

Faculté de Médecine - Batna

Département de Pharmacie

Module : Chimie Minérale Pharmaceutique

Cours I - CLASSIFICATION DES ELEMENTS DANS LE TABLEAU PERIODIQUE

I. HISTORIQUE

II. LE TABLEAU PERIODIQUE DES ELEMENTS

1. Périodes
2. Groupes
3. Blocs

Cours II - EVOLUTION DES PROPRIETES PHYSICO-CHIMIQUES DANS LE TABLEAU PERIODIQUE

Introduction

I. LOI PERIODIQUE

II. PROPRIETES PERIODIQUES

1. Charge nucléaire effective Z_{eff}
2. Propriétés physiques
 - A. Rayon atomique
 - B. Température de fusion et d'ébullition
3. Propriétés Chimiques
 - A. Électronégativité
 - B. Energie d'Ionisation

III. CARACTERE METALLIQUE

1. Classification des éléments selon le caractère métallique
2. Evolution du caractère métallique dans le tableau périodique

Cours III - CLASSIFICATION DES OXYDES

I. DEFINITION D'UN OXYDE

II. CLASSIFICATION DES OXYDES

1. Classification selon la nature de la liaison O - M
2. Classification selon le caractère acido-basique de l'oxyde

III. EVOLUTION DU CARACTERE ACIDO-BASIQUE DANS LE TABLEAU PERIODIQUE

Cours I - CLASSIFICATION DES ELEMENTS DANS LE TABLEAU PERIODIQUE

Objectifs du cours :

- Avoir un aperçu sur l'évolution historique de la classification des éléments
- Situer un élément dans le tableau périodique à partir de son numéro atomique
- Classer un élément dans une période, un groupe ou un bloc du tableau périodique à partir de sa configuration électronique.

I. HISTORIQUE

1808, introduction de la notion de la **masse atomique** par John Dalton.

1817, découverte de la première **triade** (3 éléments présentant des propriétés similaires) « Ca, Sr, Ba » par **Johann Döbereiner**. Il nota que la masse atomique du Sr (88) était égale à la moyenne arithmétique des masses atomique du Ca (40) et du Ba (137).

1859, **Jean-Baptiste Dumas** élargit le concept des triades en **tétrades** (4 éléments présentant des propriétés similaires). Il constata qu'au sein d'une tétrade, la masse atomique progresse par incrément de « 16 » entre le premier et deuxième élément et un incrément de « 48 » entre le deuxième et troisième, puis entre le troisième et quatrième élément.

Ex. : Magnésium (24), Calcium (40), Strontium (88), Barium (137)

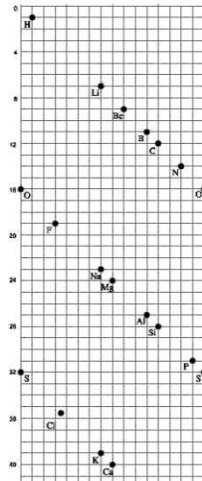
Fluor (19), Chlore (35.5), Brome (80), Iode (127)

1862, **Chancourtois** met en évidence une « **périodicité** » des propriétés chimiques des éléments disposées en fonction de leur masse atomique croissante, en spirale, sur un cylindre divisé en 16 parties (vis tellurique). Les éléments qui s'alignent verticalement présentent des propriétés similaires, tels : **oxygène, soufre, sélénium, tellure**.

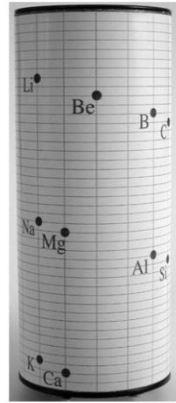
1869, **Dimitri Mendeleïev** puis **Lothar Meyer** en **1870** ont affirmé que les propriétés des éléments peuvent être représentées comme des « **fonctions périodiques** » de leurs « **poids atomiques** ».

Le tableau conçu par Mendeleïev, représente la première ébauche du tableau périodique que nous connaissons. Plusieurs remaniements ont été apportés au fil des découvertes, notamment celles des gaz rares et de la physique des atomes. En **1913**, H. Moseley a classé les éléments par ordre croissant du **numéro atomique**.

Le tableau périodique utilisé de nos jours est celui remanié en **1944** par Glenn Seaborg, il comporte 118 éléments.



Vis tellurique de Chancourtois (1862)



ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.
ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

	Ti = 50	Zr = 90	? = 180.		
	V = 51	Nb = 94	Ta = 182.		
	Cr = 52	Mo = 96	W = 186.		
	Mn = 55	Rh = 104,5	Pt = 197,5.		
	Fe = 56	Ru = 104,5	Ir = 198.		
	Ni = 59	Pd = 106,5	O = 199.		
	Cu = 63,5	Ag = 108	Hg = 200.		
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,1	? = 68	Ur = 116	At = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204.
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207.
		? = 45	Ce = 92		
		? Er = 56	La = 94		
		? Yt = 60	Di = 95		
		? In = 75,5	Th = 118?		

Д. Менделѣевъ

Tableau périodique de Mendeleïev (1869)

II. LE TABLEAU PERIODIQUE DES ELEMENTS :

Le tableau périodique des éléments est une « représentation de l'ensemble des éléments chimiques ordonnés par leur numéro atomique Z croissant ». Il se présente en :

- Lignes horizontales appelées **périodes**
- Colonnes appelées **groupes**
- **Blocs**

CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS CHIMIQUES

1 IA	2 IIA	3 IIIA	4 IVA	5 VA	6 VIA	7 VIIA	8 VIIIA	9 VIIIA	10 VIIIA	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1 H Hydrogène	2 He Hélium	3 Li Lithium	4 Be Béryllium	5 B Bore	6 C Carbone	7 N Azote	8 O Oxygène	9 F Fluor	10 Ne Neon	11 Na Sodium	12 Mg Magnésium	13 Al Aluminium	14 Si Silicium	15 P Phosphore	16 S Soufre	17 Cl Chlore	18 Ar Argon
19 K Potassium	20 Ca Calcium	21 Sc Scandium	22 Ti Titane	23 V Vanadium	24 Cr Chrome	25 Mn Manganèse	26 Fe Fer	27 Co Cobalt	28 Ni Nickel	29 Cu Cuivre	30 Zn Zinc	31 Ga Gallium	32 Ge Germanium	33 As Arsenic	34 Se Sélénium	35 Br Brome	36 Kr Krypton
37 Rb Rubidium	38 Sr Strontium	39 Y Yttrium	40 Zr Zirconium	41 Nb Niobium	42 Mo Molybdène	43 Tc Technétium	44 Ru Ruthénium	45 Rh Rhodium	46 Pd Palladium	47 Ag Argent	48 Cd Cadmium	49 In Indium	50 Sn Étain	51 Sb Antimoine	52 Te Tellure	53 I Iode	54 Xe Xénon
55 Cs Césium	56 Ba Baryum	57 La Lanthane	58 Ce Cérium	59 Pr Praseodyme	60 Nd Néodyme	61 Pm Prométhée	62 Sm Samarium	63 Eu Europée	64 Gd Gadolinium	65 Tb Terbium	66 Dy Dysprosium	67 Ho Holmium	68 Er Erbium	69 Tm Thulium	70 Yb Ytterbium	71 Lu Lutécium	
87 Fr Francium	88 Ra Radium	89 Ac Actinium	90 Th Thorium	91 Pa Protactinium	92 U Uranium	93 Np Neptunium	94 Pu Plutonium	95 Am Americium	96 Cm Curium	97 Bk Berkélium	98 Cf Californium	99 Es Einsteinium	100 Fm Fermium	101 Md Mendelevium	102 No Nobelium	103 Lr Lawrencium	

Le Tableau Périodique des Eléments

1. Périodes :

Une période est définie par le remplissage progressive des orbitales (sous-couches) électroniques à mesure qu'on progresse à droite du tableau.

Le remplissage des sous-couches s'opère selon la règle de Klechkowski.

Il existe **7 périodes**, chacune correspondant au **remplissage complet** d'une couche électronique. Quelques hypothèses suggèrent l'existence d'une 8^e période.

Le long d'une période, les propriétés des éléments **varient sensiblement**. Cependant, on observe quelques **similitudes** entre des éléments d'une **même période** notamment, les **métaux de transition**, les éléments de la 6^e période (**lanthanides**) et la 7^e période (**actinides**).

Nombre d'électrons par sous-couche

Sous-niveaux		s	p	d	f	Nombre total d'électrons par couche
Niveau	n	k ⇒ 1	2	3	4	
K	1	2				2
L	2	2	6			8
M	3	2	6	10		18
N	4	2	6	10	14	32
O	5	2	6	10	14	32 +
P	6	2	6	10	18 +
Q	7	2	6	8 +
.....

Règle de Klechkowski – Remplissage des sous-couches électroniques

Période	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
1	H																	He
2	Li	Be										B	C	N	O	F		Ne
3	Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl		Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	Lanthanides	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Actinides	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							

Lanthanides	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actinides	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Tableau périodique (périodes et groupes)

2. Groupes :

Le tableau périodique comprend **18 groupes** numérotés soit de 1 à 18, soit en chiffre romain (par ordre : IA, IIA, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIIIB, IB, IIB, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIIIA).

Chaque groupe est constitué d'un ensemble d'éléments dont les propriétés sont **relativement homogènes** et se **distinguent** des éléments des autres groupes.

Les éléments d'un même groupe présentent « **une même configuration électronique** » des couches de valence ce qui leur confère des propriétés physiques et chimiques similaires.

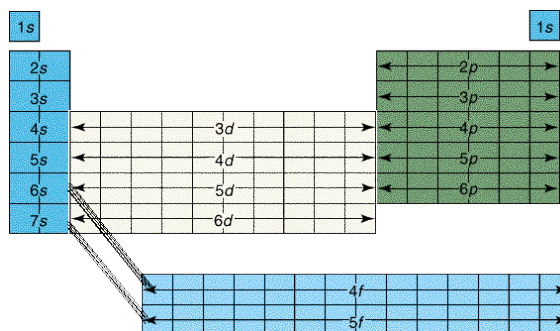
L'homogénéité au sein d'un même groupe est particulièrement illustrée par les groupes se trouvant aux extrémités du tableau périodique (groupes des blocs s et p) et dont certains constituent des séries chimiques entières :

Groupe	Dénomination	Bloc
1 (IA) (sauf l'hydrogène)	Métaux alcalins	s
2 (IIA)	Métaux alcalino-terreux	s
14 (IVA)	Cristallogènes	p
15 (VA)	Pnictogènes	p
16 (VIA)	Chalogènes	p
17 (VIIA)	Halogènes	p
18 (VIIIA)	Gaz rares	p

3. Blocs :

En fonction du type (s, p, d ou f) de l'orbitale **la plus haute en énergie**, appelée **couche périphérique** (ou couche de valence), le tableau période est subdivisé en 4 blocs : bloc s, bloc p, bloc d et bloc f.

- **Le bloc s (*sharp*)** : est constitué des éléments dont l'orbitale périphérique est de type s. Il s'agit des éléments des deux premiers groupes du tableau périodique (hydrogène, métaux alcalins et métaux alcalino-terreux)
- **Le bloc p (*principal*)**: est constitué des éléments dont l'orbitale périphérique est de type p. Il s'agit des éléments des groupes 13 à 18 excepté l'hélium (He) (groupe 18) dont l'orbitale périphérique est de type s, mais qu'on classe parmi le groupe des gaz rare en raison de sa chimie.
- **Le bloc d (*diffuse*)** : est constitué des éléments dont l'orbitale périphérique est de type d. Il s'agit des éléments des colonnes **3 à 12** (principalement des **métaux de transition**).
- **Le bloc f (*fundamental*)**: est constitué des éléments dont l'orbitale périphérique est de type f. Il s'agit de la série chimique des **lanthanides** et celle des **actinides**.



Les blocs du tableau périodique

Cours II - EVOLUTION DES PROPRIETES PHYSICO-CHIMIQUES DANS LE TABLEAU PERIODIQUE

Objectifs du cours :

- Connaître l'évolution des propriétés (notamment charge nucléaire effective, rayon atomique, électronégativité) des éléments dans le tableau périodique et parvenir à faire le lien entre elles.
- Comprendre la nature d'une liaison métallique et les propriétés métalliques qui en découlent.
- Classer les éléments du tableau périodique en métaux, métalloïdes et non-métaux.

I. LA LOI PERIODIQUE :

"Les propriétés des éléments, ainsi que les formes et les propriétés de leurs composés, sont une fonction périodique de leurs masses atomiques" D. Mendelév.

La figure ci-contre illustre la périodicité d'une propriété (la valence) à mesure que le numéro atomique Z augmente.

Elément	Valence
H	1
He	0
Li	1
Be	2
B	3
C	4
N	3, (5)
O	2
F	1
Ne	0
Na	1
Mg	2
Al	3
Si	4
P	3, 5
S	2, 4, 6
Cl	1, 3, 5, 7
Ar	0
K	1
Ca	2

Illustration de la périodicité de la valence

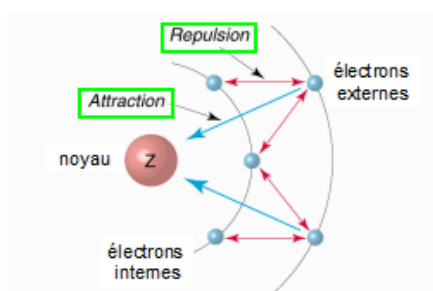
II. PROPRIETES PERIODIQUES

1. La charge nucléaire effective (Z_{eff})

A. Définition : La charge nucléaire effective ou charge du noyau, est la charge positive subie par un électron périphérique dans un atome polyélectronique.

Observation : Les propriétés physiques et chimiques des éléments du tableau périodique et leur périodicité peuvent être interprétées, en grande partie, à la lumière de la charge nucléaire effective.

B. Effet écran et calcul de la Z_{eff} : Le terme « effectif » est utilisé en raison de l'« effet d'écran » exercé par les électrons internes sur les électrons périphériques qui sont à la fois « attirés par le noyau positif » et « repoussés par les charges négatives des autres électrons ».



Charge nucléaire effective et effet écran

La charge nucléaire effective est calculée comme suit :

$$Z_{\text{eff}} = Z - S$$

Où : Z : est le nombre de protons dans le noyau
 S : le nombre d'électrons entre le noyau et l'électron en question.

Exemples :

Lithium (Li) $Z = 3$

Configuration électronique : $1s^2, 2s^1$

Nombre d'électron de valence : 1 électron

Nombre d'électrons interne 2 :

$$Z_{\text{eff}} = 3 - 2 = 1$$

Charge nucléaire effective que subie l'électron de valence est égale à 1

Béryllium (Be) $Z = 4$

Configuration électronique : $1s^2, 2s^2$

Nombre d'électron de valence : 2 électrons

Nombre d'électrons interne 2 :

$$Z_{\text{eff}} = 4 - 2 = 2$$

Sodium (Na) $Z = 11$

Configuration électronique : $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$

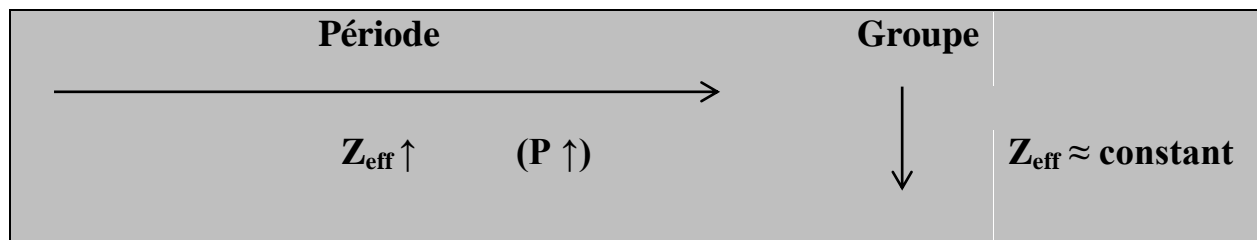
Nombre d'électron de valence : 1 électron

Nombre d'électrons interne 10 :

$$Z_{\text{eff}} = 11 - 10 = 1$$

C. Evolution périodique

- **Dans un groupe :** la charge nucléaire effective demeure constante (Li → Na)
- **Dans un période :** la charge nucléaire effective augmente de gauche à droite du tableau puisque le nombre de protons augmente, ainsi, l'attraction qu'exerce le noyau sur l'électron est plus importante que l'effet écran produit par les électrons internes. (Li → Be)



Evolution périodique de la charge nucléaire effective (Z_{eff})

2. Propriétés physiques :

A. Rayon atomique (r) : est une propriété qui permet de mesurer la taille des atomes, en admettant une forme sphérique à ce dernier.

Il s'agit de la **distance entre le noyau et l'électron périphérique**.

Selon le type de liaison, on détermine le rayon covalent, le rayon ionique, le rayon de *van der waals*, le rayon métallique.

a. Définition du rayon covalent : Moitié de la distance entre deux noyaux d'atomes identiques liés par une liaison covalente.

Note : Les distances à l'échelle atomiques sont exprimées en picomètre (pm) ou Angstrom (Å) : $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m} / 1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$

b. Rayon ionique : lorsqu'un **cation** se forme, un ou plusieurs électrons sont perdus par l'atome. La charge nucléaire effective augmente ce qui induit une plus forte attraction des électrons au noyau. Un cation est toujours plus petit que l'atome correspondant.

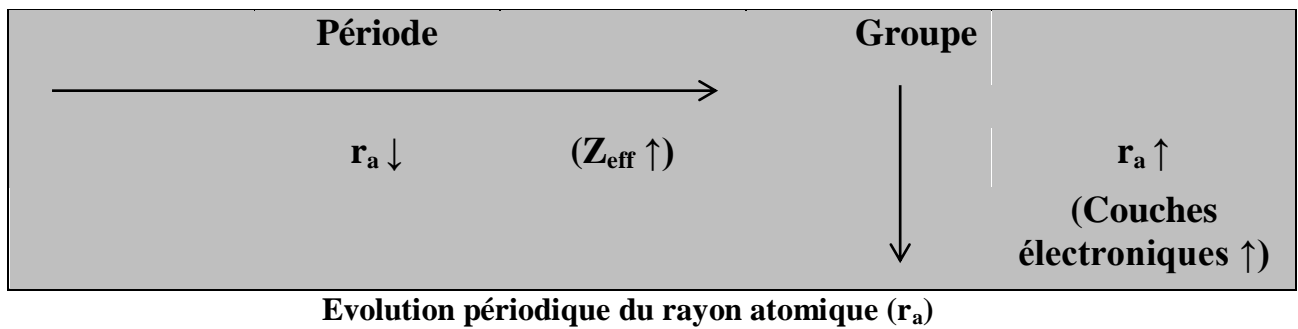
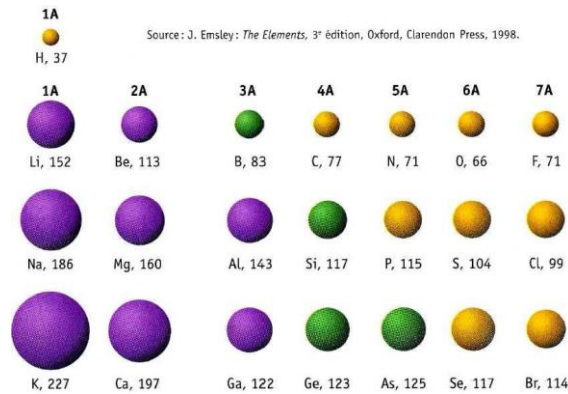
Exemple :	Rayon métallique :	Na : 1.86 Å	Fe : 1.17 Å
	Rayon ionique:	Na ⁺ : 1.02 Å	Fe ²⁺ : 0.780 Å
			Fe ³⁺ : 0.645 Å

Lorsqu'un **anion** se forme, un ou plusieurs électrons sont additionnés à un atome. La charge nucléaire effective est réduite ce qui induit une expansion du nuage électronique. Un anion est toujours plus grand que l'atome correspondant.

Exemple :	Rayon covalent :	Cl : 0.99 Å
	Rayon ionique :	Cl ⁻ : 1.84 Å

c. Evolution périodique :

- **Dans un période :** Le rayon atomique diminue à mesure qu'on se déplace de gauche à droite en raison de l'attraction croissante des électrons vers le noyau par augmentation du nombre de protons.
- **Dans un groupe :** Le rayon atomique augmente à mesure qu'on descend en raison de de l'ajout progressif de couches électronique de plus en plus éloignées du noyau.



B. Température de fusion et d'ébullition (PF et PE):

a. Définitions : On convient habituellement que la pression de l'air est égale à 1 atmosphère.

- **Le point de fusion** d'un élément est la température à laquelle il est en **équilibre** entre son état solide et son état liquide.
- **Le point d'ébullition** d'un élément est la température à laquelle il est en **équilibre** entre son état liquide et son état gazeux.

b. Evolution périodique :

En général, les points de fusion et d'ébullition augmentent avec l'augmentation de la charge nucléaire effective : Il faut plus d'énergie pour briser les liaisons interatomiques.

- **Dans une période :** Les éléments solides de la période possèdent des températures de fusion et de températures d'ébullition croissantes d'un élément à l'autre.

Les éléments gazeux possèdent des températures de fusion et des températures d'ébullition décroissantes d'un élément à l'autre.

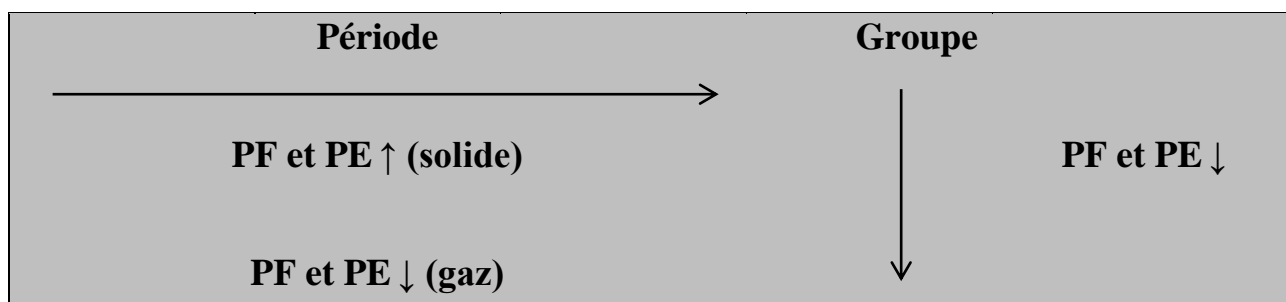
Exemple : **Températures de fusion et d'ébullition des Éléments de la période 2**

Etat	Éléments	Z	Température de fusion ($^{\circ}\text{C}$)	Température d'ébullition ($^{\circ}\text{C}$)
Solide	Lithium, Li	3	180,5	1347
	Béryllium, Be	4	1278	2970
	Bore, B	5	2300	2550
	Carbone, C	6	3550	4827
Gaz	Azote, N	7	-209,9	-195,8
	Oxygène, O	8	-218,4	-183,0
	Fluor, F	9	-219,6	-188,1
	Néon, Ne	10	-248,7	-246,0

- **Dans un groupe :** Les températures de fusion et les températures d'ébullition des éléments d'un même groupe sont habituellement décroissantes.

Exemple : Températures de fusion et d'ébullition des **Éléments du groupe 1**

Éléments	Température de fusion (°C)	Température d'ébullition (°C)
Lithium, Li	180,5	1347
Sodium, Na	97,82	882,9
Potassium, K	63,65	774
Rubidium, Rb	38,89	688
Césium, Cs	28,40	678,4
Francium, Fr	27,00	677



Evolution périodique des PF et PE

3. Propriétés chimiques :

A. L'électronégativité (χ) :

a. Définition : tendance d'un atome dans une molécule à attirer vers lui des électrons pour donner des anions.

L'électronégativité n'est pas à proprement parler une propriété d'un atome, mais plutôt **une propriété de cet atome dans une molécule**. Elle varie selon l'environnement chimique.



Attraction des électrons lors de la formation d'une molécule

L'attraction d'une paire d'électrons de valence par un noyau particulier dépend de : nombre **de protons (Z)** de ce dernier, de la **distance** de la paire d'électrons par rapport à lui et de l'**effet d'écran** des électrons internes.

Le chimiste américain Linus Carl Pauling a conçu une échelle « échelle de Pauling » pour exprimer l'électronégativité des éléments. Les **indices d'électronégativité** donnés aux éléments varient entre : **0,7 (Francium)** et **3,98 (Fluor)**.

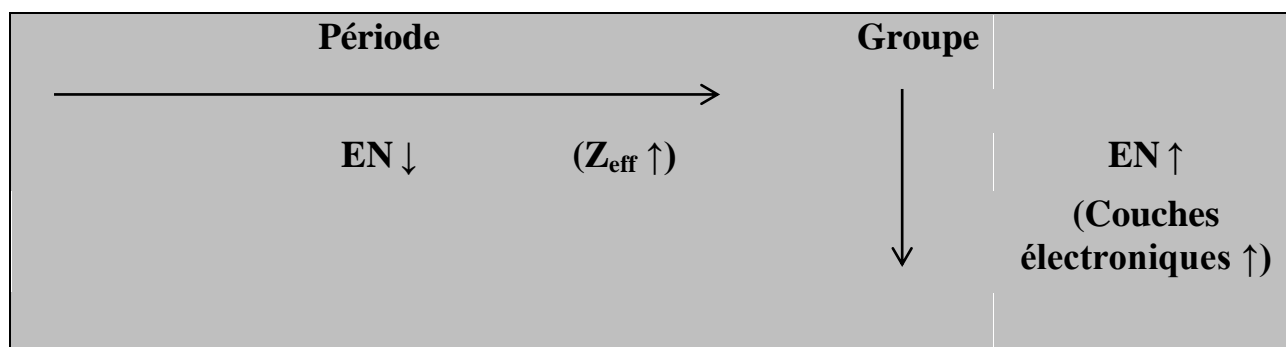
Le tableau suivant fournit les indices d'électronégativité de la plupart des éléments de Tableau périodique.

Indice d'électronégativité des éléments

1 H 2,1																	2 He
3 Li 1,0	4 Be 1,5											5 B 2,0	6 C 2,5	7 N 3,0	8 O 3,5	9 F 4,0	10 Ne
11 Na 0,9	12 Mg 1,2											13 Al 1,5	14 Si 1,8	15 P 2,1	16 S 2,5	17 Cl 3,0	18 Ar
19 K 0,8	20 Ca 1,0	21 Sc 1,3	22 Ti 1,5	23 V 1,6	24 Cr 1,6	25 Mn 1,5	26 Fe 1,8	27 Co 1,8	28 Ni 1,8	29 Cu 1,9	30 Zn 1,6	31 Ga 1,6	32 Ge 1,8	33 As 2,0	34 Se 2,4	35 Br 2,8	36 Kr
37 Rb 0,8	38 Sr 1,0	39 Y 1,2	40 Zr 1,4	41 Nb 1,6	42 Mo 1,8	43 Tc 1,9	44 Ru 2,2	45 Rh 2,2	46 Pd 2,2	47 Ag 1,9	48 Cd 1,7	49 In 1,7	50 Sn 1,8	51 Sb 1,9	52 Te 2,1	53 I 2,5	54 Xe
55 Cs 0,7	56 Ba 0,9	57 La 1,2	72 Hf 1,3	73 Ta 1,5	74 W 1,7	75 Re 1,9	76 Os 2,2	77 Ir 2,2	78 Pt 2,2	79 Au 2,4	80 Hg 1,9	81 Tl 1,8	82 Pb 1,8	83 Bi 1,9	84 Po 2,0	85 At 2,2	86 Rn
87 Fr 0,7	88 Ra 0,9																

b. Evolution périodique :

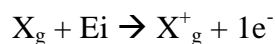
- **Dans une période :** L'électronégativité augmente en allant de gauche à droite du tableau périodique, conséquence de l'augmentation de la charge nucléaire effective : Les noyaux plus lourds exercent plus d'attraction sur la paire d'électrons.
 - Les éléments les plus électronégatifs sont les non-métaux (les halogènes)
 - Les éléments les moins électronégatifs (dits *éléments électropositifs*) sont les métaux (les métaux alcalins).
- **Dans un groupe :** L'électronégativité décroît en conséquence de l'augmentation de la distance entre les électrons de valence et le noyau en raison de l'augmentation des couches électroniques. Les électrons de valence sont moins retenus.



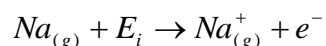
Evolution périodique de l'électronégativité (EN)

B. Energie d'ionisation (E_i) :

a. Définition : Le potentiel ou l'énergie d'ionisation (E_i) d'un atome ou d'une molécule est l'énergie nécessaire pour extraire une mole d'électrons d'une mole d'atomes ou de cations gazeux isolés. Elle est exprimée en (KJ/mol)



Exemple : L'ionisation de l'atome de sodium peut se représenter par l'équation :



En absorbant la quantité d'énergie appropriée, E_i , l'atome de sodium perd un électron et se transforme en ion Na^+ .

De manière plus générale, la $n^{\text{ième}}$ énergie d'ionisation est l'énergie nécessaire pour arracher une $n^{\text{ième}}$ mole d'électrons après que $(n-1)$ mole d'électrons eut été extraite.

Plus l'énergie d'ionisation est grande, plus il est difficile d'arracher un électron.

b. Evolution périodique :

- **Dans un groupe :** L'énergie d'ionisation décroît de haut en bas en conséquence à l'augmentation de la taille de l'atome. L'électron périphérique et de plus en plus éloigné du noyau et est donc moins retenu.

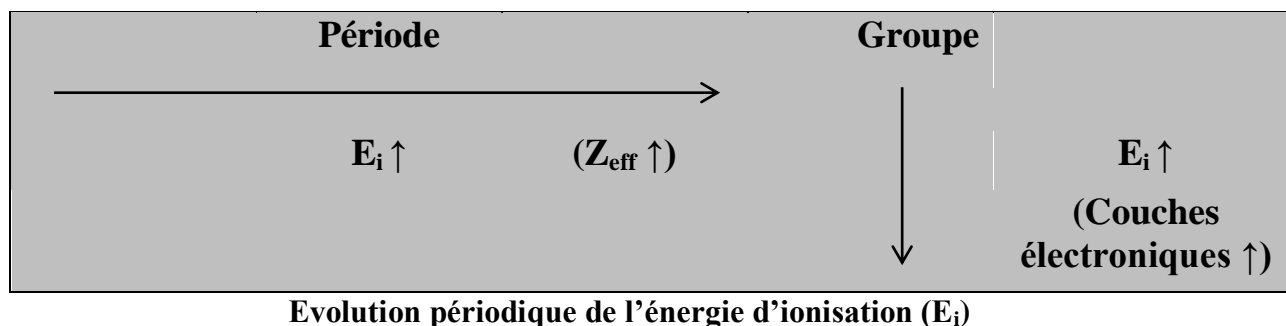
Exemple : Les énergies d'ionisation des éléments du groupe 17 (les halogènes)

Élément	Z	Énergie d'ionisation (kJ/mol)
Fluor, F	9	1680
Chlore, Cl	17	1255
Brome, Br	35	1142
Iode, I	53	1008

- **Dans une période :** L'énergie d'ionisation augmente en allant de gauche à droite en raison de l'augmentation de la charge nucléaire effective qui est la charge positive nette exercée sur l'électron. L'énergie nécessaire pour arracher l'électron est de plus en plus importante.

Exemple : Les énergies d'ionisation des éléments de la période 2

Élément	Z	Énergie d'ionisation (kJ/mol)
Lithium, Li	3	520
Béryllium, Be	4	899
Bore, B	5	800
Carbone, C	6	1085
Azote, N	7	1401
Oxygène, O	8	1313
Fluor, F	9	1680
Néon, Ne	10	2079



III. CARACTERE METALLIQUE DANS LE TABLEAU PERIODIQUE

1. Classification des éléments selon le caractère métallique :

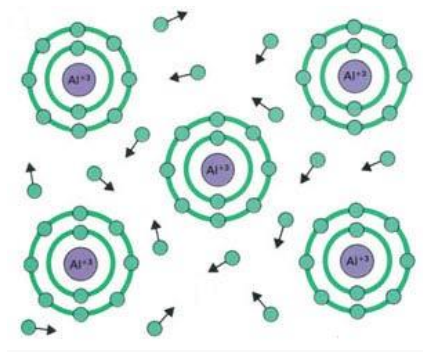
Les éléments du tableau périodique peuvent être classés selon leur caractère métallique en : **métaux**, **non-métaux** et **métalloïdes**.

A. LES METAUX :

La plupart des éléments du tableau périodique sont des métaux (91 sur 118). Tous sont solides à température ambiante excepté le mercure (Hg) qui est liquide.

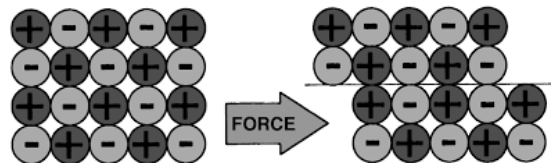
Les éléments métalliques forment un réseau d'atomes liés par une **liaison métallique**.

La liaison métallique : est une liaison chimique qui permet la cohésion d'un ensemble d'atomes métalliques au sein d'un réseau. Elle s'explique par la « **théorie de la mer d'électrons** » selon laquelle un réseau de **cations métalliques** baigne dans une **mer d'électrons de valence** (électrons délocalisés). La cohésion du réseau est due à la **force électrostatique** entre cations et électrons.



Réseau métallique d'aluminium :

- Les **électrons mobiles** peuvent conduire la chaleur et l'électricité et réfléchir la lumière.
- Les **cations** peuvent se déplacer quand on exerce une force mécanique sur le métal.



La liaison métallique est une liaison **forte** et **non orientée** : même s'il est difficile de **séparer** les couches voisines des atomes d'un métal, il est relativement facile de les **déplacer**.

Les métaux se caractérisent donc par un certain nombre de propriétés qui découlent de la nature de la liaison métallique :

- Conductibilité électrique
- Conductibilité thermique
- Aspect brillant
- Malléabilité (réduction par martelage en feuilles minces)
- Ductilité (étirement sans rupture)

Un métal se distingue par sa capacité de **céder ses électrons de valence** pour former des **cations**, ce qui lui confère une configuration électronique semblable à celle du gaz rare de la **période précédente**.

B. LES NON-MÉTAUX :

Les non-métaux, relativement peu nombreux, forment un ensemble d'éléments qui ne sont pas dotés des propriétés caractéristiques des métaux. Ils se présentent sous forme solide (S, C, P, I₂), liquide (Br₂) ou gazeuse (O₂, N₂, F₂, Cl₂, H₂)

Les non-métaux sont de **mauvais conducteurs (ou isolants) électriques et thermiques** à l'exception du **graphite** (variété allotropique du C). Le plus souvent ternes, ils sont de **couleurs et d'aspects très variés**. Ils sont **cassants, friables ou reprenant leur forme d'origine après déformation**.

Un non-métal se caractérise par sa capacité d'**accepter des électrons** pour former des **anions**, ce qui lui octroie une configuration électronique semblable à celle du gaz rare de la **période à laquelle il appartient**.

Chimiquement parlant, les non-métaux ont une **électronégativité élevée**. Ils forment des liaisons ioniques avec les métaux et des liaisons covalentes entre eux.

C. LES METALLOÏDES :

Les métalloïdes sont des éléments dotés de propriétés intermédiaires entre celles des métaux et des non-métaux.

2. Evolution du caractère métallique dans le tableau périodique :

Dans le tableau périodique, les métaux sont situés à **gauche** et en **bas**. Ils sont séparés des non-métaux (à **droite et en haut**) par une **diagonale tracée** entre le bore (B) et l'astate (At). Cette diagonale représente les métalloïdes.

N.B. : l'hydrogène, situé à gauche du tableau périodique est considéré comme un non-métal.

Les gaz rares constituent une catégorie d'éléments à part et ne sont pas considérés comme des non-métaux.

Classification périodique des éléments

J. P. L. - Département de Chimie - Cours de Travaux Dirigés de Chimie Générale (18002) - Printemps 2011

Certains éléments (carbone, phosphore, étain, bismuth) jouxtant la diagonale représentant les métalloïdes, ont des **variétés allotropiques** qui s'apparentent aux métalloïdes.

Allotropie : la faculté de certains corps simples d'exister sous plusieurs formes cristallines ou moléculaires différentes

Exemple : Le carbone (C) présente deux formes allotropiques :

- Le **carbone graphite** est un semi-conducteur électrique
- Le **carbone diamant** est un non-métal.

L'évolution du caractère métallique, donc de la conductivité électrique est liée à la position des éléments dans la classification périodique :

- **Dans une période** : le caractère métallique diminue lorsque Z augmente :

Elément (Z)	Sodium (11)	Magnésium (12)	Aluminium (13)	Silicium (14)	<u>Phosphore</u> (15)	Soufre (16)	Chlore (17)
Variété allotropique				<u>Noir</u>	<u>Violet</u>	<u>Rouge</u>	<u>blanc</u>
caractère	Métal			Métalloïde	Non métal		

Z ↑

→

- **Dans un groupe** : le caractère métallique augmente lorsque Z augmente

Groupe 14	Caractère
C	Non-métal
Si	Métalloïde
Ge	Métalloïde
Sn	Métal
Pb	Métal



COURS III - CLASSIFICATION DES OXYDES

Objectifs du cours :

- Pouvoir classer un oxyde selon la nature de la liaison O – M et selon son caractère acido-basique.
- Faire le lien entre les caractères ionique/covalent et acido-basique d'un oxyde.
- Connaître l'évolution du caractère acido-basique des oxydes dans le tableau périodique

I. DEFINITION D'UN OXYDE :

Les oxydes, de formule générale M_xO_y , résultent de la combinaison de l'oxygène avec un élément M (M : élément autre que l'oxygène et le fluor). Cette combinaison, dite réaction de combustion, est souvent exothermique (libère la chaleur).

L'oxygène possède une électronégativité très élevée ($\chi = 3.5$ deuxième la plus élevée après le fluor). Il réagit avec la plupart des éléments du tableau périodique.

II. CLASSIFICATION DES OXYDES :

Les oxydes peuvent être classés selon :

- La nature de la liaison entre O et M en oxydes ioniques, covalents et polymérisés
- Le caractère acido-basique en : oxydes acides, basiques, amphotères et neutres.

1. Classification selon la nature de la liaison O - M :

La nature de la liaison dépend de :

- la **charge** du cation
- le **rayon ionique** du cation
- la différence des électronégativités $\Delta E = (\chi_o - \chi_M)$

A. Oxydes ioniques :

Les oxydes ioniques sont les dérivés des :

- Métaux du bloc s (**sauf béryllium**) Ex. : Na_2O , CaO
- Métaux du **bloc d avec (N.O. < + IV)** Ex. : MnO (N.O. :+ II).

Ses éléments présentent :

- une **charge de cation faible** ;
- un **rayon ionique élevé** ;
- **$\Delta E > 1,7$**

Les forces de cohésion intermoléculaires des corps ioniques sont fortes → Les oxydes ioniques sont :

- Solides
- PF et PE élevés

	NaO	MgO	CaO	SiO ₂
Tfus (°C)	920	2802	2587	1700

B. Oxydes covalents (moléculaires) :

Les oxydes covalents sont les dérivés :

- **Non-métaux** (Ex. H_2O , SO_2 , NO_2 , Cl_2O_7)
- **Métaux du bloc d** avec (N.O. $\geq +\text{IV}$) Ex. : CrO_3 .

Ses éléments ont :

- Une **charge de cation élevée**
- Un **rayon ionique faible**
- $\Delta E < 1,7$

Les forces de cohésions intermoléculaires des corps covalents sont **faibles** → Les oxydes covalents sont :

- Solides (CrO_3), liquides (H_2O), gazeux (CO_2)
- TE et TF sont basses.

	CrO_3	SO_2	Cl_2O_7
Tfus ($^\circ\text{C}$)	183	-72,5	-81,5

C. Oxydes covalents polymérisés :

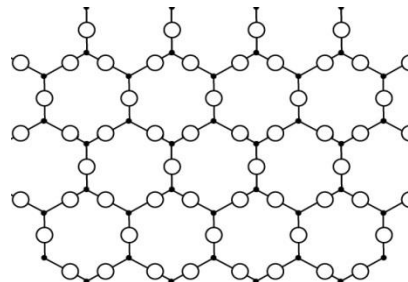
Oxydes formant une chaîne linéaire ou un réseau illimité. Ce sont des dérivés des éléments :

- Non métallique lourd (N.O $\geq +4$)
- Possédant des orbitales vides capables d'accueillir les doublets électroniques de l'oxygène.

Exemple : SeO_2 , SiO_2



Cristal de Quartz (Silice SiO_2)



Réseau cristallin de silice

2. Classification selon le caractère acido-basique de l'oxyde :

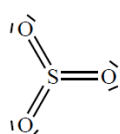
A. Les oxydes acides (oxyacides) :

Un oxyde est dit acide si :

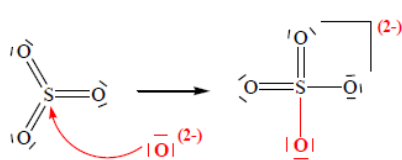
- Dissout dans l'**eau**, il libère des protons H^+ (et donc H_3O^+) ;
Ex. : $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+$
- Les oxyacides insolubles dans l'eau se dissolvent dans une base :
Ex. : $\text{SiO}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{SiO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$

Les oxydes covalents sont acides

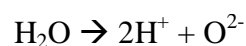
Exemple : SO₃



La liaison (covalente) S = O est une liaison forte et difficile à rompre. Mis en solution dans l'eau, le SO₃ ne se dissocie pas. Le SO₃ fixe l'ion O²⁻ provenant de la dissociation de l'eau.



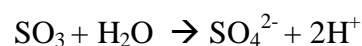
Dissociation de l'eau :



Fixation de l'ion :



Bilan :

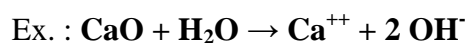


(H₂SO₄ acide sulfurique)

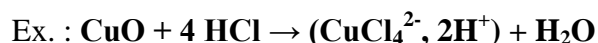
Quand le caractère covalent augmente (ΔE diminue) l'acidité augmente.

B. Les oxydes basiques : un oxyde est dit basique si :

- lors de sa dissolution dans l'eau, il libère des ions hydroxydes OH⁻ ;

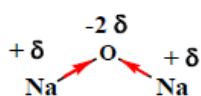


- Les oxydes basiques insolubles dans l'eau se dissolvent en milieu acide (FeO, CuO, etc.)

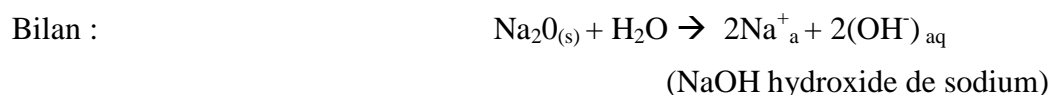
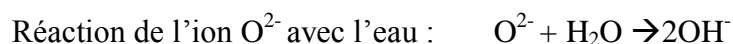
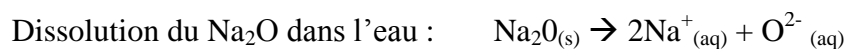


Les oxydes ioniques sont basiques

Exemple : Na₂O



La liaison (ionique) Na - O est une polaire facile à rompre en milieu polaire (eau). Mis en solution dans l'eau, le Na₂O se dissout en libérant l'ion O²⁻ qui réagit à son tour avec l'eau libérant les ions hydroxydes OH⁻



Quand le caractère ionique augmente (ΔE diminue), la basicité augmente

C. Les oxydes amphotères :

Un oxyde est amphotère s'il peut libérer, selon le milieu, des protons H⁺ et des ions OH⁻.

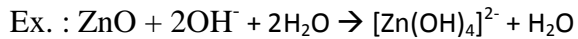
Exemple : ZnO, Cr₂O₃, Al₂O₃

Ils sont généralement **peu solubles** dans l'eau.

- Le caractère basique apparaît en milieu acide en donnant des cations solvatés.



➤ Le caractère acide apparaît en milieu basique en donnant des anions oxygénés



	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	
	Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5		OF_2	
Oxydes basiques	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	Oxydes acides
	K_2O	CaO	Ga_2O_3	GeO_2	As_2O_5	SeO_3	Br_2O	
	Rb_2O	SrO	In_2O_3	SnO_2	Sb_2O_5	TeO_3	I_2O_5	
	Cs_2O	BaO	Ti_2O_3	PbO_2	Bi_2O_5			
			Oxydes amphotères					

D. Les oxydes neutres : un oxyde est dit neutre s'il ne réagit pas avec l'eau. Exemple : CO, NO, H₂O

III. EVOLUTION DU CARACTERE ACIDO-BASIQUE DANS LE TABLEAU PERIODIQUE :

1. Dans une période : Le caractère acide augmente en allant de gauche à droite
Le caractère basique décroît en allant de gauche à droite

Période 3	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_4O_{10}	SO_3	ClO_2
Caractère acido-basique	Fortement basique	Faiblement basique	Amphotère	Acide faible	Acide faible	Acide fort	Acide fort

2. Dans un groupe : Le caractère acide décroît en allant de haut en bas
Le caractère basique augmente en allant de haut en bas

Groupe I	Caractère acido-basique
Li	Oxyde basique faible peu soluble dans l'eau
Na	
K	
Cs	
Rb	Oxyde basique fort très soluble dans l'eau

↓

3. Outre l'évolution horizontale et verticale du caractère acido-basique, le caractère acide augmente avec l'augmentation du nombre d'oxydation :

