République Algérienne Démocratique et Populaire
Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université Badji-Mokhtar ANNABA

Faculté de Médecine

Département de Pharmacie

Laboratoire de Chimie Minérale Pharmaceutique

Pr.A.MERAH

LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

Plan :

I- Intérêt de la classification périodique.

II- Principe de construction du tableau périodique.

III- Numérotation européenne, américaine, IUPAC.

IV- Les différentes périodes et colonnes.

V- Evolution des propriétés périodiques.

VI- Comparaison des propriétés selon une diagonale

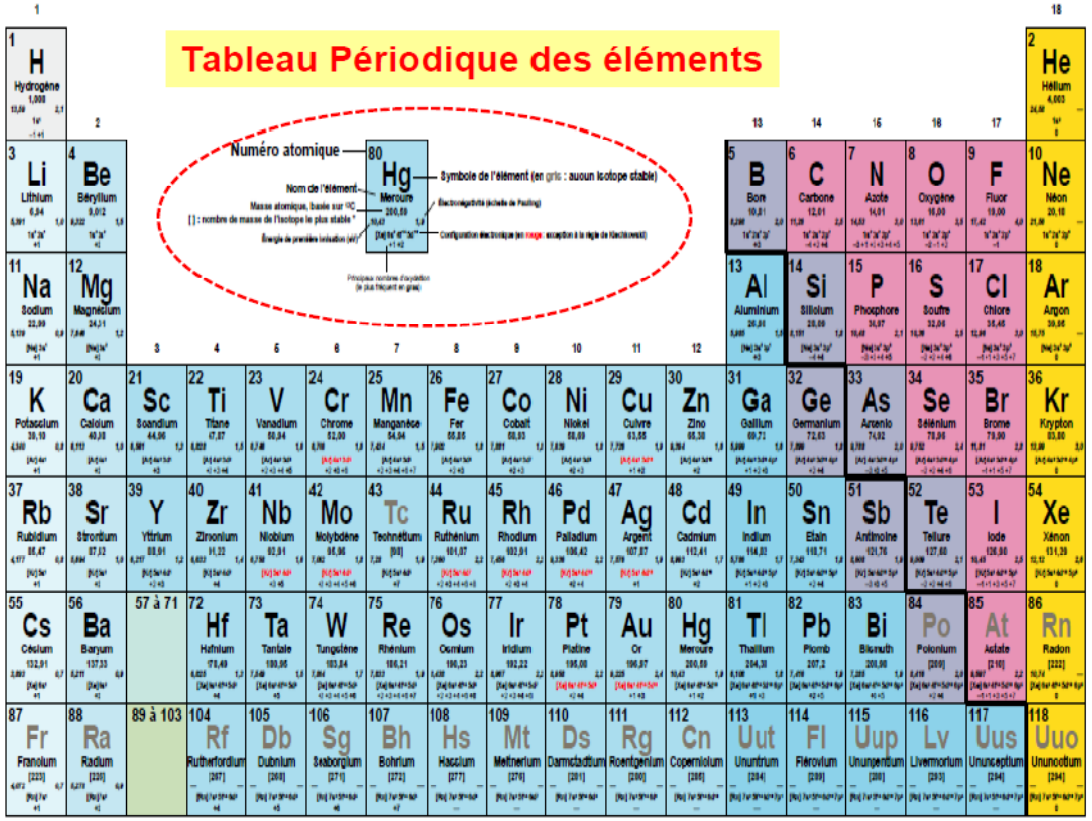
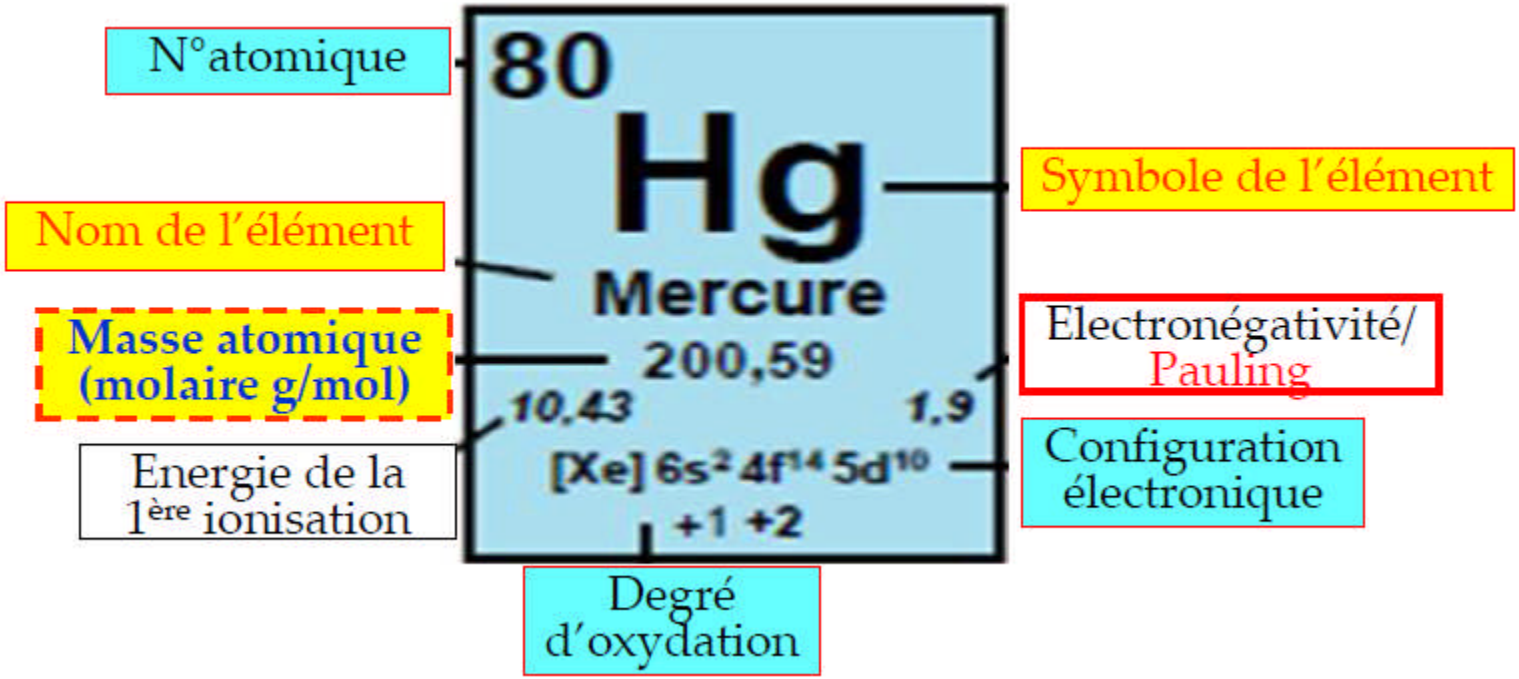


Tableau Périodique des éléments
Numéro atomique
Nom de l'élément
Masse atomique, basée sur 12C
[ ] : nombre de masse de l'isotope le plus stable *
Énergie de première ionisation (eV)
Principaux nombres d'oxydation (le plus fréquent en gras)
Symbole de l'élément (en gris : aucun isotope stable)
Électronégativité (échelle de Pauling)
Configuration électronique (en rouge : exception à la règle de Klechkowski)
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 Néon
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 Etain
51 Sb Antimoine
52 Te Tellure
53 I Iode
54 Xe Xénon
55 Cs Césium
56 Ba Baryum
57 à 71
72 Hf Hafnium
73 Ta Tantale
74 W Tungstène
75 Re Rhénium
76 Os Osmium
77 Ir Iridium
78 Pt Platine
79 Au Or
80 Hg Mercure
81 Tl Thallium
82 Pb Plomb
83 Bi Bismuth
84 Po Polonium
85 At Astate
86 Rn Radon
87 Fr Francium
88 Ra Radium
89 à 103
104 Rf Rutherfordium
105 Db Dubnium
106 Sg Seaborgium
107 Bh Bohrium
108 Hs Hassium
109 Mt Meitnerium
110 Ds Darmstadtium
111 Rg Roentgenium
112 Cn Copernicium
113 Uut Ununtrium
114 Fl Flérovium
115 Uup Ununpentium
116 Lv Livermorium
117 Uus Ununseptium
118 Uuo Ununoctium

I- INTERET DE LA CLASSIFICATION PERIODIQUE

- Le tableau péiodique est un outil très important pour le pharmacien et le chimiste, il lui permet de prévoir le comportement d'un élément au cours d'une réaction chimique.

- Il rassemble également les principales informations sur un élément chimique dont un chimiste ou pharmacien peut avoir besoin.



II- PRINCIPE DE CONSTRUCTION DU TABLEAU PERIODIQUE

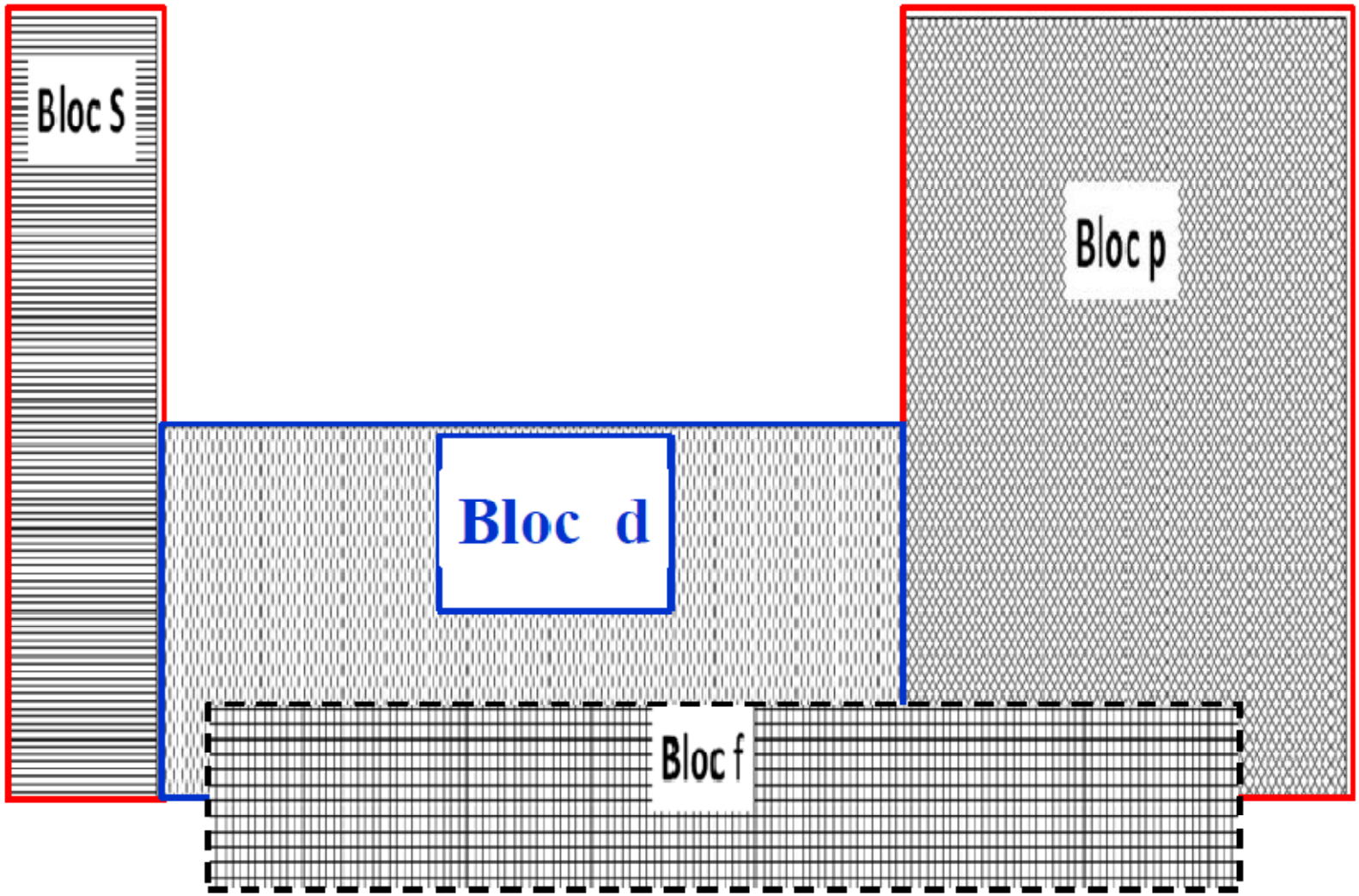
Le tableau périodique comporte 7 lignes et 18 colonnes.

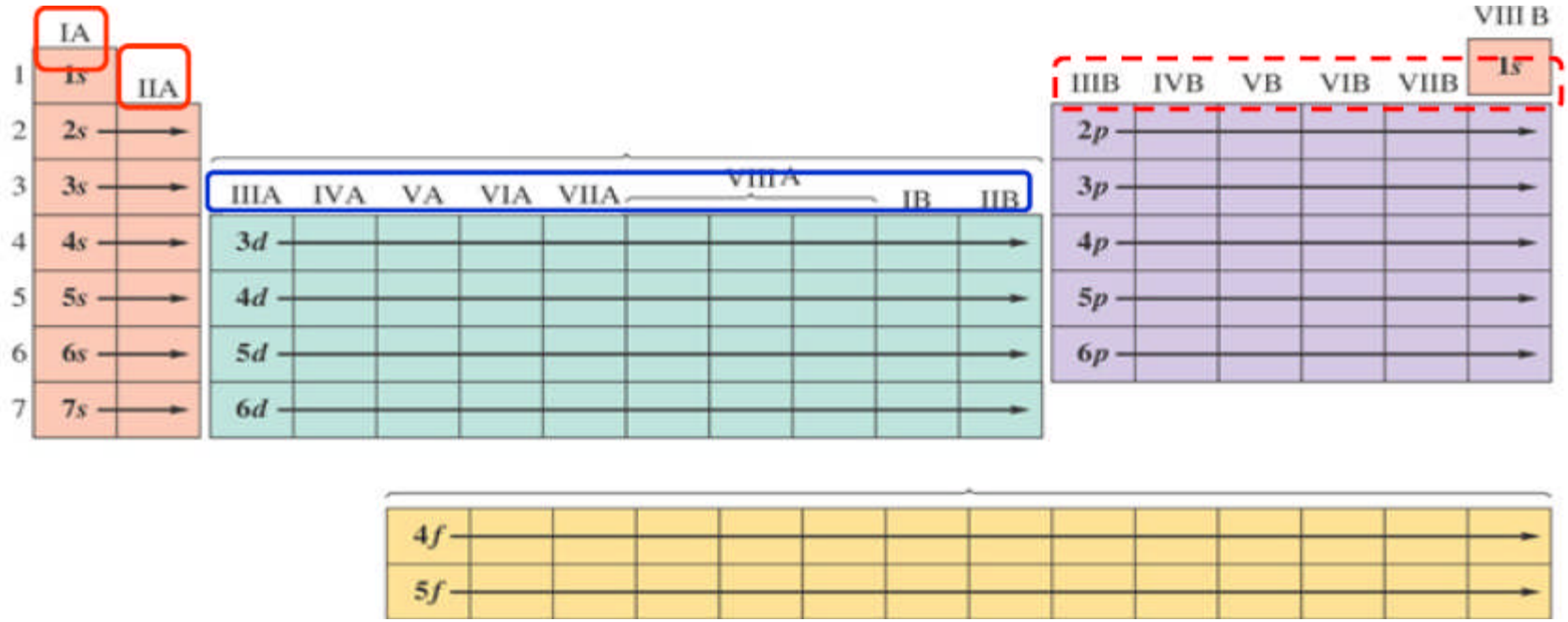
- A chaque ligne (une valeur de n) appelée période, nous remplissons une couche électronique différente.

- Pour une valeur de n nous avons : ns(n-2)f (n-1)d np

- Les éléments chimique ayant le même nombre d'électrons sur leur couche externe se trouvent sur la même colonne ils possèdent des propriétés chimiques voisine et constituent une même famille ou même groupe.

Le tableau est nommé tableau périodique (qui revient périodiquement) car nous retrouvons les éléments avec les mêmes propriétés à des intervalles réguliers (donc en colonne)


Bloc S
Bloc p
Bloc d
Bloc f

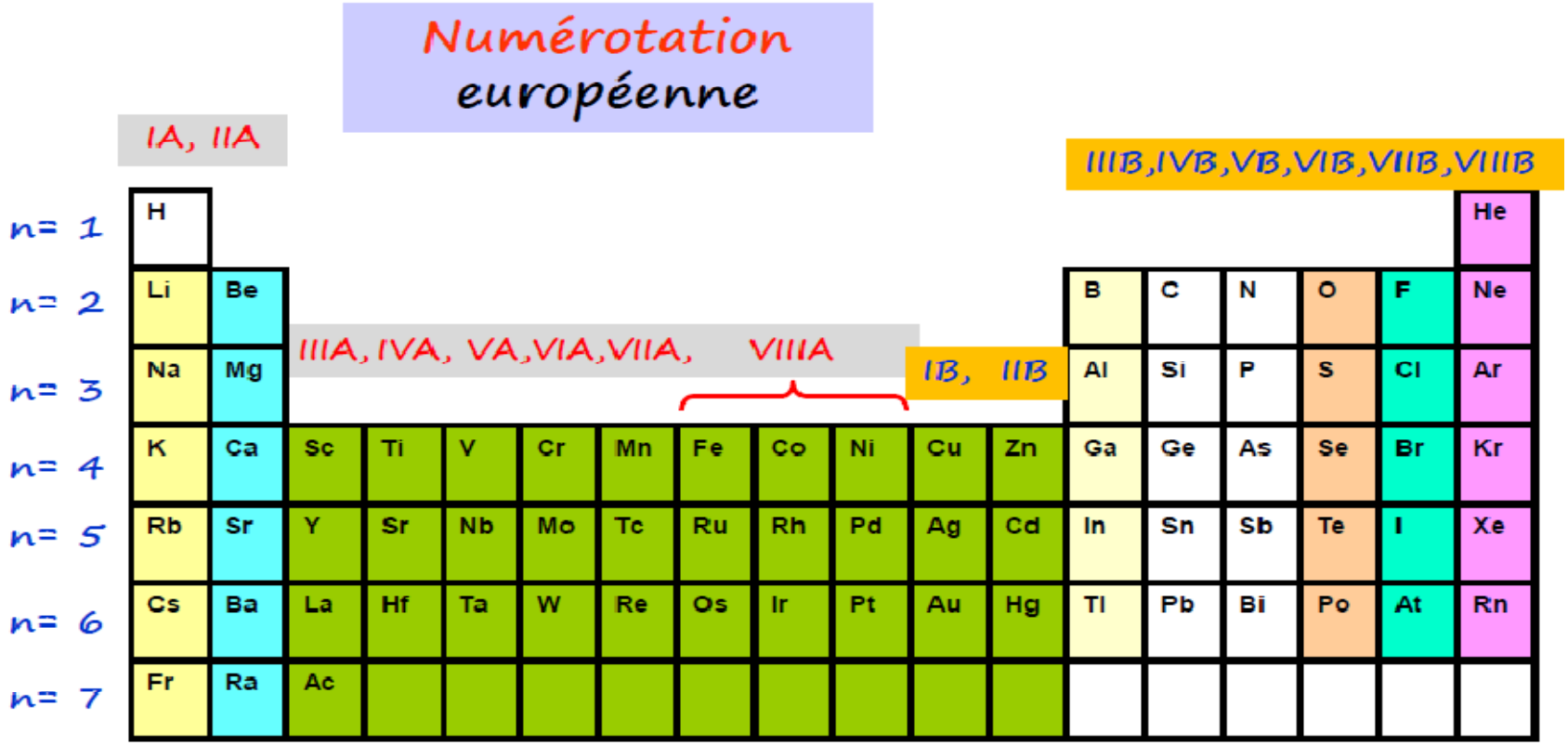


- Les colonnes **I_A, II_A** appartiennent au ***bloc s*** (colonnes **ns^1** et **ns^2**).

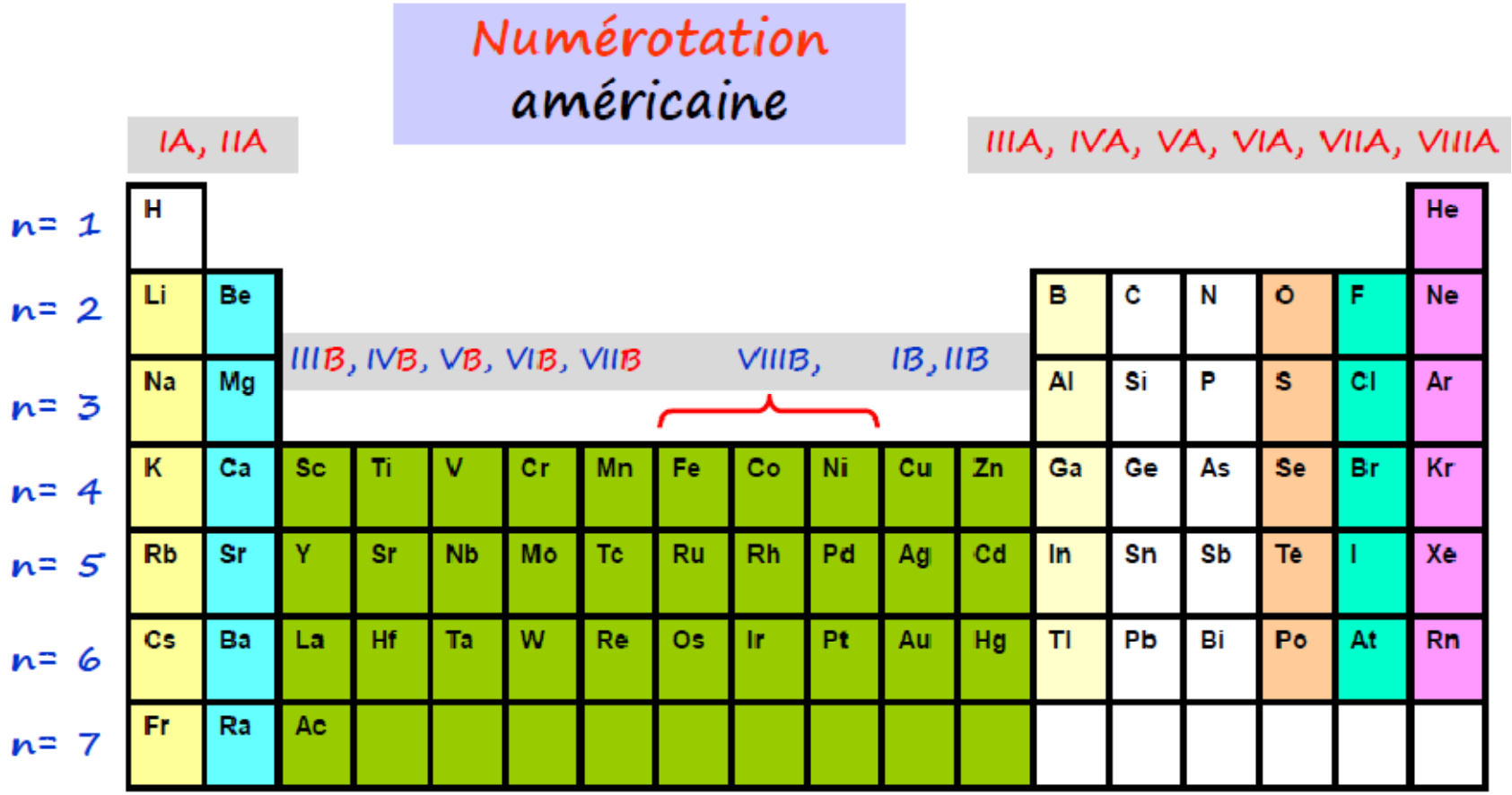
- Les colonnes **III_A, IV_A, V_A, VI_A, VII_A et $VIII_A$, I_B et II_B** forment le ***bloc d*** (colonnes **nd^1, nd^2, nd^3 nd^4,nd^5,…nd^{10}**)

- Les colonnes **III_B, IV_B, V_B, VI_B, VII_B et $VIII_B$** forment le ***bloc p*** (colonnes **np^1, np^2, np^3, np^4, np^5 et np^6**)

III-NUMEROTATION EUROPEENNE, AMERICAINE, IUPAC.



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

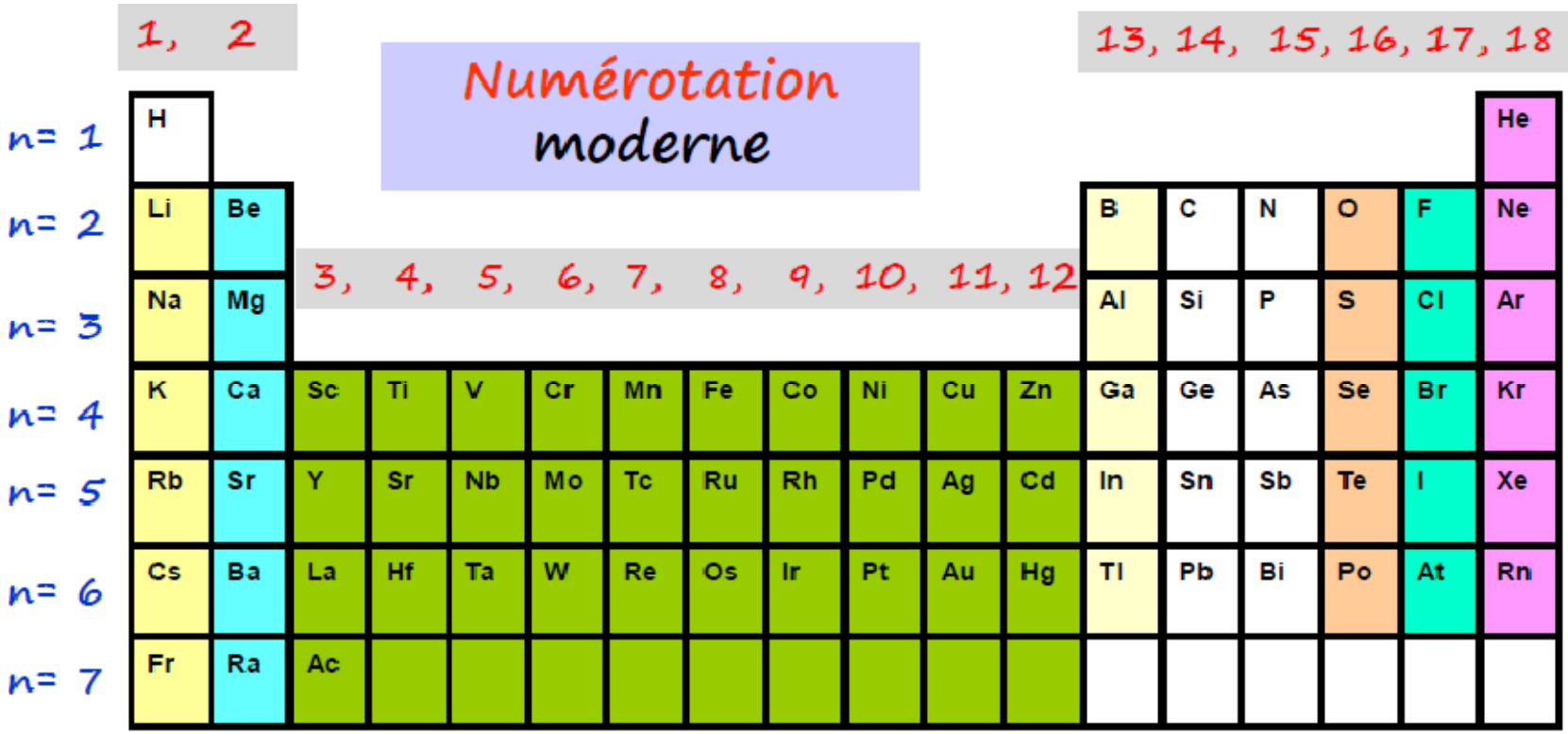


Les indices **I, II, III**, … indiquent le nombre d'électrons sur la couche externe, appelés **le nombre d'électrons de valence**

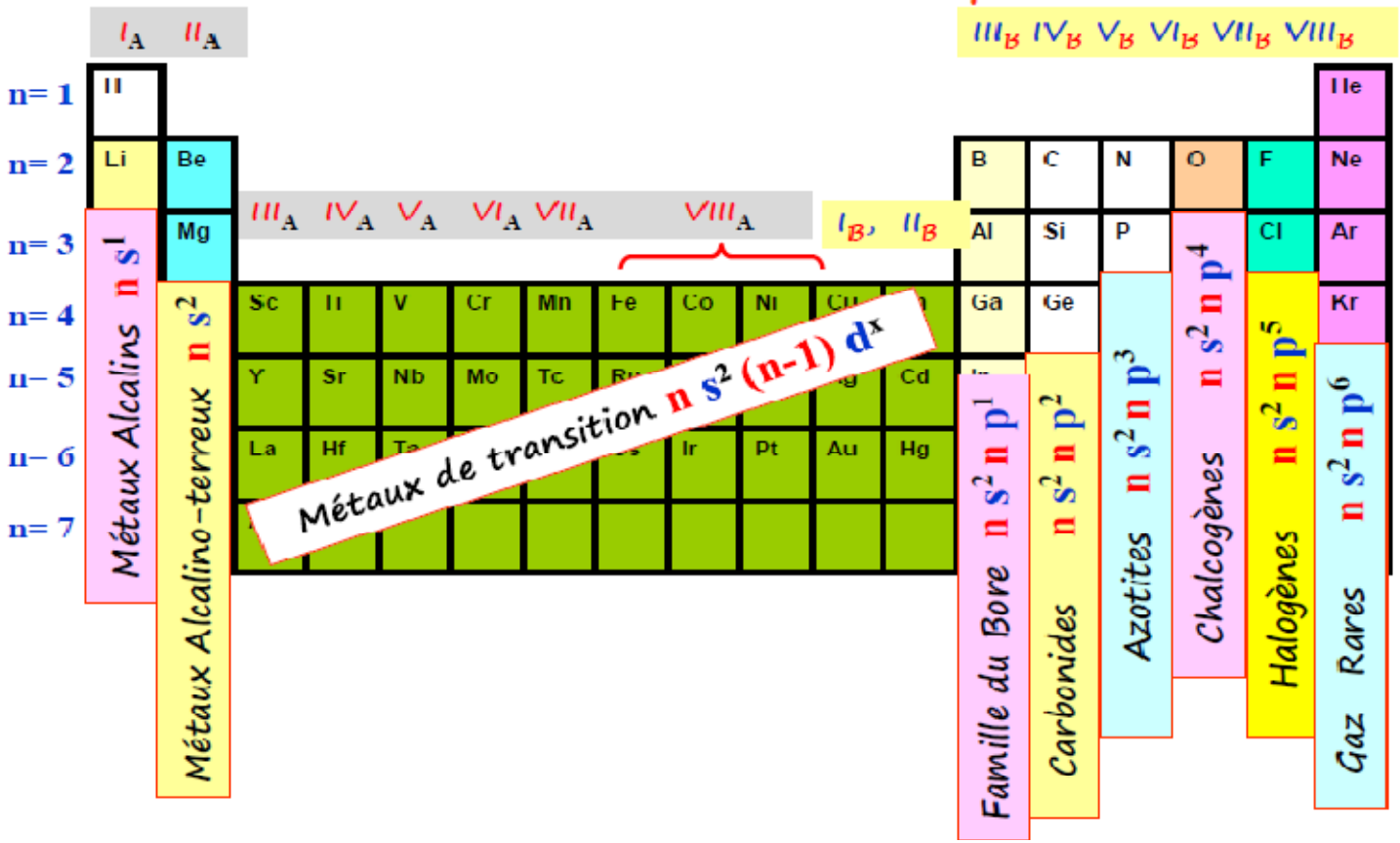
Numérotation moderne de IUPAC :

International Union of Pure and Applied Chemistry

(Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée)



Les différents périodes et colonnes de la Classification Périodique



V- EVOLUTION DES PROPRIETES PERIODIQUE

Les tendances fondamentales :

Par lecture des tableaux périodiques ou des graphes on peut facilement constater les tendances périodiques.

- **Dans une famille** (verticalement) on note les évolutions suivantes :

  - augmentation de la taille des atomes (rayons covalents et métalliques)
  - diminution de l'énergie de 1ère ionisation Ei (qui correspond à la réaction : ($A \xrightarrow{E_i} A^+ + e^-$)
  - diminution de l'affinité électronique E_{AE} (qui correspond à la réaction : ($X + e^- \xrightarrow{E_{AE}} X^-$)
  - diminution de l'électronégativité χ (qui correspond à la tendance d'un atome à attirer à lui les électrons de valence)

- **Dans une période** (horizontalement) les évolutions sont inverses :
  - diminution de la taille des atomes
  - augmentation de l'énergie d'ionisation
  - augmentation de l'affinité électronique
  - augmentation de l'électronégativité.

L'évolution de la taille des atomes est liée au nombre de charge effectif du noyau Z* = Z – S ou S représente la somme des constantes d'écran due à l'effet protecteur des électrons.

◙ Ainsi, pour **la période n = 3**, le rayon métallique (et covalent) diminue lorsqu'on passe de **Na** à **Al** car la charge nucléaire effective augmente plus vite que l'effet protecteur des électrons ajoutés.

Pour calculer Z* on peut, en première approximation, utiliser les constantes d'écran définies par SLATER :

- σ = 1 pour un e^- d'une couche (n-2)
- σ = 0.85 pour un e^- d'une couche (n-1)
- σ = 0.35 pour un e^- (s ou p) d'une couche n
- lorsque l'électron dont on calcule la constante d'écran appartient au groupe d ou f chaque e^- de la couche n contribue pour 0.35 et ceux des couches inférieures pour 1

Application :

Na ($1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^1$) donc S = (2x1)+(8x0.85) = 8.8

Z* =11 – 8.8 = **2.20** **R_M = 1.90 Å**

- **Mg** ($1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2$) donc S = (2x1)+(8x0.85)+(1x0.35) = 9.15

Z* =12 – 9.15 = **2.85** **R_M = 1.60 Å**

- **Al** ($1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2, 3p^1$) donc S = (2x1)+(8x0.85)+(2x0.35) = 9.50

Z* =13 – 9.50 = **3.50** **RM = 1.42 Å**

◙ Dans une famille le rayon métallique augmente car l'effet d'écran augmente avec n plus vite que la charge effective.

Application:

-Li ($1s^2, 2s^1$) donc S = (2x0.85) =1.70

Z* = 3 -1.70 =**1.30** R_M **= 1.34 Å**

- Na ($1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^1$) donc S = (2x1)+(8x0.85) = 8.8

Z* =11 – 8.8 = **2.20** R_M **= 1.90 Å**

- K ($1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6, 4s^1$) donc S = (10x1)+(8x0.85) = 16.8

Z* =19 – 16.8 = **2.20** R_M **= 2.35 Å**

- Rb ($1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}, 4s^2\ 4p^6, 5s^1$) donc S = (28x1)+(8x0.85) = 34.8

Z* =37 – 34.8 = **2.20** **RM = 2.48 Å**

◙ **L'évolution des énergies de 1ère ionisation** met en évidence que :

- **les alcalins** sont les éléments les **plus ionisables** avec les lanthanides (E_i (Na) = 5.4 eV ; E_i(La) = 5.6 eV)
- **les gaz nobles** les éléments les **moins ionisables** (E_i(Ne) = 21.6 eV)

◙ **L'évolution de l'électronégativité** met en évidence que :

- **les halogènes** sont les plus électronégatifs : $2.5<\chi<4$ (plus χ est élevé plus l'élément est oxydant) ; **le fluor** est l'espèce la **plus oxydante** du tableau périodique.

- **les alcalins** sont les **moins électronégatifs** ($0.7<\chi<1.0$) donc les plus électropositifs ce qui est en accord avec leur caractère métallique. Les métaux de la $1^{ère}$ série de transition possèdent une électronégativité voisine de 1.6.
- une différence $\Delta\chi$ **importante** impliquera une **liaison ionique** (pour $\Delta\chi>2$) et une liaison **à caractère covalent** marqué dans le cas inverse. Ainsi les **fluorures alcalins et alcalino-terreux sont ioniques** ($\Delta\chi = 3.1$ pour NaF) alors que les oxydes ou sulfures des éléments d ou des non métaux **sont covalents** ($\Delta\chi = 0.9$ pour ZnS).

2 – Les tendances pseudo-périodiques

Il s'agit de propriétés qui n'évoluent pas de manière continue avec Z mais se manifestent pour certaines valeurs.

◙ **Potentiel d'oxydo-réduction** : les halogènes sont oxydants et les alcalins réducteurs. **Tableau des E_0**

Le tableau réduit des potentiels standard montre qu'Eo augmente dans une période avec χ :

($E_o(Na^+/Na) = -2.71$ V ; $E_o(Mg^{2+}/Mg) = -2.37$ V ; $E_o(Al^{3+}/Al) = -1.66$ V ; $E_o(H_3PO_4/H_3PO_3) = -0.20$ V).

Dans une famille l'évolution est aussi liée à χ mais la variation n'est vraiment sensible que pour les halogènes (E_o passe de 2.87 V pour le fluor à 0.53 V pour l'iode) ; pour les alcalins la valeur de E_o reste voisine de -2.9 V car χ est presque constant.

◙ **Les points de fusion et d'ébullition**

Les températures de fusion et d'ébullition présentent des maxima au milieu des périodes pour les éléments **A** et **B**.

- famille $\mathbf{IV_A}$ (C se sublime à 3800 °C sous P = 1 atm ; Si fond à 1423 °C et passe à l'état gazeux à 2680 °C).
- famille $\mathbf{VI_B}$ et $\mathbf{VII_B}$ (W : $T_f = 3380$ et $T_{eb} = 5930$ °C ; Re : $T_f = 3180$ et $T_{eb} = 5630$ °C).

Les points de fusion les plus bas correspondent aux gaz nobles (**$VIII_A$**) et aux familles situées de part et d'autre (**I_A** et **VII_A**).

Dans les conditions standard la plupart des éléments sont des solides sauf : H, F, Cl et les gaz nobles qui sont à l'état gazeux, Br et Hg qui sont à l'état liquide. On peut signaler que le gallium (Ga) fond dès 30 °C mais reste à l'état liquide jusqu'à 2237 °C d'ou son utilisation possible dans les thermomètres.

◙ Conduction électrique et thermique

Les meilleurs conducteurs électriques appartiennent à la famille **I_B** (éléments des monnaies : Cu, Ag, Au) et **III_A**(Al). Néanmoins tous les métaux (familles **I_A** et **II_A**, familles **B**) sont conducteurs électriques. Les non-métaux sont isolants et les éléments situés à la frontière sont semi-conducteurs (Si, Ge et les associations **III_A- V_A** comme AsGa, InSb, InAs ou InP).

Les éléments Cu, Ag, Au et Al sont aussi les meilleurs conducteurs thermiques ; on peut noter que le sodium liquide est un bon échangeur thermique (emploi dans les surrégénérateurs).

Propriétés acido-basiques

Elles sont liées au degré d'oxydation du « métal » et au delà au rayon du cation. Plus les cations sont petits et chargés, plus ils sont polarisants vis à vis d'un anion et moins ils pourront exister à l'état d'ions libres en solution car trop acides ; ils forment alors des groupements anioniques dans lesquels la liaison est covalente. Ces groupements anioniques, de géométrie souvent tétraédrique, sont en général très stables en milieu aqueux. Quelques exemples sont fournis dans le tableau suivant

Rayon [4] en Å	Cation	Groupement anionique	Nom
0,11	**B^{3+}**	**BF^{4-}**	**fluoborate**
0.26	**Si^{4+}**	**SiO_4^{4-}**	**silicate**
0,17	**P^{5+}**	**PO_4^{3-}**	**Phosphate**
0,12	**S^{6+}**	**SO_4^{2-}**	**Sulfate**
0,08	**Cl^{7+}**	**ClO_4^{-}**	**Perchlorate**

Parmi les espèces du tableau seul PO_4^{3-} à un caractère basique marqué ; les autres espèces sont de type neutre à peu basique (sulfate) en milieu aqueux.

Nous pouvons juger du caractère acido-basique d'une espèce en considérant une série d'oxydes. Nous notons que le caractère acide augmente avec la charge du « cation » (donc dépend du rayon) comme en témoignent les exemples suivants. :

Cation : rayon(en A)	**Réaction**	**Caractère**
I_A : Na^+ : 1,02	$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$	**Oxyde basique**
II_A : Mg^{2+} :0,78	$MgO + 2H^+ \longrightarrow Mg^{2+} + H_2O$	**Oxyde basique**
V_A : « N^{5+}» : 0,13	$N_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2NO_3^- + H_2O$	**Oxyde acide**
V_A « Sb^{3+}» : 0,60	$Sb_2O_3 + 2OH^- + 5H_2O \longrightarrow 2Sb(OH)_6^-$	**Oxyde acide**
VI_A « S^{6+} » : 0, 29	$SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 2H^+$	**Oxyde acide**
VII_A « Cl^{7+}» :	$Cl_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2ClO_4^- + 2H^+$	**Oxyde acide**

Pour les éléments des familles intermédiaires nous trouvons un caractère amphotère ; c'est le cas de l'aluminium (III A) dont l'oxyde (alumine), insoluble en milieu neutre, se dissout facilement en milieu acide ou basique :

$$Al_2O_3 + 6H^+ \longrightarrow 2Al^{3+} + 3H_2O \quad \text{et} \quad Al_2O_3 + 2OH^- + 3H_2O \longrightarrow 2Al(OH)_4^-$$

Pour le groupe **IV_A**, on attribue un caractère acide à SiO_2 (insoluble dans les acides (sauf HF) et bases) à cause de la formation facile de sels (fusion des solides) par réaction avec un oxyde basique :

$$Na_2O + SiO_2 \longrightarrow Na_2SiO_3$$

Les oxydes des familles **B** présentent les mêmes caractéristiques. Pour un même élément, les degrés d'oxydation inférieurs sont basiques, les degrés intermédiaires amphotères et les degrés supérieurs acides : MO (M = Ti, V, Cr, Mn) sont basiques ; M_2O_3 (M = Ti, Cr, V) sont amphotères et TiO_2, V_2O_5, CrO_3 ou Mn_2O_7 sont acides. Seul le zinc ($\mathbf{II_B}$) qui se rencontre uniquement au degré +II possède un caractère amphotère :

$$ZnO + 2H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2O \text{ et } ZnO + OH^- + H_2O \longrightarrow Zn(OH)_4^-$$

VI- COMPARAISON DES PROPRIETES SELON UNE DIAGONALE :

La taille des ions est sensiblement constante selon une diagonale si bien que des ions de charges différentes pourront se remplacer dans une structure. C'est le cas des ions Li^+ (0.76 Å) et Mg^{2+} (0.72 Å), Na^+ (1.02 Å) et Ca^{2+} (1.00 Å) ; ces 2 derniers ions se substituent dans les micas ($(Na, Ca)Al(SiO_3)_2$).

Li et Mg

Ils forment des nitrures de même formulation: $3Li + N_2 \longrightarrow Li_3N_2$ et $3Mg + N_2 \longrightarrow Mg_3N_2$(ici, nous rappelons que Na, K, … ne forment pas de nitrures). Les dérivés organolithiens sont utilisés de la même façon que les organomagnésiens en chimie organique. Néanmoins les liaisons sont plus covalentes avec Mg.

Be et Al

Ces 2 éléments se ressemblent au niveau du pouvoir oxydant : E_o (Be^{2+}/Be) = -1. 85 V et E_o (Al^{3+}/Al) = -1.66 V. Par ailleurs ils ont le même caractère acido-basique : les hydroxydes sont amphotères (se dissolvent facilement en milieu basique et acide) et les acidités de Lewis des halogénures sont très voisines. Ils donnent des composés à liaisons covalentes (si la coordinence est faible pour Al). En dernier lieu les halogénures BeX_2 et AlX_3 sont très hydrolysables (X = Cl, Br, I).

B et Si

B est un non métal (donc très différent de Al) ; il se rapproche plus de Si.

Ces éléments forment des halogénures (sauf BF_3) qui s'hydrolysent très facilement (car covalents) :

$$BCl_3 + 3H_2O \longrightarrow B(OH)_3 + 2HCl \quad \text{et} \quad SiCl_4 + 4H_2O \longrightarrow Si(OH)_4 + 4HCl$$

On obtient avec l'hydrogène des hydrures très volatils et réactifs :

$$2B + 3H_2 \longrightarrow B_2H_6 \quad \text{et} \quad Si + 2H_2 \longrightarrow SiH_4$$

(les hydrures d'aluminium sont solides et ioniques : M^+, AlH_4^-).

C et P ; N et S ; O et Cl

Les éléments ne possèdent plus de propriétés métalliques et l'effet de taille ne joue plus de rôle significatif. On retrouve des électronégativités voisines selon une diagonale. L'élément le plus « lourd » est le moins électronégatif comme le rappelle le tableau suivant.

Elément	**C**	**N**	**O**	**F**
χ	**2,55**	**3,04**	**3,44**	**3,98**
Elément	**Si**	**P**	**S**	**Cl**
χ	**1,98**	**2,19**	**2,58**	**3,16**

Ainsi le chlore ressemble autant à l'oxygène que le soufre ; on obtient facilement des oxychlorures d'éléments de transition (WO_2Cl_2)