

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) :**

Une ligne (horizontale) représente une « période ». 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.

Exemples :

*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) :

Une colonne (verticale) représente un « groupe ». Les éléments d'un même 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 sont du type « s » ; ou ; « s » et « d », c'est-à-dire le bloc s ou le bloc p,

***Sous-groupe B** : les électrons de valence sont du type « s » et « d », c'est-à-dire le bloc d.

Exemples :

*₁₁Na : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, un seul électron de valence → Na appartient au groupe **I_A**.

*₁₀Ne : $1s^2 2s^2 2p^6$, 8 électrons de valence → Ne appartient au groupe **VIII_A**.

*₂₁Sc : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$, 3 électrons de valence → 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 ; VIII_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 éléments 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} période).

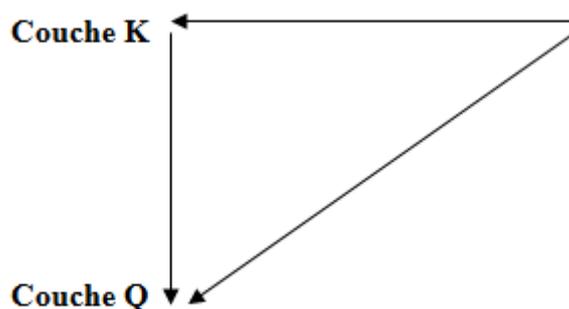
5.3. Evolution et périodicité des propriétés physico-chimiques des éléments :

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) :

Le rayon atomique est défini comme étant la moitié de la distance entre les centres des deux atomes liés par une liaison simple.

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



Variation de rayon atomique

5.3.2. Rayon ionique :

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

Exemples :

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

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

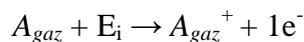
- Un anion est chargé négativement : $R_{\text{Anion}} > R_{\text{atome}}$

Exemple :

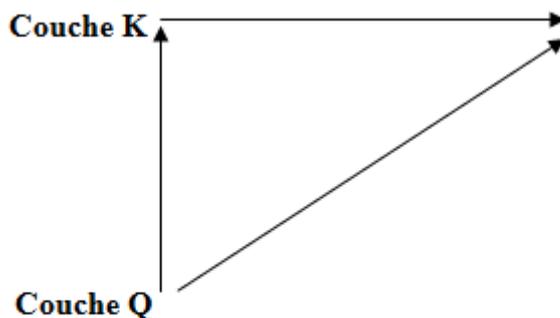
$$R_{(\text{S})} : 0,104 \text{ nm} \quad R_{(\text{S}^{2-})} : 0,184 \text{ nm}$$

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.



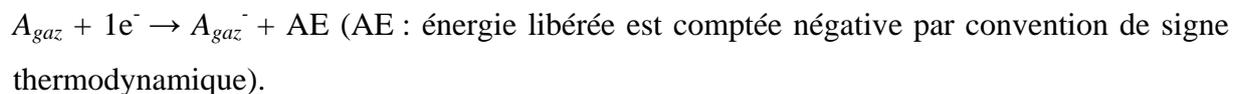
- Sur une même période : si Z augmente alors E_i augmente.
- Sur un même groupe : si Z augmente alors E_i diminue.



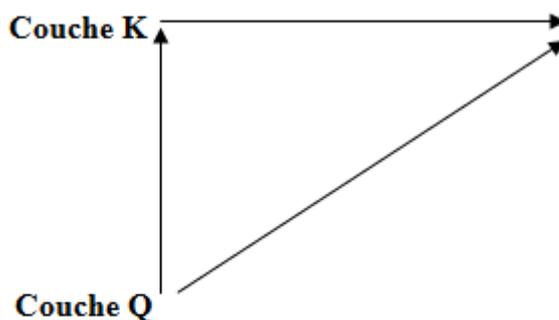
Variation de l'énergie d'ionisation

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.



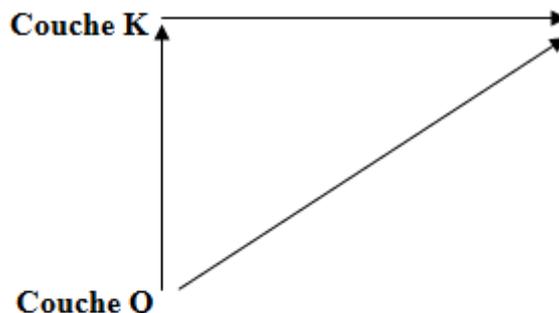
Variation de l'affinité électronique

5.3.5. Electronegativité (γ) :

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.

$A_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow A^+_{(g)} + B^-_{(g)}$, on dit que B est plus électronégatif que A

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



Variation de l'électronégativité

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 :

$$\chi = \left(\frac{0,359 \cdot Z^*}{R_a^2} \right) + 0,744$$

Z^* : charge effective.

R_a : rayon covalent.

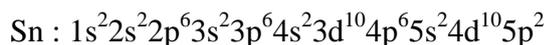
Exercice 1:

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 :



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 $(3, 2, -2, \frac{1}{2})$ |

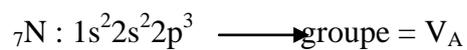
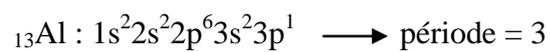
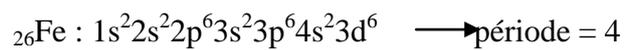
1. Donner pour chaque élément : la configuration électronique, la période, le groupe et le sous groupe.
2. Donner les nombres quantiques des électrons de valence de B.
3. Attribuer à chaque élément son rayon atomique et son électronégativité parmi les valeurs suivantes.

| | | | | | |
|------------------------|------|------|------|------|------|
| $R_a (\text{Å}^\circ)$ | 1.00 | 1.25 | 1.35 | 1.60 | 2.35 |
| χ | 0.82 | 1.36 | 1.90 | 2.19 | 2.58 |

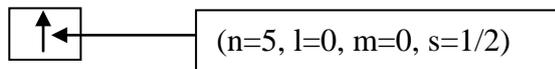
Corrigé :

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 |



2.



3.

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

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

| Elément | A | B | C | D | E |
|------------------------|------|------|------|------|------|
| $R_a (\text{Å}^\circ)$ | 1.35 | 2.35 | 1.25 | 1.00 | 1.60 |
| χ | 1.90 | 0.82 | 2.19 | 2.58 | 1.36 |