**Chapitre IV- La Classification périodique des éléments**

# 1-Introduction :

En 1869 Mendeleïev avait classé les éléments selon leurs masse atomique, le premier tableau périodique contenait 63 éléments. Le grand intérêt était de proposer une classification des éléments chimiques connus à l'époque en vue de signaler la périodicité de leurs propriétés chimiques.

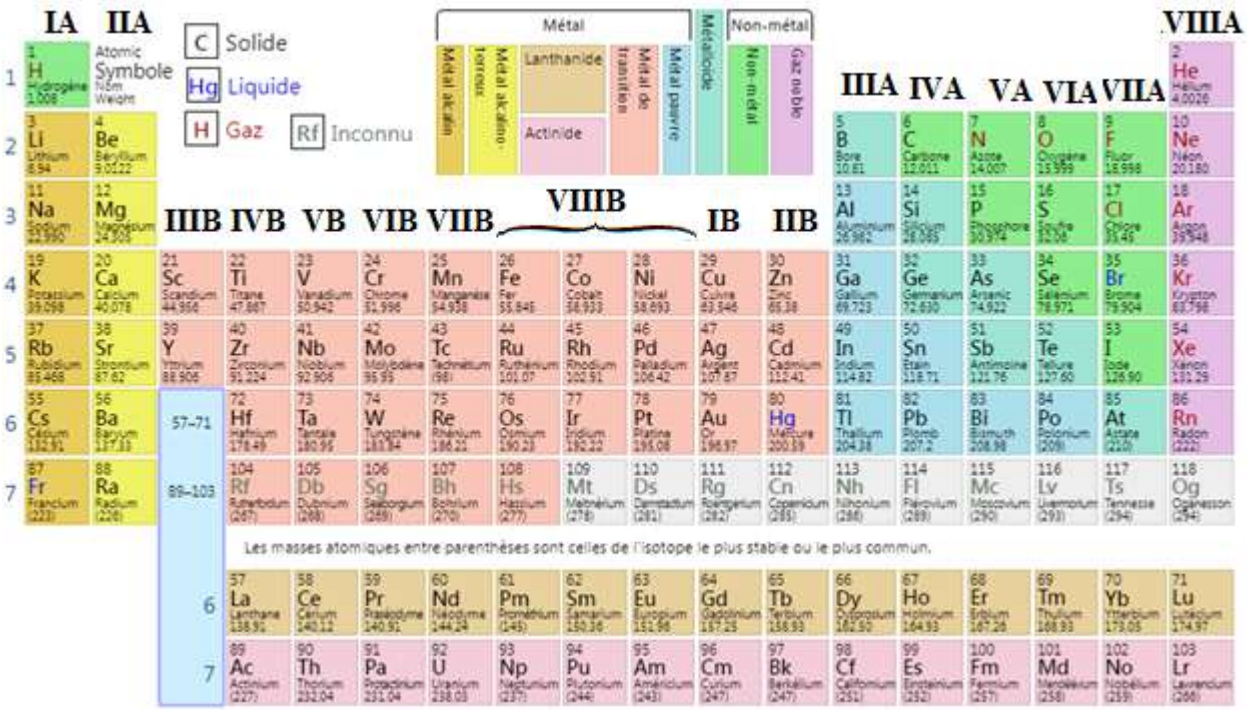
En 1913 le classement du tableau périodique a été réalisé par **Henry Moseley** selon le nombreatomique croissant Z de la gauche vers la droite et du haut vers le bas.

La disposition moderne du tableau périodique est caractérisée par 7 rangées horizontales

appelés périodes et de 18 colonnes verticales (numérotées de 1 à 18) appelées familles réparties en 8 groupes (numérotés de I à VIII). Chaque groupe est constitué de deux sousgroupes A et B.

Les éléments d'une même période ont le même nombre quantique principal maximal n (même nombre de couches).

Le tableau périodique a connu de nombreux réajustements depuis lors jusqu'à prendre la forme que nous lui connaissons aujourd'hui. Il est devenu un référentiel universel auquel peuvent être rapportés tous les types de comportements physiques et chimiques des éléments. Depuis la mise à jour de l'**UICPA** (L'**U**nion **I**nternationale de **C**himie **P**ure et **A**ppliquée) du 28 novembre **2016**, sa forme standard comporte 118 éléments, allant de l'Hydrogène $_{1}H$ à l'Oganesson $_{118}Og$.



## 1.1- Informations dans chaque case

Chaque case du tableau contient des informations sur un élément, notamment :

**Symbole :** Une lettre ou deux qui représente l'élément (par exemple, H pour l'hydrogène).

**Numéro atomique** : Le nombre de protons dans le noyau de l'atome, qui augmente de 1 à chaque case.

**Masse atomique :** La masse des protons et des neutrons dans l'atome, qui augmente également dans le tableau.

**Nom complet** : Le nom de l'élément.

## 1.3- Structure du Tableau Périodique

**A. Les Périodes** (Lignes horizontales - 7 au total)

Une période correspond au nombre de couches électroniques occupées (niveau principal d'énergie n).

Exemple : Période 2 (du Li au Ne) → Les électrons occupent les couches K (n=1) et L (n=2).

Les propriétés changent progressivement le long d'une période (du métal au non-métal).

**B. Les Groupes ou Familles** (Colonnes verticales - 18 au total)

Les éléments d'un même groupe ont le même nombre d'électrons de valence (électrons sur la couche externe), ce qui leur confère des propriétés chimiques similaires.

Groupes principaux (Groupes 1, 2, et 13 à 18) :

Groupe 1 (IA) : **Métaux alcalins** (Li, Na, K...). Très réactifs, 1 électron de valence.

Groupe 2 (IIA) : **Métaux alcalino-terreux** (Be, Mg, Ca...). Réactifs, 2 électrons de valence.

Groupe 17 (VIIA) : **Halogènes** (F, Cl, Br, I...). Non-métaux très réactifs, 7 électrons de valence.

Groupe 18 (VIIIA ou 0) : **Gaz nobles** (He, Ne, Ar...). Inertes (très stables), couche externe saturée (8 électrons de valence, sauf He qui a 2).

Groupes des métaux de transition (Groupes IIB 3 à IIB 12 ) : Métaux, souvent colorés, formant des ions complexes.

**C. Les Blocs (s, p, d, f)**

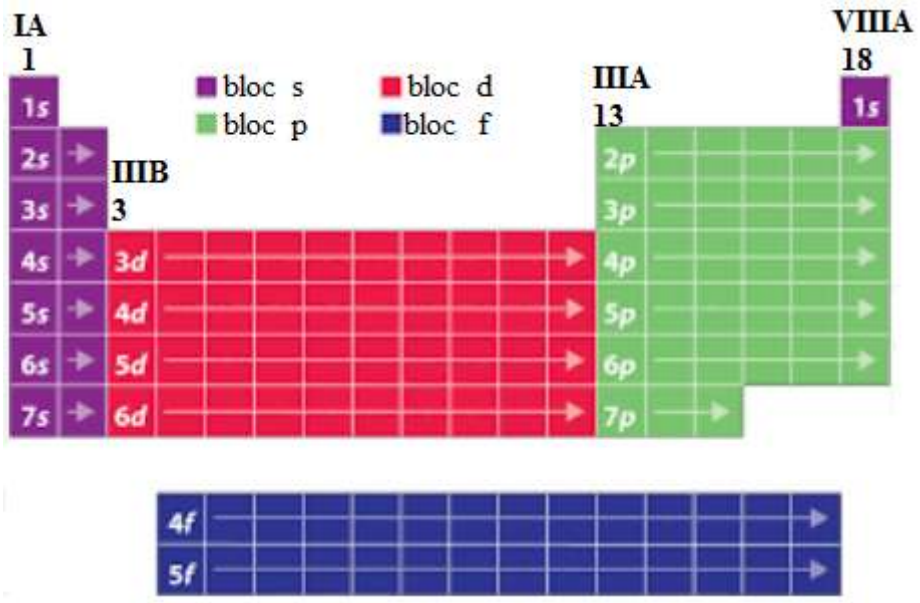
Ils sont définis par la sous-couche électronique la plus externe en cours de remplissage.

**Bloc s** (Groupes 1, 2 + Hélium) : Remplissage de la sous-couche s.

**Bloc p** (Groupes 13 à 18) : Remplissage de la sous-couche p.

**Bloc d** (Métaux de transition) : Remplissage de la sous-couche d.

**Bloc f** (Lanthanides et Actinides) : Remplissage de la sous-couche f.




**2- Localiser un élément dans le tableau périodique par la Configuration Électronique.**

C'est la méthode déductive qui explique pourquoi l'élément est où il est.

1- Écrivez la configuration électronique fondamentale de l'élément (ex: pour le **Soufre $_{16}$S :** $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^4$).
2- Identifiez la dernière couche occupée (**n**) : **C'est le numéro de la période**.

**Exemple :** avec S La couche la plus externe est n=3 (il y a des électrons en $3s^2$ et $3p^4$). Donc S est en Période 3.

3- Identifiez les électrons de valence : Ce sont les électrons de la dernière couche (n) plus ceux des sous-couches **d** ou **f** non saturées des couches inférieures pour les métaux de transition.

**A-** Pour les Groupes Principaux (**blocs s et p)** : Si la configuration électronique se termine par l'orbitale **s** ou **p**, l'élément appartient au groupe **A** et le chiffre romain correspond au nombre d'électrons de valence.

**Exemple avec S :** Dernière couche : $3s^2\ 3p^4$ → Total = 6 électrons de valence.

Le nombre d'électrons de valence = Le numéro du groupe (pour les groupes principaux).

Donc S, avec 6 $e^-$ de valence, est dans le Groupe **VIA.**

**B-** Pour les Groupes Principaux (blocs d) :Si la configuration électronique se termine par l'orbitale **d**, l'élément appartient au groupe **B** et le chiffre romain correspond au nombre d'électrons dans les sous-couches **(n-1)d et ns**.

**i.** Si la somme des nombre d'électrons dans les sous-couches **(n-1)d et ns** est égale à 3, 4, 5, 6 ou 7 ce qui correspond respectivement aux chiffres romains IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB.
**Ex:** Le Titane ($_{22}$Ti) a pour configuration $_{18}$[Ar] $4s^2\ 3d^2$. Il est en Groupe **IVB** (2+2=4 électrons "de valence")**.**

**ii.** Si la somme est égale à 8, 9 ou 10, ce qui correspond au groupe VIIIB.

**iii.** Si la somme est égale à 10,ou 11, ce qui correspond au groupe IB ou IIB.

**C-** Si la configuration électronique se termine par l'orbitale 4f, l'élément appartient au groupe des lanthanides, et si l'orbitale 5f correspond au groupe des actinides, qui appartient également au groupe **III B**.

**Cas particuliers :**

Hélium (He) : Configuration $1s^2$. Il a 2 $e^-$ de valence mais est placé dans le Groupe **VIIIA** (gaz nobles) car sa couche est saturée, ce qui le rend chimiquement inerte comme les autres gaz nobles (octet).

Métaux de transition (bloc **d**) : Le groupe est lié au nombre d'électrons

Hydrogène (H) : Unique, en haut à gauche (Groupe 1 car 1 $e^-$ de valence) mais ce n'est pas un métal alcalin.

## 3- Évolution des Propriétés Périodiques

### 3.1- Introduction : Le Principe Fondamental

Les propriétés des éléments ne sont pas aléatoires. Elles varient de manière prévisible (périodique) en fonction du numéro atomique (Z). Cette périodicité est la conséquence directe de la structure électronique des atomes et de deux forces en compétition :

1- L'attraction du noyau (charge positive +Z).
2- La répulsion entre électrons et l'effet d'écran.

### 3.2- Le Rayon Atomique (ou Rayon de Covalence)

Définition : Distance moyenne entre le noyau et le nuage électronique externe. En pratique, c'est la moitié de la distance entre deux noyaux d'atomes identiques liés par une liaison covalente.

Unité : Picomètre (pm) ou Angström (Å).

Évolution dans le Tableau :

**a)** Sur **une Période** (de gauche → à droite) :

Le rayon atomique DIMINUE.

Explication : En se déplaçant vers la droite sur une même période, on ajoute des protons au noyau (Z augmente) et des électrons sur la même couche électronique principale (n constant).

La charge nucléaire attractive augmente.

Les électrons externes sont davantage attirés vers le noyau.

L'effet d'écran des électrons de cœur reste à peu près constant.

Résultat : Le nuage électronique se contracte. L'atome devient plus petit.

**b) Dans un Groupe** (de haut en bas ↓) :

Le rayon atomique AUGMENTE.

Explication : En descendant dans un groupe, on passe à une nouvelle période.

On ajoute une nouvelle couche électronique (n augmente).

Les électrons de valence sont de plus en plus éloignés du noyau.

Bien que Z augmente aussi, l'effet d'ajout d'une nouvelle couche (répulsion, distance) l'emporte largement sur l'augmentation de l'attraction nucléaire.

Résultat : L'atome devient plus gros.

### 3.3- L'Énergie d'Ionisation ($E_{i1}$)

Définition : Énergie minimale requise pour arracher l'électron le plus faiblement lié à un atome gazeux isolé dans son état fondamental, et ainsi former un cation.

$$\mathbf{A(g) + E_{i1} \rightarrow A^{+}(g) + e^{-}}$$

Unité : Kilojoule par mole (kJ/mol) ou électronvolt (eV).

Signification : Mesure de la difficulté à perdre un électron. Une $E_i$ élevée = un atome stable, peu enclin à former des cations.

Évolution dans le Tableau :

(L'évolution est inverse à celle du rayon atomique)

**a)** Sur une **PÉRIODE** (→) :

L'énergie d'Ionisation AUGMENTE.

Explication : Le rayon diminue, l'électron à enlever est plus proche du noyau et plus fortement attiré (charge nucléaire effective plus grande). Il est donc plus difficile à arracher.

**b)** Dans un **GROUPE** (↓) :

L'énergie d'Ionisation diminue.

Explication : Le rayon augmente, l'électron de valence est plus loin du noyau, moins fortement attiré (il est "écranté" par plus de couches internes). Il est donc plus facile à arracher.

**Conséquences importantes :**

Les métaux alcalins (Groupe 1) ont les $E_i$ les plus basses → très réactifs, forment facilement des ions $M^+$.

Les gaz nobles (Groupe VIIIA) ont les $E_i$ les plus élevées → extrêmement stables, inertes chimiquement.

**3.4- . L'Affinité Électronique (A)**

Définition : Énergie dégagée (généralement) lorsqu'un atome gazeux isolé dans son état fondamental capture un électron pour former un anion.

$A(g) + e^- \rightarrow A^-(g) + \mathbf{A}$ (**A** est souvent exprimée comme une valeur positive si de l'énergie est libérée).

Unité : kJ/mol.

Signification : Mesure de la tendance à gagner un électron. Une **A** fortement positive (beaucoup d'énergie libérée) = un atome a une forte affinité pour l'électron.

Évolution dans le Tableau :

(Similaire à celle de l'énergie d'ionisation, mais avec plus d'exceptions)

### 3.5- . L' électronégativité (χ)

L'électronégativité est la mesure de la capacité d'un atome, dans une liaison chimique, à attirer vers lui les électrons partagés avec un autre atome ; elle est sans dimension et varie dans le tableau périodique

Dans le tableau périodique, le gradient d'électronégativité augmente de gauche à droite dans une période (car plus de protons attirent plus fort) et de bas en haut dans un groupe (car les électrons sont plus proches du noyau), plaçant le Fluor (F) en haut à droite comme l'élément le plus électronégatif et le Francium (Fr) en bas à gauche comme le moins électronégatif.

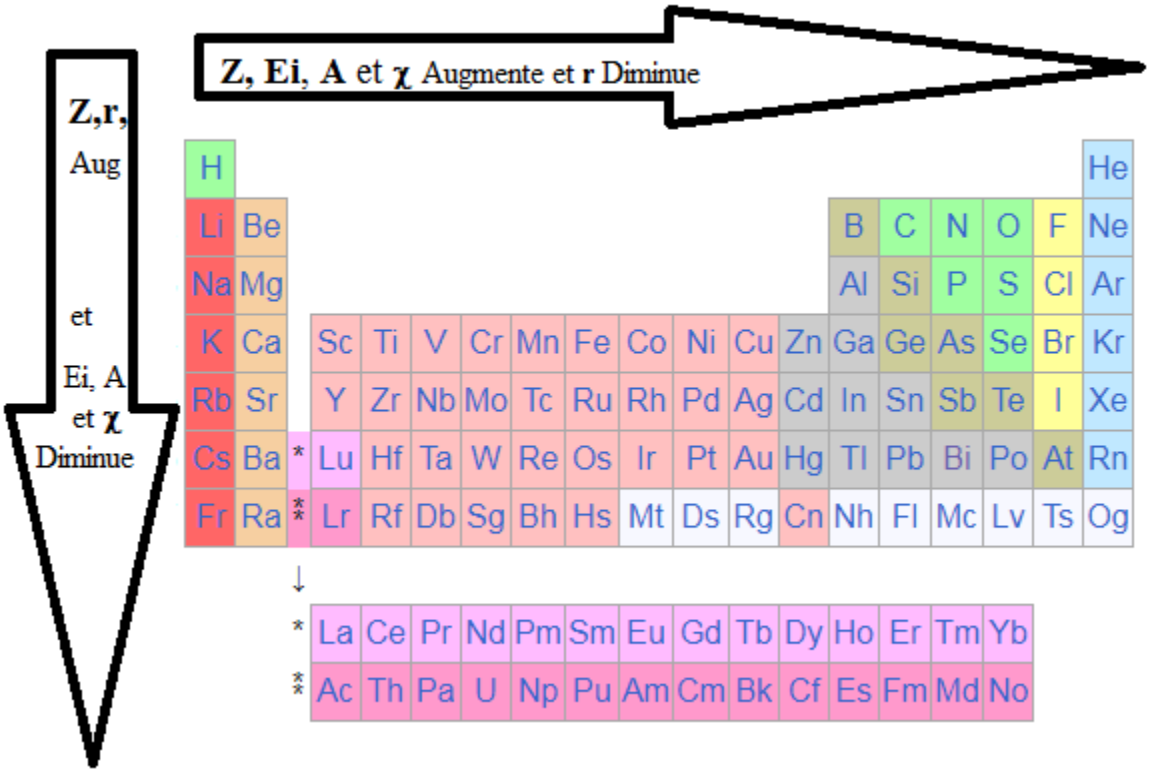
**Tendances principales**

**Dans une période** (ligne) : L'électronégativité augmente de gauche à droite.

**Raison :** Le nombre de protons dans le noyau augmente, créant une charge nucléaire plus forte qui attire plus les électrons de liaison.

**Dans un groupe** (colonne) : L'électronégativité diminue de haut en bas.

**Raison :** Les couches électroniques supplémentaires éloignent les électrons de liaison du noyau, affaiblissant l'attraction.


Z, Ei, A et χ Augmente et r Diminue
Z,r, Aug
et
Ei, A et χ Diminue
H He
Li Be B C N O F Ne
Na Mg Al Si P S Cl Ar
K Ca Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga Ge As Se Br Kr
Rb Sr Y Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag Cd In Sn Sb Te I Xe
Cs Ba * Lu Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg Tl Pb Bi Po At Rn
Fr Ra ** Lr Rf Db Sg Bh Hs Mt Ds Rg Cn Nh Fl Mc Lv Ts Og
* La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb
** Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No