

## CHAPITRE I - LES CONSTITUANTS DE LA MATIERE

### I. L'atome

Toute substance, solide, liquide, gazeuse, inerte ou vivante, est constituée d'atomes. Toutefois, les atomes ne sont pas tous identiques, il y a un peu plus de cent types d'atomes dans l'univers et chaque type correspond à un élément.

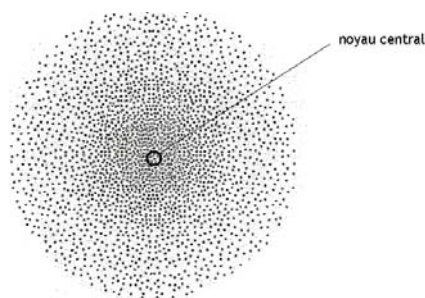
Ce dernier a une représentation symbolique qui correspond à la première lettre de son nom (parfois latin ou étranger) en majuscule. Lorsque plusieurs éléments portent un nom commençant par la même lettre, on est obligé d'y ajouter, en minuscule, une deuxième lettre.

Ex :	Hydrogène	H
	Hélium	He
	Carbone	C
	Calcium	Ca
	Cadmium	Cd
	Azote	N
	Sodium	Na

#### I.1. Constitution

L'atome est constitué de deux parties :

- un noyau central
- un nuage électronique où la probabilité de trouver les électrons est très grande.



Il contient plusieurs particules :

- les protons et les neutrons appelés également nucléons formant le noyau
- les électrons formant le nuage électronique.

	Particule	Charge électrique	Masse
Nuage électronique	Electron $e^-$	$Q = -e = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
Noyau	Proton $p$	$Q = e = +1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
	Neutron $n$	$Q = 0$	$m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Le noyau peut être assimilé à une petite sphère chargée positivement et de rayon voisin de  $10^{-15}$  mètre. Sa masse est fixée par le nombre de nucléons (protons+neutrons). Celle-ci est pratiquement égale à la masse de l'atome car celle des électrons est négligeable.

#### I.2. Caractéristique de l'atome

Chaque élément est caractérisé par un numéro atomique.

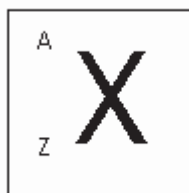
##### I.2.1. Le numéro atomique $Z$

Le numéro atomique  $Z$  ou nombre de charge correspond au nombre de protons contenu dans le noyau. La charge du noyau est alors  $Ze$ . L'atome étant électriquement neutre, s'il contient  $Z$  protons, son nombre d'électrons est égal à  $Z$ .

### I.2.2. Le nombre de masse A

Le nombre de masse A est le nombre de nucléons contenus dans le noyau, c'est-à-dire la somme des protons et des neutrons. Le nombre A-Z est alors le nombre de neutrons.

Un atome de symbole X est ainsi parfaitement défini par les deux valeurs A et Z :



### I.3. Les isotopes

Un grand nombre d'éléments existe, à l'état naturel, sous forme d'un mélange d'isotopes. Ce sont des atomes possédant le même numéro atomique (Z) mais des nombres de neutrons différents. Ils ont des propriétés physiques et chimiques très voisines.

Ex :

L'oxygène, représenté par  $^{16}_8\text{O}$ , présente 8 protons, 8 neutrons, 8 électrons et une abondance relative de 99,76%.

Il existe l'isotope  $^{17}_8\text{O}$ , présentant 8 protons, 9 neutrons, 8 électrons et une abondance relative de 0,04% ainsi que l'isotope  $^{18}_8\text{O}$ . Il possède 8 protons, 10 neutrons, 8 électrons et une abondance relative de 0,20%.

### I.4. La mole d'atomes

#### I.4.1. Le nombre d'Avogadro $N_A$

L'atome est très petit, il a longtemps été considéré comme invisible, il est donc difficile de travailler sur une seule entité. Pour cette raison, on a défini une nouvelle unité : **la mole**.

Dans une mole, il y a  $N_A$  espèces élémentaires. Ces dernières peuvent être des atomes, molécules, ions, électrons,....

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

#### I.4.2. La masse molaire atomique

Pour travailler sur des masses non négligeables, on utilisera également la mole d'atomes. Celle-ci a une masse molaire atomique exprimée en grammes par mole.

La masse molaire de l'atome X, s'il ne contient pas d'isotopes, est égale au nombre de masse A.

Ex :  $^1_1\text{H}$ , masse molaire atomique (M) = 1 g/mol,  
 $^{12}_6\text{C}$ , M = 12 g/mol,  $^{14}_7\text{N}$ , M = 14 g/mol.

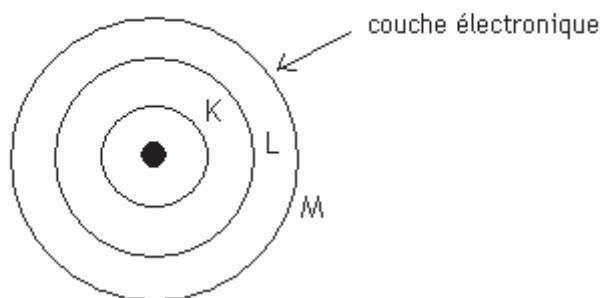
La masse molaire de l'atome X contenant plusieurs isotopes est égale à la somme des nombres de masse affectés d'un coefficient correspondant à l'abondance.

Ex :  $^{35}_{17}\text{Cl}$  et  $^{37}_{17}\text{Cl}$  ont des abondances relatives respectives de 75% et 25%. La masse molaire atomique sera égale à  $0,75 \cdot 35 + 0,25 \cdot 37$  soit 35,5 g/mol.

### I.5. La structure atomique de l'atome

#### I.5.1. La couche électronique

Plusieurs modèles ont été proposés pour décrire la structure atomique (modèle de Bohr, modèle tiré de la mécanique quantique...) pour arriver à la description suivante : dans le nuage électronique, les électrons sont en mouvement rapide perpétuel. On ne peut pas déterminer exactement la position des électrons, ni leur vitesse, mais on peut calculer leur probabilité de présence. Il a été démontré que celle-ci est maximale sur des couches électroniques centrées sur le noyau (K, L, M ...).



Ces couches électroniques vont correspondre à des niveaux d'énergie différents. A chaque niveau correspond une valeur du nombre quantique  $n$  (tiré de la mécanique quantique). Le plus bas niveau d'énergie correspond à  $n=1$ . Les électrons ayant cette énergie sont sur la première couche électronique, notée K. Ce sont les électrons les plus liés au noyau. Les couches sont ensuite placées selon leur énergie croissante.

Numéro de la couche	1	2	3	4	5	6	7
Nombre quantique principal $n$	1	2	3	4	5	6	7
Lettre majuscule	K	L	M	N	O	P	Q

### I.5.2. Le remplissage des couches électroniques

Ce remplissage va s'effectuer en fonction du nombre d'électrons que possède l'atome et la nature de la couche électronique. En effet, une couche électronique ne peut contenir qu'un nombre maximal d'électrons. Ainsi, pour la couche K de rang  $n=1$ , contenant les électrons les plus liés au noyau, ce nombre maximal est 2, pour la couche L ce nombre est 8, pour la couche M il est égal à 18.

De façon générale, le nombre maximal pour une couche de rang  $n$  est  $2n^2$ .

Mais les règles de répartition des électrons dans les diverses couches ne sont simples que pour les 18 premiers éléments. Par exemple, pour l'hydrogène (H),  $Z=1$ , il a un seul électron, ce dernier se place dans la couche K et on symbolise sa structure électronique par  $(K)^1$ . Les configurations électroniques des éléments qui suivent l'hydrogène sont les suivantes :

He,  $Z=2$   $(K)^2$ .

Li,  $Z=3$ . Ici, on a 3 électrons, lorsque la couche K est saturée, les électrons se placent sur la couche L soit  $(K)^2(L)^1$ .

Be,  $Z=4$   $(K)^2(L)^2$ .

B,  $Z=5$   $(K)^2(L)^3$ .

C,  $Z=6$   $(K)^2(L)^4$ .

N,  $Z=7$   $(K)^2(L)^5$ .

O,  $Z=8$   $(K)^2(L)^6$ .

F,  $Z=9$   $(K)^2(L)^7$ .

Ne,  $Z=10$   $(K)^2(L)^8$ . Ici, la couche externe L est saturée à 8 électrons.

Na,  $Z=11$   $(K)^2(L)^8(M)^1$ .

Cl,  $Z=17$   $(K)^2(L)^8(M)^7$ .

Ag,  $Z=18$   $(K)^2(L)^8(M)^8$ .

**NB** : K,  $Z=19$   $(K)^2(L)^8(M)^8(N)^1$ . Ici le dix-neuvième électron se place sur la couche N au lieu de se placer sur la couche M. Ceci est dû à des considérations énergétiques. Ce n'est que lorsque la couche N possède deux électrons que la couche M se remplit à nouveau.

Sc,  $Z=21$   $(K)^2(L)^8(M)^9(N)^2$ .

Fe,  $Z=26$   $(K)^2(L)^8(M)^14(N)^2$ .

### II. Les ions

Un ion est obtenu à partir d'un atome ou d'un groupement d'atomes ayant gagné ou perdu un ou plusieurs électrons.

Un ion négatif (ou anion) correspond à un atome qui a capté un ou plusieurs électrons :

Ex :  $Cl + e^- \rightarrow Cl^-$

Un ion positif (ou cation) correspond à un atome qui a perdu un ou plusieurs électrons :

Ex :  $Na \rightarrow Na^+ + e^-$

### III. La classification périodique

Tous les éléments chimiques ont été classés dans un tableau mis en place en 1869 par Dimitri Mendeleïv et complété, depuis, en fonction des nouveaux éléments synthétisés. Ce tableau comporte actuellement 7 lignes appelées périodes, d'où son nom, et 18 colonnes ou groupes ou familles. Les éléments sont rangés de gauche à