



La structure de la matière

1 – Un modèle de l'atome

Les atomes sont les constituants de la matière. Ils sont, en quelque sorte, les briques de l'Univers : tout ce que nous entoure est bâti à partir d'eux.

1.1 – Constitution de l'atome

L'atome est décrit comme un noyau central autour duquel se déplacent un ou plusieurs électrons constituant le cortège électronique.

Le noyau, chargé positivement, est formé de deux types de particules : les protons et les neutrons, qu'on appelle génériquement nucléons (constituants du noyau).

Un proton a une charge électrique positive, qui vaut

$$q_p = e = + 1,60.10^{-19} \text{ C}$$

où C est le symbole du coulomb, unité de charge électrique. La lettre « e » indique qu'il s'agit d'une constante physique, appelée charge électrique élémentaire, parce qu'il s'agit de la plus petite quantité d'électricité qu'il est possible d'isoler.

Le neutron ne porte aucune charge électrique, ainsi que le suggère son nom.

Un électron est une particule de charge électrique négative, qui est exactement opposée à celle du proton,

$$q_e = - e = - 1,60.10^{-19} \text{ C}$$

Remarque : les quarks

C'est dans les années 1970 que les physiciens ont montré que les nucléons étaient en réalité constitués de particules plus élémentaires, qu'ils nommèrent quarks. Murray Gell-Mann recevra le prix Nobel en 1969 pour ses travaux et c'est à lui que l'on doit le nom de ces particules, tiré de James Joyce (*Finnegan's Wake*) : « *Three quarks for Muster Mark !* » - le quark est initialement un fromage frais. Chaque nucléon est composé de 3 quarks, mais ces particules ne peuvent pas être isolées.

1.2 – Symbole du noyau

Le nombre Z de protons du noyau est appelé numéro atomique.

Le nombre de nucléons, aussi appelé nombre de masse, est noté A.

Le nombre de neutrons, noté N, est alors donné par la relation $N = A - Z$.

On symbolise un noyau par l'écriture ${}^A_Z X$ où X est le symbole de l'atome (une lettre majuscule parfois suivie d'une minuscule).

Exemple : ${}^{27}_{13} Al$ représente un noyau d'aluminium constitué de 27 nucléons dont 13 protons ; ce noyau comporte donc $27 - 13 = 14$ neutrons.

1.3 – Un ensemble électriquement neutre

L'atome est neutre du point de vue électrique : il possède donc toujours le même nombre Z d'électrons que de protons.

1.4 – Une masse concentrée dans le noyau

Les masses du proton et du neutron sont très proches et largement supérieures à celle de l'électron.

Particule	électron	proton	neutron
Masse (kg)	$m_e = 9,109.10^{-31}$	$m_p = 1,672.10^{-27}$	$m_n = 1,675.10^{-27}$



On peut constater que $\frac{m_{\text{nucléon}}}{m_{\text{électron}}} = \frac{1,67 \cdot 10^{-27}}{9,11 \cdot 10^{-31}} \sim 1830$: l'électron est près de 2 000 fois moins lourd qu'un nucléon, ce qui amène à négliger sa contribution à la masse totale de l'atome, et ainsi à comprendre que la masse de l'atome est concentrée dans son noyau. C'est pourquoi A est appelé nombre de masse :

$$m_{\text{atome}} = A \times m_{\text{nucléon}}$$

Exemple : masse de l'atome d'aluminium

$$m_{\text{atome}} = 4,51 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$$

1.5 – Une structure lacunaire

La dimension de l'atome est de l'ordre du dixième de nanomètre, soit 10^{-10} m.

La dimension du noyau est environ 100 000 fois plus petite, c'est-à-dire de l'ordre de 10^{-15} m.

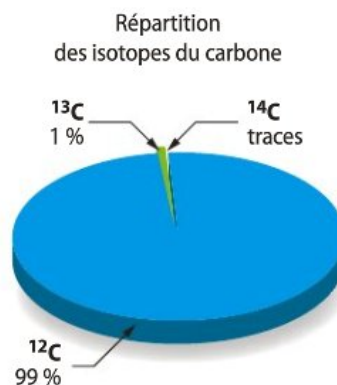
La matière étant constituée d'atomes, celle-ci n'est faite presque que de vide : l'espace occupé par le noyau est très faible par rapport à celui occupé par l'atome. On dit que la matière a une structure lacunaire.

L'atome est essentiellement constitué... de vide !

1.6 – Des isotopes

Les isotopes sont des noyaux de même numéro atomique Z mais de nombres de masse A différents : ils diffèrent par leur nombre de neutrons.

Par exemple, ${}_{92}^{235}\text{U}$ et ${}_{92}^{238}\text{U}$ sont isotopes : l'uranium 235 compte 143 neutrons alors que l'uranium 238 en a 146.



Les atomes isotopes ont les mêmes propriétés chimiques, qui sont en fait liées à leur nombre Z d'électrons et à leur structure.

2 – La structure électronique

2.1 – Structure électronique des atomes

Les électrons du cortège électronique sont répartis sur des couches électroniques numérotées $n = 1, 2, 3, 4 \dots$ et nommées K, L, M, N ...

Chaque couche contient au maximum $2n^2$ électrons.

Pour les atomes de numéro atomique inférieur ou égal à 18, les électrons se répartissent d'abord dans la couche K, la plus proche du noyau (Kern en allemand), puis dans la couche L, et ainsi de suite : le remplissage d'une couche commence alors lorsque la couche précédente est complète.



Par exemple, l'atome d'oxygène, de numéro atomique $Z = 8$, a pour structure électronique $(K)^2 (L)^6$. Celle de l'atome de chlore, de numéro atomique $Z = 17$, est $(K)^2 (L)^8 (M)^7$.

La couche remplie en dernier est appelée couche externe ou périphérique. Cette couche constitue le rempart de l'atome avec l'extérieur, et conditionne leur réactivité, comme nous allons le voir.

2.1 – La structure électronique des gaz nobles

L'hélium (He), le néon (Ne), l'argon (Ar), le krypton (Kr), le xénon (Xe) et le radon (Rn) sont appelés gaz nobles. Leur couche externe comporte deux électrons (un duet) ou huit électrons (un octet) sur leur couche externe, ce qui les rend très stables (c'est-à-dire peu réactifs).

Exemple : structure électronique de l'hélium ($Z = 2$), du néon ($Z = 10$) et de l'argon ($Z = 18$).

2.2 – La structure électronique des ions

Un ion est un atome qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons. Il porte alors une charge électrique, due à l'excès de protons ou d'électrons qui en résulte : un cation porte une charge positive (électrons perdus), un anion porte une charge négative (électrons gagnés).

Exemple : l'atome de chlore Cl peut gagner un électron pour former l'anion chlorure Cl^- ; l'atome de cuivre Cu peut perdre 2 électrons pour former le cation cuivre(II) Cu^{2+} .

A la différence d'un atome, un ion n'a pas le même nombre d'électrons que de protons : la charge électrique d'un ion est un multiple de la charge élémentaire e .

Ainsi, l'ion chrome(III) porte la charge $q = 3e = 4,80 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

Les atomes forment des ions afin d'acquérir la structure électronique particulièrement stable d'un gaz noble, qui possède un duet ou un octet d'électrons sur sa couche externe : c'est ce qu'on appelle la règle de l'octet (ou du duet).

Par exemple, l'atome de lithium de structure $(K)^2 (L)^1$ perd un électron pour former l'ion lithium Li^+ et ainsi acquérir la structure en duet de l'hélium, $(K)^2$.

L'atome d'oxygène, de structure $(K)^2 (L)^6$, gagne 2 électrons pour former l'ion oxyde O^{2-} , de structure en octet $(K)^2 (L)^8$, celle du néon.

3 – Les éléments chimiques

Les atomes sont composés d'un noyau (protons et neutrons, eux-mêmes composés chacun de trois quarks) et d'électrons. Les atomes ayant le même nombre de protons appartiennent au même élément chimique ; ce nombre est appelé numéro atomique et noté Z . Chaque élément est donc caractérisé par son numéro atomique ; on le représente par un symbole composé d'une lettre majuscule parfois suivie d'une minuscule.

Ex : Hg (hydrargyrum, argent liquide) pour le mercure (du nom de la planète)

Na (natrium, issu du natron, sel naturel) pour le sodium

N (nitrogenium, générateur de salpêtre) pour l'azote (« privé de vie » selon Lavoisier)

Ainsi et par exemple, l'élément oxygène, de symbole O et de numéro $Z = 8$, a plusieurs représentants parmi lesquels l'ion oxyde O^{2-} ou encore plusieurs isotopes comme ^{16}O , le plus stable, ou encore ^{18}O , radioactif.

Au total, 118 éléments chimiques ont été observés à ce jour, de numéros atomiques allant de 1 à 118. Parmi ceux-ci, 94 éléments se rencontrent dans le milieu naturel, et 80 éléments ont au moins un isotope stable : tous ceux de numéros atomiques inférieur ou égal à 82 hormis les éléments 43 et 61.



Un élément chimique ne peut pas se transformer en un autre élément par une réaction chimique, seule une réaction nucléaire appelée transmutation peut y parvenir. Cette définition moderne a été formulée en substance pour la première fois par le chimiste français Antoine Lavoisier en 1789. (cf. exemple du cuivre)

Remarque : origine des éléments chimiques

Si le modèle standard est aujourd'hui fermement discuté – et avec lui la notion même de Big Bang –, on peut toutefois convenir que l'expansion et le refroidissement progressifs de l'Univers ont permis aux quarks de se rapprocher pour former des nucléons, aux nucléons de s'unir pour former des noyaux, aux électrons de se laisser capturer par les noyaux pour former des atomes, et les atomes de s'unir jusqu'à former les galaxies... Au total, successivement, quatre interactions fondamentales sont apparues,

- les interactions nucléaires fort et faible, à l'échelle du noyau
- l'interaction électromagnétique, à notre échelle
- l'interactions gravitationnelle, à l'échelle du Cosmos

4 – Vers une classification périodique des éléments

En 1869, le russe Mendeleïev a le premier l'idée de classer les éléments chimiques par masse atomique croissante, et en s'appuyant sur le fait que certains éléments présentent des propriétés physiques et chimiques analogues ; il remarque que ces propriétés reviennent de manière périodique.

Cette classification reste imparfaite, mais lui permet des prévisions remarquables.

Les progrès de la connaissance de la structure de la matière ont affiné le travail initié par le savant russe : les notions de numéro atomique Z et de structure électronique sont aujourd'hui les critères de classement retenus. Les éléments chimiques sont classés horizontalement par numéro atomique Z croissant.

1H									2He
3Li	4Be		5B	6C	7N	8O	9F	10Ne	
11Na	12Mg		13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar	

Les éléments ayant le même nombre d'électrons externes sont placés dans la même colonne.

4Be	$(\text{K})^2 (\text{L})^2$
12Mg	$(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^2$
20Ca	$(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^8 (\text{N})^2$

Ce sont ces électrons externes qui confèrent aux éléments leurs propriétés chimiques, et c'est la raison pour laquelle les éléments d'une même colonne possèdent des propriétés chimiques similaires.

Ces propriétés reviennent régulièrement, et confèrent le qualificatif « périodique » au tableau dont les lignes sont d'ailleurs appelées *périodes*.

La famille des alcalins

A l'exception de l'hydrogène, les éléments de la première colonne appartiennent à la famille des alcalins. Les trois premiers alcalins sont le lithium Li, le sodium Na et le potassium K.

a) Quelques propriétés chimiques

- Dans la nature, on rencontre les alcalins uniquement sous forme d'ions monoatomiques portant une charge positive : ion lithium Li^+ , ion sodium Na^+ ou ion potassium K^+
- Ils peuvent être préparés à l'état de corps purs simples. Ce sont alors des métaux mous, de formule chimique Li, Na et K. Ces métaux réagissent spontanément avec le dioxygène de l'air



pour former des composés ioniques : LiO_2 , NaO_2 , et KO_2 (oxyde de lithium, de sodium et de potassium).

- Les métaux alcalins réagissent très vivement avec l'eau. Il y a alors formation de dihydrogène H_2 , d'ions Li^+ , Na^+ ou K^+ et d'ions hydroxyde OH^- (que l'on note maintenant HO^- pour indiquer que la charge négative est portée, dans cet ion par l'atome d'oxygène) caractéristiques des milieux basiques ($\text{pH} > 7$).
- Les éléments alcalins ne forment pas de molécules.

b) Interprétation

Le tableau périodique et les règles du duet et de l'octet permettent d'interpréter ces propriétés. Les atomes alcalins possèdent un électron externe. Pour obéir aux règles du duet ou de l'octet, ils doivent perdre cet électron. L'ion formé sera donc un cation X^+ .

Les alcalins ne forment pas de liaisons covalentes car ils auraient alors un électron de plus.

L'hydrogène se trouve dans la première colonne mais il n'est pas considéré comme un alcalin, en effet ses propriétés chimiques diffèrent nettement d'un alcalin.

La famille des halogènes

Les éléments de la colonne XVII appartiennent à la famille des halogènes. Les halogènes les plus courants sont le fluor F, le chlore Cl, le brome Br et l'iode I.

a) Quelques propriétés chimiques

- Dans la nature, on les rencontre uniquement sous forme d'ions monoatomiques portant une charge négative : ion fluorure F^- , chlorure Cl^- , bromure Br^- ou iodure I^- . Ces ions forment des composés ioniques de formules analogues, comme NaF , NaCl , NaBr et NaI . Ils précipitent avec certains ions métalliques comme Ag^+ et Pb^{2+} pour former des solides : AgCl , AgBr , AgI , par exemple.
- Les halogènes peuvent aussi exister sous forme de molécules diatomiques : le difluor F_2 , le dichlore Cl_2 , le dibrome Br_2 et le diiode I_2 . Ces espèces chimiques sont très nocives.

b) Interprétation

Le tableau périodique et les règles du duet et de l'octet permettent, là aussi, d'interpréter ces propriétés. Les atomes halogènes possèdent sept électrons externes. Pour obéir à la règle de l'octet, ils doivent gagner un électron. Les halogènes peuvent former un ion monoatomique (l'ion formé sera donc un anion X^-) ou former une liaison covalente (pour récupérer un électron lors de la mise en commun ; les halogènes portent aussi trois doublets non liants).

La famille des gaz nobles

Les éléments de la dernière colonne appartiennent à la famille des gaz nobles.

Ce sont l'hélium He, le néon Ne, l'argon Ar, le Krypton Kr et le xénon Xe.

Les atomes isolés des gaz nobles ont deux ou huit électrons sur leur couche externe. Ce sont les éléments chimiques les plus stables. Ils sont inertes chimiquement et ne forment pas d'ions ni de molécules, sauf rares exceptions.

Les gaz nobles sont des éléments gazeux qui sont peu présents dans l'atmosphère terrestre. L'hélium est pourtant l'élément le plus abondant dans l'univers, après l'hydrogène.