

# **Structure de l'atome et Constituants de la matière**

## Introduction :

La matière est de nature discontinue (qui ne se répète pas d'une façon continue). Elle est formée à partir de grains élémentaires : les atomes (la plus petite particule possible d'un élément selon John Dalton 1807). 105 atomes ou éléments ont été découverts et chacun d'eux est désigné par son nom et son symbole.

**Exemple :** le carbone C ; l'azote N ; l'hydrogène H ; l'oxygène O

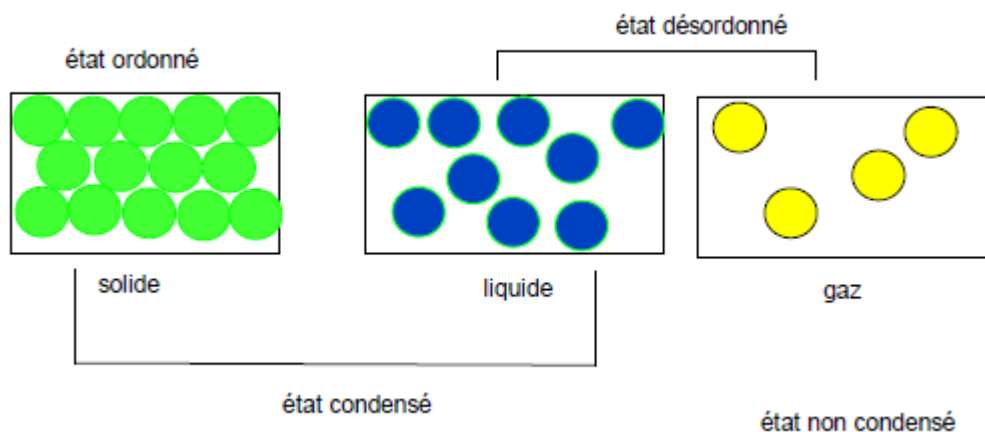
Les atomes différents par leurs structures et leurs masses, ils sont eux-mêmes fragmentés en petites particules : les électrons, les protons et les neutrons, ces derniers sont les mêmes quel que soit la substance ou la matière considérée. En effet l'atome n'existe pas souvent à l'état libre, il s'associe avec d'autres éléments pour former des molécules. On a des molécules : diatomiques ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $NaCl$ .....etc) et des molécules polyatomiques ( $H_2O$ ,  $H_2SO_4$ ,.....etc)

## 1) Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière

### Etat de la matière :

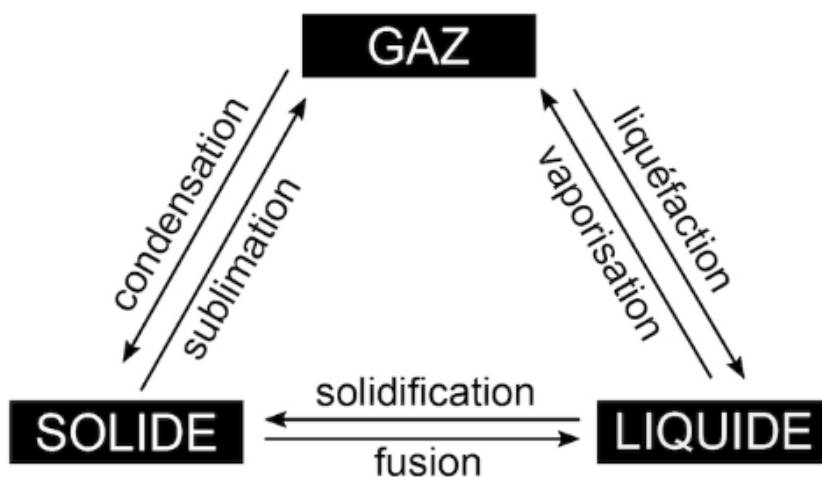
La matière existe sous trois états : solide, liquide et gaz

- **Solide** : les molécules ont moins de liberté, leurs mouvements se réduisent à de simples oscillations autour de positions de l'équilibre, cet état est condensé qui peut être ordonné (état cristallin) ou désordonné (état amorphe). un solide possède à la fois un volume et une forme propre.
- **Liquide** : les molécules sont au contact les unes des autres, leurs mouvements sont très limités mais il existe encore une agitation moléculaire et leurs positions relatives se modifient d'une façon continue, ils constituent un état fluide c-à-d déformable. c'est un état condensé et désordonné, un liquide possède un volume propre mais pas de forme propre.
- **Gaz** : les molécules sont très éloignées les unes des autres, d'autant plus que la pression est plus faible, c'est un état non condensé et totalement désordonné un gaz n'a pas de volume propre, de même les gaz sont doués d'expansibilité : ils occupent tout le volume qui lui est offert.



## 2) Changement d'état de la matière :

Toute substance pure peut exister sous les trois états fondamentaux de la matière en fonction de la température  $T$  et de la pression  $P$  : état solide, état liquide et état gazeux. Le passage entre états est représenté dans le schéma ci-dessous :

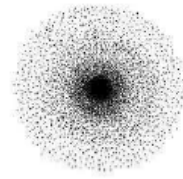
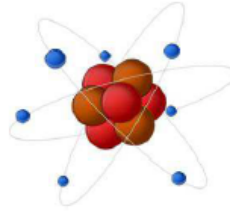


## 3. Atomes et molécules

**L'atome** : composant de la matière, la plus petite particule possible d'un élément est l'atome John Dalton 1807 du latin : atomus et du grec : atomos qui signifie la partie indivisible.

**Molécule** : une molécule est un groupe de plus de deux atomes liés entre eux par des liaisons fortes (liaisons covalentes), c'est la plus petite partie d'un composé qui a les mêmes propriétés. Une molécule est caractérisée par sa formule moléculaire et sa masse molaire moléculaire

- Electron
- Proton
- Neutron



### Astuce !!!

Les **p**rotons sont de charge **p**ositive

Les **n**eutrons sont de charge **n**eutre

Le tableau suivant donne les informations des trois particules fondamentales de l'atome

| Particule | Symbole | Masse (en Kg)           | Charge (en C)             |
|-----------|---------|-------------------------|---------------------------|
| Proton    | p       | $1,6726 \cdot 10^{-27}$ | $+ 1,6022 \cdot 10^{-19}$ |
| Neutron   | n       | $1,6749 \cdot 10^{-27}$ | 0                         |
| Electron  | e-      | $9,1095 \cdot 10^{-31}$ | $- 1,6022 \cdot 10^{-19}$ |

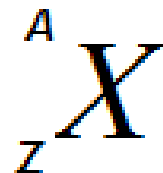
- Le nuage électronique d'un atome neutre est composé de Z **électrons** (charge  $q=-e$  ;  $m_e \ll m_p$  et  $m_n$ ). La charge élémentaire, en coulomb, est  **$e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$** .
- Les masses du proton et du neutron sont voisines l'une de l'autre, et égales à 1836 fois la masse de l'électron (Tableau. 1). La masse d'un atome est donc concentrée dans son noyau.
- La taille des atomes est de l'ordre de  $10^{-10} \text{ m}$  ; la taille des noyaux, de l'ordre de  $10^{-15}$  à  $10^{-14} \text{ m}$ .

## 4. Représentation

Un nucléide est une espèce atomique symbolisée par :

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

$$A = Z + N$$



- N : nombre neutrons

$$N = A - Z$$

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

## 5. Isotopes

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  ${}_1^2\text{H}$  : 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.

**Exemple :** constituant de quelque élément

| Elément             | Nombre de protons | Nombre de masse A | Nombre de neutron N | Nombre d'électron |
|---------------------|-------------------|-------------------|---------------------|-------------------|
| ${}_4^9\text{Be}$   | 4                 | 9                 | 5                   | 4                 |
| ${}_8^{16}\text{O}$ | 8                 | 16                | 8                   | 8                 |
| ${}_6^{12}\text{C}$ | 6                 | 12                | 6                   | 6                 |
| ${}_9^{19}\text{F}$ | 9                 | 19                | 10                  | 9                 |

|        | Symbole                      | Protons   | neutrons  | électrons | charge    |
|--------|------------------------------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| cas a) | ${}_{20}^{43}\text{Ca}^{+2}$ | <u>20</u> | <u>23</u> | <u>18</u> | <u>+2</u> |
| cas b) | ${}_{35}^{79}\text{Br}^{-1}$ | <u>35</u> | <u>44</u> | <u>36</u> | <u>-1</u> |
| cas c) | ${}_{24}^{52}\text{X}^{+2}$  | <u>24</u> | <u>28</u> | 22        | +2        |

## 6 .Masse atomique et masse molaire

### - Masse atomique (m):

La masse de l'atome est de l'ordre de  $10^{-27}$  Kg, une unité mal adaptée pour exprimer la masse des atomes. Pour cela les chimistes ont proposé une nouvelle unité, dite **unité de masse atomique (u.m.a ou u)**. Cette unité est plus adaptée au système microscopique et est définie comme le douzième de la masse d'un atome de  $^{12}\text{C}$  non lié, au repos et dans son état fondamental.

On note que

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} \times m_{^{12}\text{C}} = \frac{1}{12} \times \frac{12\text{g}}{N_A} = \frac{1}{N_A} \text{ g} = \frac{10^{-3}}{N_A} \text{ Kg} \quad \Rightarrow \quad 1 \text{ u} = 1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

### -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  $\text{g.mol}^{-1}$  est exactement égale à la masse atomique (d'un atome réel de ce nucléide) exprimée en u.m.a.

mol = ensemble de  $N = 6.022.10^{23}$  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  $^{14}\text{N}$ , c'est à dire la masse de  $6.022 \cdot 10^{23}$  atomes de  $^{14}\text{N} \approx 14\text{g.mol}^{-1}$

### 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  $^{35}\text{Cl}$  et 25 % de l'isotope  $^{37}\text{Cl}$

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

### -Nombre d'Avogadro $N_A$

Ce nombre exprime le nombre d'atomes présents dans 12 g de  $^{12}\text{C}$ .  $N_A = 6.023 \cdot 10^{23}$

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

$$1 \text{ mole} = \frac{12}{1.992610^{-23}} = 6.023 \cdot 10^{23}$$

## **7.Masse et énergie : relation d'Einstein et Énergie de cohésion d'un noyau**

Les notions de masse et d'énergie restent toujours en adéquation :

disparition de masse  $\Rightarrow$  ajout d'énergie et disparition d'énergie  $\Rightarrow$  ajout de masse. D'où :

$E = m \cdot C^2$  ; ( $C$  : célérité ou la vitesse de la lumière,  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ ).

**Remarque** : La masse du noyau est toujours inférieure à la somme des masses de ses constituants, Il y a une perte de masse  $\Delta m$  qui se transforme en énergie avec :  $E = \Delta m \cdot C^2$ .

· Lorsque l'on crée un noyau,  $\Delta m$  est négative,  $\Delta m = \text{disparition de masse} = \text{défaut de masse}$ .

$\Delta m = m_{\text{noyau}} - (Z \cdot m_{\text{proton}} + N \cdot m_{\text{neutron}}) < 0$ . ; On parle alors de l'énergie de liaison.

· Lorsque l'on décompose (détruit) le noyau en ces nucléons,  $\Delta m$  est positive,

$$\Delta m = (Z \cdot m_{\text{proton}} + N \cdot m_{\text{neutron}}) - m_{\text{noyau}} > 0,$$

On parle alors de l'énergie de cohésion.

**- Définition de l'électron volt :** L'électron volt (eV) est l'énergie acquise par un électron accéléré par une différence de potentiel (d.d.p) de 1 volt. D'où :  $1 \text{ eV} = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ Coulomb (c)} \cdot 1 \text{ Volt (V)} = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ joule (J)}$ .

**- Energie d'un u.m.a (1 u.m.a)**

$$E = \Delta m \cdot C^2, \Delta m = 1 \text{ u.m.a} = 1.66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \Rightarrow E = 1.66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot (3 \cdot 10^8 \text{ (m/s)})^2 \Rightarrow E = 14.94 \cdot 10^{-11} \text{ J}.$$

$$1 \text{ eV} = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ J} \Rightarrow E = (14.94 \cdot 10^{-11}) / (1.6 \cdot 10^{-19}) = 933 \cdot 10^6 \text{ eV} \Rightarrow E = 933 \text{ MeV},$$

### Exercice d'application :

Déterminer la masse atomique moyenne du magnésium (la masse atomique du magnésium naturel) à partir de ses trois isotopes naturels :

| Isotopes              | Masse atomique (g/mol) | Abondance relative (%) |
|-----------------------|------------------------|------------------------|
| $^{24}_{12}\text{Mg}$ | 23,9850                | 78,99                  |
| $^{25}_{12}\text{Mg}$ | 24,9858                | 10,00                  |
| $^{26}_{12}\text{Mg}$ | 25,9826                | 11,01                  |

La masse atomique du magnésium naturel (M) est la moyenne pondérée de celles des trois isotopes elle s'écrit :

$$100 \cdot M = 78,99 \cdot 23,9850 + 10,00 \cdot 24,9858 + 11,01 \cdot 25,9826$$

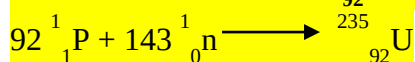
$$M = 24,3050 \text{ g/mol}$$

### Exemple 2 :

Déterminer la perte de masse lors de la formation du noyau d'uranium  $^{235}_{92}\text{U}$  à partir de ses nucléons

**Données :**  $m_p = 1,00728 \text{ u}$  ;  $m_n = 1,00866 \text{ u}$  ,  $m_U = 234,9942 \text{ u}$

Le noyau de l'uranium  $^{235}_{92}\text{U}$  est formé de 92 protons et 143 neutrons



$$\Delta m = (92 \cdot 1,00728 + 143 \cdot 1,00866) - 234,9942$$

$$\Delta m = 1,91394 \text{ u}$$



## II.1. Configuration électronique des atomes

### - Introduction des nombres quantiques

L'état d'un électron dans un atome, c'est-à-dire : son énergie, ses mouvements autour

du noyau, la forme de l'orbitale, est défini par 4 paramètres appelés **nombres quantiques**

## II.2. Couches et sous-couches électroniques

### - Nombre quantique principal

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  $n$ .

Le nombre  **$n$** , **nombre quantique principal** définit par :

$$\text{➤ } n > 0 \Rightarrow n = 1, 2, \dots, 7$$

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

### - Sous-couche électronique et nombre quantique secondaire ( $l$ )

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 »

### - Orbitale et nombre quantique magnétique ( $m$ )

Le nombre  **$m$** , **nombre quantique magnétique** définit par :

- $-l \leq m \leq +l$
- Définit l'orientation de l'orbitale.

Exemple :

$l = 0 \Rightarrow m = 0 \Rightarrow 1$  seule orientation  $\Rightarrow 1$  orbitale  $s \Rightarrow 1$  case quantique ☐

$l = 1 \Rightarrow m = -1; 0; 1 \Rightarrow 3$  orientations  $\Rightarrow 3$  orbitales  $p$  de même énergie  $\Rightarrow 3$  cases ☐☐☐  
quantiques.

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

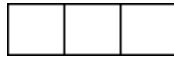
On peut associer à chaque orbitale une case quantique :



Type s

$m=0$

une orientation



Type p

$m=-1, 0, 1$

trois orientations



Type d

$m=-2, -1, 0, 1, 2$

cinq orientations

**Tout électron est caractérisé par son nombre quantique de spin  $s$  :  $s = \pm 1/2$**

### **- Fonction d'onde $\Psi$**

$\Psi$  : est une fonction purement mathématique :

- elle n'a pas de signification physique,
- elle est fonction des coordonnées de l'électron,
- elle est définie par les 3 nombres quantiques :  **$n, l$  et  $m$**  :  $\Psi_{n,l,m}$

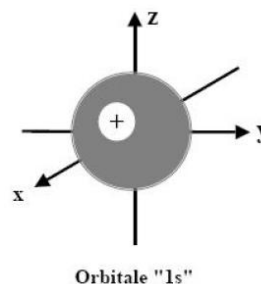
Exemple : l'orbitale 2s est représentée par la fonction d'onde :  $\Psi_{2,0,0}$

**Equation de Schrödinger** : c'est une équation fondamentale dans la mécanique ondulatoire :  $H.\Psi = E.\Psi$ , elle permet de calculer  $\Psi$ .

### **-Description de l'orbitale « s »**

L'orbitale « s » correspond à la condition  $l = 0$  implique  $m = 0$ . et ces fonctions d'onde s'écrivent :  $\Psi_{n,0,0}$  ou  $\Psi_{ns}$ .

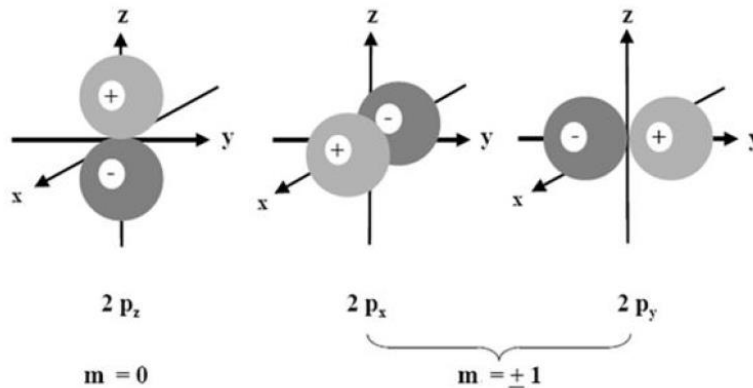
Pour les orbitales s, la densité de probabilité de présence  $\Psi^2$  de l'électron à la surface d'une sphère de rayon  $r$  est la même dans toutes les directions de l'espace, mais elle varie avec  $r$ . L'orbitale est dite de **symétrie sphérique**.



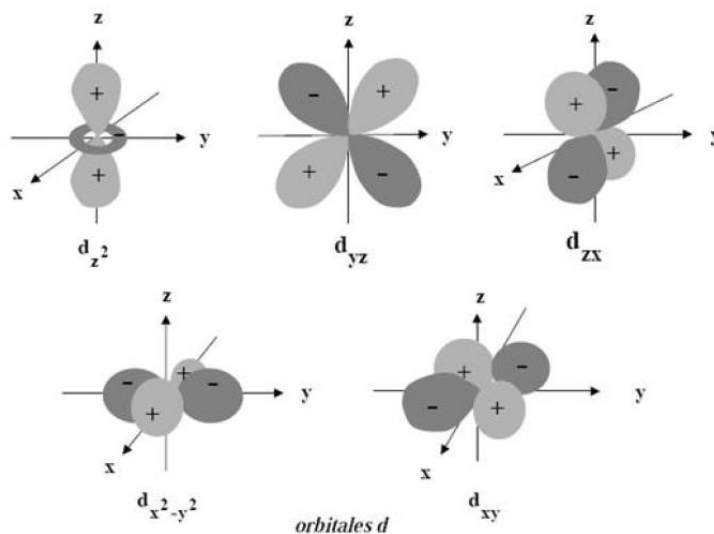
**-Description des orbitales « p »**

Les orbitales p ( $l = 1$ ) peuvent être représentés par deux lobes à peu près sphériques, accolés, ayant pour axes de symétrie les axes x, y et z du trièdre de référence.

On les appelle donc " $n p_x$ ", " $n p_y$ " et " $n p_z$ " selon la valeur de m ( $n \geq 2$ ).

**-Description des orbitales « d »**

$l = 2 \Rightarrow m = -2, -1, 0, 1, 2$  ( $n \geq 3$ ).

**-Nombre d'électrons par orbitale et spin (s)**

En plus des trois nombres quantiques nécessaires pour décrire dans l'espace la position de l'électron par rapport au noyau, il existe un quatrième nombre quantique, interne à l'électron lui-même, qui décrit la rotation (on conserve souvent le mot anglais "**spin**") de l'électron sur lui-même. Etant donné le fait que cette rotation ne peut s'effectuer que dans le sens positif ou le sens négatif, ce nombre ne peut prendre que deux valeurs.

↑: électron de  $S = +1/2$ , ↓: électron de  $S = -1/2$

**Exemple**

- Déterminer les nombres quantiques associés au nombre quantiques principal  $n=3$  ?
- Combien d'orbitales atomiques sont associées à  $n=3$  ? Combien d'électron ?

Réponse : On a :  $n > 0$  et  $0 \leq l \leq n-1$ ,  $-l \leq m \leq +l$ ,  $S = \pm 1/2$

$n > 0$  :

$n=3 \Rightarrow$  Couche M (Ligne 3 ou période 3)

$0 \leq l \leq n-1 \Rightarrow 0 \leq l \leq 2$

$l=0 \Rightarrow$  Sous-couche s  $\Rightarrow$  1 OA ou 1 case quantique  $\Rightarrow$  ☐

$l=1 \Rightarrow$  Sous-couche p  $\Rightarrow$  3 OAs ou 3 cases quantiques  $\Rightarrow$  ☐☐☐

$l=2 \Rightarrow$  Sous-couche d  $\Rightarrow$  5 OAs ou 5 cases quantiques  $\Rightarrow$  ☐☐☐☐☐

$-l \leq m \leq +l$  :

$l=0 \Rightarrow -0 \leq m \leq +0 \Rightarrow m = 0$

$l=1 \Rightarrow -1 \leq m \leq +1 \Rightarrow m = -1, 0, +1$

$l=2 \Rightarrow -2 \leq m \leq +2 \Rightarrow m = -2, -1, 0, +1, +2$

Il y a 9 valeurs de  $m \Rightarrow$  9 OAs

$S = \pm 1/2$ :

$S = +1/2 \Rightarrow \uparrow$  et  $S = -1/2 \Rightarrow \downarrow$

➤ On a :  $2n^2$  électrons et  $n^2$  orbitales atomiques (cases quantiques)

Nombre des électrons :  $2(3)^2 = 18 e^-$

Nombre des orbitales atomiques (cases quantiques) :  $(3)^2 = 9$  OAs.

**Répartition des électrons**

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

**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 »

**Principe de stabilité**

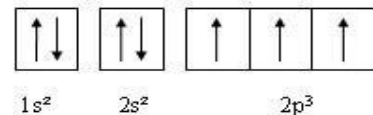
Les électrons se répartissent de façon à assurer le plus bas niveau énergétique possible,

c'est- à-dire la plus grande stabilité possible.

### 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 ;  $Z=7$



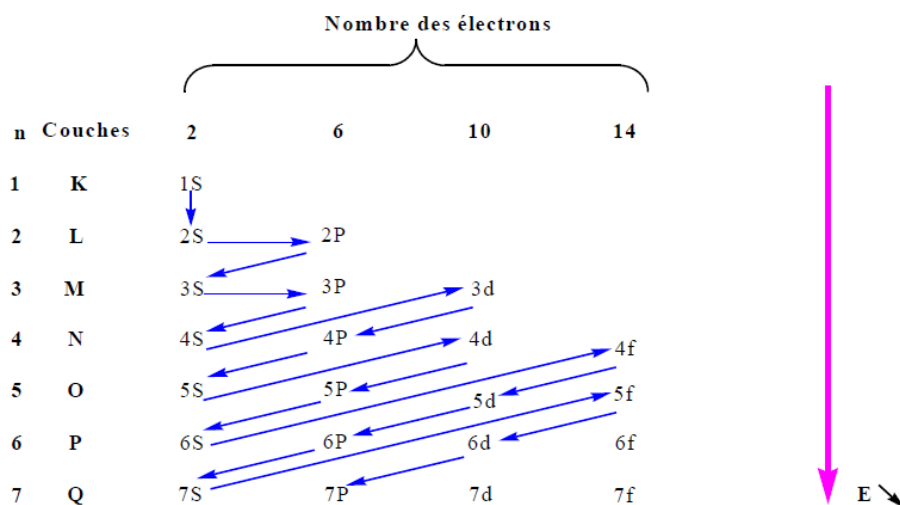
### Règle de Klechkovski

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       |

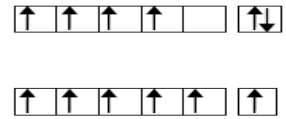
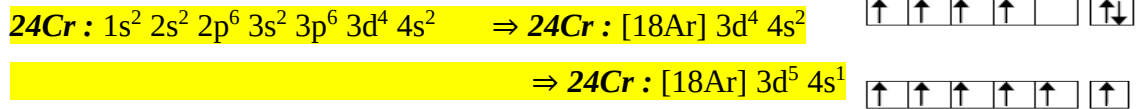
Tant que  $Z$  n'est pas trop élevé, les électrons doivent garnir complètement les sous-couches dans l'ordre suivant :



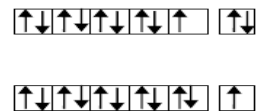
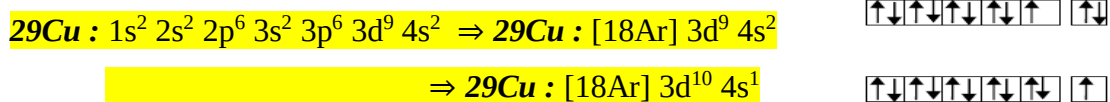
### Exceptions aux règles de remplissage de Klechkowski

La sous couche d est plus stable lorsqu'elle est pleine ( $d^{10}$ ) ou à moitié pleine ( $d^5$ ), règle valable uniquement pour cette sous couche (cas des groupes du chrome et du cuivre).

### Cas du chrome (24Cr) :



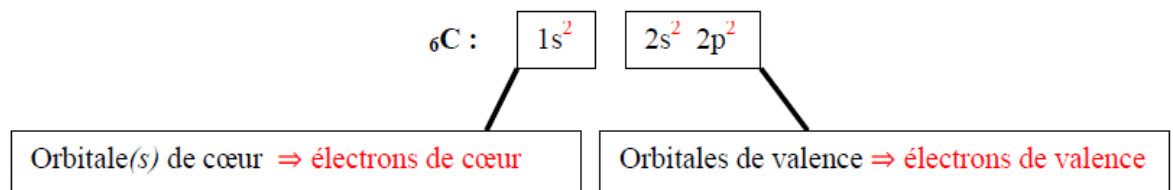
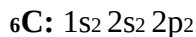
### Cas du cuivre (29Cu) :



## II.3. Electrons de coeur et de valence

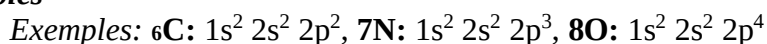
### Définitions

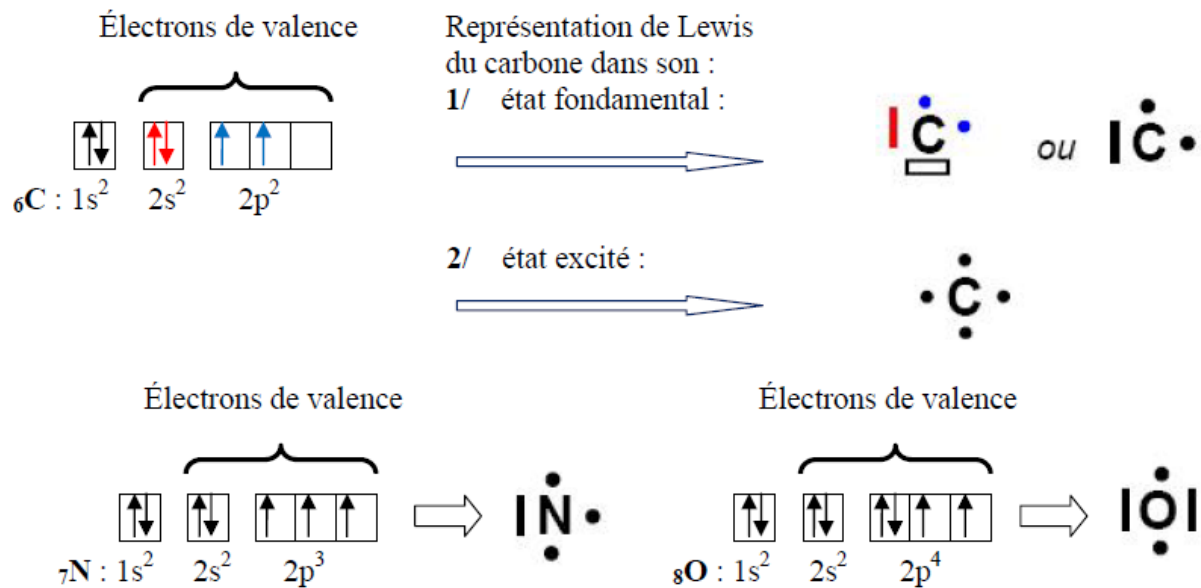
Les électrons de valence sont ceux dont le nombre quantique principal n est le plus élevé ceux qui appartiennent à des sous-couches d et f en cours de remplissage.



- Les électrons de valence sont moins liés au noyau que les électrons de cœur et eux qui sont responsables de la formation des liaisons des molécules.
- La représentation de Lewis des atomes ne tient compte que des **électrons de valence**.
- Les **électrons célibataires** sont représentés par des **points** et **doublets d'électrons** sont représentés par des **tirets**.
- D'après la représentation de Lewis une OA de valence vide peut-être représentée par un rectangle vide (= lacune électronique).

### Exemples



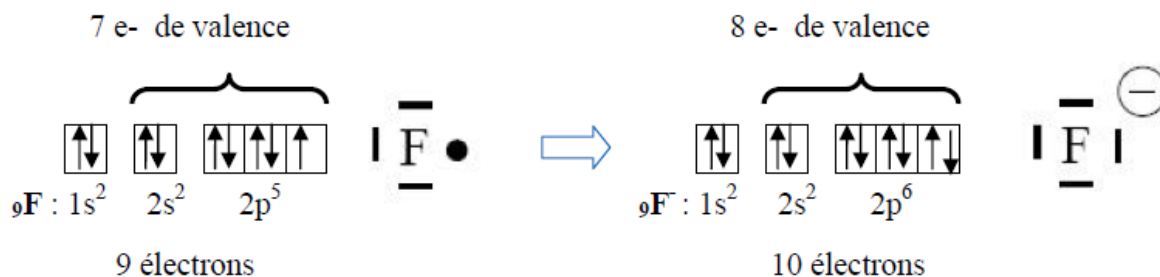


## II.4. Configuration électronique d'un ion

### -Cas des anions

Ajout d'un ou plusieurs électrons à la configuration électronique de l'atome dans son état fondamental en respectant les règles de Klechkowski, Pauli et Hund.

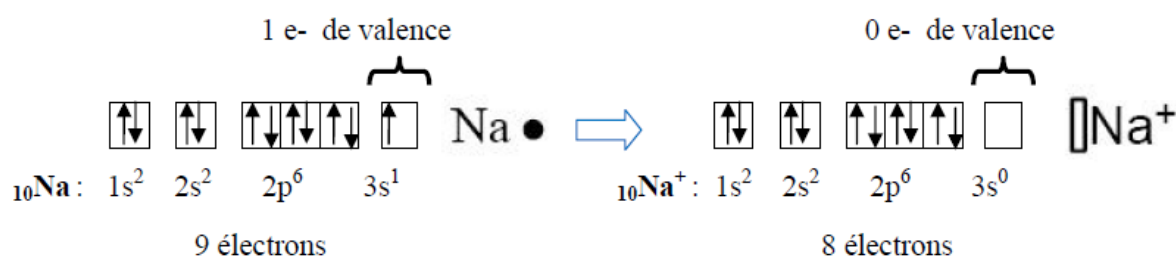
Exemple : ion fluorure :  ${}_{9}\text{F}^{-}$



### -Cas des cations

Élimination d'un ou plusieurs électrons à la configuration électronique de l'atome dans son état fondamental en respectant les règles de Klechkowski, Pauli et Hund.

Exemple : ion sodium :  ${}_{11}\text{Na}^{+}$



## II.5. Tableau périodique des éléments

### 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 !).

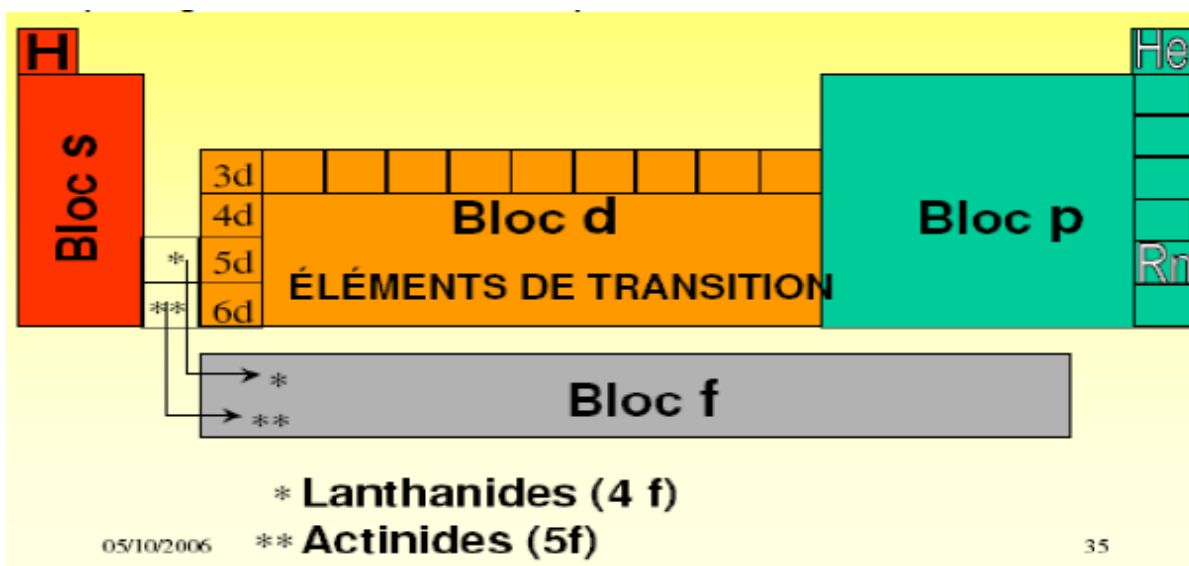
La classification périodique est divisée en **4 blocs** en fonction de la structure électronique externe des éléments :

**Bloc « s »** :  $ns^1$  ou  $ns^2$  ; colonnes 1 et 2.

**Bloc « p »** :  $ns^2, np^x$  (avec :  $1 \leq x \leq 6$ ) ; colonnes 13 à 18.

**Bloc « d »** :  $(n-1)d^x, ns^y$  (avec :  $1 \leq x \leq 10$  et  $0 \leq y \leq 2$ ) ; colonnes de 3 à 12

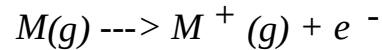
**Bloc « f »** :  $(n-2)f^x, (n-1)d^y, ns^2$  (avec  $n = 6$  ou  $7$ ,  $0 \leq x \leq 14$  ;  $y = 0$  ou  $1$  ou exceptionnellement 2 pour  $_{90}\text{Th}$ ). : Lanthanides et des Actinides



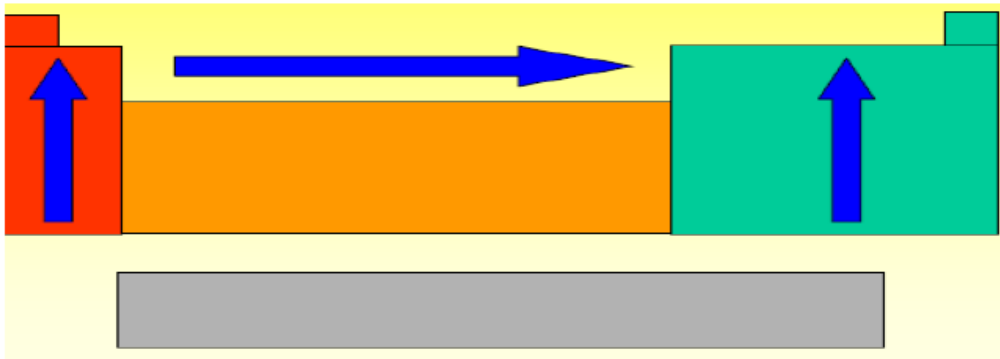


**-Caractérisations atomiques et périodicité****-Energie d'ionisation**

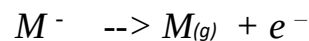
L'énergie de première ionisation,  $EI_1$ , est l'énergie minimale qu'il faut fournir à un atome isolé,  $A_{(g)}$  (état gazeux), pour lui arracher un électron selon la réaction :



L'énergie  $EI_1$  augmente de la gauche vers la droite au cours d'une même période et du bas vers le haut à l'intérieur d'une même colonne. Cette énergie est toujours positive. Les maxima correspondent aux gaz rares et les minima aux alcalins.

**-Affinité électronique**

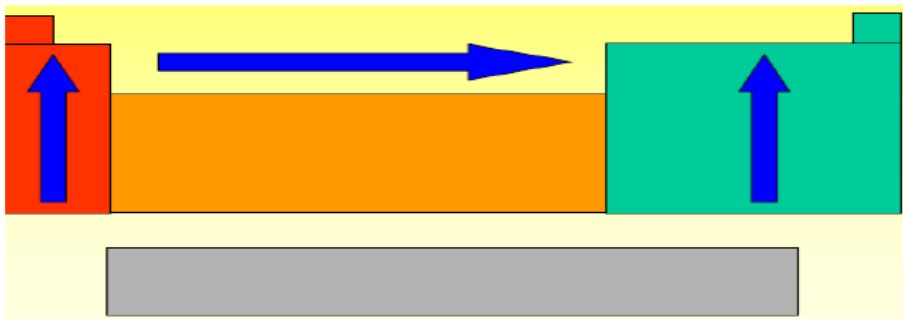
L'affinité électronique  $AE$  d'un élément est l'énergie nécessaire pour arracher un électron à un anion gazeux pour redonner l'atome gazeux.

**-Electronégativité**

C'est une grandeur énergétique qui caractérise la tendance d'un élément à acquérir un électron : c'est ce qu'on appelle le caractère oxydant ou réducteur en chimie.

Parmi les échelles de classement proposées, une des plus simples est l'échelle de MULLIKEN :

$$\chi = \frac{EI + AE}{2}$$



### -Rayons atomiques

Le rayon atomique d'un atome est égal à la moitié de la distance qui sépare les 2 noyaux d'une molécule diatomique homonucléaires liés par une liaison de covalence simple.

- $R_{at}$  diminue Dans une période.
- $R_{at}$  augmente Dans une colonne.
- Un cation a un plus petit rayon que celui de l'atome correspondant, un anion a à l'inverse un rayon plus gros.

Le rayon atomique varie dans le sens inverse de l'énergie d'ionisation

