Chapitre 1

Atomistique

1. Structure de l'atome

La notion élémentaire dont on a besoin, lorsqu'on étudie la constitution de la matière, est celle de *l'atome* ; cette notion est née sur les bords de la mer *Egée*, il y a près de 2500 ans, lorsque les philosophes grecs *Leucippe* et *Démocrite*, pour tenter de répondre aux questions portant sur le commencement et la fin du cosmos, ont suggéré que toute matière était composée de particules infimes et invisibles à l'œil nu. Mais c'est seulement au 19ème siècle que l'atome put être étudié et modélisé.
Les planètes, l'air, l'eau, les pierres, les êtres vivants… tous les corps de la nature sont constitués à partir d'atomes ou d'assemblages d'atomes (molécules…). Contrairement à son étymologie, *l'atome* n'est pas indivisible. Comment est-il constitué ?

- Un atome est composé d'un *noyau* très dense, chargé positivement, entouré *d'électrons* portant une charge électrique négative.

Le *noyau*, dans une description très simple, est constitué de deux types de particules (*protons et neutrons*) appelées *nucléons*. Cependant, la physique nucléaire attribue au noyau une structure plus complexe avec de nombreuses particules comme *les fermions, les leptons, les quarks*, etc.

		Charge électrique	*Masse*
Noyau	*Proton*	$q = +1{,}602 \cdot 10^{-19} C$	$m_p = 1{,}6726 \cdot 10^{-27}\ kg = 1836\ m_e$
	Neutron	0	$m_n = 1{,}6749 \cdot 10^{-27}\ kg = 1839\ m_e$
Electron		$q = -1{,}602 \cdot 10^{-19} C$	$m_e = 9{,}1094 \cdot 10^{-31}\ kg$

Tableau 1.1 Caractéristiques du proton, du neutron et de l'électron.

- Un *nucléide* est une espèce atomique symbolisée par ${}^{A}_{Z}X$.

Il est défini par un *numéro atomique*, *Z,* qui désigne le nombre de protons d'un noyau et un *nombre de masse*, *A*. Dans

${}^{12}_{6}C$

Nucléide

l'atome, la masse n'est pas répartie de façon homogène. Les *protons* et les *neutrons* ont à peu près la même masse, mais ils sont environ *2000* fois plus lourds qu'un électron, si bien que le noyau concentre quasiment toute la masse de l'atome (Tableau 1.1). Pour estimer la masse d'un noyau, il suffit donc de connaître son nombre de nucléons. Par conséquent, le *nombre de masse* $A = Z + N$ où N représente le nombre de *neutrons* d'un noyau.
Des *nucléides* ayant le même nombre de protons (même *numéro atomique* Z) correspondent au *même élément.* Ils portent le même symbole.

o ***Exemple*** : Magnésium : ${}^{24}_{12}Mg$, ${}^{25}_{12}Mg$, ${}^{26}_{12}Mg$

▪ Les *isotopes* d'un élément sont des nucléides ayant le même numéro atomique Z, mais des nombres de masse A différents.

o ***Exemple*** : ${}^{1}_{1}H$ hydrogène et ${}^{2}_{1}H$ deutérium.

▪ *La masse atomique réelle* est la masse d'un atome réel ; elle s'exprime en *kg* ou en *u.m.a. (u) (unité de masse atomique*). L'isotope ${}^{12}_{6}C$ sert de référence ; on postule qu'un atome réel qui pèse $1{,}99625 \cdot 10^{-26}$ *kg* correspond à *12 u* exactement avec $1\ u = 1{,}66054 \cdot 10^{-27}$ *kg*.

▪ *La mole* est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 g de ${}^{12}_{6}C$.

▪ *Le nombre d'Avogadro* N_A est le nombre d'atomes contenus dans *une mole* de l'isotope ${}^{12}_{6}C$ du carbone.

$$N_A = \frac{12.10^{-3}}{1{,}99625.10^{-26}} = 6{,}022.10^{23}\ mol^{-1}$$

▪ *La masse atomique moyenne d'un élément* est la masse de cet élément en *u.m.a.* en tenant compte de tous ses *isotopes*.

$$M = \sum_i \frac{\tau_i M_i}{\sum_i \tau_i}$$

τ_1, τ_2, ... τ_n sont les pourcentages (abondance) des différents isotopes de l'élément et M_1, M_2, ... M_n leurs masses atomiques respectives.

o ***Exemple*** :
le chlore naturel contient 75 % de l'isotope ${}^{35}Cl$ et 25 % de l'isotope ${}^{37}Cl$. La masse atomique *moyenne* est :

$$M = \frac{(35 \times 75) + (37 \times 25)}{100} = 35{,}5\ u$$

▪ *La masse molaire d'un élément* est la masse d'une mole (symbole : *mol*) de cet élément.