

CHAPITRE IV : CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

IV.1. CLASSIFICATION PERIODIQUE DE D. MENDELEÏEV (1869)

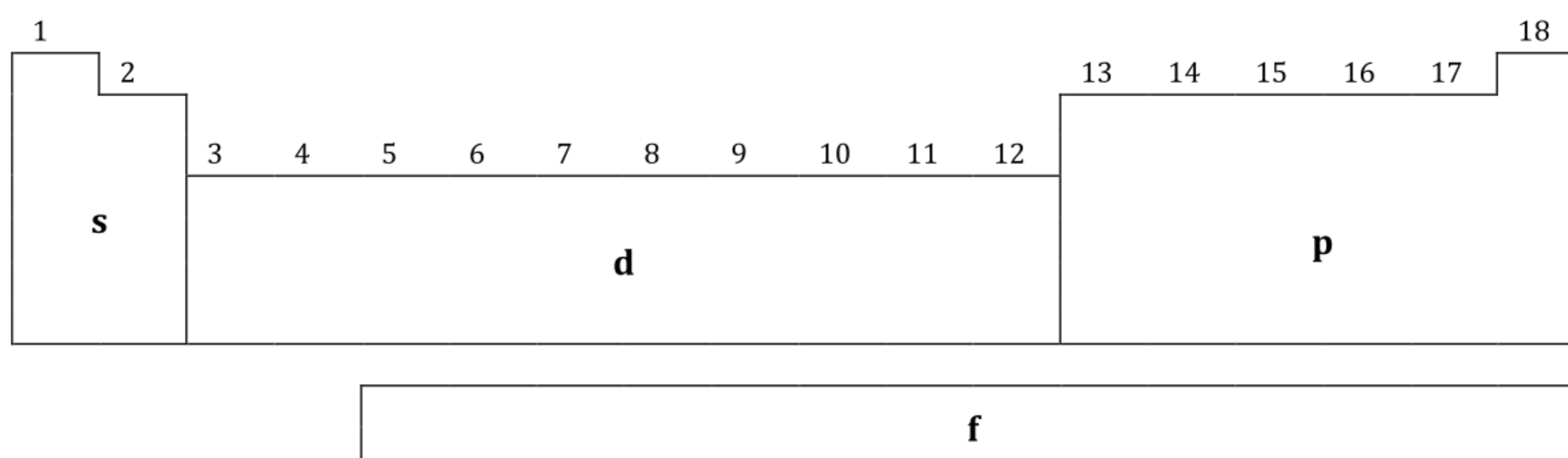
La classification périodique de **D. I. Mendeleïev** rangeait les éléments dans l'ordre croissant de leurs masses atomiques. Il comptait 63 éléments et quelques cases vides prédisant des propriétés à des éléments inconnus (exemple : il proposa l'existence de l'Eka-aluminium de $M=68$, $\rho=5,9$ et formule Ea_2O_3 ; 04 ans après le galium fut découvert ayant les propriétés : $M=69,9$, $\rho=5,94$ et formule Ga_2O_3 . Il a inversé quelques éléments tels que : tellure ($A=127$) et l'iode (128) alors que leurs Z respectifs sont de 52 et 53 (il était donc obligé de les permuter).

IV.2. CLASSIFICATION PERIODIQUE MODERNE

La classification périodique **moderne** range les éléments selon l'ordre croissant de Z et non pas celui de la masse atomique A . Il est composé de sept (7) lignes et dix-huit (18) colonnes. Il contient 118 éléments. Il peut être divisé en 4 blocs : bloc s, bloc p, bloc d et bloc f correspondant au remplissage des sous-couches s, p, d et f.

IV.3. LE TABLEAU PERIODIQUE

Le tableau périodique moderne est divisé en sept lignes et dix-huit colonnes. Il est également divisé en 4 blocs s, p, d et f, comme présenté la figure ci-dessous :



IV.3.1. PERIODES :

Périodes ou lignes, elles sont au nombre de sept (7). Le nombre d'éléments par période est variable. Les différentes caractéristiques des périodes sont résumées dans le tableau III.1.

Tableau IV.1. Différentes caractéristiques des périodes :

Période	Structure externe	Éléments de transition ($n \geq 4$)	Nombre d'éléments	Numéros atomiques
1 ^{ère} ($n=1$)	1s	/	2	1 à 2
2 ^{ème} ($n=2$)	2s ; 2p	/	8	3 à 10
3 ^{ème} ($n=3$)	3s ; 3p	/	8	11 à 18
4 ^{ème} ($n=4$)	4s ; 3d ; 4p	$_{21}Sc$ à $_{30}Zn$	18	19 à 36
5 ^{ème} ($n=5$)	5s ; 4d ; 5p	$_{39}Y$ à $_{48}Cd$	18	37 à 54
6 ^{ème} ($n=6$)	6s ; 4f ; 5d ; 6p	$_{72}Hf$ à $_{80}Hg$ Lanthanides ou terres rares : $_{57}La$ à $_{71}Lu$	32	55 à 86
7 ^{ème} ($n=7$)	7s ; 5f ; 6d ; 7p	$_{89}Rf$ à $_{112}Cn$ Les Actinides $_{89}Ac$ à $_{103}Lr$	24	87 à 118

Note :

Les lanthanides sont extraits sous forme d'oxydes à partir de minerais ou de gisements formés de roches magmatiques.

Les actinides appartiennent à la septième ligne, ils sont des éléments super lourds. Ils comprennent surtout les éléments synthétisés dans des réactions nucléaires mais qui n'existent pas à l'état naturel. Ils sont instables car les protons se repoussent avec des forces qui augmentent avec la taille du noyau. Les transuraniens ($>_{92}\text{U}$) sont tous radioactifs.

Les *lanthanides* et les *actinides* peuvent être classés comme des métaux.

IV.3.2. COLONNES :

Dans une colonne les éléments ont la même configuration électronique externe (le même nombre d'électrons de valence). Certaines colonnes (ou groupes) ont un nom particulier. Par convention les noms des groupes s'écrivaient en chiffres romains. Ils se divisent en deux sous-groupes :

Sous-groupes A : contiennent des éléments dont les électrons de valence occupent uniquement les orbitales atomiques « s » et « p ».

Sous-groupes B : contiennent les éléments dont les structures externes font intervenir les sous-couches « d ».

Tableau IV.2. Différentes caractéristiques des colonnes du sous-groupe A :

Colonne	Groupe	Couche de valence	Appellation de la famille	Nombre Eléments
1 ^{ère}	I _A	ns ¹	Métaux alcalins	7
2 ^{ème}	II _A	ns ²	Métaux alcalino-terreux	6
13 ^{ème}	III _A	ns ² np ¹	/	6
14 ^{ème}	IV _A	ns ² np ²	/	6
15 ^{ème}	V _A	ns ² np ³	/	6
16 ^{ème}	VI _A	ns ² np ⁴	Chalcogènes	6
17 ^{ème}	VII _A	ns ² np ⁵	Halogènes	6
18 ^{ème}	0	ns ² np ⁶	Gaz rares (inertes, nobles)	7

Tableau IV.3. Différentes caractéristiques des colonnes du sous-groupe B :

Colonne	Groupe	Couche de valence	Appellation de la famille	Eléments
3 ^{ème}	III _B	ns ² (n-1) d ¹	Métaux de transition	4
4 ^{ème}	IV _B	ns ² (n-1) d ²		4
5 ^{ème}	V _B	ns ² (n-1) d ³		4
6 ^{ème}	VI _B	ns ¹ (n-1) d ⁵		4
7 ^{ème}	VII _B	ns ² (n-1) d ⁵		4
8 ^{ème}	VIII _B	ns ² (n-1) d ⁶		4
9 ^{ème}		ns ² (n-1) d ⁷		4
10 ^{ème}		ns ² (n-1) d ⁸		4
11 ^{ème}	I _B	ns ¹ (n-1) d ¹⁰		4
12 ^{ème}	II _B	ns ² (n-1) d ¹⁰		4

a. Métaux

Ils sont regroupés à gauche du tableau périodique. Leurs propriétés communes sont :

- L'éclat ;
- La bonne conductivité électrique et thermique ;
- L'aptitude à la déformation ;
- La tendance à former des cations ;
- Ils sont solides (sauf Cs, Fr, Hg et Ga qui sont liquides).

b. Non-métaux

Ils sont en haut et à droite du tableau périodique. Ils sont liquides, solides et gaz.

- Solides : C, P, S, Se, I.
- Liquides : Br.
- Gaz : H, He, F, O, Ne, Cl, Ar, Kr, Xe.

c. Métalloïdes ou semi-métaux

Les métalloïdes possèdent des propriétés intermédiaires entre celles des métaux et celles des non-métaux. Ils y a 10 métalloïdes et qui sont : le Bore (B), le silicium (Si), le Germanium (Ge), l'arsenic (As), l'antimoine (Sb), le tellure (Te) le polonium (Po), l'astate (At), le livermorium (Lv) et l'ununseptium (Uus).

IV.3.3. BLOCS :

On distingue 4 blocs dans la classification périodique, en fonction des structures électroniques :

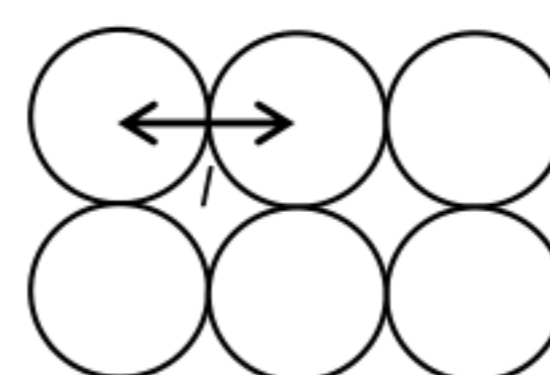
- Bloc s : regroupe les éléments métalliques. Les électrons de valence occupent la sous-couche s (groupes I_A et II_B)
- Bloc d : regroupe les éléments de transition. Les électrons de valence occupent la sous-couche d.
- Bloc p : regroupe les éléments non-métalliques et les semi-métaux. Les électrons de valence occupent la sous-couche p.
- Bloc f : regroupe les lanthanides et les actinides. Les électrons de valence occupent la sous-couche f.

IV.4. EVOLUTION ET PERIODICITE DES PROPRIETES PHYSICO-CHIMIQUES DES ELEMENTS

IV.4.1. RAYON ATOMIQUE

Le rayon atomique correspond à la moitié de la distance qui sépare les noyaux de deux atomes adjacents (la longueur de liaison). C'est-à-dire le rayon de la plus haute orbitale occupée (rayon de covalence).

$$r_{cov} = \frac{l}{2}$$



1. Pour la même période (le même n), le rayon atomique est inversement proportionnel à la charge Z, donc r_{cov} diminue quand la charge Z augmente (i.e., le rayon diminue de gauche à droite du tableau périodique).
2. Pour le même groupe (colonne), le rayon atomique augmente de haut en bas du tableau périodique.

IV.4.2. RAYON IONIQUE (r_i):

Il s'agit du rayon d'un cation ou d'un anion.

Le rayon d'un anion est plus grand que celui de l'atome neutre correspondant.

Le rayon d'un cation est inférieur à celui de l'atome neutre correspondant.

Les tableaux IV.4, et IV.5, illustrent les valeurs des rayons atomiques de quelques éléments et ceux des leurs ions correspondants.

Tableau IV.4. Valeurs des rayons ioniques (en Angström) de quelques anions et leurs atomes correspondants

r_A	r_i	r_A	r_i
O : 0,73	O ²⁻ : 1,40	F : 0,72	F ⁻ : 1,33
S : 1,03	S ²⁻ : 1,84	Cl : 0,99	Cl ⁻ : 1,81
S : 1,17	Se ²⁻ : 1,98	Br : 1,14	Br ⁻ : 1,95
Te : 1,43	Te ²⁻ : 2,11	I : 1,33	I ⁻ : 2,20

Tableau IV.7. Valeurs des rayons ioniques (en Angström) de quelques cations et leurs atomes correspondants

r_A	r_i
Li : 1,52	Li ⁺ : 0,78
Na : 1,86	Na ⁺ : 0,98
K : 2,27	K ⁺ : 1,33
Rb : 2,48	Rb ⁺ : 1,48
Cs : 2,65	Cs ⁺ : 1,65

IV.4.3. L'ENERGIE D'IONISATION:

C'est l'énergie minimale qu'il faut fournir à un atome gazeux pour lui arracher un électron. C'est une grandeur caractéristique de l'élément (tabulée).

Energie de première ionisation $E_{i(1)}$: soit, $A_{(g)} \rightarrow A^+_{(g)} + 1 e^-$

$$E_{i(1)} = E(A^+) - E(A)$$

Energie de deuxième ionisation $E_{i(2)}$: soit, $A^+_{(g)} \rightarrow A^{++}_{(g)} + 1 e^-$

$$E_{i(2)} = E(A^{++}) - E(A^+)$$

Energie de troisième ionisation $E_{i(3)}$: soit, $A^{++}_{(g)} \rightarrow A^{+++}_{(g)} + 1 e^-$

$$E_{i(3)} = E(A^{+++}) - E(A^{++})$$

Evolution de E_i

- $E_{i(n)} \neq n \cdot E_{i(1)}$
- Pour un élément donné : $E_{i(1)} < E_{i(2)} < E_{i(3)} < \dots < E_{i(z)}$, (tableau IV.8).

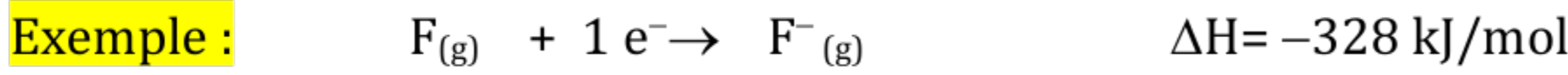
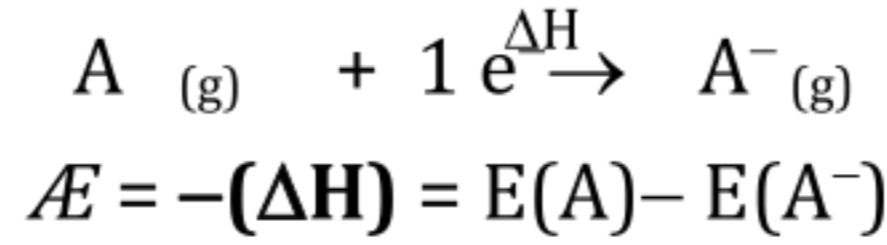
Tableau IV.8. Les Energies d'ionisation (en kJ.mol⁻¹) de quelques éléments :

E_i (kJ.mol ⁻¹)	$E_{i(1)}$	$E_{i(2)}$	$E_{i(3)}$	$E_{i(4)}$
N	1400	2860	4580	7500
F	1680	3370	6050	8400
Na	495,9	4560	6900	9540
Al	577,9	1820	2750	11600

- L'énergie d'ionisation E_i varie au sens inverse du rayon atomique. Plus r est grand, plus la force d'attraction F_a diminue et donc les électrons seront plus faciles à arracher. $F_a = \frac{k \cdot q \cdot q'}{r^2}$
- Les énergies d'ionisation E_i des éléments, dans une période, augmentent avec le numéro atomique Z.
- E_i diminue de haut en bas du tableau périodique.

IV.4.4. L’AFFINITE ELECTRONIQUE $\mathcal{A}E$:

C’est l’inverse de la variation de l’énergie de fixation électronique lorsqu’un atome à l’état gazeux capte un électron.



$$\mathcal{A}E = -(\Delta H) = -(-328) = + 328 \text{ kJ/mol}$$

En général, l’affinité électronique ($\mathcal{A}E$) varie dans le même sens que l’énergie d’ionisation E_i .

Le long d’une période : $\mathcal{A}E$ augmente de gauche à droite du tableau périodique.

Le long d’un groupe (colonne) : $\mathcal{A}E$ diminue de haut en bas du tableau périodique.

IV.4.5. L’ELECTRONEGATIVITE :

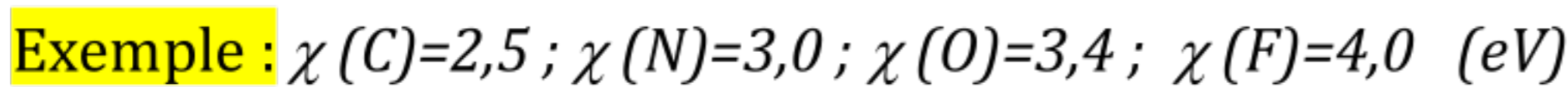
Elle caractérise la capacité que possède un atome pour attirer des électrons mis en commun lors de la formation d’une liaison chimique avec un autre élément. Elle sert à prédire la polarité des molécules ainsi que leur réactivité. Plusieurs échelles empiriques sont proposées.

a) Echelle de Mulliken (1934)

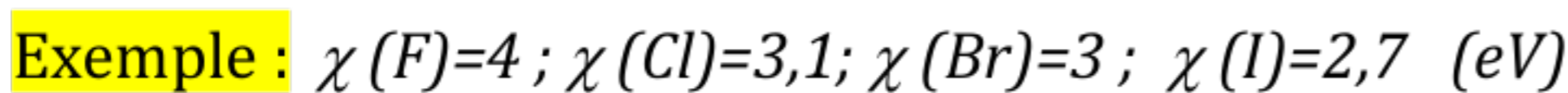
R. Mulliken a proposé de définir l’électronégativité (χ) comme la moyenne arithmétique de l’énergie de 1^{ère} ionisation ($E_{i(1)}$) et de l’affinité électronique ($\mathcal{A}E$), corrigée d’un facteur de dimension k pour avoir un même ordre de grandeur que Pauling.

$$\chi_M = \frac{k}{2} (E_i + A_E) \quad \text{avec, } k = 0,317$$

Le long d’une période : l’électronégativité augmente de gauche à droite du tableau périodique.



Le long d’un groupe : l’électronégativité diminue de haut en bas du tableau périodique.



																		$E_i(\nearrow) \quad \mathcal{A}E(\nearrow) \chi(\nearrow) \quad R(\searrow)$
																		→
	I _A											III _A	IV _A	V _A	VI _A	VII _A	VIII _A -0	
1		II _A																
2																		
3			III _B	IV _B	V _B	VI _B	VII _B	VIII _B		I _B	II _B							
4																		
5																		
6																		
7																		
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18