdène	Mo	575,83	46,07
Nickel	Ni	369,75	29,58
Niobium	»	»	»
Or	Au	1229,16	98,33
Osmium	Os	1242,62	99,41
Palladium	Pd	665,47	53,24
Pélopie	Pe	»	»
Platine	Pt	1232	98,57
Plomb	Pb	1294,5	103,56
Potassium	K	488,93	39,41
Rhodium	Rh	651,96	52,16
Rubidium	Rb	1067	85,36
Ruthénium	Ru	651,96	52,16
Sélénium	Se	495,28	39,62
Silicium	Si	266,74	21,34
Sodium	Na	287,5	23,00
Strontium	St	548	43,84
Tantale	Ta	1331,25	106,5
Tellure	Te	801,76	64,14
Terbium	Te	»	»
Thallium	Tl	1300	104
Thorium	Th	743,9	59,50
Titane	Ti	314,7	25,18
Tungstène	W	1150,78	92,06
Uranium	Ur	750	60,00
Vanadium	Vn	855,8	68,47
Yttrium	Y	402,3	32,18
Zinc	Zn	406,5	33,52
Zirconium	Zr	420	33,58

CRISTALLISATION DES CORPS

On dit qu'un corps est *cristallisé* quand il se présente sous une forme géométrique qui est toujours la même *dans des circonstances identiques*. Les corps qui n'affectent pas de forme géométrique sont appelés *amorphes*.

La plupart des substances connues peuvent cristalliser; certains corps paraissent amorphes au premier aspect; mais en examinant leur cassure à la loupe ou au microscope, on reconnaît qu'ils sont formés d'un grand nombre de petits cristaux juxtaposés.

Un corps solide se trouve dans les circonstances convenables pour cristalliser quand il a perdu sa cohésion par une cause quelconque, et que, cette cause cessant d'agir, il repasse lentement à l'état solide. On réalise ces conditions par différents procédés dont nous ferons connaître les principaux.

CRISTALLISATION PAR FUSION.

VOIE SÈCHE.

On peut faire cristalliser un corps fusible en le portant à la température qui en détermine la fusion, et en le laissant refroidir très-lentement.

La surface du liquide, qui est en contact avec l'air, et les parties qui touchent les parois du vase où la fusion s'est opérée, se refroidissent plus rapidement; il se produit ainsi une couche cristalline qui adhère aux parois du vase, et une croûte solide qui se forme à la partie supérieure du liquide, tandis que la partie centrale de la masse se maintient à l'état liquide.



Fig. 1.

On perce avec précaution la croûte supérieure, on fait écouler le liquide, et l'on trouve l'intérieur du vase tapissé de cristaux qui sont d'autant plus volumineux que le refroidissement s'est fait avec plus de lenteur, et qu'on a opéré sur une masse plus considérable.

Pendant le refroidissement, on doit abandonner le corps fondu dans un endroit où il se trouve à l'abri de toute vibration.

C'est ainsi que l'on fait cristalliser le soufre, le bismuth et un grand nombre de métaux et d'alliages.

CRISTALLISATION PAR VOLATILISATION.

VOIE SÈCHE.

Plusieurs corps solides et volatils peuvent cristalliser par volatilisation. Dans ce but on les introduit dans une cornue de verre, de grès ou de porcelaine, selon leur degré de volatilité; on fait communiquer la cornue avec un récipient convenablement refroidi, et on la porte à une température qui détermine la volatilisation du corps que l'on veut faire cristalliser. Les vapeurs, en se refroidissant, reprennent l'état solide, et donnent des cristaux qui se déposent dans le col de la cornue ou dans le récipient.

L'arsenic, certains chlorures métalliques, plusieurs sels de mercure, d'ammoniaque, l'acide benzoïque, le camphre, cristallisent par volatilisation.

CRISTALLISATION PAR DISSOLUTION.

VOIE HUMIDE.

On emploie deux méthodes distinctes pour faire cristalliser les corps au moyen de leurs dissolutions dans différents liquides.

1° *Par dissolution et évaporation*. Ce procédé consiste à évaporer la dissolution par l'action de la chaleur, ou bien spontanément.