

Chapitre IV : Classification périodique

1.4. Classification périodique :

Socle Commun L1 : Sciences de la Nature et de la vie

Page 16

1.4.1. Groupe (Colonne), Période (ligne)

1.4.2. Evolution des propriétés physique au sein du tableau périodique : rayon atomique, énergie d'ionisation, affinité électronique....

Familles


* colonne = famille
colonne = nombre électrons de valence

Alcalins: métaux mous très réactifs

Alcalino-terreux : métaux très malléables et réactifs

Halogènes: non-métaux réagissent facilement

Gaz nobles: très stables



Dr ZAABAT. N

Année universitaire : 2023-2024

Chapitre IV- La Classification périodique

1-Introduction

En 1869 Mendeleïev avait classé les éléments selon leurs masse atomique, le premier tableau périodique contenait 63 éléments. Le grand intérêt était de proposer une classification des éléments chimiques connus à l'époque en vue de signaler la périodicité de leurs propriétés chimiques.

En 1913 le classement du tableau périodique a été réalisé par H. Moseley selon **le nombre atomique croissant Z** de la gauche vers la droite et du haut vers le bas.

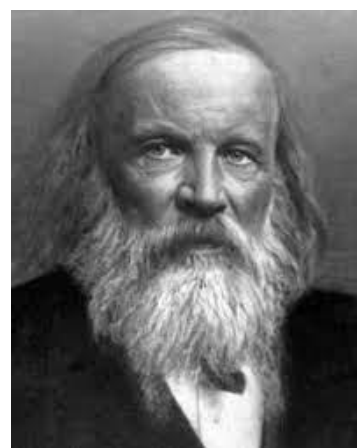
La disposition moderne du tableau périodique est caractérisée par **7 rangées horizontales** appelés **périodes** et de **18 colonnes verticales** (numérotées de 1 à 18) appelées **familles réparties en 8 groupes** (numérotés de I à VIII). Chaque groupe est constitué de deux sous-groupes A et B.

Les éléments d'une même période ont le même **nombre quantique principal** maximal **n** (même nombre de couches).

Les éléments appartenant à une même colonne ont généralement **la même structure électronique externe SEE** (même nombre d'électrons de valence).

En février 2010, le tableau périodique contenait **118 éléments**.

Dans Le tableau périodique chaque élément est représenté par une case, qui contienne le symbole de l'élément , le nom , le nombre atomique , et la masse atomique.



Dimitri Ivanovitch Mendeleïev

1834-1907

TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

<http://www.periodni.com/fr/>

LEGÈNDE :

- Métaux (bleu)
- Métalloïdes (orange)
- Non-métaux (vert)
- Métaux alcalins (bleu clair)
- Métaux alcalino-terreux (bleu foncé)
- Métaux de transition (bleu gris)
- Chalcogènes (vert clair)
- Halogènes (vert foncé)
- Gaz nobles (bleu très clair)
- Lanthanides (rose)
- Actinides (violet)
- Ne - gaz
- Hg - liquide
- Ts - synthétique

ÉTAT PHYSIQUE (25 °C, 101 kPa)

Copyright © 2012 Eri Generali

2-Les périodes : 7 lignes ou 7 périodes de longueur inégale

La période est une ligne horizontale du tableau périodique. Le numéro de la période correspond au nombre quantique n le plus élevé (n : couches K, L, M, N, ...) . chacune correspondant au remplissage complet d'une couche électronique qui se fait selon la règle de Klechkowski.

a- La 1^{ère} période $n=1$ (couche externe K)

C'est une période très courte, qui correspond au remplissage de la sous couche s ,



b- La 2^{ème} période $n=2$ (couche externe L)

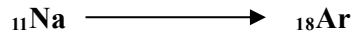
Cette période commence par le remplissage de la sous couche $2s$ ensuite $2p$ c'est-à-dire $2s^2 2p^6 \Rightarrow 8$ électrons donc 8 éléments : $\text{Li, Be, B, C, N, O, F, Ne}$ ($3 \leq Z \leq 10$)



c-La 3^{ème} période n=3 (couche externe M)

Commence par le remplissage de la sous couche $3s$ ensuite $3p$. c'est à dire $3s^2 3p^6 \Rightarrow$

8 électrons donc 8 éléments ($11 \leq Z \leq 18$)



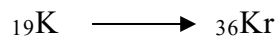
Cortège : ${}_{11}\text{Na} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Configuration : ${}_{11}\text{Na} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

d-La 4^{ème} période n=4 (couche N)

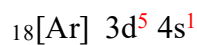
Commence par le remplissage de $4s$ ensuite $3d$ et en fin $4p$ ($18e$) \Rightarrow 18 éléments

($19 \leq Z \leq 36$)

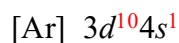


Remarque : Il existe certaines exceptions pour établir une configuration électronique d'un atome. - Une sous-couche d à moitié remplie (d^5) ou complètement remplie (d^{10}) conduit à une configuration de spin maximal, ce qui lui confère une certaine stabilité en vertu de la règle de Hund

Chrome (Cr) : $Z = 24$. sa configuration : $[\text{Ar}] 3d^4 4s^2$ mais la configuration la plus stable :



Le cuivre (**Cu**) $Z=29$ sa configuration : ${}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$ mais la configuration la plus stable :



Remarque : Généralement, les éléments irréguliers leurs configurations électroniques sont du type :



❖ La configuration électronique réduite

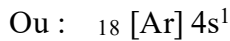
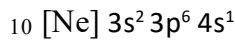
La configuration électronique d'un élément peut être écrite sous une forme réduite sans avoir à écrire toutes les couches et sous-couches internes en utilisant la structure du gaz rare qui le précède. (Les gaz rares sont : ${}^2\text{He}$, ${}^{10}\text{Ne}$, ${}^{18}\text{Ar}$, ${}^{36}\text{Kr}$, ${}^{54}\text{Xe}$, ${}^{86}\text{Rn}$)

Configuration réduite : [gaz rare] + Couches externes

Remarque : Le gaz rare sera celui dont le numéro atomique est le plus près possible du numéro atomique de l'élément considéré tout en lui restant inférieur.

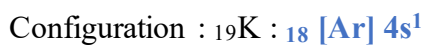
Exemple : Le potassium (${}_{19}\text{K}$) possède une configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Comment cette configuration peut être représentée autrement ?



Le gaz rare qui le précède (le plus

proche) est l'Argon $[\text{Ar}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



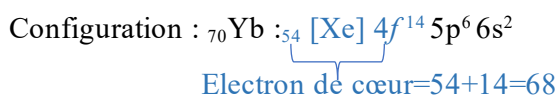
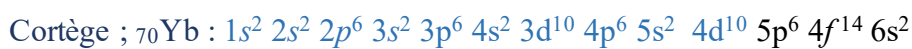
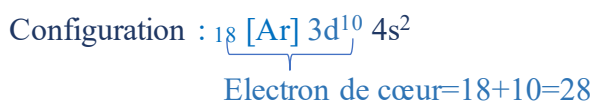
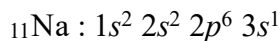
$[\text{Ar}] 4s^1$

❖ Les électrons de Cœur et les électrons de valence

a-Les électrons de cœur

Ce sont des électrons des couches internes qui présentent **la structure du gaz rare** qui précède cet élément en ajoutant les électrons de la sous couche **d et f** si elles sont complètement remplies (d^{10} et f^{14}).

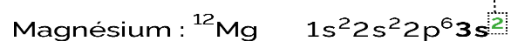
Exemple :



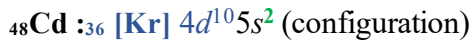
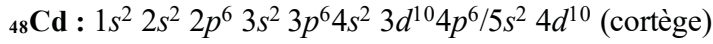
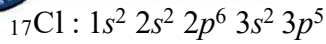
b-Les électrons de valence

Ce sont les électrons qui suivent les électrons de cœur et appelés les électrons externes, ils présentent **la structure électronique externe (SEE)**. Ils sont les responsables de la formation des liaisons chimiques.

nombre d'électrons de valence : 2



dernière couche



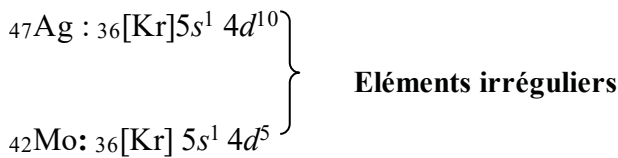
les électrons de valence=2



Les électrons de Cœur=46

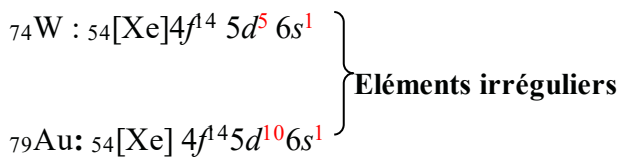
La 5^{ème} période : n=5

Elle correspond au remplissage des sous couches $5s 4d 5p \Rightarrow$ (18 éléments).



La 6^{ème} période n=6

Elle correspond au remplissage des sous couches $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$ $(2+14+10+6)=32$ éléments



On appelle les 15 éléments qui correspondent au remplissage de la sous couche $4f$: les **lanthanides** (${}_{57}\text{La} \longrightarrow {}_{71}\text{Lu}$)

La configuration de ${}_{57}\text{La} : {}_{54}[\text{Xe}] 5d^1 6s^2$ et non ${}_{57}\text{La} : {}_{54}[\text{Xe}] 4f^1 6s^2$

57	58	59	60	61	62	63	64
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd
lanthanum	Cerium	Praseodymium	Neodymium	Promethium	Samarium	Europium	Gadolinium
138.905	140.116	140.908	144.243	144.913	150.360	151.964	157.250
$4f^0 5d^1 6s^2$	$4f^1 5d^0 6s^2$	$4f^3 5d^0 6s^2$	$4f^4 5d^0 6s^2$	$4f^5 5d^0 6s^2$	$4f^6 5d^0 6s^2$	$4f^7 5d^0 6s^2$	$4f^7 5d^1 6s^2$
65	66	67	68	69	70	71	
Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
Terbium	Dysprosium	Holmium	Erbium	Thulium	Ytterbium	Luettium	
158.925	162.500	164.930	167.259	168.934	173.055	174.967	
$4f^9 5d^0 6s^2$	$4f^{10} 5d^0 6s^2$	$4f^{11} 5d^0 6s^2$	$4f^{12} 5d^0 6s^2$	$4f^{13} 5d^0 6s^2$	$4f^{14} 5d^0 6s^2$	$4f^{14} 5d^1 6s^2$	

La 7^{ème} période n=7

Elle correspond au remplissage des sous couches $7s\ 5f\ 6d\ 7p$ $(2+14+10+6)=32$ éléments
($87 \leq Z \leq 118$)

On appelle les 15 éléments qui correspondent au remplissage de la sous couche $5f$: **les actinides**

($89\text{Ac} \longrightarrow 103\text{Lr}$) **leurs configuration est de type : $86[\text{Rn}]\ 5f^x 6d^1 7s^2$ ($1 \leq x \leq 14$)**

89 Ac Actinium 227.0	90 Th Thorium 232.038	91 Pa Protactinium 231.036	92 U Uranium 238.0289	93 Np Neptunium 237.0
94 Pu Plutonium 244.0	95 Am Americium 243.0	96 Cm Curium 247.0	97 Bk Berkelium 247.0	98 Cf Californium 251.0
99 Es Einsteinium 252.0	100 Fm Fermium 257.0	101 Md Mendelevium 258.0	102 No Nobelium 259.0	103 Lr Lawrencium 260.0

3-Les colonnes (18 colonnes)

Un groupe chimique (ou une famille), correspond à une colonne : les éléments d'une même colonne possèdent des couches de valence (SEE : structure électronique externe) identique et généralement le même nombre d'électrons de valence.

Les 18 colonnes de la classification périodique sont réparties en 8 groupes A (numérotés de I à VIII). et 8 groupes B (numérotés de I à VIII). .

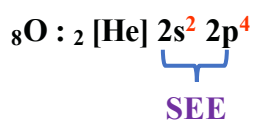
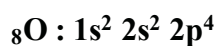
La distinction des différents groupes en sous-groupes A et B provient du type de la structures électronique externe et de la configuration :

Les éléments appartenant au **sous groupe A** possèdent la structure électronique externe (SEE) de type **ns** ou **ns np**

Les éléments appartenant **au sous groupe B** possédant une SEE **$(n-1)d^y ns^x$** ($1 \leq y \leq 9$ et $x=1$ ou $x=2$) ou une configuration électronique de type **[gaz rare] $(n-1)d^y ns^x$** ($y=10$ et $x=1$ ou $x=2$)

Le chiffre romain correspond au nombre **d'électrons de valence de l'élément**.

Exemple :



les électrons de valence = 6 \Rightarrow VI

SEE de type nsnp \Rightarrow sous groupe A

Groupe VIA

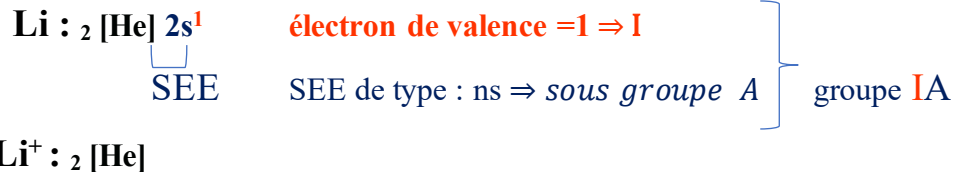


La 1^{ère} colonne (Familles des métaux Alcalins) groupe IA

Elle rassemble les éléments de structure électronique externe (SEE) de type ns^1 . elle comprend Li, Na, K, Rb, Cs et Fr.

Les Alcalins sont des métaux qui possèdent un électron sur leur couche externe. Les éléments de ce groupe forment des cations monovalents en perdant 1 électron de valence : Li^+ , Na^+ , K^+ etc

Exemple : ${}_3Li : 1s^2 2s^1$

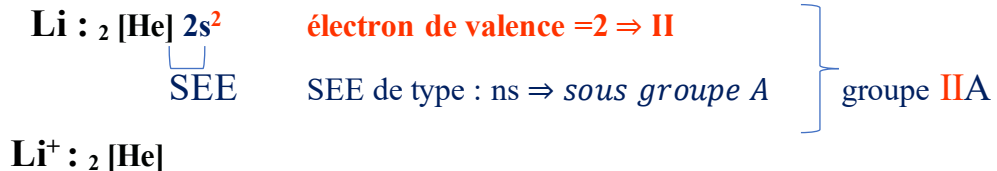


La 2^{ème} colonne (Familles des alcalino-terreux) groupe IIA

La structure électronique externe (SEE) des éléments de ce groupe (Be, Mg, Ca, Sr, Ba et Ra) est de type ns^2 .

Les alcalino-terreux possèdent deux électrons de valence. Ils forment des cations bivalents en perdant ces deux électrons : Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , etc.

Exemple : ${}_4Be : 1s^2 2s^2$



A partir de La 3^{ème} colonne jusqu'à la 12^{ème} colonne : (la famille des éléments de transition)

Un élément de transition ou un métal de transition selon la définition de l'IUPAC (International Union de la Chimie pure et Appliquée) est un élément chimique dont la sous-couche électronique d est incomplètement remplie. La configuration électronique de la couche de valence de cette famille est de type [gaz rare] $(n-1) d^x ns^y$ avec $1 \leq x \leq 10$, ($y=1$ ou $y=2$) et $n \geq 4$

Les éléments de transitions peuvent perdre les électrons de valence pour former des cations à Valence multiple (exemple : Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^+ , Cu^{2+})

Les éléments de transitions sont présentés dans le tableau ci-dessous:

Colonne	Groupe	Configuration
3	III B	[gaz rare] (n-1) d^1 ns ²
4	IVB	[gaz rare] (n-1) d^2 ns ²
5	VB	[gaz rare] (n-1) d^3 ns ²
6	VIB	[gaz rare] ns ¹ (n-1) d^5
7	VII B	[gaz rare] ns ² (n-1) d^5
8	VIII B	[gaz rare] ns ² (n-1) d^6
9		[gaz rare] ns ² (n-1) d^7
10		[gaz rare] ns ² (n-1) d^8
11	IB	[gaz rare] ns ¹ (n-1) d^{10}
12	II B	[gaz rare] ns ² (n-1) d^{10}

Les éléments du groupe VIII B (colonnes 8, 9 et 10) appelés les triades possédant des propriétés chimique équivalentes. On distingue trois types de triades : Triade du Fer (Fe, Co, Ni), triade du Palladium (Ru, Rh, Pd) et triade du platine (Os, Ir, Pt).

La colonne 13 (Famille du bore (B)) : groupe IIIA

La SEE de cette famille est de type $ns^2 np^1$, les éléments de cette colonne ont tendance à donner facilement les trois électrons de valence pour former un cation trivalent de charge (+3) : B^{3+} , Al^{3+} etc

La colonne 14 : (Famille du Carbone) groupe IVA

La structure électronique externe est de type $ns^2 np^2$. Les éléments de cette famille possèdent 4 électrons de valence Les éléments de cette famille forment des cations tétravalents (+4) : ou des anions (- 4). Ils forment principalement des liaisons covalentes. (Le carbone (C), le silicium (Si) et le germanium (Ge) sont des métalloïdes. L'étain (Sn) et le plomb (Pb) sont des métaux)

La colonne 15 (Famille de l'Azote) groupe VA

La structure électronique externe de ce groupe est de type $ns^2 np^3$. Les Azotides possèdent 5 électrons de valence, ils ont tendance à gagner 3é pour former un anion de charge (-3) : N^{3-} ; P^{3-} etc.

La colonne 16 : (la famille de l'Oxygène) groupe VIA

La structure électronique externe est de type $ns^2 np^4$. Les éléments de cette colonne ont tendance à attirer deux électrons pour former des anions bivalents (-2) : O^{2-} ; S^{2-}

La colonne 17 : (Famille des halogènes) groupe VIIA

La Structure électronique externe (SEE) des éléments de cette famille est de type $ns^2 np^5$.

Les halogènes sont des non-métaux possédant 7 électrons sur leur couche externe. Ils gagnent un électron pour former des anions monovalents (-1) : F^- , Cl^- , Br^- , I^- .

La colonne 18 : (Famille des gaz rares) groupe VIIIA

Cette famille comprend l'hélium (He), le néon (Ne), l'argon (Ar), le krypton (Kr), le xénon (Xe) et le radon (Rn), ils possèdent tous une couche externe complète $ns^2 np^6$ ($8e^-$) à l'exception de l'hélium (2He) qui n'en possède que deux $2He : 1s^2$

Ce sont les éléments chimiques les plus stables (couche de valence totalement remplie) du tableau périodique. Les gaz rares existent sous la forme atomique

Tableau périodique des éléments classés par blocs et propriétés. Le tableau est coloré selon les blocs : métaux alcalins (gris), métaux alcalino-terreux (gris foncé), éléments de transition (bleu), lanthanides (rouge), actinides (violet), autres métaux (vert clair), non métaux (vert foncé), gaz rares (jaune). Des symboles X indiquent les états physiques : Solides (X gris), Liquides (X bleu), Gaz (X rouge). Les éléments de synthèse sont marqués avec un X gris.

4-Les blocs du Tableau périodique

Le tableau périodique est divisé en 4 blocs (s, p, d et f) correspondant au type de la dernière sous-couche de valence occupée

Le bloc s :

Il correspond aux éléments de groupes IA et IIA (colonne 1 et 2) ayant une structure externe ns^1 et ns^2 respectivement.

Le bloc p :

Les éléments appartiennent aux groupes IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA et VIIIA dont sa structure externe est de type $ns^2 np^x$ ($1 \leq x \leq 6$) (de la colonne 13 à la colonne 18). Excepté l'hélium (He)

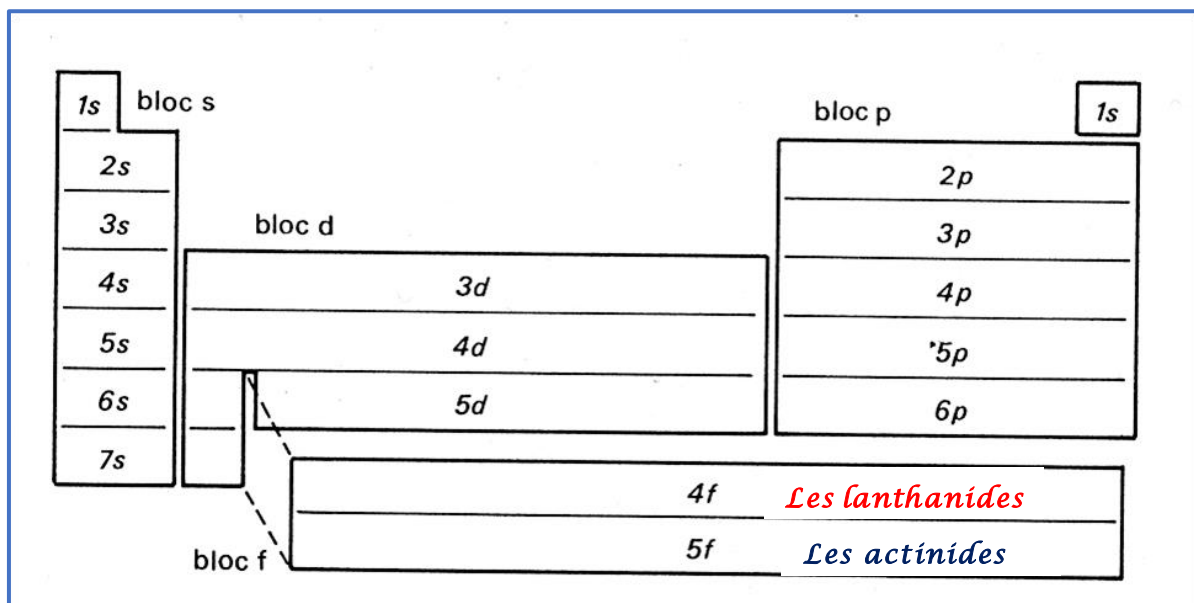
dont la structure externe est de type ns^2 , mais qu'on classe parmi le groupe des gaz rare en raison de la similitude de ses propriétés avec celle de cette famille.

Le bloc d :

Les éléments de transition appartiennent aux groupes IB, IIB, IIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIIIB dont leur configuration électronique est de type $[gaz\ rare] (n-1)d^x ns^y$ ($1 \leq x \leq 10$ et ($y=1$ ou $y=2$)).

Le bloc f :

Ce bloc présenté en deux lignes est placé en bas du tableau principal. Les éléments de ce bloc qui sont au nombre de 14 par ligne, correspondent aux lanthanides et actinides

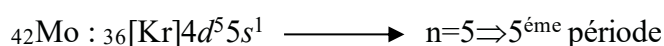
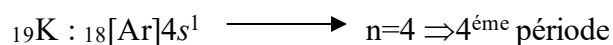


5-La détermination de la position d'un élément dans le tableau périodique

Pour déterminer la position d'un élément il faut :

Déterminer sa période : C'est la plus grande valeur de n dans la configuration

Exemple :



Déterminer son groupe : chiffre Romain + A ou B

Le nombre d'électrons de valence correspond au chiffre romain du groupe

Sous groupe A SEE : ns ou nsnp

Sous groupe B. SEE $(n-1)d^y ns^x$ ($(1 \leq y \leq 9$ et $x=1$ ou $x=2)$) ou une configuration électronique de type [gaz rare] $(n-1)d^y ns^x$ ($y=10$ et $x=1$ ou $x=2)$

Exemple : $_{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

$_{17}\text{Cl} : 10[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$



la plus grande valeur de $n = 3 \Rightarrow 3^{\text{ème}}$ période

SEE : ns np \Rightarrow groupe A

7é de valences \Rightarrow VII

SEE : nsnp

\Rightarrow groupe VII A

$_{23}\text{V} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6/4s^2 3d^3$

$_{23}\text{V} : 18[\text{Ar}] 3d^3 4s^2$

$n = 4 \Rightarrow 4^{\text{ème}}$ période

SEE : [gaz rare] $(n-1)d ns \Rightarrow$ groupe B

5é de valences \Rightarrow V

groupe V B

6-La règle de Sanderson

Un élément est métallique si le nombre d'électrons sur sa couche de n le plus élevé est inférieur ou égal au numéro de sa période. C'est-à-dire si la structure électronique externe

Nombre d'é de valence de n le plus élevé \leq sa période

Par exemple si SEE ; $ns^x np^y$ cet élément est un métal si $x+y \leq n$

Exemple :

$_{30}\text{Zn} : [\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$

2 (électron de valence) $<$ 4 (la plus grande valeur de n) \Rightarrow Zn est un métal

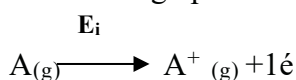
$_{52}\text{Te} : [\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$

2+4 $>$ 5 \Rightarrow Te non métal

7-Evolution des propriétés physico-chimique au sein du tableau périodique

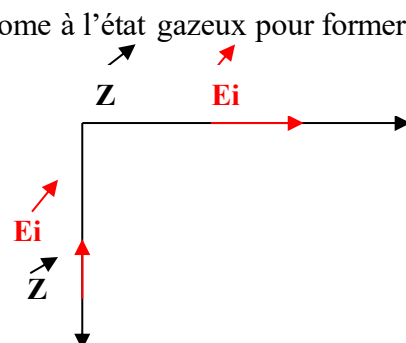
a- L'énergie d'ionisation : notée E_i

C'est l'énergie nécessaire pour arracher un électron à un atome à l'état gazeux pour former un ion chargé positivement (cation).



Exemple : $\text{Ca}_{(g)} \longrightarrow \text{Ca}^+_{(g)} + 1e^-$

Dans une même période plus (Z) augmente plus



le nombre de proton augmente ce qui augmente l'énergie d'attraction électrons-noyau d'où la difficulté d'arracher un électron, donc l'énergie qu'il faudra fournir sera plus grande (énergie d'ionisation).

Dans une même colonne, plus (Z) augmente plus on s'éloigne du noyau, l'énergie d'attraction électron-noyau sera plus faible, donc on fournira une petite énergie (énergie d'ionisation) pour arracher l'électron.

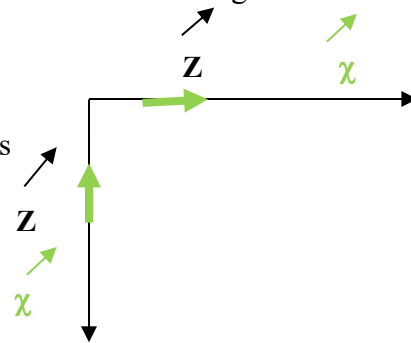
b-L'électronégativité : notée χ

C'est la capacité d'un atome B à attirer les électrons de la liaison qui l'associe avec un autre atome A.

Un élément qui capte facilement un ou plusieurs électrons est dit électro-négatif.

Un élément qui perd facilement un ou plusieurs électrons est dit électro-positif.

χ Varie dans le même sens que E_i



Dans une période, plus Z augmente, l'électronégativité (χ) augmente de gauche vers la droite

Dans une colonne (groupe), plus Z augmente l'électronégativité (χ) diminue du haut vers le bas

c-L'affinité électronique

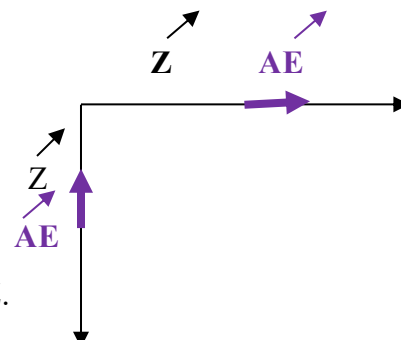
C'est l'énergie libérée lorsqu'un atome capte un électron supplémentaire. Elle est notée AE.

L'affinité électronique est exprimée en eV ou Kcal/mole



Dans une période, l'affinité électronique (AE) augmente de gauche vers la droite dans le même sens que Z.

Dans une colonne (groupe), l'affinité électronique augmente du bas vers le haut dans le sens inverse de Z.



Remarque : les halogènes (F, Cl, I, Br) possèdent les affinités électroniques les plus élevées (formation de l'anion X^- stable qui présente la structure du gaz rare)

d-Le rayon atomique

C'est la distance entre le centre du noyau et l'électron de la couche externe ou c'est la moitié de la distance entre deux atomes liés par une liaison simple. Il exprime le volume de l'atome

$$r = \frac{C_n}{Z - \sigma} \quad , \quad Z - \sigma = Z_{\text{eff}} : \text{la charge effective}$$

r : rayon de l'atome

Z : nombre atomique

σ : l'effet d'écran

C_n : la constante spécifique pour chaque période ($n = \text{constant} \Rightarrow C_n = \text{constante}$)

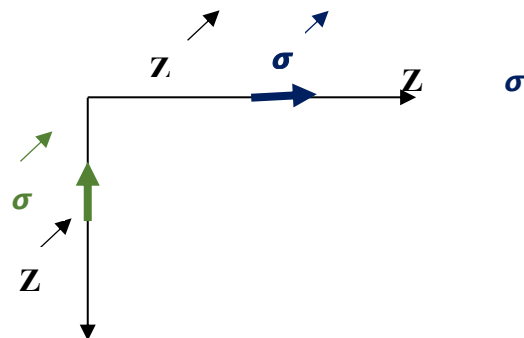
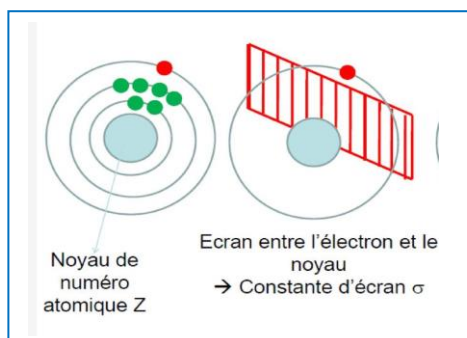
L'effet d'écran c'est la répulsion entre les électrons des différentes couches elle influe sur la force d'attraction électron-noyau.

Le long d'une période quand Z augmente : l'addition d'un électron supplémentaire sur une même couche insaturée change faiblement l'effet d'écran correspondant, donc la charge effective Z_{eff} augmente (l'effet d'écran des électrons des éléments de la même période est très faible), et l'attraction électrostatique est de plus en plus forte, donc le rayon atomique r_{at} diminue.

Le long d'une colonne, quand Z augmente : le changement de période implique l'augmentation du nombre de couche donc l'effet d'écran des électrons des couches de rang inférieur est important et les électrons de valences sont moins fortement retenus par le noyau rendant les rayons plus grand .

Dans une période : $n = C_n = \text{constante}$; Z et σ varient très peu ; $(Z - \sigma) = Z_{\text{eff}} \Rightarrow r$ et le volume de l'atome diminuent

Dans une colonne : n , C_n ; Z et $\sigma \Rightarrow (Z - \sigma) = Z_{\text{eff}} \approx \text{cte} \Rightarrow r$, le volume de l'atome augmente



Le rayon ionique

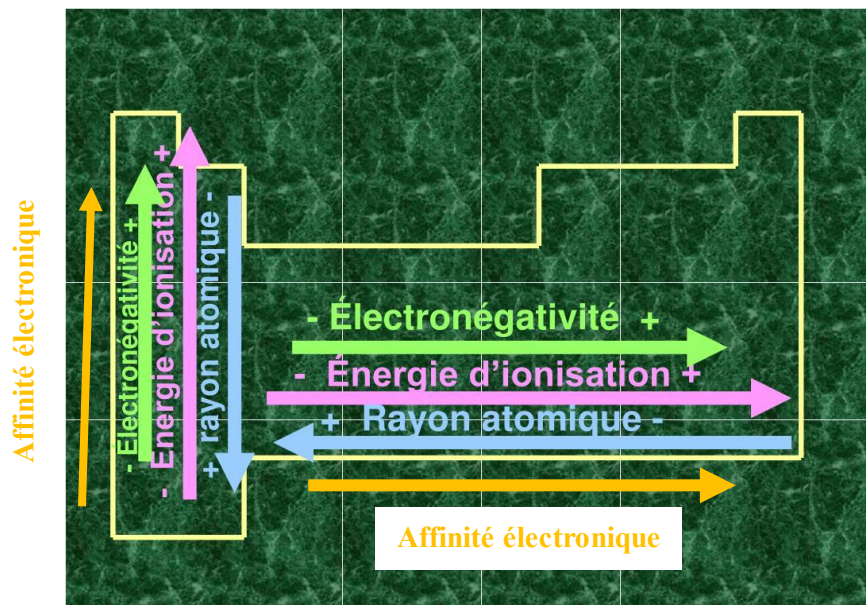
Le rayon d'un cation est plus petit que celui de l'atome correspondant en raison de la diminution de l'effet d'écran qui s'accompagne de l'augmentation de l'attraction du noyau vis-à-vis des électrons restants ($r_{\text{cation}} < r_{\text{atome}}$). Exemple : $r_{\text{atome}} (\text{Al}) = 1,43 \text{ \AA}$; $r_{\text{cation}} (\text{Al}^{3+}) = 0,50 \text{ \AA}$

$Z = \text{cte}$ et le nombre d'é $\Rightarrow \sigma$, $(Z - \sigma) = Z_{\text{eff}} \Rightarrow r$

Le rayon de l'anion est plus grand que celui de l'atome correspondant. Le gain d'un électron entraîne une augmentation de l'effet d'écran et donc une diminution de l'attraction des électrons périphériques par le noyau qui permet d'augmenter le volume de l'atome ($r_{\text{anion}} > r_{\text{atome}}$).

Exemple : $r_{\text{atome}} (\text{N}) = 0,92 \text{ \AA}$; $r_{\text{anion}} (\text{N}^{3-}) = 1,71 \text{ \AA}$

$Z = \text{cte}$ et le nombre d'é $\Rightarrow \sigma$, $(Z - \sigma) = Z_{\text{eff}} \Rightarrow r$



Exercice

- 1- Ecrivez la distribution électronique d'un élément X sachant que X+5 a la même configuration électronique que celle du gaz rare de la quatrième période.
- 2- Dessinez les cases quantiques correspondant à l'électron de valence.
- 3- Situez l'élément X dans le tableau périodique : bloc, période et groupe.

Solution

Le gaz rare de la quatrième période est : ${}_{36}[\text{Kr}]$

$X+5=36 \Rightarrow X = 31$. L'élément (${}_{31}\text{X}$)

${}_{31}\text{X} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$

${}_{31}\text{X} : {}_{18}[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$



La plus grande valeur de $n=4 \Rightarrow$ la 4^{ème} période

3 électrons de valence \Rightarrow III

SEE de type $nsnp \Rightarrow$ sous groupe A } groupe : III A

Le bloc p : le remplissage de la sous couche p

Quoi d'autre est en commun entre les éléments d'une famille?

Indice: que représente le numéro atomique?
Indice: faites des diagrammes de Lewis

Ce sont les électrons de valence qui déterminent la réactivité.

Le même nombre d'électrons de valence est en commun.

Qu'est-ce qui est en commun entre les éléments en période?

Même nombre de couches.

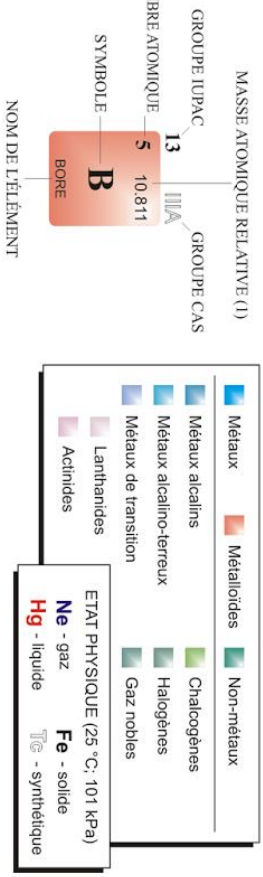
Be	4 Be	Be:
Mg	12 Mg	Mg:
Ca	20 Ca	Ca:
Sr	38 Sr	Sr:
Ba	56 Ba	Ba:
Ra	88 Ra	Ra:

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
----	----	---	---	---	---	---	----

TABBLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

<http://www.periodni.com/fr/>

PERIODE	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
GROUPE	1A	2A	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H 1.0079																	He 4.0026	
2	Li 6.941	Be 9.0122											B 10.811	C 12.011	N 14.007	O 15.999	F 18.998	Ne 20.180	
3	Na 22.990	Mg 24.305											Al 26.982	Si 28.086	P 30.974	S 32.065	Cl 35.453	Ar 39.948	
4	K 39.098	Ca 40.078	Sc 44.956	Ti 47.867	V 50.942	Cr 51.996	Mn 54.938	Fe 55.845	Co 58.933	Ni 58.693	Cu 63.546	Zn 65.38	Ga 69.723	Ge 72.64	As 74.922	Se 78.96	Br 79.904	Kr 83.798	
5	Rb 85.468	Sr 87.62	Y 88.906	Zr 91.224	Nb 92.906	Mo 95.96	Tc (98)	Ru 101.07	Rh 102.91	Pd 106.42	Ag 107.87	Cd 112.41	In 114.82	Sn 118.71	Sb 121.76	Te 127.60	I 126.90	Xe 131.29	
6	Cs 132.91	Ba 137.33	La-Lu 57-71	Hf 178.49	Ta 180.95	W 183.84	Re 186.21	Ru 190.23	Rh 192.22	Pd 195.08	Ag 196.97	Cd 200.59	In 204.38	Sn 207.2	Sb 208.98	Te 209	Po (209)	At (210)	Rn (222)
7	Fr (223)	Ra (226)	Ac-Lr 89-103	Rf (267)	Db (268)	Sg (271)	Bh (272)	Hs (277)	Mt (276)	Ds (281)	Rg (280)	Cn (285)	Uut (...)	Fl (287)	Uup (...)	Lv (291)	Uus (...)	Uuo (...)	
8			ACTINIDES																
9																			
10																			
11																			
12																			
13																			
14																			
15																			
16																			
17																			
18																			



(1) Pure Appl. Chem., 81, No. 11, 2131-2156 (2009)
 La masse atomique relative est donnée avec cinq chiffres significatifs. Pour les éléments qui n'ont pas de nucléides stables, la valeur entre parenthèses indique le nombre de masse de l'isotope de l'élément ayant la durée de vie la plus grande. Toutefois, pour les trois éléments (Th, Pa et U) qui ont une composition isotopique terrestre connue, une masse atomique est indiquée.

Copyright © 2012 Eni GeneraIic