

DEUXIÈME PARTIE. — CHIMIE

LIVRE I. — LOIS GÉNÉRALES. NOMENCLATURE CHIMIQUE

CHAPITRE I

Lois des combinaisons.

§ I. — CORPS HOMOGÈNES. CORPS HÉTÉROGÈNES. CORPS SIMPLES ET COMPOSÉS.

Nous distinguons deux sortes de corps naturels : les corps homogènes et les corps hétérogènes ; l'eau pure soumise à la distillation, la congélation fractionnée, des procédés physiques divers conservera les mêmes propriétés, densité, point de fusion, de solidification, indice de réfraction, etc. qui sont des caractéristiques de cette substance. C'est un corps homogène.

Au contraire, le granit offre aux yeux des particules différentes que nous pouvons isoler les unes des autres et qui jouissent de propriétés différentes ; c'est un corps hétérogène. Le corps hétérogène peut ainsi se diviser en corps homogènes qui le constituaient par leur mélange ; ce mélange se fait en proportions variables, de sorte que le corps hétérogène n'a pas de caractéristiques bien déterminées comme densité, point de fusion, etc.

Faisons passer l'eau, corps homogène, sur du fer au rouge ; il en ressort non pas de l'eau, mais une substance, l'hydrogène, alors qu'une autre, l'oxygène, reste fixée sur le fer

avec lequel elle forme de la rouille ; l'eau se décompose donc en oxygène et hydrogène ; c'est un corps composé.

Et la proportion d'oxygène et d'hydrogène est constante quelle que soit l'origine de l'eau pure ; c'est un composé défini ; ses constituants, oxygène et hydrogène, non susceptibles d'être décomposés, sont dits corps simples.

§ II. — LOIS DES COMBINAISONS EN POIDS.

En étudiant les poids des divers corps simples entrant dans les différents composés, on a trouvé un certain nombre de lois dites des combinaisons en poids : ces lois offrent cette propriété remarquable qu'elles ne sont pas approchées comme les lois de la physique (loi de Mariotte, par exemple) ; au fur et à mesure qu'on les soumet à la critique d'instruments de plus en plus précis, on constate qu'elles sont toujours rigoureusement vérifiées.

Loi des poids (ou de Lavoisier). — Le poids d'un composé est égal à la somme des poids des composants. Par exemple, le fer qui se rouille à l'air augmente de poids et le poids de rouille formée est égal au poids du fer qu'elle contient, augmenté du poids d'oxygène absorbé.

Loi des proportions définies (ou de Proust). — Deux corps, pour former un même composé défini, se combinent toujours dans un rapport de poids invariable.

Cette loi n'est que la définition même du *composé défini* : le composé défini est celui qui présente une composition toujours identique ; il s'ensuit que ses éléments constitutifs doivent s'y trouver dans un rapport invariable.

Ainsi 1 gr. d'hydrogène s'unit à 8 gr. d'oxygène pour former 9 gr. d'eau.

Loi des proportions multiples (ou de Dalton). — Lorsque deux corps se combinent en plusieurs proportions pour donner plusieurs composés définis, les poids d'un de ces corps qui s'unissent à un même poids de l'autre sont entre eux comme des nombres simples.

Ainsi 14 gr. d'azote peuvent s'unir à 8 gr., 16 gr., 32 gr., 40 gr. d'oxygène qui sont des multiples simples (1, 2, 3, 4, 5) de 8.

Loi de proportionnalité (ou de Richter). — Si A et B représentent les poids de deux corps qui s'unissent au même poids C d'un troisième élément, les poids des deux premiers corps qui pourront se combiner pour donner un composé défini seront dans un rapport égal à $\frac{A}{B}$ ou à un multiple simple de ce rapport.

Par exemple, 1 gr. d'hydrogène se combine à 8 gr. d'oxygène (9 gr. d'eau), 14 gr. d'azote se combinent à 8 gr. d'oxygène. L'hydrogène et l'azote se combinent dans le rapport de 3 à 14, c'est-à-dire $3 \times \frac{1}{14}$.

CHAPITRE II

Formules chimiques.

§ I. — NOMBRES PROPORTIONNELS.

Des lois précédentes il résulte que l'on peut attribuer à chaque élément un coefficient tel que, dans tout composé, le rapport des poids des éléments combinés soit égal au rapport de leurs coefficients ou à un multiple simple de ce rapport. Ces coefficients sont appelés nombres proportionnels.

Dans les exemples précédents, on pourra affecter à l'hydrogène, l'azote et l'oxygène, les coefficients 1, 14, 8.

§ II. — FORMULES CHIMIQUES.

L'emploi de ces nombres proportionnels permet de représenter les composés définis par des formules indiquant leur composition.

Désignons chaque corps simple par un symbole, une lettre à laquelle nous attribuons une valeur égale à son coefficient. Nous représenterons par exemple l'hydrogène par $H = 1$; l'azote par $Az = 14$.

Nous avons vu que 3 gr. d'hydrogène se combinent à 14 d'azote. Nous représenterons ce composé défini par AzH_3 qui signifie :

14 gr. d'azote $+ 3 \times 1$ gr. d'hydrogène = 17 gr. du composé défini.

En vertu de la loi de Richter, dans les autres composés où entreront Az et H , ceux-ci seront affectés de coefficients simples.

§ III. — SYSTÈMES DE NOMBRES PROPORTIONNELS.

Nous avons vu qu'il existait des nombres proportionnels ; mais ce nom même indique qu'ils ne sont pas déterminés exactement et qu'on peut employer un nombre ou l'un de ses multiples ou de ses sous-multiples.

Ainsi pourquoi n'attribuerons-nous pas à l'azote 7 au lieu de 14 ; le corps que nous représentions par AzH^3 aura pour formule Az^2H^3 , car il correspondra à $2 \times 7 \text{ gr.} + 3 \times 1 \text{ gr.} = 17 \text{ gr.}$

On pourra donc avoir des systèmes différents de nombres proportionnels et par suite des systèmes différents de formules.

Actuellement on emploie généralement le système dit des poids atomiques et nous allons indiquer rapidement comment on détermine dans ce système les nombres proportionnels que l'on doit attribuer à chaque élément.

Mais auparavant, nous énoncerons la loi dite de Gay-Lussac ou des Combinaisons gazeuses qui a guidé les chimistes dans la détermination des systèmes de nombres proportionnels.

Les volumes de deux gaz qui s'unissent pour former un composé défini sont entre eux dans un rapport simple, et sont dans un rapport simple avec le composé.

Ces volumes doivent évidemment être mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression.

Ainsi 1 vol. d'hydrogène + 1 vol. de chlore donne 2 vol. d'acide chlorhydrique.

3 vol. d'hydrogène + 1 vol. d'azote donnent 2 vol. de gaz ammoniacque.

On peut ainsi prévoir des relations entre les nombres proportionnels et les volumes de corps gazeux s'unissant à un même élément, ce qui permet d'utiliser les derniers pour la détermination des premiers, l'hydrogène servant de terme de comparaison.

§ IV. — POIDS MOLÉCULAIRE.

Le poids moléculaire d'un composé défini est égal au poids de ce corps qui, à l'état gazeux, sous la pression de 76 cm. de mercure, à la température de 0°, occupe le même volume que 2 gr. d'hydrogène dans les mêmes conditions, c'est-à-dire 22 litres 32.

Le poids moléculaire d'un corps représente donc le double de sa densité par rapport à l'hydrogène.

Or (cf. Physique) les densités des gaz sont généralement prises par rapport à l'air ; comme la densité de l'hydrogène est 0,0693 par rapport à l'air, le poids moléculaire du corps sera égal à $\frac{2}{0,0693} = 28,88$ fois sa densité par rapport à l'air.

Tous les composés définis seront représentés par une formule indiquant, comme on l'a vu, au moyen de coefficients le poids moléculaire.

§ V. — POIDS ATOMIQUES.

Cela posé, on peut définir les nombres proportionnels adoptés ou poids atomiques :

Le poids atomique d'un élément est la plus petite quantité (exprimée en grammes) de ce corps qui entre dans le poids moléculaire d'un composé quelconque.

Il s'ensuit que les coefficients entrant dans une formule seront des nombres entiers ; en effet, si un composé défini contient les corps A, B, C représentés par des nombres proportionnels pris provisoirement et si le poids moléculaire conduit à prendre la formule $A^4B^7C^{1/2}$, c'est $C^{1/2} = C'$ qui devra être pris comme poids atomique du corps C ; puisque $C^{1/2}$ est la plus petite quantité du corps C entrant dans le composé.

Si un autre composé avait une formule donnant $C^{1/3}$; on devrait prendre $C^{1/6}$, c'est-à-dire le plus grand diviseur

commun des poids de cet élément C entrant dans les composés qui le contiennent.

On trouve par exemple pour les combinaisons d'oxygène :

Combinaisons d'oxygène	Poids moléculaire	Composition
Eau.....	18	2 gr. d'hydrogène + 16 d'oxygène
Anhydride sulfureux.	64	32 " de soufre + 32 d'oxygène
Protoxyde d'azote...	44	28 " d'azote + 16 d'oxygène
Oxyde de carbone...	28	12 " de carbone + 16 d'oxygène
Anhydrique carbonique	44	12 " de carbone + 32 d'oxygène

On voit que 16 est le plus grand commun diviseur des nombres représentant les poids d'oxygène contenus dans les composés : 16 sera le poids atomique de l'oxygène.

§ VI. — POIDS MOLÉCULAIRE DES CORPS SIMPLES.

Si on applique aux corps simples la règle précédemment énoncée pour le poids moléculaire, on trouve un nombre différent du poids atomique.

Ainsi 32 gr. d'oxygène remplissent à 0° et sous 76 cm. de pression un volume égal à 22 l. 32; 32 ou O² est le poids moléculaire de l'oxygène; on dit que l'oxygène est diatomique.

Si le poids moléculaire est égal au poids atomique, on dira que le corps est monoatomique; s'il est quadruple : tétratomique.

§ VII. — VALENCE DES ATOMES.

On dit que le chlore est monovalent par rapport à l'hydrogène, parce qu'un atome d'hydrogène se combine à un atome de chlore.

Un atome d'oxygène se combine à 2 atomes d'hydrogène, l'oxygène est divalent.

Cette règle n'est pas absolue, car on trouve les corps répondant aux formules : PCl_3 et PCl_5 (phosphore et chlore), mais une valence est toujours plus fréquente que l'autre.

Nous donnons ci-dessous un tableau indiquant par ordre de valence les corps simples les plus fréquemment trouvés avec leur poids atomique et leur symbole.

Corps monovalents.			
Hydrogène (H) 1	Brome (Br) 80	Potassium (K) 39	Le Brome et l'Iode parfois triva- lents.
Fluor (Fl) 19	Iode (I) 127	Sodium (Na) 23	
Chlore (Cl) 35,5		Argent (Ag) 108	
Corps divalents.			
Oxygène (O) 16	Baryum (Ba) 137	Chrome (Cr) 52	Soufre, Selenium, Tellure parfois tétravalents. Fer, Chrome, Man- ganèse parfois trivalents.
Soufre (S) 32	Calcium (Ca) 40	Manganèse (Mn) 55	
Selenium (Se) 78	Zinc (Zn) 65		
Tellure (Te) 127	Fer (Fe) 56		
Corps trivalents.			
Azote (Az) 14	Arsenic (As) 75	Or (Au) 197	
Phosphore (P) 31	Antimoine (Sb) 120	Aluminium (Al) 27	
Corps tétravalents.			
Carbone (C) 12	Platine (Pt) 194	Ces corps sont parfois divalents.	
Étain (Sn) 118			

CHAPITRE III

Nomenclature chimique.

§ I. — FONCTION CHIMIQUE.

1. *Acides. Bases. Sels.* — Si l'on soumet certains corps à l'électrolyse, le cation, c'est-à-dire le produit de décomposition qui se porte à la cathode, est l'hydrogène ; ces corps sont des acides. Par exemple SO^4H^2 représente un corps, qui soumis à la décomposition donne de l'hydrogène à la cathode : le corps SO^4H^2 est un acide.

D'autres corps donnent comme anion (produit de décomposition allant à l'anode) le groupe OH, qui se décompose en oxygène et eau : $2\text{OH} = \text{H}^2\text{O} + \text{O}$, car ce groupe OH n'est pas stable ; il y a donc bouillonnement et dégagement d'oxygène. Ces corps sont les bases. Les autres électrolytes sont les sels.

Le cation H des acides à la propriété d'être remplaçable, et cela ordinairement avec la plus grande facilité, par un autre cation, un métal, et l'acide ainsi modifié devient un sel.

L'anion OH des bases peut de même être remplacé par un autre anion et la base devient un sel.

Dans les laboratoires on emploie souvent des corps divers qui prennent une couleur caractéristique au contact d'un acide ou d'une base. Ainsi la teinture bleue de tournesol devient rouge au contact d'un acide ; et la teinture rougie est ramenée au bleu par une base. Les réactifs sont plus ou moins sensibles, et donnent des indications plus ou moins exactes : certains sels, par exemple, rougissent le tournesol.

Il existe beaucoup d'autres corps, qui ne sont ni acides, ni bases, ni sels ; ils constituent des fonctions particulières très nombreuses en chimie organique.

2. *Corps simples. Métalloïdes et métaux.* — Soumettons un électrolyte au passage du courant ; il y a décomposition ; le corps qui se porte à la cathode est un métal ; celui qui va à l'anode est un métalloïde.

Par exemple, le sulfate de cuivre donne un dépôt de cuivre à la cathode : c'est un métal ; l'oxyde de sodium anhydre Na_2O électrolysé donne le métal Na à la cathode, l'oxygène O à l'anode. L'oxygène est un métalloïde.

On remarque qu'en général les composés oxygénés des métaux ont le caractère basique, ceux des métalloïdes le caractère acide.

Certains corps sont des métaux bien caractérisés, le potassium, le sodium, l'argent, etc. ; d'autres des métalloïdes très nets : soufre, phosphore, chlore, oxygène, etc., mais certains corps jouent tantôt le rôle d'un métal, tantôt celui d'un métalloïde. Le chrome, par exemple, joue le rôle d'un métal dans le sulfate de chrome, celui de métalloïde dans le bichromate de potassium ; on le trouvera donc tantôt à l'anode, tantôt à la cathode.

Cependant ces corps ont un rôle plus fréquent que l'autre ; le chrome, par exemple, est plutôt un métal.

§ II. — NOMENCLATURE.

1. *Composés binaires oxygénés.* — Les composés non acides sont dénommés oxydes ; s'il existe plusieurs oxydes du même corps, on met devant le mot oxyde un préfixe qui indique s'il est plus ou moins oxygéné :

MnO Protoxyde de manganèse

Mn_2O_3 Sesquioxyde »

MnO_2 Bioxyde »

Si c'est un composé qui avec l'eau forme un acide, on le nomme anhydride ; s'il en existe plusieurs, on met une terminaison et des préfixes pour indiquer leur degré d'oxygénation :

Anhydride per...ique, anhydride ...ique, anhydride hypo...ique, anhydride ...eux, anhydride hypo- ...eux.

Par exemple, anhydride carbonique, anhydride azotique, azoteux, etc.

2. *Composés binaires non oxygénés.* — Les composés acides de cette classe sont formés par l'hydrogène uni au corps simple ; on les nomme hydracides ; on ajoute la terminaison hydrique au corps simple :

HCl : acide chlorhydrique

H²S : acide sulfhydrique

Quand le composé n'est pas acide, on ajoute ...ure à un des corps et on appelle ainsi : sulfure de fer, par exemple ; au moyen de préfixes on distingue les composés, s'il en existe plusieurs :

Protochlorure de fer ; Sesquichlorure de fer, etc.

3. *Composés ternaires.* — Il existe des acides, formés d'un corps simple, métalloïde, d'oxygène et d'hydrogène, résultant de la combinaison d'un anhydride et d'eau. Ils conservent le nom de l'anhydride dont ils proviennent : anhydride sulfurique, acide sulfurique.

On trouve également des sels qui résultent de l'union d'une base à un acide oxygéné ou ternaire.

On dit ainsi sulfate de potassium.

S'il y a plusieurs acides, on distingue les sels par des terminaisons identiques à celles des acides :

Sulfate ferreux ; Sulfate ferrique.

