

CHIMIE GENERALE ET ORGANIQUE

Chapitre I

Cours 4 : La Classification périodique des éléments

Enseignant : DAOUD Ismail

TABLE DES MATIERES

1. Classification périodique des éléments

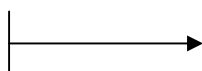
1.1. La période	3
1.2. Le groupe chimique	4
1.3. Le bloc	5
1.4. Evolution des périodicités physique au sein du tableau périodique	8
1.4.1. Le rayon atomique	8
1.4.2. Energie d'ionisation (E_i)	8
1.4.3. Affinité électronique (A_E)	9
1.4.4. Electronégativité (E_n)	10

1. Classification périodique des éléments

La classification de Mendeleïev (1869) basée initialement sur le classement des éléments par masse atomique croissante, la classification moderne est basée sur le classement des éléments par numéro atomique Z croissant, donc s'appuie sur la structure électronique des atomes.

- Elle est constituée de **7 lignes** (horizontale) appelées "**périodes ou couches**" et de **18 colonnes** (verticale) appelées "**familles ou groupes**".
- Le numéro atomique **croît de gauche à droite dans une période et de haut en bas dans une colonne**.
- Les éléments d'une **même période** ont la **même valeur du nombre quantique principal maximal n** .
- Les éléments appartenant à une même colonne **ont généralement la même structure électronique externe**, donc souvent des propriétés chimiques ou physiques voisines (attention : ne pas généraliser !).

1.1. La période



Il existe 7 périodes (3 périodes courtes et 4 périodes longues). Une période est caractérisée par le remplissage des orbitales atomiques et ce, conformément à la règle de Klechkowski :

$$ns \quad (n-2)f \quad (n-1)d \quad np$$

Quand : $n < 4 \Rightarrow$ la forme générale est $ns \quad np$

Quand : $n > 4 \Rightarrow$ la générale est $ns \quad (n-1)d \quad np$

Quand : $n \geq 6 \Rightarrow$ la forme générale $ns \quad (n-2)f \quad (n-1)d \quad np$.

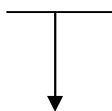
Notons qu'après avoir écrit la structure électronique d'un élément, le nombre quantique principal " n " le plus élevé nous renseignera sur la période de cet élément. Par exemple, la période de Cr est 4 et celle de Cu aussi.

Remarque :

- 4f : famille des Lanthanides (14 éléments). Ces sous couches ont des énergies très voisines et la règle de Klechkowski devient peu fiable.
- 5f : famille des Actinides (14 éléments). La règle de Klechkowski est peu fiable pour les sous-couches 5f aussi.
- La plupart des éléments des ces deux familles sont radioactifs, de ce fait la règle de

Klechkowski ne leur est pas applicable.

1.2. Le groupe chimique



Chaque groupe (ou colonne) du tableau périodique contient des éléments ayant même structure électronique externe et va constituer un groupe chimique.

Les propriétés physico-chimiques étant liées au d'électrons de valence (de la dernière couche), les éléments d'un même groupes auront donc des propriétés très voisines. De plus, il est à noter que, par commodité, le tableau périodique représente à part les éléments 4f et 5f.

La nomenclature prévoit deux manières de nommer les groupes :

- Du 1^{er} au 18^{ème} groupe (nombres écrits en chiffres arabes : 1, 2, 3, ...).
- Ou en utilisant les sous-groupes **A** et **B** (nombres écrits en chiffres romains : I, II, ...).

Les éléments des blocs **s** et **p** appartiennent au **sous groupe A** et les éléments des blocs **d** et **f** appartiennent au **sous groupe B**.

Pour rappel, quelques chiffres romains utiles : **I**(1), **II**(2), **III**(3), **IV**(4), **V**(5), **VI**(6), **VII**(7), **VIII**(8), **IX**(9) et **X**(10).

Procédure de détermination du groupe et sous-groupe A

Il suffit de faire la somme des électrons de la dernière couche (couche de valence, couche périphérique).

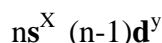
Exemple :

${}_{37}\text{Rb} : [{}_{36}\text{Kr}] 5s^1$: 1 électron de valence \Rightarrow **Rb** appartient au groupe **I** et sous groupe **A** \Rightarrow **I_A**
(Nous pouvons remarquer que la période de Rubidium est **5**).

${}_{33}\text{As} : 1s^2, \dots, 4s^2 4p^3$: (2+3)=5 électrons de valence \Rightarrow **As** appartient au groupe **V** et sous groupe **A** \Rightarrow **V_A** (La période de l'Arsenic est **4**).

Procédure de détermination du groupe et sous-groupe B

Pour les éléments appartenant au groupe et sous-groupe, la couche de valence sera de la forme :



La somme (x+y) des électrons nous renseignera sur le groupe de l'élément :

- Quand : **3** (x+y) **7** \Rightarrow Les éléments correspondants appartiendront aux groupes : **III_B**,

IV_B, V_B, VI_B et VII_B .

${}_{40}Zr : 1s^2, \dots, 5s^2 4d^2 ; (x+y) = 4$ électrons de valence \Rightarrow **Zr** appartient au groupe **IV** et sous groupe **B** $\Rightarrow IV_B$.

• Quand : **8** $(x+y)$ **10** \Rightarrow Les éléments correspondants appartiendront au groupe **VIII_B**.

${}_{45}Rh : 1s^2, \dots, 5s^2 4d^7 ; (x+y)=9$ électrons de valence \Rightarrow **Rh** appartient au groupe **VIII** et sous groupe **B** $\Rightarrow VIII_B$.

• Quand : $(x+y) > 10$

$(n-1) d^{10} ns^1 \Rightarrow$ groupe **I_B** et $(n-1) d^{10} ns^2 \Rightarrow$ groupe **II_B**

1.3. Le bloc

La classification périodique est divisée en 4 blocs en fonction de la **structure électronique externe des éléments** :

Bloc s : ns^1 ou ns^2 ; colonnes 1 et 2.

Bloc p : np^x (avec : $1 \leq x \leq 6$) ; colonnes 13 à 18.

Bloc d : $(n-1)d^x, ns^y$ (avec : $1 \leq x \leq 10$ et $0 \leq y \leq 2$) ; colonnes 3 à 12 : "métaux de transition".

Bloc f : $(n-2)f^x, (n-1)d^y, ns^2$ (avec $n = 6$ ou $7, 0 \leq x \leq 14 ; y = 0$ ou 1 ou exceptionnellement 2 pour ${}_{90}Th$). Les éléments pour les quels $n = 6$ sont appelés "Lanthanides"; ceux pour les quels $n = 7$ sont appelés "Actinides" (ces derniers sont tous radioactifs).

Bloc s		Bloc d										Bloc p						
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1 H																	2 He	
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Unq	105 Unp	106 Unh													
		Bloc f																
		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tm	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
		90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lw			

Fig. 5 : Tableau périodique

Remarque : ${}^2\text{He}$ (configuration : $1s^2$) est classé dans la colonne 18, en raison de la similitude de ses propriétés avec celles des éléments de cette colonne (gaz inertes).

Propriétés physiques des éléments

Il existe trois catégories :

Les métaux

- Ils sont situés à gauche et au centre de la classification périodique : blocs s (hormis H), d , f et une moitié du bloc p (en bleu-clair ou gris-clair sur la : ex. Al, Sn, Pb, Bi, Po ...).
- Ils sont tous solides à température ambiante (25°C), excepté le mercure (${}_{80}\text{Hg}$) qui est liquide.
- Ils sont bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité.

Les non-métaux

- Ils sont situés à droite dans la classification périodique : seconde moitié du bloc p (en bleu-vert ou gris-foncé sur la figure du tableau périodique : ex. F, O, N, C, P ...).
- Ils sont solides ou gazeux à 25°C , exceptionnellement liquide (le dibrome, Br_2).
- Ils sont mauvais conducteurs de la chaleur et ce sont des isolants électriques. (Sauf le carbone qui est isolant (diamant) ou conducteur (graphite)).

Les semi-métaux

A la frontière des deux catégories précédentes, ils se comportent comme des semi-conducteurs (composés dont la conductivité augmente avec la température, par exemple le Silicium (${}_{14}\text{Si}$) et le Germanium (${}_{32}\text{Ge}$) utilisés en électronique).

Remarque : L'hydrogène est un cas à part : c'est un gaz moléculaire (H_2) à 25°C . Il peut donner un ion positif (H^+), mais aussi l'ion hydrure (H^-).

Les principales familles (Colonnes)

Familles du bloc s

Colonne 1 : Métaux alcalins (*sauf hydrogène car c'est un cas particulier*), Corps simples : métaux (monoatomiques)

La structure électronique externe est : ns^1

⇒ Ils donnent des **cations monovalents** : Na^+ , K^+ ...

⇒ Ils donnent des **oxydes basiques** : $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH}$

Colonne 2 : Métaux alcalino-terreux : Corps simples : métaux (diatomiques)

La structure électronique externe est : ns^2

⇒ Ils donnent des **cations bivalents** : Mg^{2+} , Ca^{2+} ...

⇒ Ils donnent des **oxydes basiques** : $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$

Familles du bloc p

Colonne 13 : la famille du bore

La structure électronique externe de ces éléments est : ns^2, np^1

Colonne 14 : la famille du carbone

La structure électronique externe est : ns^2, np^2

⇒ Ils forment principalement des **liaisons de covalence**.

Colonne 15 : la famille de l'azote

La structure électronique externe est : ns^2, np^3

⇒ Ils donnent principalement des **liaisons de covalence**

⇒ Ils donnent des **oxydes acides** ($\text{N}_2\text{O}_3, \text{N}_2\text{O}_5, \text{P}_2\text{O}_5$...) : $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3$

Colonne 16 : la famille de l'oxygène ou chalcogènes

Leur structure électronique externe est : ns^2, np^4

⇒ Ils donnent des **anions bivalents** : $\text{O}^{2-}, \text{S}^{2-}$...

⇒ Ils donnent des **oxydes acides** (SO_2, SO_3 ...) : $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

Colonne 17 : les halogènes

Leur structure électronique externe est : ns^2, np^5

⇒ Ils donnent des **anions monovalents** : $\text{F}^-, \text{Cl}^-, \text{Br}^-$...

Colonne 18 : les gaz rares (gaz nobles ou gaz inertes)

La structure électronique externe est : ns^2, np^6 , sauf pour He ($1s^2$)

⇒ La configuration de gaz rare correspond à la saturation de la couche électronique externe :

• Ils présentent une **grande inertie chimique**, mais leur réactivité augmente avec Z, ainsi le Xénon (${}_{54}\text{Xe}$) donne des composés stables lorsqu'il se combine avec des atomes très électronégatifs comme F et O ($\text{XeF}_2, \text{XeF}_4, \text{XeOF}_4, \text{XeO}_3$).

Familles du bloc d (et f)

Colonnes 3 à 12 : les métaux de transition

Leur structure électronique externe est : $(n-1)d^x, ns^2$ (ns^1 ou ns^0) avec $1 \leq x \leq 10$.

⇒ Ils donnent des **cations à valences multiples** : Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^+ , Cu^{2+} ...

Ils possèdent une grande importance biologique, certains sont des oligoéléments essentiels, ainsi qu'ils entrent dans la composition de molécules biochimiques (enzymes, pigments).

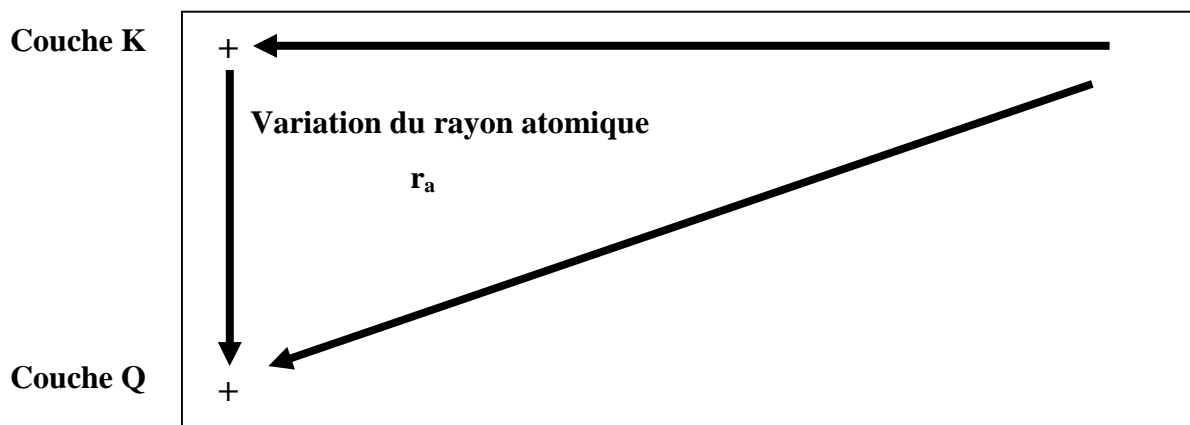
1.4. Evolution des périodicités physique au sein du tableau périodique

Les éléments du tableau périodique sont répartis selon leurs propriétés physico-chimiques.

On peut rencontrer des métaux, des non-métaux, des éléments intermédiaires et des éléments saturés, les gaz inertes.

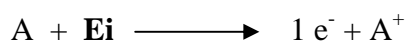
1.4.1. Le rayon atomique

Le rayon de l'atome décroît de gauche à droite dans une même période, car Z (charge du noyau) ⇒ **la force d'attraction (noyau-électron des couches internes) augmente**. Le rayon augmente quand on passe de la couche **K** à la couche **Q** (en descendant dans une même colonne, le nombre de couches augmente) ⇒ **la force d'attraction noyau-électron périphérique diminue**.



1.4.2. Energie d'ionisation (Ei)

C'est l'énergie nécessaire pour arracher un ou plusieurs électrons à un atome A :



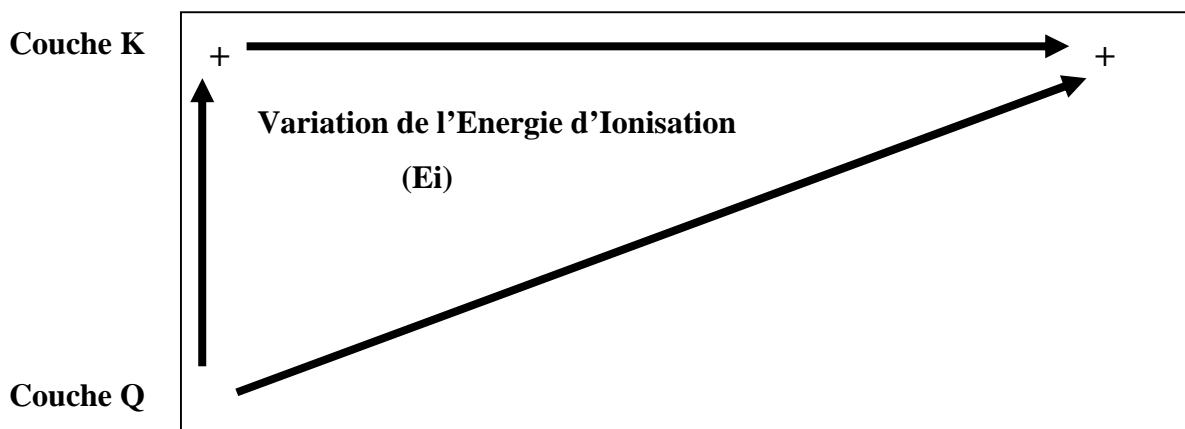
L'atome devient alors un ion positif ou cation. Pour arracher un électron à un atome, il faut fournir une énergie supérieure à la force d'attraction qui lie cet électron au noyau.

Plus la force d'attraction est élevée (plus r est petit), plus il faut fournir d'énergie pour arracher cet électron, plus E_i est grande et inversement.

L'énergie d'ionisation augmente de gauche à droite le long de la même période, elle augmente quand on monte de la couche Q vers la couche K. L'énergie d'ionisation est généralement donnée en eV, elle est positive car on fournit à l'atome.

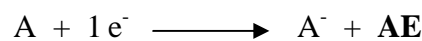
Remarquons que dans les transitions électroniques relatives au spectre de l'atome d'Hydrogène, l'énergie d'ionisation correspondrait à l'énergie de transition entre une couche ou un niveau définie par la valeur n_i de n et celle qui correspondrait à $n = \infty$:

$$(E_i)_H = E_{\infty} - E_n ; n = 1, 2, \dots$$



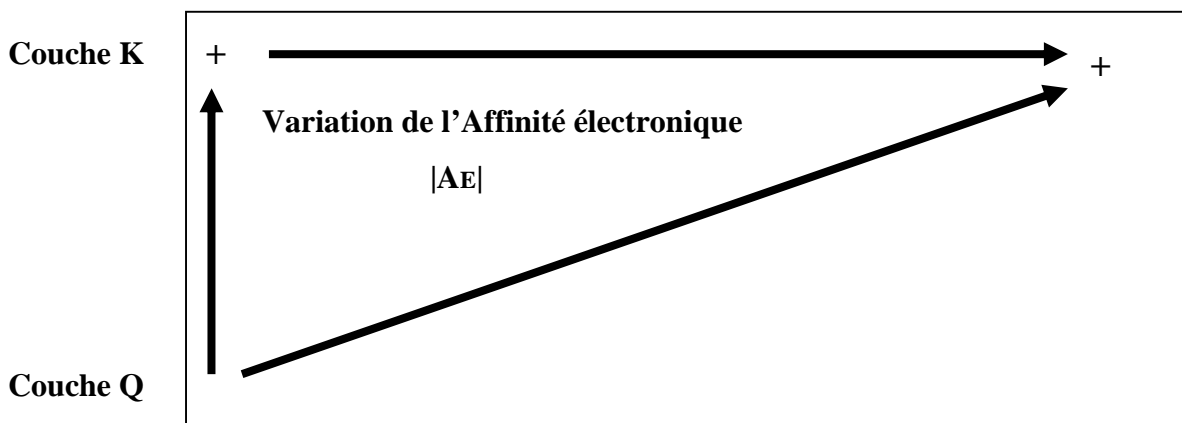
1.4.3. Affinité électronique (A_E)

C'est l'énergie libérée lorsqu'un électron est capté par un atome :



Energie d'ionisation = Affinité électronique en valeur absolue

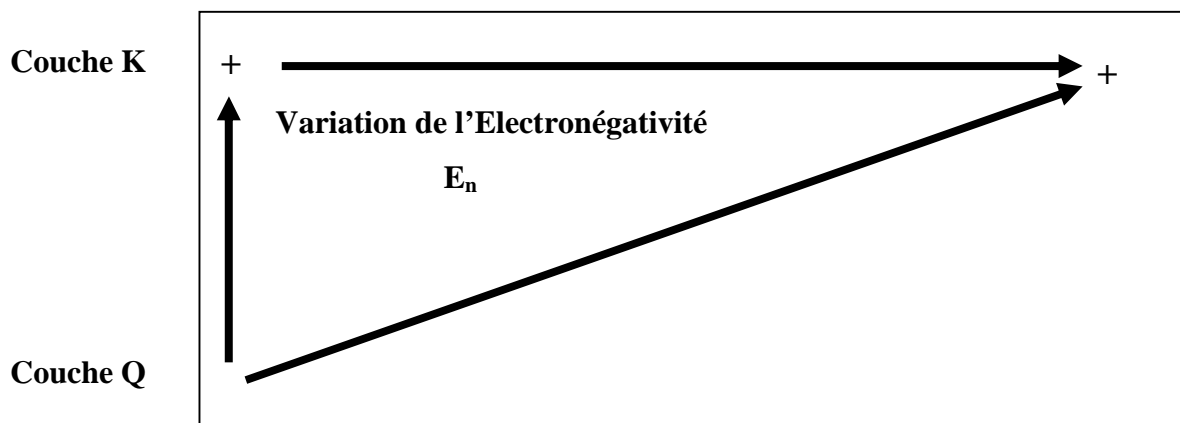
L'affinité prise en valeur absolue évolue de la même façon que l'énergie d'ionisation. Cette énergie est négative car l'atome la libère.



1.4.4. Électronégativité (E_n)

L'électronégativité est la capacité que possède un atome à attirer vers lui un ou plusieurs électrons. Dans la période, l'électronégativité augmente avec Z. Dans un groupe, elle diminue quand Z augmente.

D'une façon globale, l'électronégativité augmente selon la direction oblique allant du Césium (Cs) au Fluor(F).



Deux échelles sont utilisées pour évaluer l'électronégativité des éléments, l'échelle de Mulliken et celle de Pauling.

Électronégativité selon l'échelle de Mulliken

L'électronégativité d'un élément est égale à la moyenne arithmétique de l'énergie de l'énergie de 1^{ère} ionisation E_i et de l'affinité électronique AE , selon :

$$E_n = \frac{E_i + AE}{2} \quad (\text{ev})$$

Récapitulatif

Même période, quand Z r_a , E_i , $|AE|$, E_n

Même groupe, quand Z r_a , E_i , $|AE|$, E_n

