

Chapitre III

Classification Périodiques Des Éléments

La classification périodique des éléments est établie d'une manière à mettre en évidence les analogies entre propriétés physique chimique de ces éléments.

I-Principe de la classification

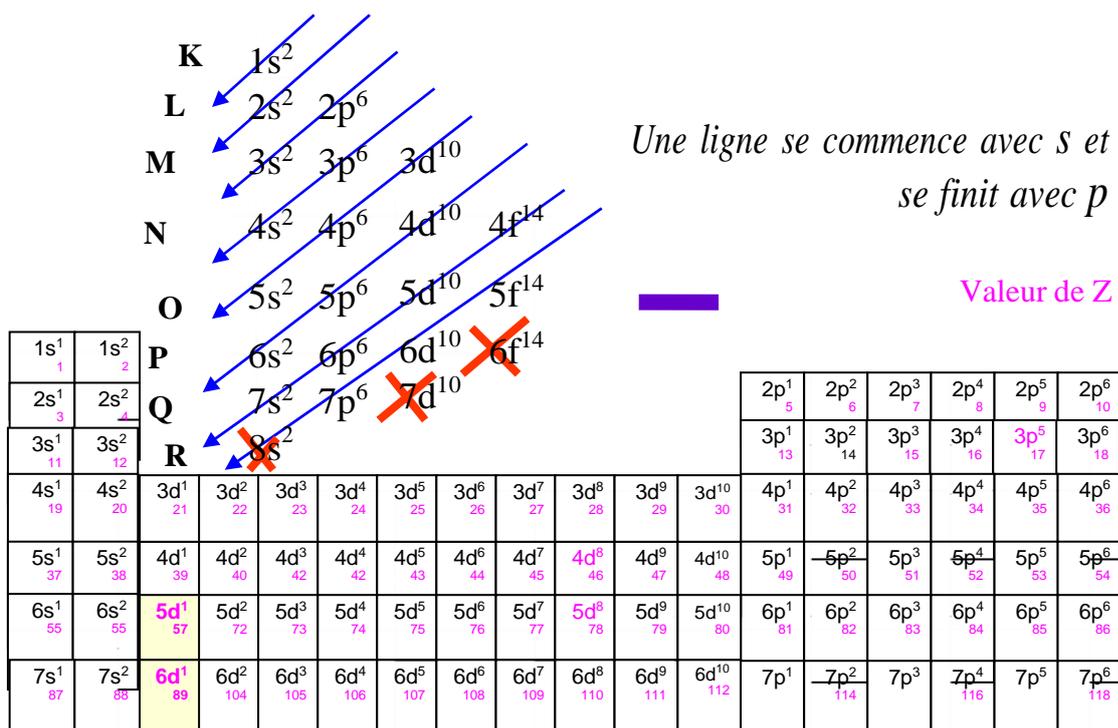
Les éléments sont classes par ordre croissant de leur numéro atomique Z c'ad leur nombre d'électrons.

Dans la classification périodique, les éléments sont rangés de gauche à droite par numéro atomique (Z) croissant en respectant de plus la règle de Kleckowski de telle sorte que :

Chaque période, comporte des éléments dont la couche externe correspond à la même valeur du nombre quantique principal (n). Elle débute par le remplissage de la sous couche s et s'achève toujours par celui de la sous-couche p correspondante (à l'exception de la première période), tout en suivant la règle de Klechkowsky

I-1-La règle de klechkowsky

	$l=0$	$l=1$	$l=2$	$l=3$	<i>couche</i>
$n=1$	1s				K
	↓				
$n=2$	2s →	2p			L
	↙				
$n=3$	3s ←	3p →	3d		M
	↙				
$n=4$	4s ←	4p ←	4d →	4f	N
	↙				
$n=5$	5s ←	5p ←	5d →	5f	O
	↙				
$n=6$	6s ←	6p ←	6d →	6f	P



Les éléments présentant le même nombre d'électrons de valence (électron de la dernière couche) sont des **propriétés** chimiques semblables voisins. Ils sont classés dans une même famille appelée groupe.

Exemple :

La famille des alcalins (₃Li, ₁₁Na, ₁₉K).

₃Li : 1S²2S¹.

₁₁Na : 1S²2S¹2P⁶3S¹.

₁₉K : 1S²2S¹2P⁶3S²3P⁶4S¹.

Le nombre quantique principal n de la dernière couche en formation d'un élément donné correspondant au numéro de la période à la quelle l'élément appartient.

Description

La règle de KLEHKOWSKI permet de déterminer le nombre d'éléments contenus dans chaque période.

I-1-1Périodes

- Période n = 1

Remplissage de l'état 1S. La 1^{ère} période referme deux éléments

- Période n = 2

Remplissage de l'état 2S 2P

1S²2S¹, 1S²2S², 1S²2S²2P¹, 1S²2S²2P², 1S²2S²2P³, 1S²2S²2P⁴, 1S²2S²2P⁵,

₃Li ₇Be ₅B ₆C ₇N ₈O ₉F

1S²2S²2P⁶.

↓

$_{10}\text{Ne}$

- Période $n=3$

Remplissage de l'état 3S 3P. le premier élément de la 3^{ème} = période $1S^2 2S^2 2P^6 3S^1$. ($_{11}\text{Na}$)
La 3^{ème} période renferme huit éléments.

- Période $n=4$

Remplissage de l'état 4S 3d 4P il contient 10 cases quantiques (d)
La 4^{ème} période contient 18 éléments.

- Période $n=5$

Remplissage de l'état 5S 4d 5P Cette période renferme 18 éléments

- Période $n=6$

Remplissage de l'état 6S 4f 5d 6p Cette période comprend 32 éléments.

Période $n=7$

Remplissage de l'état 7S 5f 6d 7p

Cette période est incomplète, elle ne renferme que 17 éléments.

I-1-2-Groups

Les groupes se divisent en deux sous groupes A et B.

Un élément peut faire partie d'un sous groupe A si ses électrons de valence occupent des orbitales atomiques « S ou P »

Un élément peut faire partie des sous groupes B si il fait terminer une sous couche « d »

Configuration (structure électronique) externe des sous groupes A $nS^x nP^x$ ou bien $(n-1)d^{10} nS^x nP^y$:

Exemple :

Fluor ($Z=9$) : $1S^2 2S^2 2P^5$.

$_{11}\text{Na}$: $1S^2 2S^2 2P^6 3S^1$.

$_{10}\text{Ne}$ ($Z=10$) $1S^2 2S^2 2P^6$.

$_{11}\text{Na} = {}_{10}\text{Ne} 3S^1$

$_{31}\text{Ga} = [\text{Ar}] 3d^{10} 4S^2 4P^1$ nombre d'électrons de valence

Le groupe (III) (nombre d'électrons de valence)

Sous groupe : A La notation est : sous groupe III_A

Configuration des sous groupes B $(n-1)d^{1-10} ns^{1-2}$

Ex : $_{34}\text{Se} = [\text{Ar}] 3d^{10} 4S^2$.

groupe	Nomenclature
I _A	Alcalins (structure externe ns ¹ Li Na K
II _A	Alcalino-terreux (structure externe nS ²)
I _B II _B III _B IV _B V _B VI _B VII _B VIII _B	Elements de transitions
III _A	Terreux
IV _A	Carbanides
V _A	Azotides
VI _A	Chalcogènes
VII _A	Halogène
VIII _A	Gaz rares ou Gaz noble nS ² np ⁶

Remarque :

1-Un élément de transition est un élément dont sa sous couche d ou f est en formation n S²(n-1)d^{1→10}

Ex :₂₁Se : 1S²2S²2P⁶3S²3P⁶4S²3d¹. ₂₁Se : 1S²2S²2P⁶3S²3P⁶3d¹4S².

₂₁Ti: [Ar]3d²4S².

₂₃V:[Ar]3d³4S².

₂₄Cr:[Ar]3d⁴4S².

₂₄Cr:[Ar]3d⁵4S¹.

2-Une sous couche d à moitié pleine ou totalement pleine donne à l'atome une

Une meilleure stabilité :

EXP: ₂₉Cu= [Ar] 3d⁹4S²

₂₉Cu= [Ar] 3d¹⁰4S¹

I-1-3-Les Blocs

Bloc S : élément correspondant au remplissage des sous couche « S ».

Bloc P : // // // // // // // « P ».

Bloc d : // // // // // // // « d » élément de transition.

Bloc F : // // // // // // // « f » (élément de transition interne ou lanthanides)

Bloc f

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

Bloc f

Bloc S : élément correspondant au remplissage des sous couche « S ».

Bloc P : // // // // // // // « P ».

Bloc d : // // // // // // // « d » élément de transition.

Bloc F : // // // // // // // « f » (élément de transition

interne ou lanthanides)

Propriétés périodiques.

Rayon atomique.

Définition : On considère deux atomes identiques unis par une liaison simple.

$$R = \frac{d}{2}$$

Période :

Tout les éléments de la même période on le même nombre de couche.

Exemple : période N⁰²:₃Li, ₄Be, ₅B, ₆C, ₇N.

Dans une période donné quand le numéro atomique Z augment la charge nucléaire du noyau augment: par conséquent le volume diminue, ainsi que le rayon atomique.

Groupe :

Sous groupe A : { s : saturée et p entrain de se remplir, d saturé → bloc P
 { s : saturée et p entrain de se remplir, d | → bloc S

Sous groupe B : d entrain de se remplir, p

Ex: famille des alcalins

Z augmente

₃Li, ₁₁Na, ₁₉Ka

Dans un groupe quand Z augmente le rayon atomique augment.

II-Energie d'ionisation

Def ; $X_{atome} + E_1 \rightarrow X^+ + 1e$

Ex: ${}_3\text{Li}^+$

L'énergie d'ionisation est l'énergie qu'il faudrait fournir à un atome gazeux à l'état neutre pour lui arracher un électron.

$X + E_{i(1)} = X^+ + 1e$ (1^{ère} ionisation).

$X + E_{i(2)} = X^{++} + 1e$ (2^{ème} ionisation).

$X + E_{i(3)} = X^{+++} + 1e$ (3^{ème} ionisation).

C'est l'énergie qu'il faut fournir au système pour lui arracher un électron à partir de son état fondamental.



E_i

Dans une période : quand Z augmente la force d'interaction entre le noyau et les électrons de la dernière couche augmente aussi ceci a pour effet l'augmentation de l'énergie d'ionisation.

Dans un groupe : lorsque Z augmente, l'énergie d'ionisation diminue.

Ex : $\text{Li} \rightarrow 2S^1$

${}_{11}\text{Na} \rightarrow 3S^1$

$$E_{i(\text{Na})} < E_{i(\text{Li})}$$

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
période	I _A	II _A											III _A	IV _A	V _A	VI _A	VII _A	O _A
K	1s ¹																	1s ²
L	2s ¹	2s ²											2p ¹	2p ²	2p ³	2p ⁴	2p ⁵	2p ⁶
M	3s ¹	3s ²	III _{BA}	IV _B	V _B	VI _B	VII _B	VIII _{BA}	VIII _B	VIII _{BA}	I _{BA}	II _B	3p ¹	3p ²	3p ³	3p ⁴	3p ⁵	3p ⁶
N	4s ¹	4s ²	3d ¹	3d ²	3d ³	3d ⁴	3d ⁵	3d ⁶	3d ⁷	3d ⁸	3d ⁹	3d ¹⁰	4p ¹	4p ²	4p ³	4p ⁴	4p ⁵	4p ⁶
O	5s ¹	5s ²	4d ¹	4d ²	4d ³	4d ⁴	4d ⁵	4d ⁶	4d ⁷	4d ⁸	4d ⁹	4d ¹⁰	5p ¹	5p ²	5p ³	5p ⁴	5p ⁵	5p ⁶
P	6s ¹	6s ²	5d ¹	5d ²	5d ³	5d ⁴	5d ⁵	5d ⁶	5d ⁷	5d ⁸	5d ⁹	5d ¹⁰	6p ¹	6p ²	6p ³	6p ⁴	6p ⁵	6p ⁶
...	7s ¹	7s ²	6d ¹	6d ²	6d ³	6d ⁴	6d ⁵	6d ⁶	6d ⁷	6d ⁸	6d ⁹	6d ¹⁰	7p ¹	7p ²	7p ³	7p ⁴	7p ⁵	7p ⁶

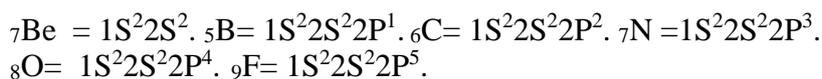
4f ¹	4f ²	4f ³	4f ⁴	4f ⁵	4f ⁶	4f ⁷	4f ⁸	4f ⁹	4f ¹⁰	4f ¹¹	4f ¹²	4f ¹³	4f ¹⁴
5f ¹	5f ²	5f ³	5f ⁴	5f ⁵	5f ⁶	5f ⁷	5f ⁸	5f ⁹	5f ¹⁰	5f ¹¹	5f ¹²	5f ¹³	5f ¹⁴

Remarques :

Quelque exception :

Exp : les atomes ayant leurs sous couches externes à moitié pleines ou totalement pleines, présentent des énergies d'ionisation supérieures à ce que l'on pourrait attendre.

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
$E_{i(ev)}$	5.4	9.3	8.3	11.2	14.5	13.6	17.5	21.5

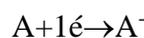


- Les éléments alcalins (groupe I_A) présente les énergies d'ionisation les plus faibles. Ils peuvent perdre leur électron de valence.
- Les métaux alcalins sont des réducteurs les plus forts.

$${}_{3}\text{Li} + \text{E}_i \rightarrow {}_{3}\text{Li}^+ + 1\text{é}$$
- Les gaz rares (structures externe $n\text{S}^2 n\text{p}^6$) se sont les éléments les plus stables. Il présente des énergies d'ionisation les plus élevées.

II-1-Affinité Electronique

L'affinité électronique notée « A » et l'énergie libérée par un atome gazeux neutre quand celui-ci capte un électron.



Atome gazeux

L'affinité électronique dépend des paramètres suivants :

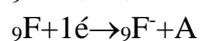
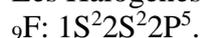
- La charge nucléaire Z
- La taille ou le volume de l'atome effet d'écran exerce par électron les déjà en place.
- C'est la tendance que possède un atome à attirer les électrons.
- On définit l'affinité également comme étant une mesure de l'énergie mise en jeu au cours du processus « capture d'un électron »
- La variation de cette grandeur A varie périodiquement avec Z dans une période donnée.

Pour une période donnée Z ↑ r ↓ E_i ↑ A ↑

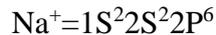
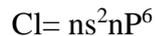
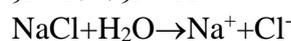
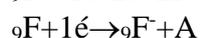
Pour un groupe donnée n ↑ r ↓ E_i ↑ A ↓

Remarque:

Les Halogènes ($n\text{S}^2 n\text{P}^5$) présentent les affinités les plus grandes



Ces Halogènes captent facilement un électron pour acquérir la structure externe $n\text{S}^2 n\text{P}^6$ des gaz rares (éléments les plus stables).



II-2-Electronégativité

Ex : Acide fluorhydrique HF

H—F le doublet est plus proche de l'atome de fluor

Le doublet est plus proche de l'atome de fluor

$$H=1S^2$$

$${}_9F= 1S^22S^22P^5.$$

L'électronégativité est la tendance que manifeste un élément à attirer le doublet d'électron qui l'unit avec un autre élément.

Remarque : l'électronégativité ne se manifeste que si il y a liaison d'après MILLIKAN

$$X_A=1/2(E_2+A).$$

E: L'énergie d'ionisation.

A:l'affinité électronique

L'électronégativité d'un atome mesure simultanément sa résistance à l'ionisation, et sa tendance à la capture des électrons. Il existe deux échelles pour mesurer l'électronégativité :

1) Echelle de Mulliken

$\chi = \frac{1}{2}(I+A)$, χ varie dans le même sens que I et que A.

2) Echelle de Pauling

Pauling a pose arbitrairement $\chi_H = 2,1$ Ev.

Pour une liaison A-B il établit l'expression suivant qui permet le calcul de χ

$$\chi_A - \chi_B = K \sqrt{E_{A-B} - (E_{A-A} \cdot E_{B-B})^2}$$

II-3-Rayon ionique

La variation des rayons ionique est la même que celle du rayon atomique.

- Lorsqu'il manque 1 seul e à la sous couche d et pour être à moitié saturé ou encore complètement saturée et bien 1e de la 4s viennent se placer sur la sous couche d (d^5 ou d^{10})

$$ns^1 (n-1) d^5 \text{ au lieu de } ns^2 (n-1) d^4$$

$$ns^1 (n-1) d^{10} \text{ au lieu de } ns^2 (n-1) d^9$$

n: période, m: nombre d'e on considère les n remplis

$$n : \text{impair} : m = \frac{1}{2} (n+1)^2$$

$$n : \text{pair} : m = \frac{1}{2} (n+2)^2$$

- Les éléments ayant la même structure électronique externe ont les mêmes propriétés chimiques.
- Les éléments de transition sont des métaux qui perdent facilement leur électron pour acquérir la structure du gaz rare.
- Les halogènes gagnent facilement 1 électron pour avoir la structure d'un gaz rare.
- Les métaux ont des électronégativités faible.

- Les énergies de 1^{ère} ionisation est toujours plus faible que l'énergie de 2^{ème} ionisation
- La charge augmente le rayon diminue la liaison diminue (A—B), les électrons externes sont proches du noyau, plus il est difficile d'arracher \Rightarrow plus l'énergie d'ionisation augmente.
- Plus la charge augmente le rayon diminue plus l'attraction est forte \Rightarrow plus le volume est petit.
- La force d'attraction exercée par le noyau sur les 2 électrons dépend de la charge du noyau.
- Plus la charge augmente l'énergie d'ionisation augmente exp. $E_{iCl+3} > E_{iCl+2} > E_{iCl+}$



III-Série d'exercices avec solution

Exercice 01

Soit un électron caractériser par le nombre quantique $n=3$. Donnez sous forme de tableau, les valeurs possibles pour cet électron des 3 autres nombres quantiques en précisant à chaque fois le type d'orbite atomique.

Solution 01

$n = 3$ période

$0 \leq l \leq n-1$ avec l : c'est le numéros des sous couche.

$-1 \leq m \leq +1$ avec m : numéro de la case quantique.

$S \pm \frac{1}{2}$ s : nombre de spin.

l	m	s	orbital
0	0	$\pm \frac{1}{2}$	s <input type="checkbox"/>
1	+1 0 -1	$\pm \frac{1}{2}$	p <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
2	+2 +1 0 -1 -2	$\pm \frac{1}{2}$	d <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>

Exercice 02

Donner les quatre nombres quantiques qui caractérisent l'électron célibataire de ${}_{31}\text{Ga}$

Solution 02

Ga $Z = 31$ (Gallium)

${}_{31}\text{Ga} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ ($n = 4, l = 1, m = +1 0 -1$ et $s = \pm \frac{1}{2}$)

${}_{18}[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$ ou bien

$3d^{10} 4s^2 4p^1$ car la d est interne

0	+1	0	-1
<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>

Exercice 03

L'atome d'un élément X donne a la configuration électronique suivants dans l'état fondamental $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$

a- Quel est le numéro atomique de l'élément ?

b- Quel est le nombre d'électron dans la couche de valence ?

c- Quelles sont les valeurs des nombres quantiques pour l'électron situé dans l'orbite d'énergie la plus élevée ?

Solution 03

1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1 \Rightarrow Z = 31$ (III A).

2) Il y a 1 é dans la couche de valence.

3) La 4s c'est la plus stable (moins élevé) et 4p c'est la moins stable (plus élevé).

$$n = 4, l = 1, m = -1 \quad (p \rightarrow l = 1, s \rightarrow l = 0 \text{ et } d \rightarrow l = 2).$$

Exercice 04

a- Donner les configurations électroniques des atomes et ions suivants :

$_{11}\text{Na}$, $_{17}\text{Cl}$, $_{15}\text{P}$, $_{8}\text{O}$, $_{13}\text{Al}$, $_{12}\text{Mg}$, $_{24}\text{Cr}$, $_{29}\text{Cu}$, $_{48}\text{Cd}$, $_{20}\text{Ca}^{+2}$, $_{29}\text{Cu}^{+}$, $_{17}\text{Cl}^{-}$, $_{25}\text{Mn}^{+2}$, $_{26}\text{Fe}^{+3}$, $_{30}\text{Zn}^{+2}$, $_{8}\text{O}^{2-}$.

b- Donner la période, le groupe et le sous groupe de chaque atome ?

c- Soit les éléments suivants $_{12}\text{Mg}$, $_{20}\text{Ca}$, $_{29}\text{Cu}$, $_{47}\text{Ag}$, $_{19}\text{F}$, $_{35}\text{Br}$, $_{53}\text{I}$. Quels ions donneront-ils préférentiellement ? Justifier.

Solution 04

Eléments	configuration	Groupe et sous groupe	la période	Ions préférence	Remarque
$_{8}\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$			O^{2-} plus stable O^{-}	
$_{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	VI _A		Na^{+} plus stable Na^{-}	
$_{12}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	IA	n = 2	Mg^{+2} plus stable	Refreg. chaleur
$_{13}\text{Al}$	$10[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	II _A	n = 3	Mg^{+1}	combust
$_{15}\text{P}$	$10[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	III _A	n = 3	Al^{+3}	film.trans
$_{17}\text{Cl}$	$10[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	IV _A	n = 3	Cl^{-} (halogène)	Al_2O_3 (crem.rasé)
$_{19}\text{K}$	$18[\text{Ar}] 4s^1$	VII _A	n = 3	K^{+} (Alcalin)	P_2O_5 disca.
$_{9}\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$	IA	n = 3	F^{-} (halogène)	Nettoyant
$_{20}\text{Ca}$	$18[\text{Ar}] 4s^2$	VII _A	n = 2	Ca^{+2} que Ca^{+1}	
$_{18}\text{Cr}$	$18[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$	II _A	n = 4	Cr^{+} , Cr^{+6} (plus stable)	
$_{25}\text{Mn}$	$18[\text{Ar}] 3d^5 4s^2$	VI _B	„	Mn^{+} , Mn^{+2}	
$_{26}\text{Fe}$	$18[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$	VIII _B	„	Fe^{+2} , Fe^{+3}	
$_{29}\text{Cu}$	$18[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$	IB	„	Cu^{+} , Cu^{+2} .	AgNO_3 explosif
$_{30}\text{Zn}$	$18[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$	II _B	„	Zn^{+2}	(nitrat d'argent) miroir
$_{48}\text{Cd}$	$36[\text{Kr}] 3d^{10} 4s^2$	„	n = 5	Cd^{+2}	
$_{49}\text{Ag}$	$18[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2$	IB	n = 5		
$_{35}\text{Br}$	$18[\text{Kr}] 5s^2 4p^5$	VII _A			

Exercice 05

1- Classer par ordre de rayon décroissant les atomes suivants

a- $_{3}\text{Li}$, $_{1}\text{H}$, $_{55}\text{Cs}$, $_{19}\text{K}$ et $_{11}\text{Na}$.

b- $_{5}\text{B}$, $_{7}\text{N}$, $_{6}\text{C}$, $_{9}\text{F}$, $_{8}\text{O}$.

c- $_{6}\text{C}$, $_{12}\text{Mg}$, $_{55}\text{Cs}$, $_{17}\text{Cl}$, $_{19}\text{K}$ et $_{15}\text{P}$

2-Classifier par ordre d'électronégativité croissante les éléments suivant:

- a- Li, H, Cs, K et Na
- b- Al, N, F, Rb et Na.
- c- Cl, Al, Na, P, F, Rb.

3- Classifier dans l'ordre décroissant de volume des ions suivant

H⁻, Li⁺, Be⁺⁺, He

Solution 05

Plus r est petit plus il est difficile d'enlevé un lé.

a - $\left. \begin{matrix} {}_3\text{Li}, {}_1\text{H}, {}_{35}\text{Cs}, {}_{19}\text{K} \text{ et } {}_{11}\text{Na}. \\ \text{I}_A(2), \text{I}_A(1), \text{I}_A(6), \text{I}_A(4), \text{I}_A(3) \end{matrix} \right\}$ Même groupe, déférent période ($r \uparrow Z \uparrow$)
 $\Rightarrow r_{\text{Cs}} > r_{\text{K}} > r_{\text{Na}} > r_{\text{Li}} > r_{\text{H}}$.

b- $\left. \begin{matrix} {}_5\text{B}, {}_7\text{N}, {}_6\text{C}, {}_9\text{F}, {}_8\text{O}. \\ \text{III}_A, \text{V}_A, \text{IV}_A, \text{VII}_A, \text{VI}_A, \end{matrix} \right\}$ Même période, déférent groupe $r \uparrow Z \downarrow r = an^2/Z$.
 $\Rightarrow r_{\text{B}} > r_{\text{C}} > r_{\text{N}} > r_{\text{O}} > r_{\text{F}}$.

c- $\left. \begin{matrix} {}_6\text{C}, {}_{12}\text{Mg}, {}_{55}\text{Cs}, {}_{17}\text{Cl}, {}_{19}\text{K} \text{ et } {}_{15}\text{P} \\ \begin{matrix} 2 & 3 & 6 & 3 & 4 & 3 \\ \text{IV}_A & \text{II}_A & \text{I}_A & \text{VII}_A & \text{I}_A & \text{V}_A \end{matrix} \end{matrix} \right\}$ Même période, déférent groupe : $r_{\text{Mg}} > r_{\text{P}} > r_{\text{Cl}}$ -----(1)
 Même groupe, déférent période : $r_{\text{Cs}} > r_{\text{K}}$ -----(2)
 Diagonal : $r_{\text{K}} > r_{\text{Mg}}$ -----(3)
 $\Rightarrow r_{\text{Cs}} > r_{\text{K}} > r_{\text{Mg}} > r_{\text{P}} > r_{\text{Cl}} > r_{\text{C}}$

2- a $\left. \begin{matrix} \text{Li}, \text{H}, \text{Cs}, \text{K} \text{ et } \text{Na} \\ \begin{matrix} 2 & 1 & 6 & 4 & 3 \end{matrix} \end{matrix} \right\}$ Même groupe, déférent période $n \uparrow Z \downarrow E_i > 0$
 $\Rightarrow E_{i\text{Cs}} < E_{i\text{K}} < E_{i\text{Na}} < E_{i\text{Li}} < E_{i\text{H}}$.

b- $\left. \begin{matrix} \text{Al}, \text{N}, \text{F}, \text{Rb} \text{ et } \text{Na}. \\ \begin{matrix} 3 & 2 & 2 & 5 & 3 \\ \text{III}_A, \text{V}_A, \text{VII}_A, \text{I}_A, \text{I}_A \end{matrix} \end{matrix} \right\}$ Même période, déférent groupe : $E_{i\text{F}} > E_{i\text{N}}$ et $E_{i\text{Al}} > E_{i\text{Na}}$ -----(1)
 Même groupe, déférent période : $E_{i\text{Na}} > E_{i\text{Rb}}$ -----(2)
 Diagonal : $E_{i\text{Al}} > E_{i\text{Rb}}$ et $E_{i\text{N}} > E_{i\text{Al}}$ -----(3)
 $\Rightarrow E_{i\text{Rb}} < E_{i\text{Na}} < E_{i\text{Al}} < E_{i\text{N}} < E_{i\text{F}}$.

c- $\left. \begin{matrix} \text{Cl}, \text{Al}, \text{Na}, \text{P}, \text{F}, \text{Rb}. \\ \begin{matrix} 3 & 3 & 3 & 3 & 2 & 5 \\ \text{VII}_A, \text{III}_A, \text{I}_A, \text{V}_A, \text{VII}_A, \text{I}_A \end{matrix} \end{matrix} \right\}$ Même période, déférent groupe : $E_{i\text{Cl}} > E_{i\text{P}} > E_{i\text{Al}} > E_{i\text{Na}}$
 et $E_{i\text{F}} > E_{i\text{Rb}}$ -----(1)
 Même groupe, déférent période : $E_{i\text{F}} > E_{i\text{Cl}}$
 et $E_{i\text{Na}} > E_{i\text{Rb}}$ -----(2)

$$\Rightarrow E_{iF} > E_{iCl} > E_p > E_{iAl} > E_{iNa} > E_{Rb} \text{ ----- (1)}$$

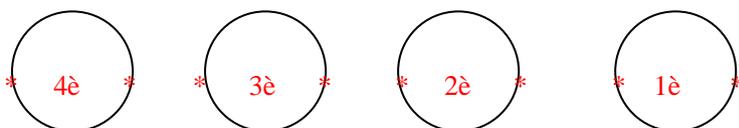
Ramarque:

S : c'est difficile d'enlever 1é à une couche saturé qu'1 prendre 1é au p (elle ne demande pas une grande énergie.

$$E_{iMg} > E_{iAl}.$$



4- ${}_1H^-$, ${}_3Li^+$, ${}_4Be^{++}$, ${}_2He$.



Les quatre systèmes occupent la même place que l'hélium dans le tableau périodique. Ils sont caractérisé par le même effet répulsive mais l'attraction électrostatique dépend de Z (donc de la charge du noyau) de ce fait classement de l'effet attractive par ordre croissant est le suivant.

$${}_4Be^{++} > {}_3Li^+ > {}_2Li^+ > {}_2He > {}_1H^-$$

Plus l'effet attractif est grand, plus il y a rapprochement des électrons périphérique du noyau, et plus le volume est petit.

$$r_{H^-} > r_{He} > r_{Li^+} > r_{Be^{++}}$$

\Rightarrow Z \uparrow V \downarrow R \uparrow si la molécule est neutre.

La charge \uparrow R \downarrow Volume \downarrow la force d'attraction exercé par le noyau \uparrow

IV-Série d'exercices sans solution

Exercice 01

Calculer pour l'ion ${}_2He^+$:

- 1) Le rayon de la première orbite.
- 2) Calculer la vitesse de l'électron situé sur l'orbite $n = 1$.
- 3) L'énergie de liaison de l'électron au noyau (en eV) de cet ion dans son état fondamental.
- 4) La longueur d'onde et la fréquence de la raie correspondant à la transition entre les niveaux

d'énergie $n = 2$; $n = 1$.

Données : $R_H = 1,1 \cdot 10^7 m^{-1}$; $C = 3 \cdot 10^8 m/s$; $r_1 = 0,53 A^\circ$; $E_1 = -13,59 eV$

Exercice 02

On considère un des électrons de l'atome de Platine caractérisé par $n = 4$. Indiquer sous forme de tableau les valeurs possibles pour cet électron.

Exercice 03

Déterminer la configuration électronique à l'état fondamental des espèces chimiques suivantes :

Atomes	$_{15}\text{P}$	$_{19}\text{K}$	$_{23}\text{V}$	$_{32}\text{Ge}$	$_{36}\text{Kr}$	$_{40}\text{Zr}$	$_{42}\text{Mo}$	$_{47}\text{Ag}$	$_{52}\text{Te}$
Ions	$_{20}\text{Ca}^{2+}$		$_{35}\text{Br}^-$		$_{37}\text{Rb}^+$		$_{50}\text{Sn}^{+4}$		

- 1) Justifier les exceptions à la règle de remplissage.
- 2) Déterminer, pour ces espèces, la période, le groupe, le sous groupe, le bloc et la colonne.
- 3) Parmi ces atomes, quels sont les éléments de transition ? Y'a-t-il des gaz rares ?
- 4) Déterminer la configuration électronique à l'état fondamental ainsi que le numéro atomique de l'élément appartenant à la période 4 et au groupe de l'argent.

Exercice 03

Connaissant les rayons atomiques des éléments du premier groupe et de la 3^{ème} période :

Élément	$_{3}\text{Li}$	$_{11}\text{Na}$	$_{19}\text{K}$	$_{37}\text{Rb}$	$_{55}\text{Cs}$
$r (\text{Å})$	1,5	1,86	2,27	2,43	2,62

Élément	$_{11}\text{Na}$	$_{12}\text{Mg}$	$_{13}\text{Al}$	$_{14}\text{Si}$	$_{15}\text{P}$	$_{16}\text{S}$	$_{17}\text{Cl}$
$r (\text{Å})$	1,86	1,48	1,18	1,11	1,06	1,02	0,97

- 1) Préciser dans quel sens varie l'énergie d'ionisation lorsqu'on parcourt le groupe du Li au Cs et la période de Na au Cl.
- 2) Quel est l'élément le plus électronégatif ?
- 3) Quel est l'élément le plus électropositif ?