

Chapitre IV

CLASSIFICATION PERIODIQUE ET PROPRIETES DES ELEMENTS

1) Description du tableau périodique de Mendelieff

Le tableau périodique est une conséquence des configurations électroniques. La classification périodique est basée sur la formation de groupes constitués par les éléments (de numéro atomique Z) possédant des propriétés analogues.

- * Le tableau périodique est constitué de 4 blocs : s, p, d et f.
- * Les éléments d'une même ligne horizontale du tableau périodique constituent une période. Ils sont au nombre de 7.
- * Les éléments d'une même colonne ayant la même configuration électronique de la couche externe constituent une famille ou groupe.

Le tableau périodique est constitué de 18 colonnes réparties en 8 groupes. Les 7 premiers comportent chacun deux sous-groupes A et B selon l'état des électrons externes.

Sous-groupe A : contient les éléments dont la couche externe est $ns\ np$.

Sous-groupe B : contient les atomes qui possèdent un état d.

Les indices I, II, III,... indiquent le nombre d'électrons sur la couche externe, appelés électrons de valence.

Les principales familles du tableau périodique sont :

Famille des alcalins :

Groupe I_A

Les éléments dont la configuration électronique externe est du type ns^1 .

Famille des alcalino-terreux : Groupe II_A

Leurs configurations électroniques externes sont de type ns^2 .

Famille des halogènes : Groupe VII_A

Leurs configurations électroniques externes sont de type ns^2np^5 .

Famille des gaz rares

Tous ces éléments ont une configuration électronique externe de la forme ns^2np^6 .

Famille des éléments de transition

Ce sont des éléments qui possèdent les orbitales **d** **incomplètement remplies**.

Éléments des triades

Ces éléments constituent le groupe VIII. On distingue trois types de triades :

- Triade du Fer (Fe, Co, Ni)
- Triade du palladium (Ru, Rh, Pd)
- Triade du platine (Os, Ir, Pt)

Éléments des terres rares

Ces éléments possèdent les orbitales f en cours de remplissage. On distingue les éléments qui correspondent au remplissage de l'orbitale 4f : on les appelle les lanthanides. Ceux qui correspondent au remplissage de l'orbitale 5f sont appelés les actinides.

alcalins												Bloc p					gaz nobles		
alcalino-terreux																	He		
H 1												B 5, C 6, N 7, O 8, F 9					Ne 10		
Li 3, Be 4		Bloc d										Al 13, Si 14, P 15, S 16, Cl 17					Ar 18		
Na 11, Mg 12												Ca 20, Sc 21, Ti 22, V 23, Cr 24, Mn 25, Fe 26, Co 27, Ni 28, Cu 29, Zn 30					Kr 36		
K 19, Rb 37, Cs 55, Fr 87		Ca 20, Sr 38, Y 39, Ba 56, Ra 88		lant										Ga 31, Ge 32, As 33, Se 34, Br 35, In 49, Sn 50, Sb 51, Te 52, I 53, Xe 54					Rn 86
		act		bloc f										Tl 81, Pb 82, Bi 83, Po 84, At 85, Uut 113, Fl 114, Uup 115, Lv 116, Uus 117					Uuo 117
														La 57, Ce 58, Pr 59, Nd 60, Pm 61, Sm 62, Eu 63, Gd 64, Tb 65, Dy 66, Ho 67, Er 68, Tm 69, Yb 70, Lu 71					
														Ac 89, Th 90, Pa 91, U 92, Np 93, Pu 94, Am 95, Cm 96, Bk 97, Cs 98, Es 99, Fm 100, Md 101, No 102, Lr 103					

II - Périodicité des propriétés

II-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

II-2- Rayon ionique : r_i

D'une manière générale :

- * Les cations sont plus petits que leurs atomes parents : r_i (cation) $<$ r_a
- * Les anions sont plus gros que leurs atomes parents : r_i (anion) $>$ r_a
- * Pour les ions ayant la même configuration électronique (S^{2-} , Cl^- , K^+ , Ca^{2+} , Ti^{4+} , ...) : si Z augmente ; r_i diminue
- * A charges égales, le rayon ionique varie dans le même sens que le rayon atomique : si Z augmente alors r_i diminue

II-3- Energie d'ionisation (EI)

C'est l'énergie qu'il faut fournir pour arracher un électron 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.

II-4- Affinité électronique (A.E)

C'est le phénomène inverse de l'ionisation.

L'affinité électronique d'un atome X est l'énergie dégagée lorsque cet atome capte un électron.

II-5- Electronégativité (E.N)

C'est le pouvoir d'attirer un électron par un élément. Un élément qui perd facilement un ou plusieurs électrons est dit électropositif.

L'électronégativité χ d'un élément X peut être défini selon plusieurs échelles :

Evolution de l'électronégativité dans la classification périodique :

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

II-6- Valence

C'est la capacité de chaque atome à former une liaison. Sa valeur est égale au nombre d'électrons non appariés (célibataires).

Exemple :

- 1) Hydrogène : $1s^1$; $v = 1$
- 2) Oxygène : $2s^2 2p^4$; $v = 2$
- 3) Potassium : $4s^1$, $v = 1$

II-7 Propriétés magnétiques

- **Diamagnétisme** : Les atomes (ou molécules) ne possédant pas d'électrons célibataires sont dit diamagnétiques.

- **Paramagnétisme** : Les atomes (ou molécules) possédant des électrons célibataires

sont dit paramagnétique

