

Chapitre V

Classification périodique des éléments

1. Classification périodique de D. Mendeleïev :

Le classement de Mendeleïev est effectué en se basant sur l'ordre croissant des masses atomiques dans un tableau formé de lignes et de colonnes. Ce rangement est réalisé de telle sorte que les éléments présentant des analogies se trouvent dans la même colonne.

2. Classification périodique moderne :

La différence entre la classification de Mendeleïev et celle utilisée de nos jours est que les éléments ne sont plus classés par nombre de masse croissant mais par numéro atomique croissant en respectant la règle de remplissage de KLECHKOWSKY. Par conséquent, la classification est directement liée à la configuration électronique des éléments.

2. Principe de construction du tableau périodique :

Le tableau périodique contient 7 lignes (périodes) et 18 colonnes. Les éléments du tableau périodique sont classés selon leurs configurations électroniques ou leurs propriétés physico-chimiques par :

-  Période
-  Bloc
-  Groupe
-  Famille chimique
-  Métaux et non métaux

3.1. Période :

Chaque ligne horizontale du tableau périodique constitue une période. Elle enferme tous les éléments qui correspondent au remplissage d'un niveau ($n= 1$ jusqu'à $n= 7$). Le numéro atomique Z augmente pour la même période de gauche à droite. En d'autres termes, tous les éléments appartenant à la même période (ligne) ont leurs électrons de la couche externe (couche de valence-électrons de valence) sur le même niveau.

Exemples :

- ✓ La première période (première ligne) : $n=1$:

$1\text{H} : 1s^1$

$2\text{He} : 1s^2$

He est classé dans la dernière colonne du tableau périodique car il possède une couche externe saturée. C'est le premier gaz rare de configuration $1s^2$ qu'on note ${}_2[\text{He}]$.

✓ La deuxième période (deuxième ligne) : $n = 2$:

${}_3\text{Li} : 1s^2 2s^1$ ou bien en écriture abrégée ${}_2[\text{He}] 2s^1$

${}_4\text{Be} : 1s^2 2s^2$ ou bien en écriture abrégée ${}_2[\text{He}] 2s^2$

${}_5\text{B} : 1s^2 2s^2 2p^1$ ou bien ${}_2[\text{He}] 2s^2 2p^1$

${}_6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2$ ou bien ${}_2[\text{He}] 2s^2 2p^2$

${}_7\text{N} : 1s^2 2s^2 2p^3$ ou bien ${}_2[\text{He}] 2s^2 2p^3$

${}_8\text{O} : 1s^2 2s^2 2p^4$ ou bien ${}_2[\text{He}] 2s^2 2p^4$

${}_9\text{F} : 1s^2 2s^2 2p^5$ ou bien ${}_2[\text{He}] 2s^2 2p^5$

${}_{10}\text{Ne} : 1s^2 2s^2 2p^6$ ou bien ${}_{10}[\text{Ne}]$: C'est le 2^{ème} gaz rare car il a sa couche externe saturée. Cette période contient 8 éléments qui ont leurs électrons de valence sur la sous-couche $2s 2p$.

✓ La troisième période (3^{ème} ligne) : $n = 3$:

${}_{11}\text{Na} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ou bien ${}_{10}[\text{Ne}] 3s^1$

${}_{12}\text{Mg} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ou bien en écriture abrégée ${}_{10}[\text{Ne}] 3s^2$

${}_{13}\text{Al} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ou bien ${}_{10}[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$

${}_{14}\text{Si} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ou bien ${}_{10}[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$

${}_{15}\text{P} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ou bien ${}_{10}[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$

${}_{16}\text{S} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ou bien ${}_{10}[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$

${}_{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ou bien ${}_{10}[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$

${}_{18}\text{Ar} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ou bien ${}_{18}[\text{Ar}]$: C'est le 3^{ème} gaz rare car il a sa couche externe saturée. Cette période contient 8 éléments qui possèdent leurs électrons de valence sur la couche $3s 3p$.

✓ La quatrième période (4^{ème} ligne) : $n = 4$:

${}_{19}\text{K} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ou bien ${}_{18}[\text{Ar}] 4s^1$

${}_{20}\text{Ca} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ ou bien ${}_{18}[\text{Ar}] 4s^2$

${}_{21}\text{Sc} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ ou bien ${}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$

${}_{22}\text{Ti} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ ou bien ${}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$

${}_{23}\text{V} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ ou bien ${}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$

${}_{24}\text{Cr} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ ou bien ${}_{18}[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$

${}_{25}\text{Mn} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ ou bien ${}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$

${}_{26}\text{Fe} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ ou bien ${}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$

${}_{27}\text{Co} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ ou bien ${}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$

${}_{28}\text{Ni} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ ou bien ${}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$

$${}_{29}\text{Cu}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10} \text{ ou bien } {}_{18}[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$$
$$_{30}\text{Zn}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} \text{ ou bien } _{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$$
$${}_{31}\text{Ga}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1 \text{ ou bien } {}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$$
$${}_{32}\text{Ge}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2 \text{ ou bien } {}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^2$$
$${}_{33}\text{As}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3 \text{ ou bien } {}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^3$$
$${}_{34}\text{Se}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4 \text{ ou bien } {}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$$
$${}_{35}\text{Br}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 \text{ ou bien } {}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$$

${}_{36}\text{Kr}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ ou bien ${}_{36}[\text{Kr}]$: C'est le 4ème gaz rare car il a sa couche externe saturée.

Cette période contient 18 éléments qui possèdent leurs électrons de valence sur la couche 4s 3d 4p.

Tableau V.1 : Configuration électronique externe des éléments appartenant à la même période.

Ligne	Période	Structure électronique externe	Z	Nombre d'éléments
n=1	1	1s ¹⁻²	Z= 1, 2	2
n=1	2	2s ¹⁻² 2p ¹⁻⁶	3 ≤ Z ≤ 10	8
n=1	3	3s ¹⁻² 3p ¹⁻⁶	11 ≤ Z ≤ 18	8
n=1	4	4s ¹⁻² 3d ¹⁻¹⁰ 4p ¹⁻⁶	19 ≤ Z ≤ 36	18
n=1	5	5s ¹⁻² 4d ¹⁻¹⁰ 5p ¹⁻⁶	37 ≤ Z ≤ 54	18
n=1	6	6s ¹⁻² 4f ¹⁻¹⁴ 5d ¹⁻¹⁰ 6p ¹⁻⁶	55 ≤ Z ≤ 86	32
n=1	7	7s ¹⁻² 5f ¹⁻¹⁴ 6d ¹⁻¹⁰ 7p ¹⁻⁶	87 ≤ Z ≤ 118	32

- Les éléments appartenant à la même période possèdent des propriétés chimiques différentes.
- Les éléments de la période 6 et 7, de sous-couche f sont portés dans deux lignes supplémentaires : Lanthanides : $57 \leq Z \leq 71$ et Actinides : $89 \leq Z \leq 103$

The diagram illustrates the decomposition of a 7x12 grid into seven 7x7 subgrids, each representing a period. The subgrids are arranged in a staggered pattern, with Period 1 at the top left and Period 7 at the bottom right. Each subgrid is labeled 'Période 1' through 'Période 7' and contains a 7x7 grid of colored cells (yellow, orange, red, brown, green, light green, and white).

3.2. Bloc :

Il existe quatre blocs dans le tableau périodique : s, p, d et f.

Bloc s : de configuration externe ns^1 et ns^2 (colonne 1 et 2).

Bloc p : de configuration externe $ns^2 np^{1-6}$ (colonnes 13 à 18).

Bloc d : de configuration externe $ns^{1-2} (n-1)d^{1-10}$ (colonnes 3 à 12).

Bloc f : de configuration externe $ns^2 (n-2)f^{1-14}$ (colonnes 3 à 12), c'est-à-dire 4f pour le groupe des lanthanides (ou terres rares) et 5f pour le groupe des actinides.

The diagram illustrates the periodic table with elements grouped into four color-coded blocks:

- Bloc s (Yellow):** Located in the first two columns (groups 1 and 2).
- Bloc p (Green):** Located in the last six columns (groups 13 to 18).
- Bloc d (Blue):** Located in the middle columns (groups 3 to 10).
- Bloc f (Orange):** Located below the main table, representing the lanthanide and actinide series.

Remarque :

L'hélium a pour configuration électronique : $1s^2$. De ce fait, il appartient au bloc s. Cependant, il est placé dans le tableau périodique avec les éléments du bloc p afin qu'il s'aligne avec les autres gaz rares.

3.3. Groupe :

Les éléments d'une même colonne font parties d'un même groupe chimique ou famille chimique et possèdent des propriétés chimiques analogues. Le groupe chimique est noté par des chiffres romains de I à VIII. Les éléments appartenant au même groupe ont le même nombre d'électrons de valence et donc la même structure externe.

Le tableau périodique est constitué de 18 colonnes, réparties en 08 groupes. Chaque groupe est divisé en deux sous-groupes :

Sous-groupe A :

Ce sont les éléments dont la couche externe est de forme $ns np$, ce qui revient à dire que leur configuration électronique se termine toujours sur les sous-couches s et/ou p.

Il existe 8 colonnes de sous-groupes A : I_A à $VIII_A$.

[illegible]

On prend les trois éléments appartenant à la même colonne (même groupe) : ${}^9\text{F}$, ${}^{17}\text{Cl}$ et ${}^{35}\text{Br}$.

$$_{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \text{ou } _{10}[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$$
$${}_{35}\text{Br}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 \text{ ou } {}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$$

Ces trois éléments ont 7 électrons de valence répartis sur les sous-couches s et p $\rightarrow$ 7 électrons de valence $\rightarrow$ Groupe VII_A

Ce sont les éléments dont la couche externe est de forme $ns^{1-2} (n-1)d^{1-10}$ ou $ns^{1-2} (n-2)d^{1-14}$. Les premiers sont appelés éléments de transition d et les secondes, éléments de transition f.

[illegible]

$4f^1$	$4f^2$	$4f^3$	$4f^4$	$4f^5$	$4f^6$	$4f^7$	$4f^8$	$4f^9$	$4f^{10}$	$4f^{11}$	$4f^{12}$	$4f^{13}$	$4f^{14}$
$5f^1$	$5f^2$	$5f^3$	$5f^4$	$5f^5$	$5f^6$	$5f^7$	$5f^8$	$5f^9$	$5f^{10}$	$5f^{11}$	$5f^{12}$	$5f^{13}$	$5f^{14}$

Bloc f

Remarque :

Les éléments dont la couche de valence est de forme $ns^2 (n-1)d^6$, $ns^2 (n-1)d^7$ et $ns^2 (n-1)d^8$ (colonnes 8, 9 et 10), c'est-à-dire un nombre d'électrons de valence de 8, 9 et 10 respectivement, appartiennent tous au groupe VIII_B. On l'appelle : **les triades**.

Exemple :

Prenons l'exemple de deux éléments appartenant à la même colonne : ${}_{24}\text{Cr}$ et ${}_{42}\text{Mo}$.

${}_{24}\text{Cr}$: ${}_{18}[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$: exception à la règle de Klechkowsky : structure de stabilité supérieure

${}_{42}\text{Mo}$: ${}_{36}[\text{Kr}] 5s^1 4d^5$

Ces deux éléments contiennent 6 électrons de valence, d'où le groupe VI, répartis sur la sous couche d (sous-groupe B).

3.4. Famille chimique :

Une famille chimique est définie comme étant tous les éléments qui présentent des analogies dans leurs propriétés. Ces familles sont répertoriées comme suit :

Famille	Colonne	Groupe	Couche externe
Alcalins	1	I _A	ns^1
Alcalino-terreux	2	II _A	ns^2
Métaux terreux	13	III _A	$ns^2 np^1$
Carbonides	14	IV _A	$ns^2 np^2$
Azotides	15	V _A	$ns^2 np^3$
Chalcogènes	16	VI _A	$ns^2 np^4$
Halogènes	17	VII _A	$ns^2 np^5$
Gaz rares	18	VIII _A	$ns^2 np^6$

Dans le bloc d et f, nous trouvons la famille des éléments de transition : éléments de transitions d et éléments de transition f (lanthanides et actinides).

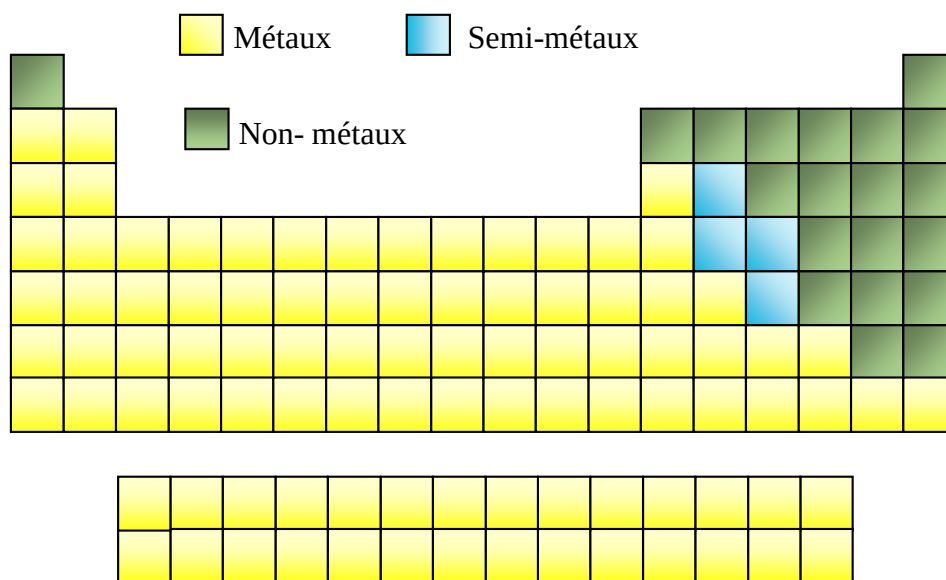
3.5. Métaux et non métaux :

Les éléments chimiques sont classés en métaux et non métaux. Les métaux sont caractérisés par leur conduction de l'électricité et de chaleur et par leur état solide à température ambiante (en grande majorité). Les métaux sont classés à gauche majoritairement. Plus on se déplace vers la droite, moins les éléments sont métalliques (quelques-uns de ces métaux ne sont pas solides à température ambiante (mercure, gallium et cérium)).

Les semi-métaux, métalloïdes ou semi-conducteurs (Si, Ge, As, Sb) sont intermédiaires entre métaux et non métaux.

Exemple :

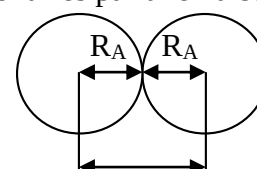
Période = 3 supérieur au nombre d'électrons de valence qui est de 2, donc Mg est un métal.



4.1. Rayon atomique :

Le modèle de Bohr donne l'expression du rayon des orbites permises pour les atomes hydrogénoïdes :

$$r = a_0 \frac{n^2}{Z} \text{ avec } a_0 = 0,53 \text{ \AA}$$



Longueur de la liaison

$$r = a_0 \frac{n^{*2}}{z_*}$$

avec Z^* : charge nucléaire effective calculée par le modèle de Slater

n^* : valeur corrigée de n

Le rayon ainsi défini est appelé rayon atomique de l'élément.

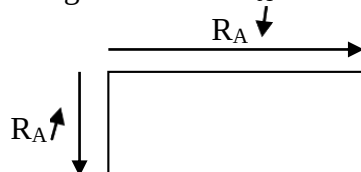
Dans une même colonne (éléments appartenant au même groupe) :

Même groupe : même colonne : $n \uparrow \rightarrow F_A \uparrow \rightarrow R_A \uparrow$

Dans une même ligne (éléments appartenant à la même période) :

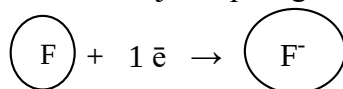
$$r = a_0 \frac{n^{*2}}{Z^*}$$

Même période : même ligne : $Z^* \uparrow \rightarrow R_A \downarrow$

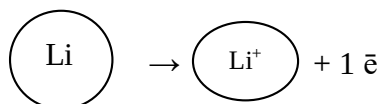


4.2. Rayon ionique :

L'ajout d'un ou plusieurs électrons fait augmenter le rayon. Les anions (ions négatifs ayant reçus des électrons) sont donc toujours plus gros que leurs atomes neutres d'origine ($r_{ion} \uparrow$).



Inversement, si on enlève des électrons, le rayon diminue. Les cations (ions positifs ayant perdus des électrons) sont donc toujours plus petits que leurs atomes neutres d'origine ($r_{ion} \downarrow$).



4.3. Energie d'ionisation :

C'est l'énergie qu'il faut fournir à un atome ou un ion (à l'état gazeux) pour lui arracher un électron selon la réaction :



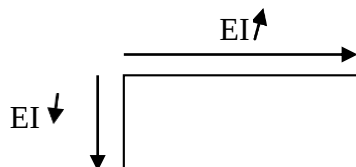
Cette énergie est toujours positive et donnée en KJ.mol^{-1} (ou en eV).

Dans une même colonne (même groupe) :

$n \uparrow \rightarrow$ les électrons s'éloignent du noyau $\rightarrow$ la force d'attraction noyau-électrons $\downarrow \rightarrow EI \downarrow$.

Dans une même ligne (même période) :

$Z \uparrow$ de gauche à droite $\rightarrow$ la force d'attraction noyau-électrons $\uparrow \rightarrow$ difficulté d'arracher les électrons $\rightarrow EI \uparrow$

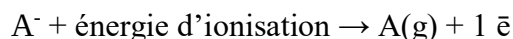


4.4. Affinité électronique :

L'affinité électronique est l'énergie libérée (dégagée) suite à la fixation d'un électron à l'atome neutre pour obtenir un anion.



Cette énergie de fixation est généralement négative. Les affinités électroniques ne sont pas faciles à mesurer. Plusieurs méthodes existent et la plus courante consiste à mesurer l'énergie d'ionisation de l'ion négatif :

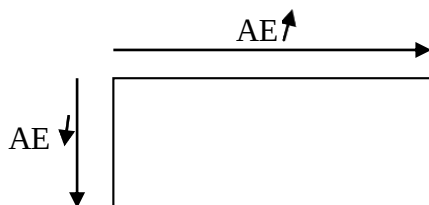


Ces deux réactions étant l'inverse l'une à l'autre, on a :

Energie d'ionisation = affinité électronique en valeur absolue

$$|EI| = |AE|$$

En général, les affinités électroniques ont tendance à augmenter avec Z au cours d'une période puisque ce sont les halogènes qui ont les affinités électroniques les plus élevées.



4.5. Électronégativité :

C'est la tendance que possède un atome d'attirer vers lui le doublet d'électrons qui l'unit à un autre atome, en d'autres termes à acquérir une charge négative.

a. Echelle de Mulliken :

Pour mesurer l'électronégativité χ d'un atome, Mulliken a choisi la moyenne arithmétique de l'affinité électronique et de l'énergie d'ionisation.

$$\chi = \frac{1}{2} (EI + AE)$$

b. Echelle de Pauling :

Selon Pauling, c'est la différence d'électronégativité entre les éléments A et B. Il a basé son échelle sur les énergies de dissociation des molécules diatomiques : $A-B \rightarrow A + B$.

$$\Delta \chi_{A-B} = \chi_A - \chi_B = \sqrt{E_{A-B} - \sqrt{E_{A-A} - E_{B-B}}}$$

Avec E_{A-B} , E_{A-A} et E_{B-B} sont les énergies des liaisons A-B, A-A et B-B respectivement. L'élément référence est le fluor (F) auquel Pauling a attribué la plus grande électronégativité $\chi_F = 4$.