

## Chapitre II: La classification périodique

### I-Des définitions

#### 1-Le nucléide :

Un atome est caractérisé par deux valeurs : la valeur de A et la valeur de Z. Un nucléide X est représenté de la façon suivante :



Exemple :  ${}^{12}_6\text{C}$

#### **(Z) : Le nombre atomique**

Représente le nombre de protons et également le nombre d'électrons dans un atome.

Exemple :  ${}_1\text{H}$  nombre de protons=1

#### **(A) : Le nombre massique**

Représente le nombre de nucléons (protons+neutrons)  $A=Z+N$

#### 2-L'élément chimique :

L'ensemble des entités chimiques (atomes, ions, isotopes) qui possèdent le même nombre atomique Z (nombre de protons) portent le même nom et possèdent les mêmes caractéristiques chimiques,

Exemple :  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$  et  ${}^{37}_{17}\text{Cl}$

L'élément c'est le  ${}_{17}\text{Cl}$

#### 3-Les isotopes :

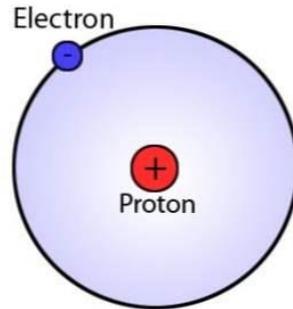
Sont des nucléides ayant le même numéro atomique Z mais le nombre massique A est différent.

Exemple :  ${}^{24}_{12}\text{Mg}$  ;  ${}^{25}_{12}\text{Mg}$

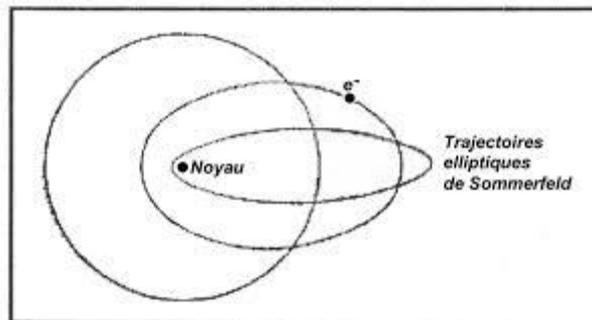
#### 4-Les nombres quantiques

Selon le modèle de **Bohr** l'électron tourne autour du noyau sur des orbites circulaires.

Chaque orbite est représentée par n (le nombre quantique principal) qui peut prendre les valeurs  $n=1, 2, \dots, \infty$



Pour Sommerfeld les électrons tournent autour du noyau sur des orbites elliptiques



Sommerfeld à introduit 4 nombres quantiques :

**a-Le nombre quantique principal ( n ) :**

n : caractérise une couche électronique

n=1, 2, 3, 4, 5, 6.....

n=1 la couche K

n=2 la couche L

n=3 la couche M

n=4 la couche N

**b-Le nombre quantique secondaire : l**

l : caractérise une sous couche  $0 \leq l \leq n-1$

Pour identifier les sous couches, on utilise les symboles suivants :

<b>l</b>	<b>0</b>	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>
<b>Symbole</b>	<b>s</b>	<b>P</b>	<b>d</b>	<b>f</b>

Exemple :  $n=1 \Rightarrow l=0 \Rightarrow$  il ya une seule sous couche s

**c-Le nombre quantique magnétique ( m )**

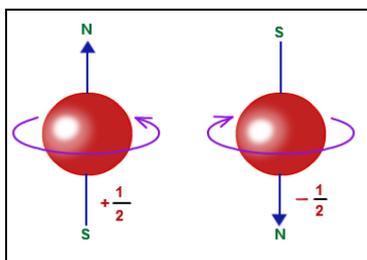
Représente l'orientation de l'orbite dans l'espace.

m prend toutes les valeurs entre  $-l \leq m \leq +l$

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

**d-Le nombre quantique de Spin**

S : est le moment magnétique propre de l'électron, il prend les valeurs  $+1/2$  ou  $-1/2$



Selon la mécanique quantique on remplace le mot orbite par orbitale atomique (OA)

un OA est représenté par une lacune ou une case quantique

OA=

Chaque valeur de m correspond à un OA  $\Rightarrow$  représenté par une lacune (case quantique)

Dans un orbitale atomique, on ne peut pas mettre plus de deux électrons, les électrons qui possèdent les mêmes nombre quantiques (n,l,m) se trouvent dans la même case quantique .

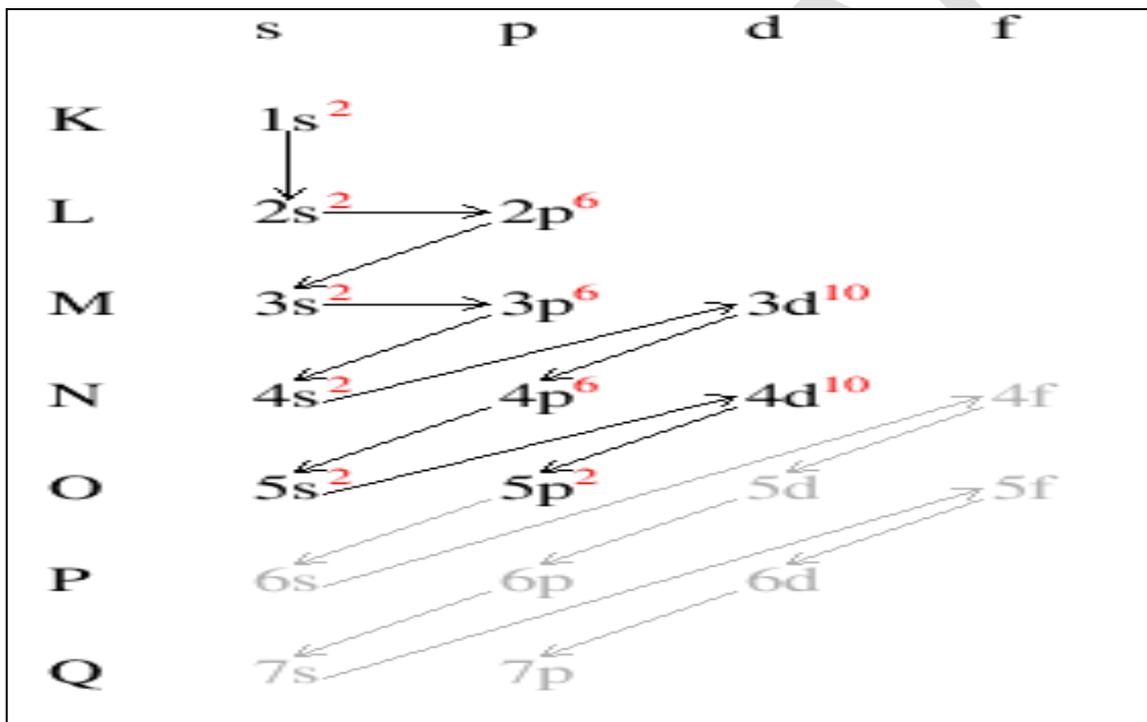
Sous couche(l)	0	1	2	3
Type d'orbitale	S	p	d	f
m	0	-1,0,+1	-2,-1,0,+1,+2	-3,-2,-1 ,0,+1,+2,+3
Nombre d'orbitales	1	3	5	7
Cases quantique	<input type="text"/>	<input type="text"/> <input type="text"/> <input type="text"/>	<input type="text"/> <input type="text"/> <input type="text"/> <input type="text"/> <input type="text"/>	<input type="text"/>
Nombre maxi d'électrons	<b>2</b>	<b>6</b>	<b>10</b>	<b>14</b>

### 5-La règle de Klechkowski

Constitue l'un des outils de base qui permet la répartition des électrons dans les différents orbitales atomiques selon la valeur minimale  $(n + l)$ , si la valeur  $(n + l)$  est constante, donc la répartition se fait selon la valeur croissante de  $n$ .

Par exemple pour l'orbitale 2p et l'orbitale 3s, on a respectivement  $n+l=2+1=3$  et  $n+l=3+0=3$  la valeur  $(n+l)$  est constante  $=3$  on remplit donc 2p en premier ( $n$  plus petit  $=2$ ) et ensuite on remplit 3s ( $n=3$ ).

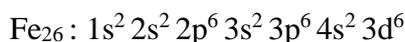
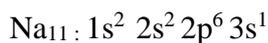
L'ordre de remplissage est représenté dans le schéma ci-dessous :



### 6-Le cortège électronique

La distribution des électrons se fait selon la règle de Klechkowski  
(la valeur croissante de  $(n+l)$ )

Exemple



### 7-La configuration électronique

La répartition des électrons se fait selon la valeur croissante de  $n$   
(à partir de la valeur la plus petite de  $n$  jusqu'à la valeur la plus grande de  $n$ )

Les éléments qui possèdent  $Z \leq 20$  le cortège= la configuration

**Exemple :**

Donner le cortège et la configuration de l'élément  ${}_{26}\text{Fe}$

**Cortège:**  $\text{Fe}_{26} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

**Configuration:**  $\text{Fe}_{26} : \underbrace{1s^2}_{n=1} \underbrace{2s^2 2p^6}_{n=2} \underbrace{3s^2 3p^6 3d^6}_{n=3} \underbrace{4s^2}_{n=4}$

$\text{Na}_{11} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  (cortège=configuration,  $Z \leq 20$ )

## II- Le tableau périodique

En 1869 Mendeleïev avait classé les éléments selon leurs masse atomique, le premier tableau périodique contenait 63 élément. La disposition moderne du tableau périodique est caractérisé par des rangées horizontales (périodes) et des colonnes verticales (famille ou groupe) le nouveau classement est fait selon  $Z$  croissant de la gauche vers la droite et du haut vers le bas.

Le tableau périodique est constitué de 7 lignes appelées période et de 18 colonnes appelées familles ou groupes.

Les éléments d'une même période ont le même nombre quantique principal  $n$ .

Les éléments appartenant à une même colonne ont généralement la même structure électronique externe.

### 1-Les périodes :

Elles sont représentées par 7 lignes.

**La 1<sup>ère</sup> période**  $n=1$  (couche K)

C'est une période très courte, ou on remplit la sous couche  $1s$  (1é) et  $2s$  (2é)  $\Rightarrow$  2 éléments

H :  $1s^1$  et He :  $1s^2$

**La 2<sup>ème</sup> période**  $n=2$  (couche L)

Dans cette période on commence par le remplissage de la sous couche  $2s$  ensuite  $2p$  c'est-à-dire  $2s^2 2p^6 \Rightarrow$  8 éléments

Li, Be, B, C, N, O, F, Ne

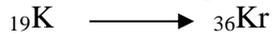
**La 3<sup>ème</sup> période**  $n=3$  (couche M)

On commence par le remplissage de la sous couche  $3s$  et en fin  $3p$  .c'est à dire  $3s^2 3p^6 \Rightarrow$  8 électrons donc 8 éléments



**La 4<sup>ème</sup> période n=4 (couche N)**

On commence par le remplissage de  $4s$  ensuite  $3d$  et en fin  $4p$  (18é) $\Rightarrow$ 18 éléments



**Chrome (Cr) : Z = 24.** On attend la configuration suivante :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$

mais la configuration la plus stable:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$  ( plus stable)

**Le cuivre (Cu) Z=29 :** On attend la configuration suivante :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

mais la configuration la plus stable :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

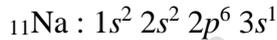
Remarque : lorsqu'une sous-couche (d) peut être complètement remplie (10 électrons) ou à moitié remplie (5 électrons), la configuration électronique qui en résulte est plus stable

**2-Les électrons de Cœur et les électrons de valence**

**2-a-Les électrons de cœur**

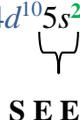
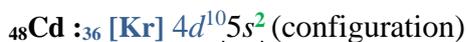
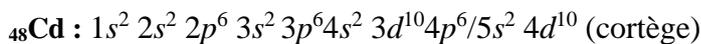
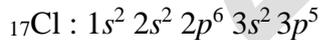
Ce sont des électrons qui présentent la structure du gaz rare qui précède cet élément et on ajoute les électrons de la sous couche  $d$  et  $f$  si elles sont complètement remplies ( $d^{10}$  et  $f^{14}$ ).

Exemple :



**2-b-Les électrons de valence**

Ce sont les électrons qui suit les électrons de cœur et appelés les électrons externes, ils présentent la structure électronique externe (SEE)

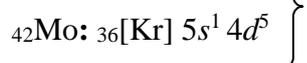


**Les électrons de Cœur=46**

**Les électrons de valence =2**

**La 5<sup>ème</sup> période**  $n=5$ 

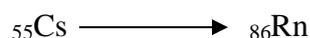
Elle correspond au remplissage des sous couches  $5s\ 4d\ 5p \Rightarrow (18\ \text{éléments})$ .



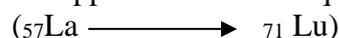
Cas particuliers

**La 6<sup>ème</sup> période**  $n=6$ 

Elle correspond au remplissage des sous couches  $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^6\ (2+14+10+6)=32$  éléments



On appelle les éléments qui correspondent au remplissage de la sous couche 4f les lanthanides

**La 7<sup>ème</sup> période**  $n=7$ 

Elle correspond au remplissage des sous couches  $7s\ 5f\ 6d\ 7p\ (2+14+10+6)=32$  éléments

On appelle les éléments qui correspondent au remplissage de la sous couche 5f les actinides

**3-Les colonnes (18 colonnes)**

Les éléments appartenant à une même colonne ont généralement la même structure électronique externe (SEE) (même nombre d'électrons de valence).

Il existe deux groupes ou deux familles dans le tableau périodique

Les éléments appartenant au groupe A possèdent la structure électronique externe (SEE) de type  $ns$  ou  $ns\ np$

Les éléments appartenant au groupe B possèdent une configuration électronique de type type [gaz rare]  $(n-1)d^y\ ns^x\ (1 \leq y \leq 10)\ (x=1\ \text{ou}\ x=2)$

**La 1<sup>ère</sup> colonne** (Familles des Alcalins) groupe IA

Elle rassemble les éléments de la première colonne leurs SEE est  $ns^1$ . Ils ont un électron sur leur couche externe qu'ils perdent facilement pour donner des cations monovalents :  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Na}^+$  et  $\text{K}^+$ .

**La 2<sup>ème</sup> colonne** (Alcalino-terreux) groupe IIA

La SEE :  $ns^2$

Les éléments de cette colonne perdent facilement deux électrons de leurs couches externes pour donner des cations bivalents :  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$

**Les colonnes de 3 à 12**

Ce sont des éléments de transitions qui possèdent une configuration de type

[gaz rare]  $(n-1)d^x ns^y$  ( $10 \leq x \leq 1$  ;  $y=1$  ou  $2$ )

IIIB : [gaz rare]  $ns^2 (n-1)d^1$

IVB: [gaz rare]  $ns^2 (n-1)d^2$

VB: [gaz rare]  $ns^2 (n-1)d^3$

VIB: [gaz rare]  $ns^1 (n-1)d^5$

VIIB: [gaz rare]  $ns^2 (n-1)d^5$

VIIIB: [gaz rare]  $\begin{cases} ns^2 (n-1)d^6 \\ ns^2 (n-1)d^7 \\ ns^2 (n-1)d^8 \end{cases}$

IB: [gaz rare]  $ns^1 (n-1)d^{10}$

IIB: [gaz rare]  $ns^2 (n-1)d^{10}$

Les éléments de cette colonne donnent des cations à valence multiple comme :  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$

**La colonne 13 : groupe IIA (la famille du bore (B))**

La SEE de cette famille est de type  $ns^2 np^1$ , les éléments de cette colonne ont tendance à donner facilement trois électrons pour saturer le niveau d'énergie et à former un cation de charge (+3) :  $B^{3+}$ ,  $Al^{3+}$

**La colonne 14 :groupe IVA**

Appelée aussi famille du Carbone, la SEE est de type  $ns^2 np^2$ . Les éléments de cette famille possèdent 4 électrons de valence donc ils forment des cations tétravalents (+4).

**La colonne 15 la famille de l'Azote (groupeVA)**

Les Azotides possèdent 5 électrons de valence, ils ont tendance à gagner 3é pour former une charge -3 :  $N^{3-}$  ;  $P^{3-}$ . La SEE est de type  $ns^2 np^3$ .

**La colonne 16 :la famille de l'oxygène (groupeVIA)**

La SEE est de type  $ns^2 np^4$ . Les éléments de cette colonne ont tendance à attirer deux électrons pour former des anions de charge (-2) :  $O^{2-}$  ;  $S^{2-}$

**La colonne17 : (Famille des halogènes) groupe VIIA**

La SEE est de type  $ns^2 np^5$

Les halogènes ont 7 électrons sur leur couche externe et vont donc facilement en gagner un pour former des ions de charge  $-e$  :  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ .

**La colonne 18** : (Famille des gaz rares) groupe VIIIA

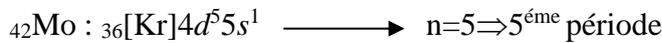
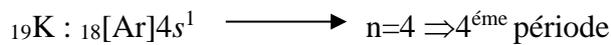
**He, Ne, Ar, Kr, Xe.** Ce sont les éléments chimiques les plus stables (couche de valence totalement remplie).

#### 4-La détermination de la position d'un élément dans le tableau périodique

Pour déterminer la position d'un élément il faut

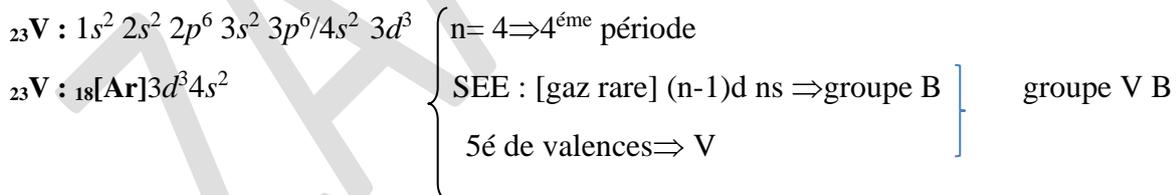
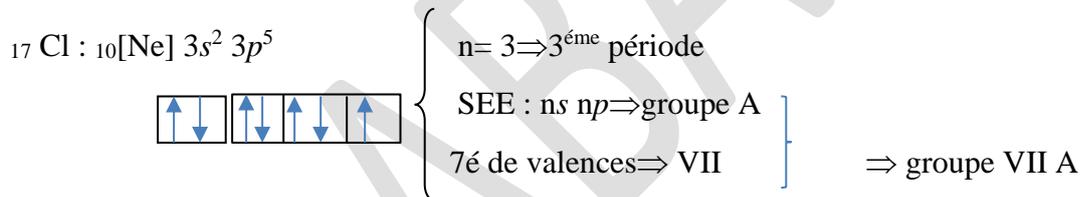
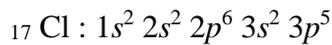
**Déterminer sa période** : C'est la plus grande valeur de  $n$  dans le cortège ou la configuration

Exemple :



**Déterminer son groupe** :

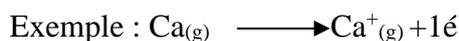
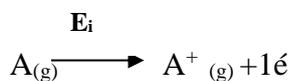
Le nombre d'électrons de valence correspond au chiffre romain du groupe et le type de SEE détermine s'il appartient au groupe **A** ou au groupe **B**.



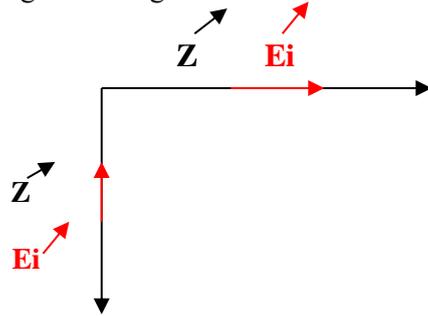
#### 5-Périodicité de certaines propriétés

##### 5-a-Energie d'ionisation

C'est l'énergie nécessaire pour arracher un électron à un atome à l'état gazeux



L'énergie d'ionisation augmente de gauche vers la droite le long d'une période et du bas en haut le long d'une colonne

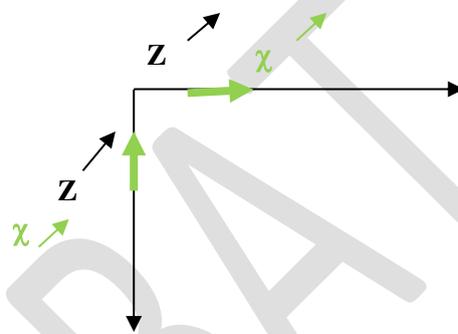


### 5-b-L'électronégativité : $\chi$

C'est la capacité d'un atome B à attirer vers lui le doublet électronique qui l'associe à un autre atome A .

Un élément qui perd facilement un ou plusieurs électrons est dit électropositif.

$\chi$  Varie comme  $E_i$



Madame : ZAABAT.N