

CHAPITRE I

Rappel et Initiation à la chimie

Rappel et Initiation à la chimie

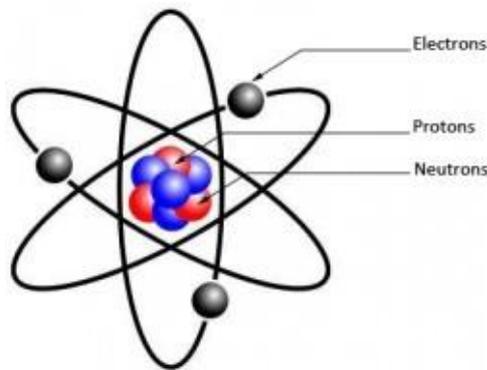
I.1. Atome et molécule

Dans l'Antiquité, l'atome a été considéré comme la particule élémentaire de la matière (Démocrite). Cette théorie était seulement due à des intuitions et non à des théories ou observations expérimentales. Il a fallu attendre la fin du XIX^e siècle pour que cette théorie soit confirmée par des expériences qui permirent de mettre en évidence l'existence de particules constitutives de l'atome : les électrons.

I.1.1. Structure de l'atome (Le noyau et les électrons)

Les atomes sont constitués d'un noyau très dense, chargé positivement, entouré d'électrons (charge électrique négative).

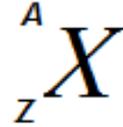
Le noyau est constitué de deux types de particules (protons et neutrons) appelées nucléons.



	Charge électrique	Masse
Noyau	Proton : $q = +1.602 \times 10^{-19} C$	$m_p = 1.6726 \times 10^{-27} Kg = 1836m_e$
	Neutron : $q = 0$	$m_n = 1.6749 \times 10^{-27} Kg = 1839m_e$
Electron	$q = -1.602 \times 10^{-19} C$	$m_e = 9.1094 \times 10^{-31} Kg$

Un nucléide est une espèce atomique symbolisée par :

- Z : numéro atomique \Rightarrow nombre de protons
- A : nombre de masse \Rightarrow nombre de nucléons,



$$A = Z + N$$

D'où le nombre de neutrons :
$$N = A - Z$$

Des nucléides ayant le même nombre de protons (même Z) correspondent au même élément. Ils portent le même nom.

Exemple : Magnésium ${}^{24}_{12}\text{Mg}$, ${}^{25}_{12}\text{Mg}$, ${}^{26}_{12}\text{Mg}$, Azote ${}^{13}_7\text{N}$, ${}^{14}_7\text{N}$, ${}^{15}_7\text{N}$

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

Exemple : ${}^1_1\text{H}$: hydrogène et ${}^2_1\text{H}$: deutérium

Les isotopes ne doivent pas être confondus avec :

- les isotones, nucléides ayant le même nombre de neutrons mais un nombre de protons différent ($Z \neq Z'$ mais $N = N'$) ;
- les isobares, nucléides ayant des nombres de protons différents, des nombres de neutrons différents, mais des nombres de masse identiques ($Z \neq Z'$, $N \neq N'$, mais $Z + N = A = A' = Z' + N'$).
- les isomères, nucléides ayant le même nombre de protons Z et le même nombre de neutrons N (donc aussi le même nombre de masse A), mais pas le même spin ni le même niveau énergétique.

I.1.1.1. Masse atomique réelle

La masse d'un atome réel : s'exprime en kg ou en u.m.a (unité de masse atomique).

L'isotope ${}^{12}_6\text{C}$ sert de référence: on postule qu'un atome réel qui pèse 1.99625×10^{-26} Kg correspond à 12 u exactement.

$$\Rightarrow 1u = 1.66054 \times 10^{-27} \text{ Kg} \Rightarrow 1u \approx m_p \approx m_n$$

I.1.1.2. Nombre d'Avogadro N_A

C'est le nombre d'atomes réels contenus dans 1 mole de l'isotope $^{12}_6\text{C}$ du carbone.

mol = unité de substance et on postule que 1 mole de $^{12}_6\text{C}$ pèse exactement $12g \cdot mol^{-1}$

$$\Rightarrow N_A = 12 \times 10^{-3} / 1.99625 \times 10^{-26} = 6.022 \times 10^{23} mol^{-1}$$

I.1.1.3. Masse atomique moyenne d'un élément

La masse de cet élément en u.m.a. en tenant compte de ses isotopes.

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

- $\tau_1, \tau_2, \dots, \tau_n$: % (abondance des différents isotopes de l'élément).
- M_1, M_2, \dots, M_n leurs masses atomiques respectives.

Exemple : le chlore naturel contient 75 % de l'isotope ^{35}Cl et 25 % de l'isotope ^{37}Cl .

$$\text{La masse atomique moyenne est : } M = \frac{(35 \times 75) + (37 \times 25)}{100} = 35.5u$$

I.1.1.4. Masse molaire d'un élément

Elle égale la masse d'une mole (symbole : mol) de cet élément. La masse molaire (d'une mole) d'un nucléide exprimée en $g \cdot mol^{-1}$ est exactement égale à la masse atomique (d'un atome réel de ce nucléide) exprimée en u.m.a.

mol = ensemble de $N_A = 6.022 \times 10^{23}$ entités identiques (atomes, molécules, particules,...)

Exemple : Masse atomique réelle de l'atome du nucléide $^{14}\text{N} \approx 14u$

Masse molaire de 1 mole de ^{14}N , c'est à dire la masse de 6.022×10^{23} atomes de $^{14}\text{N} \approx 14g \cdot mol^{-1}$

I.1.2. La molécule

La molécule est la plus petite unité chimique d'un élément ou d'un composé. Elle est constituée d'atomes identiques ou différents liés chimiquement entre eux.

Une molécule est représentée par une formule qui indique :

- Les différentes sortes d'atomes dont elle constituée (Chaque atome est représenté par son symbole)
- Le nombre de chaque atome (grâce au nombre placé en indice de chaque atome)

I.2. Configuration électronique de l'atome

La configuration électronique d'un atome est la répartition des électrons dans ses couches d'énergies. Les couches d'énergies sont les différentes régions autour de l'atome où les électrons ont statistiquement le plus de chances de se trouver. La configuration électronique permet d'informer rapidement et simplement sur le nombre de couches d'énergies que possède un atome, ainsi que sur le nombre d'électrons qui peuplent chacune des couches de cet atome.

I.2.1. Couches et sous-couches électroniques

Les électrons se déplacent sur des couches électroniques, caractérisées par leur nombre quantique principal n ($n =$ entier positif non nul : $n = 1, 2, 3, \dots$).

La couche électronique est parfois indiquée par une lettre majuscule au lieu de la valeur numérique de n .

Valeur de n	1	2	3	4	5	6	7	8
Symbole de la couche	K	L	M	N	O	P	Q	R

Chaque couche se subdivise en une ou plusieurs sous-couches, dont la forme est caractérisée par le nombre quantique secondaire l ($l =$ entier tel que: $0 \leq l \leq n - 1$).

- $l = 0$: sous-couche de type « s »
- $l = 1$: sous-couche de type « p »
- $l = 2$: sous-couche de type « d »
- $l = 3$: sous-couche de type « f »
- $l = 4$: sous-couche de type « g »

Une sous-couche est formée d'une ou de plusieurs orbitales, caractérisées chacune par le nombre quantique magnétique m ($m =$ entier tel que : $-l \leq m \leq +l$).

On peut associer à chaque orbitale une case quantique :

		
Type s	Type p	Type d
$m=0$	$m=-1, 0, 1$	$m=-2, -1, 0, 1, 2$
une orientation	trois orientations	cinq orientations

Tout électron est caractérisé par son *nombre quantique de spin* s : $s = \pm \frac{1}{2}$.

I.2.2. Répartition des électrons

Des règles permettent de remplir ces cases quantiques et donc de définir la configuration électronique de l'atome :

I.2.2.1. Principe d'exclusion de Pauli

En 1925, Pauli (*Physicien suisse, 1900-1958, prix Nobel 1945*) a énoncé le principe suivant: « Deux électrons d'un même atome (ou ion) ne peuvent avoir 4 nombres quantiques identiques. Ils diffèrent au moins par un nombre quantique ».

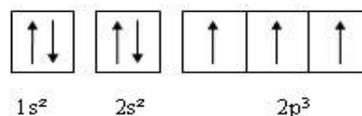
I.2.2.2. Principe de stabilité

Les électrons se répartissent de façon à assurer le plus bas niveau énergétique possible, c'est-à-dire la plus grande stabilité possible.

I.2.2.3. Règle de Hund

Si plusieurs orbitales ont le même niveau énergétique (on les dit alors «dégénérées») les électrons tendent à en occuper un maximum et à se mettre dans le même état de spin avant de s'apparier en spin opposé.

Exemple : l'atome d'azote N ; $Z=7$



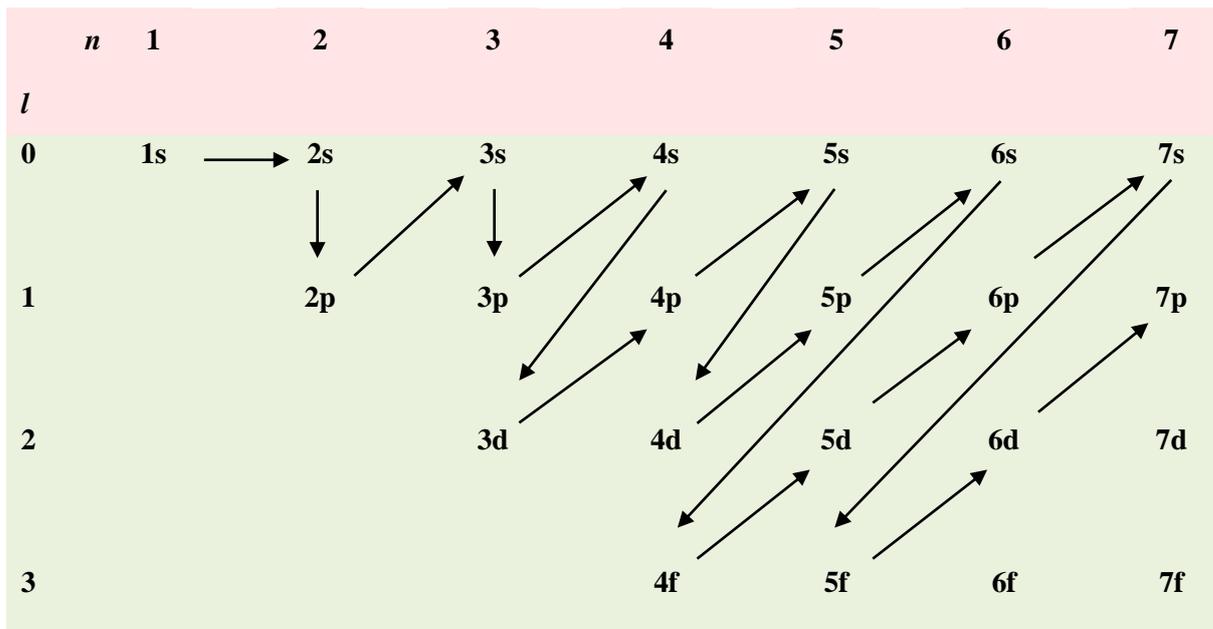
I.2.2.4. Règle de Klechkovski

L'énergie des sous-couches augmente quand la somme $(n + l)$ augmente. Lorsque la somme $(n + l)$ est identique pour 2 sous-couches, la sous-couche de plus basse énergie est celle pour laquelle « n » est le plus petit

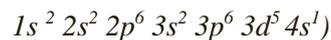
Selon la forme de la sous-couche il y a un nombre limité d'électrons.

Sous-couche de type	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>
Nbr maximum d'électrons	2	6	10	14

Tant que Z n'est pas trop élevé, les électrons doivent garnir complètement les sous-couches dans l'ordre suivant :

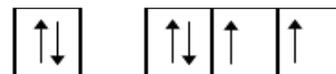


Existe quelques exceptions (par exemple l'atome de chrome ^{24}Cr :



Couche de valence : C'est la dernière couche occupée.

Exemple : l'atome d'oxygène $1s^2 2s^2 2p^4$



I.3. Tableau périodique des éléments

La structure électronique détermine les propriétés chimiques d'un élément. Ce sont surtout les électrons externes qui interviennent dans les interactions entre atomes. La connaissance de la structure électronique des atomes permet alors de classer logiquement les éléments dans un tableau de Mendeleïev (tableau périodique des éléments).

I.3.1. La classification périodique des éléments

Basée initialement par Mendeleïev sur le classement des éléments par masse atomique croissante, la classification moderne est basée sur le classement des éléments par numéro atomique Z croissant, donc s'appuie sur la structure électronique des atomes.

- Elle est constituée de 7 lignes appelées "*périodes*" et de 18 colonnes appelées "*familles*".
- Le numéro atomique croît de gauche à droite dans une période et de haut en bas dans une colonne.
- Les éléments d'une même période ont la même valeur du nombre quantique principal maximal n .
- Les éléments appartenant à une même colonne ont généralement la même structure électronique externe, donc souvent des propriétés chimiques ou physiques voisines. (attention : ne pas généraliser !).

La classification périodique est divisée en **4 blocs** en fonction de la structure électronique externe des éléments :

I.3.1.1. Bloc « s » : ns^1 ou ns^2 ; colonnes 1 et 2.

- Colonne 1 : les alcalins : H, Li, Na, K, Rb, \dots
 - La structure électronique externe est : ns^1
 - Ils donnent des cations monovalents : $Na^+, K^+ \dots$
 - Ils donnent des oxydes basiques : $Na_2O + H_2O \rightarrow 2 NaOH$
- Colonne 2 : les alcalino-terreux : Be, Mg, Ca, Sr, \dots
 - La structure électronique externe est : ns^2
 - Ils donnent des cations bivalents : $Mg^{2+}, Ca^{2+} \dots$
 - Ils donnent des oxydes basiques : $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$