

5.1. Introduction :

La classification de **Mendeleïev** range les éléments d'après leur **nombre de masse (A) croissant**. Mais dans la classification périodique **moderne** les éléments sont classés selon leur **numéro atomique (Z) croissant** car l'élément est défini par son numéro atomique et non pas par son nombre de masse qui peut varier d'un isotope à un autre.

5.2. Description du tableau périodique :**5.2.1. Périodes (Lignes) :**

La période correspond à une couche électronique identifiée par son nombre quantique principal noté (n). Il y a sept (7) périodes numérotées de n = 1 à n = 7 ou notées couches K, L, M...

La période est donnée par le nombre quantique principal le plus élevée figurant dans la configuration électronique.

Exemple :

*₁₁Na : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ → La période de Na est : **3**.

*₂₁Sc : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ → La période de Sc est : **4**.

5.2.2. Groupes (Colonnes) :

Les éléments d'une même colonne (groupe) ayant la même configuration électronique de la couche externe. Il y a 18 groupes dont **8 en sous groupe A** et **10 en sous groupe B**.

Le groupe est indiqué par un chiffre romain et désigné par le nombre d'électrons situés dans la dernière couche (ou couche de valence); sauf les groupes **VIII_B**, **I_B** et **II_B**.

groupe	Structure de valence
VIII _B	$ns^2 (n-1) d^6$ $ns^2 (n-1) d^7$ $ns^2 (n-1) d^8$
I _B	$ns^1 (n-1) d^{10}$
II _B	$ns^2 (n-1) d^{10}$

Rappel : I(1), II(2), III(3), IV(4), V(5), VI(6), VII(7), VIII(8), IX(9), X(10)

5.2.3. Sous-groupes :

Les groupes du tableau périodique sont divisés en deux sous-groupes : **sous-groupes A** et **B**.

***Sous-groupe A** : les électrons de valence occupent les orbitales **s** ou **p**, c'est-à-dire le bloc **s** ou le bloc **p**,

***Sous-groupe B** : les électrons de la sous-couche **d** interviennent comme électrons de valence, c'est-à-dire le bloc **d**.

Exemples :

* $_{11}\text{Na}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, un seul électron de valence $\rightarrow$ Na appartient au groupe **I_A**.

* $_{10}\text{Ne}$: $1s^2 2s^2 2p^6$, 8 électrons de valence $\rightarrow$ Ne appartient au groupe **VIII_A**.

* $_{21}\text{Sc}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$, 3 électrons de valence $\rightarrow$ Sc appartient au groupe **III_B**.

5.2.4. Blocs :

On peut faire apparaître dans la classification périodique une structure en blocs correspondant au remplissage progressif des sous-couches s, p, d et f :

*Le **bloc s** correspond aux colonnes 1 et 2 : éléments en **ns^1 et ns^2**

*Le **bloc d** possède 10 colonnes, de 3 à 12 : remplissage progressif de la sous-couche **$(n-1)d$** , la sous-couche **ns** étant saturée en **ns^2** .

*Le **bloc p** correspond aux colonnes de 13 à 18 : remplissage progressif de la sous couche **np** , les sous-couches **$(n-1)d$** et **ns** étant saturées en **$(n-1)d^{10}$** et **ns^2**

*Le **bloc f** contient deux familles : remplissage des sous-couches **$(n-2)f$**

Pour le cas de l'**Hélium**, bien qu'appartenant au bloc s, celui-ci est placé dans le bloc **p** (groupe des gaz rares).

Bloc s		Bloc p	
1s		2p	
2s	Bloc d	3p	
3s	3d	4p	
4s	4d	5p	
5s	5d	6p	
6s	6d	7p	
7s	7d		

Bloc f	
4f	
5f	

5.2.5. Familles :

Les familles principales du tableau périodique :

* **Métaux alcalins** : groupe **I_A** ; configuration électronique de type : **ns^1** . (Li, Na, K, Rb, Cs).

* **Métaux alcalino-terreux** : groupe **II_A** ; configuration électronique de type : **ns^2** (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra).

* **Halogènes** : groupe **VII_A** ; configuration électronique de type : **$ns^2 np^5$** (F, Cl, Br, I, At).

* **Gaz rares (nobles)** : groupe **VIII_A** ; configuration électronique de type : **$ns^2 np^6$** (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).

***Non métaux** : groupes : (**III_A** ; **IV_A** ; **V_A** ; **VI_A**)

***Métaux de transition** : groupes : (III_B ; IV_B ; V_B ; VI_B ; VII_B ; VII_B , I_B ; II_B), ce sont des éléments qui possèdent les orbitales (d) incomplètement remplies

***Terres rares (Métaux de transition interne)**, les éléments possèdent les orbitales (f) en cours de remplissage, en effet les orbitales qui correspondent au remplissage de l'orbitale **4f** on les appelle **les Lanthanides** (6^{ème} période), ceux qui correspondent au remplissage de l'orbitale **5f** sont appelés **les Actinides** (7^{ème} périodes).

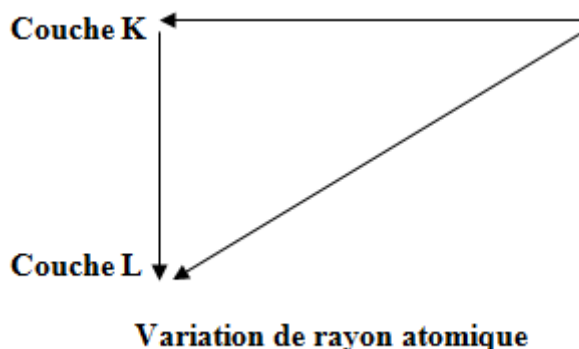
5.3. Evolution et périodicité des propriétés physico-chimiques des éléments :

Les propriétés chimiques d'un élément dépendent essentiellement de la configuration électronique de la couche de valence. Etant la plus énergétique, elle contient donc les électrons les plus réactifs.

5.3.1. Rayon atomique (R_a) :

On peut définir le rayon atomique comme étant la moitié de la distance entre les centres des deux atomes liés par une liaison simple.

- Sur une période : si Z augmente alors r_a diminue
- Sur une colonne : si Z augmente alors r_a augmente



5.3.2. Rayon ionique :

Un cation est chargé positivement : $R_{\text{cation}} < R_{\text{atome}}$

Exemples :

$$R(\text{Li}) : 0,123 \text{ nm} \quad R(\text{Li}^+) : 0,060 \text{ nm}$$

$$R(\text{Al}) : 0,125 \text{ nm} \quad R(\text{Al}^{3+}) : 0,005 \text{ nm}$$

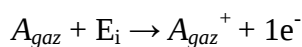
Un anion est chargé négativement donc : $R_{\text{Anion}} > R_{\text{atome}}$

Exemple :

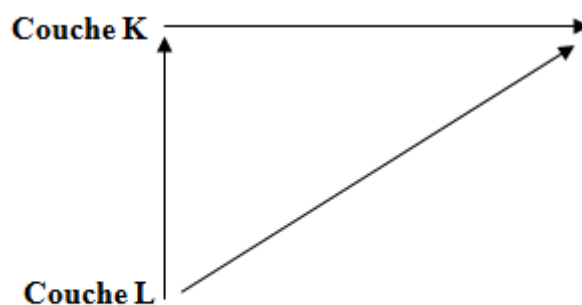
$$R(\text{S}) : 0,104 \text{ nm} \quad R(\text{S}^{2-}) : 0,184 \text{ nm}$$

5.3.3. Energie d'ionisation (E_i)

C'est l'énergie nécessaire pour arracher un ou plusieurs électrons à un atome (ou à un ion) dans l'état fondamental et à l'état gazeux.



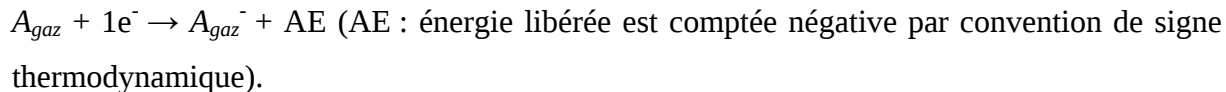
- Sur une même période : si Z augmente alors E_i augmente.
- Sur un même groupe : si Z augmente alors E_i diminue.



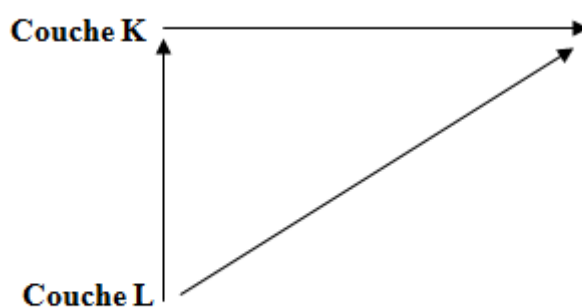
Variation de l'énergie d'ionisation (E_i)

5.3.4. Affinité électronique (AE) :

L'affinité électronique est l'énergie libérée lorsqu'un électron est capté par un atome :



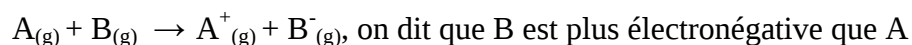
- Sur une même période : si Z augmente alors AE augmente.
- Sur un même groupe : si Z augmente alors AE diminue.



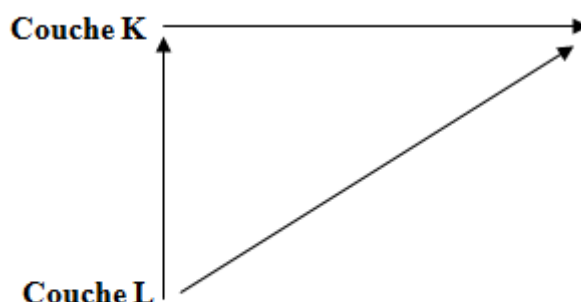
Variation de l'affinité électronique (AE)

5.3.5. Electronegativité (χ) :

C'est une grandeur qui caractérise la capacité d'un atome à attirer les électrons vers lui lors de la formation d'une liaison chimique avec un autre élément, c'est une grandeur relative.



- Sur une même période : si Z augmente alors χ augmente.
- Sur un même groupe : si Z augmente alors χ diminue.



Variation de l'électronégativité (χ)

Les échelles utilisées pour évaluer l'électronégativité sont :

a) Echelle de Mulliken :

L'électronégativité d'un élément est la moyenne de son affinité électronique (AE) et de son énergie d'ionisation (E_i) (Mulliken définit l'électronégativité comme la moyenne arithmétique entre E_{i1} et AE_1).

$$\chi_A(eV) = k \left(\frac{AE_1 + E_{i1}}{2} \right)$$

Avec : $k = 0,317 \text{ eV}^{-1}$ pour s'accorder avec l'échelle de Pauling

b) Echelle de Pauling :

La différence d'électronégativité entre les éléments A et B a pour expression :

$$|\Delta\chi_{AB}^P| = |\chi_A^P - \chi_B^P| = \sqrt{E_{A-B} - \sqrt{E_{A-A} \cdot E_{B-B}}}$$

Où :

E_{A-B} , E_{A-A} , et E_{B-B} sont respectivement les énergies de liaison (en KJ/mol) des molécules diatomiques A-B, A-A et B-B

c) Echelle d'Allred et Rochow :

Ils ont réussi à donner une échelle universelle d'électronégativité par la définition :

L'électronégativité est la force d'attraction entre l'atome et un électron, séparé de noyau par une distance égale au rayon covalent (atomique) de l'atome :

$$\chi = \left(\frac{0,359 Z_{\text{eff}}}{r_a^2} \right) + 0,744$$

Z_{eff} : charge effective.

R_a : rayon covalent.

Exercice 1:

L'atome d'étain (Sn) possède dans son état fondamental deux électrons sur la sous-couche 5p.

1. Donner sa structure électronique, son numéro atomique ainsi que le nombre d'électrons de valence.
2. Fait-il partie des métaux de transition ? Pourquoi ?

Corrigé :

1. Structure électronique :

Sn : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$

L'atome d'étain (Sn) possède 4 électrons de valence et son numéro atomique est 50.

2. L'étain ne fait pas partie des métaux de transition car la sous couche (4d) est remplie.

Exercice 2 :

On considère les éléments de la classification périodique.

Elément A	Métal de transition appartient au groupe I et à la période de ${}_{26}\text{Fe}$
Elément B	Alcalin de la 5 ^{ème} période
Elément C	Appartient à la période de ${}_{13}\text{Al}$ et au groupe de ${}_7\text{N}$
Elément D	Non métal dont la dernière sous couche (de plus haute énergie) est $3p^4$
Elément E	Possède un électron célibataire caractérisé par $(3, 2, -2, \frac{1}{2})$

1. Donner pour chaque élément : la configuration électronique, la période, le groupe et le sous groupe.
2. Donner les nombres quantiques des électrons de valence de B.
3. Attribuer à chaque élément son rayon atomique et son électronégativité parmi les valeurs suivantes.

R (Å°)	1.00	1.25	1.35	1.60	2.35
En	0.82	1.36	1.90	2.19	2.58

Corrigé :

1.

Elément	Configuration électronique	Période	Groupe/Sous Groupe
A	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	4	I _B
B	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$	5	I _A
C	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	3	V _A

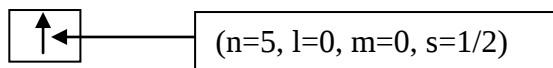
D	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	3	VI _A
E	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$	4	III _B

$_{26}\text{Fe} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6 \longrightarrow \text{période} = 4$

$_{13}\text{Al} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \longrightarrow \text{période} = 3$

$_{7}\text{N} : 1s^2 2s^2 2p^3 \longrightarrow \text{groupe} = \text{V}_A$

2.



3.

Rayon atomique : $D < C < A < E < B$

Electronégativité : $B < E < A < C < D$

Elément	A	B	C	D	E
$R_a (\text{\AA})$	1.35	2.35	1.25	1.00	1.60
En	1.90	0.82	2.19	2.58	1.36