

Corrigé de la série N°2 : Structure électronique des atomes

Exercice N° 1

Parmi les combinaisons (n, l, m, s) suivantes lesquelles peuvent décrire un électron dans son état fondamental.

Indication : Un électron à l'état fondamental est décrit par 4 nombres quantiques :

$$\begin{cases} n: \text{nombre quantique principal; } n \text{ est un entier } \geq 1 \\ l: \text{nombre quantique secondaire; } 0 \leq l \leq (n-1) \\ m: \text{nombre quantique magnétique } -l \leq m \leq +l \\ s: \text{nombre quantique de spin } s = \pm 1/2 \end{cases}$$

Rép.

Les combinaisons rejetées sont celles qui ne vérifient pas une relation, au moins, des relations précédentes :

$(2, 3, 1, +1/2)$: Le nombre l doit être inférieur ou égal à $1 (= 2-1)$.

$(3, 0, 1, +1/2)$: Le nombre m ne peut être supérieur à 0

$(3, 1, 1, +3/2)$: Le nombre de spin doit être égal à $+1/2$ ou $-1/2$

Les combinaisons suivantes peuvent décrire un électron à l'état fondamental.

$(2, 1, 1, +1/2)$; $(4, 1, 0, +1/2)$; $(4, 2, -2, -1/2)$

Soient les sous couches suivantes : $2p, 5p, 4s, 4f, 4d, 3d, 3s, 6s, 4p$

Indication : Une sous-couche électronique est symbolisée par le nombre quantique principal n suivi d'une lettre en minuscule s, p, d ou f pour $l = 0, 1, 2$ ou 3 , respectivement.

Quels sont les nombres quantiques caractérisant ces sous couches électroniques ?

	2p	5p	4s	4f	4d	3d	3s	6s	4p
n	2	5	4	4	4	3	3	6	4
l	1	1	0	3	2	2	0	0	1

Classez ces sous couches par ordre d'énergie croissante

Indication : L'énergie d'une sous-couche augmente avec l'augmentation de la somme $(n + l)$; en cas d'égalité des sommes $(n + l)$, la sous-couche de plus grande énergie est celle qui a le plus grand nombre quantique principal n .

Rép.

Energie(2p) < Energie(3s) < Energie(4s) < Energie(3d) < Energie(4p) < Energie(4d) < Energie(5p) < Energie(6s) < Energie(4f)

Déterminez le nombre d'états quantiques qu'un électron peut posséder lorsque $n = 3$ et $s = +1/2$

Indication : L'état quantique d'un électron est déterminé par ses 4 nombres quantiques.

Rép.

Pour $n = 3$, le nombre quantique secondaire l peut prendre les valeurs $0, 1$ ou 2 ; pour chaque valeur du nombre quantique secondaire l , le nombre quantique magnétique m peut prendre une valeur entière comprise entre $-l$ et $+l$.

Le tableau suivant regroupe tous les états quantiques pour $n = 3$ et $s = +1/2$.

	n	l	m	s
Etats quantiques	3	2	-2	+1/2
	3	2	-1	+1/2
	3	2	0	+1/2
	3	2	1	+1/2
	3	2	2	+1/2
	3	1	-1	+1/2
	3	1	0	+1/2
	3	1	1	+1/2
	3	0	0	+1/2

Pour $n = 3$ et $s = 1/2$, il y a au total 9 états quantiques.

Combien d'électrons la couche $n=3$ peut-elle contenir ?

Rép.

La couche $n = 3$ est constituée des sous-couches $3s$, $3p$ et $3d$. Une sous-couche s correspond à 1 orbitale atomique ou case quantique ; une sous-couche p correspond à 3 orbitales atomiques de même énergie ou de 3 cases quantiques ; une sous-couche d correspond à 5 orbitales atomiques de même énergie ou cases quantiques. Pour $n = 3$, il y a au total 9 orbitales atomiques ou cases quantiques. Comme une case quantique peut contenir 2 électrons au maximum (Principe d'exclusion de Pauli), donc pour $n = 3$, il existe 9 états quantiques \Rightarrow 9 cases quantiques $\Rightarrow 2 \times 9 = 2 \times 3^2 = 18$ électrons au maximum.

Indication :

Une sous-couche ns est représentée par une seule case



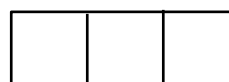
quantique (car m prend une seule

valeur : 0 uniquement).

ns

Par convention, on représente une case quantique par un carré.

Une sous-couche np est représentée par 3 cases



quantiques de même niveau

énergétique (car m peut prendre trois

+1).

np

Une sous-couche nd correspond à 5 cases quantiques de

même niveau énergétique (car m

peut prendre cinq valeurs différentes : -2, -1,

0, +1 ou +2).



nd

Une sous-couche nf correspond à 7 cases quantiques de

même niveau énergétique (car m

peut prendre sept valeurs différentes : -3, -2, -1, 0, +1, +2 ou +3).

Remarque :

Une couche électronique comprend une ou plusieurs sous-couches électroniques.

La couche K ($n = 1$) est constituée d'une seule sous-couche : la sous-couche $1s$.



$1s$

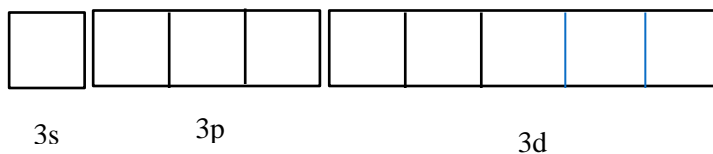
La couche L ($n = 2$) est constituée des sous-couches $2s$ et $2p$



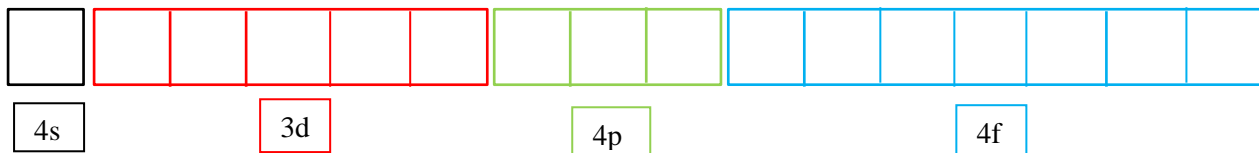
$2s$

$2p$

La couche M (n = 3) est constituée des sous-couches 3s, 3p et 3d



La couche N (n = 4) est constituée des sous-couches 4s, 4d, 4p et 4f



Parmi ces configurations lesquelles peuvent représenter un élément neutre dans son état fondamental ?
 $1s^2 2p^1$; $1s^2 2s^2 2d^1$; $1s^2 2s^3$; $1s^2 2s^2 2p^1$; $1s^2 2s^2 2p^3$; $1s^2 2s^2 3s^1$

Indication : La configuration électronique d'un élément neutre dans son état fondamental est donnée par la règle de Klechkovsky en tenant compte de la règle de Hund.

n/l	0	1	2	3
1	1s			
2	2s	2p		
3	3s	3p	3d	
4	4s	4p	4d	4f
5	5s	5p	5d	5f
6	6s	6p	6d	
7	7s	7p		

Indication : Une combinaison (n, l, m, s) qui ne vérifie pas la règle de Klechkovsky ne représente pas un élément neutre dans son état fondamental.

Rép :

Les configurations suivantes ne respectent pas la règle de Klechkovsky, par conséquent elles ne peuvent pas représenter des atomes neutres dans leurs états fondamentaux.

$1s^2 2s^2 \textcolor{red}{2d^1}$; $1s^2 \textcolor{red}{2s^3}$; $1s^2 2s^2 \textcolor{red}{3s^1}$

Par contre, les configurations ci-après peuvent représenter des atomes neutres aux états fondamentaux

$1s^2 2p^1$; $1s^2 2s^2 2p^1$; $1s^2 2s^2 2p^3$

Soient les fonctions d'onde électronique suivantes : Ψ_{100} , Ψ_{211} , Ψ_{310} , Ψ_{421} , Ψ_{432}
 Déterminer le type d'orbitales atomiques définies par ces fonctions d'onde.

Indication : Une fonction d'onde électronique est définie par les nombres quantiques n, l et m. Le nombre quantique l détermine le type d'orbitale.

Rép.

Fonction d'onde	Ψ_{100}	Ψ_{211}	Ψ_{310}	Ψ_{421}	Ψ_{432}
Type d'orbitale	s	p	p	d	f

Exercice N° 2

On considère les atomes suivants :

${}^3\text{Li}$; ${}^5\text{B}$; ${}^{10}\text{Ne}$; ${}^{12}\text{Mg}$; ${}^{20}\text{Ca}$, ${}^{22}\text{Ti}$; ${}^{24}\text{Cr}$; ${}^{26}\text{Fe}$; ${}^{28}\text{Ni}$; ${}^{29}\text{Cu}$; ${}^{30}\text{Zn}$.

Etablir leur configuration électronique à l'état fondamental et en déduire la position de chaque élément dans le tableau périodique (préciser la période, le groupe, le sous-groupe et le bloc). Représentez la couche de valence à l'aide des cases quantiques.

Indication : La configuration électronique d'un élément chimique neutre dans son état stable est donnée par la règle de Klechkovsky.

Rép.

Elément chimique	Structure électronique à l'état fondamental	Période	Groupe	Sous-groupe	bloc
${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	2	I	A	s
${}^5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$	2	III	A	p
${}^{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	2	VIII	A	p
${}^{12}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	3	II	A	s
${}^{20}\text{Ca}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	4	II	A	s
${}^{22}\text{Ti}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	4	IV	B	d
${}^{24}\text{Cr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ (Règle de Hund)	4	VI	B	d
${}^{26}\text{Fe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	4	VIII	B	d
${}^{28}\text{Ni}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$	4	VIII	B	d
${}^{29}\text{Cu}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ (Règle de Hund)	4	I	B	d
${}^{30}\text{Zn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	4	II	B	d

Remarque :

Une sous-couche d entièrement pleine ne contribue pas à la détermination du numéro d'un sous-groupe B.

Fe, Co et Ni appartiennent au même groupe VIIB, bien qu'ils aient 8, 9 et 10 électrons dans leurs couches de valence, respectivement. Ils forment une triade.

Donner la configuration électronique des ions suivants.

${}^{17}\text{Cl}^-$; ${}^{26}\text{Fe}^{3+}$; ${}^{26}\text{Fe}^{2+}$; ${}^{29}\text{Cu}^+$; ${}^{20}\text{Ca}^{2+}$

Indication:

Un cation est obtenu à partir d'un atome neutre à l'état fondamental par perte d'un ou de plusieurs électrons les moins retenus par le noyau.

Pour les éléments des blocs s et p, on peut déduire la configuration électronique d'un cation en enlevant un ou plusieurs électrons des sous-couches ns ou np.

Mais pour les ions issus des éléments de transition, il faut d'abord enlever un ou 2 électrons de la sous-couche ns puis en cas de besoin retirer des électrons de la sous-couche (n-1)d.

Cela se résume à ce que l'ordre de remplissage en électrons des sous-couches des cations procède d'abord par nombre quantique principal n croissant puis par nombre quantique azimutal ℓ croissant :

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 3d \rightarrow 4s \rightarrow 4p \rightarrow 4d \rightarrow 4f \rightarrow \text{etc.}$

La configuration électronique d'un anion stable du bloc p a la même configuration que celle du gaz rare le plus proche.

Rép.

ion	$_{17}\text{Cl}^-$	$_{26}\text{Fe}^{3+}$	$_{26}\text{Fe}^{2+}$	$_{29}\text{Cu}^+$	$_{20}\text{Ca}^{2+}$
Configuration de l'élément correspondant	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
Configuration électronique de l'ion	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ Isoélectronique à $_{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ Isoélectronique à $_{18}\text{Ar}$

Quels ions stables peuvent donner les éléments suivants (Faire intervenir, si possible, les gaz rares pour écrire les configurations électroniques) : $_{8}\text{O}$, $_{35}\text{Br}$, $_{47}\text{Ag}$, $_{56}\text{Ba}$.

Indication : Un ion stable a la même configuration électronique que celle du gaz rare le plus proche dans la classification périodique. Cela concerne les éléments des blocs s et p

Réponse :

	BLOC	Gaz rare précédent	Gaz rare suivant	Gaz rare le plus proche	Configuration de l'ion stable
$_{8}\text{O}$ $1s^2 2s^2 2p^4$	p	$_{2}\text{He}$	$_{10}\text{Ne}$	$_{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6 \Rightarrow \text{O}^{2-}$ (Gain de 2e dans la sous-couche 2p)
$_{35}\text{Br}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	p	$_{18}\text{Ar}$	$_{36}\text{Kr}$	$_{36}\text{Kr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 \Rightarrow \text{Br}^-$ (Gain de 1e dans la sous-couche 4p)
$_{56}\text{Ba}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$	s	$_{54}\text{Xe}$	$_{86}\text{Rn}$	$_{54}\text{Xe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 \Rightarrow \text{Ba}^{2+}$ (perte de 2e de la sous couche 6s)

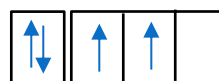
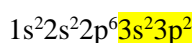
$_{47}\text{Ag}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$	Bloc d	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10} \Rightarrow \text{Ag}^+$ (perte de 1e de la sous-couche 5s)
---	--------	---

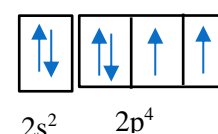
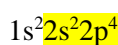
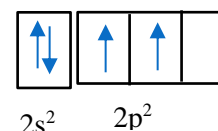
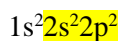
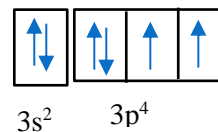
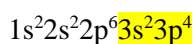
Exercice N°3

Un élément a moins de 18 électrons et possède 2 électrons célibataires. Quelles sont les configurations électroniques possibles pour cet élément ? Quel est cet élément sachant qu'il appartient à la période du $_{3}\text{Li}$ et au groupe de $_{50}\text{Sn}$.

Réponse

Les configurations possibles sont :


 $3s^2$
 $3p^2$



Cet élément appartient à la période de ${}_3\text{Li}$: $1s^2 2s^1 \Rightarrow 2^{\text{ème}}$ période ($n=2$).

Il est du groupe de ${}_{50}\text{Sn}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2 \Rightarrow$ il appartient donc au groupe **IV A**.

Cet élément qui est de la $2^{\text{ème}}$ période et du groupe IVA a pour configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^2 \Rightarrow Z=6$, c'est l'élément C (le carbone).

Exercice N°4

Le Césium (Cs) est un alcalin appartenant à la $6^{\text{ème}}$ période. Quel est son numéro atomique ?

2/ Quelles sont les valeurs des nombres quantiques de l'électron célibataire du césium ?

Rép.

Le césium est un alcalin de la $6^{\text{ème}}$ période \Rightarrow il possède 1 électron dans sa dernière couche $6s^1$

La structure électronique de Cs est obtenue par construction en respectant la règle de Klechkovsky jusqu'à la sous-couche $6s^1$:



Les nombres quantiques de l'électron célibataire du césium sont :

$$n=6 ; l=0 ; m=0 ; s=+1/2$$

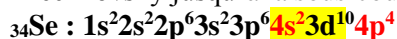
3/ Le sélénium (Se) appartient à la même colonne que l'oxygène ${}_8\text{O}$ et à la même période que le scandium ${}_{21}\text{Sc}$. Quel est son numéro atomique ?

Rép.

${}_8\text{O}$: $1s^2 2s^2 2p^4 \Rightarrow$ L'élément O appartient à la colonne VIA.

${}_{21}\text{Sc}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1 \Rightarrow$ L'élément Sc appartient à la $4^{\text{ème}}$ période.

Par conséquent, la structure électronique de Se est obtenue par construction en respectant la règle de Klechkovsky jusqu'à la sous-couche $4p^4$:

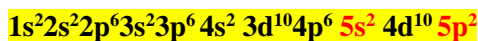


Exercice N°5

Sachant que l'étain (Sn) appartient au $2^{\text{ème}}$ groupe du bloc p et à la période 5, donnez sa configuration électronique et son numéro atomique.

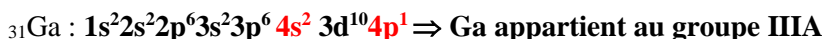
Rép.

Sn appartient donc à la période 5 et au groupe IVA. Sa configuration est obtenue donc par construction en appliquant la règle de Klechkovsky jusqu'à la sous-couche $5p^2$.



Le bore (B) appartient au même groupe que le gallium ($_{31}\text{Ga}$) et à la même période que le Béryllium ($_{4}\text{Be}$), donnez sa configuration électronique et son numéro atomique. Quels sont les quatre nombres quantiques qui caractérisent l'électron célibataire du Bore ?

Pour répondre à la question, il faut d'abord donner les configurations électroniques de $_{31}\text{Ga}$ et $_{4}\text{Be}$:



La configuration électronique de B est donc : $1s^2 2s^2 2p^1$

Donnez la configuration électronique du 4^{ème} alcalino-terreux, du deuxième halogène et du troisième gaz rare.

Indication : Le 2^{ème} groupe du bloc p correspond au groupe IVA

	Alcalino-terreux	Halogènes	Gaz rares
1 ^{ère} période			He (Hélium)
2 ^{ème} période	Be (Béryllium)	F (Fluor)	Ne (Néon)
3 ^{ème} période	Mg (Magnésium)	Cl (Chlore)	Ar (Argon)
4 ^{ème} période	Ca (Calcium)	Br (Brome)	Kr (Krypton)
5 ^{ème} période	Sr (Strontium)	I (Iode)	Xe (Xénon)
6 ^{ème} période	Ba (Baryum)		Rn (Radon)
7 ^{ème} période	Ra (Radium)		

Rép.

Sr est le 4^{ème} des alcalino-terreux en parcourant le groupe IIA de haut en bas. Il appartient à la 5^{ème} période du tableau périodique. Sa configuration électronique est donc : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$.

Cl est le 2^{ème} des halogènes en parcourant le groupe VIIA de haut en bas. Il appartient à la 3^{ème} période du tableau périodique. Sa configuration électronique est donc : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Ar est le 3^{ème} des gaz rares en parcourant le groupe VIIIA de haut en bas. Il appartient à la 3^{ème} période du tableau périodique. Sa configuration électronique est donc : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Exercice N°6

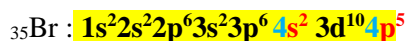
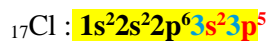
Classer ces éléments par ordre croissant d'électronégativité ; $_{53}\text{I}$, $_{17}\text{Cl}$, $_{9}\text{F}$, $_{35}\text{Br}$; quel type d'ions peuvent donner ces éléments ?

Indication : L'électronégativité χ (se prononce ksi) des éléments chimiques augmente de bas en haut le long d'un groupe et augmente de gauche à droite le long d'une période, les gaz rares n'étant pas pris en considération.

Pour répondre à la question, il faut :

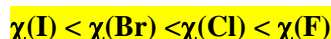
- établir les configurations électroniques des éléments,
- donner la position des éléments dans la classification périodique des éléments.
- regrouper les éléments d'une même période,
- regrouper les éléments d'un même groupe et sous-groupe
- classer les éléments selon leur électronégativité.

Rép.



Les configurations électroniques montrent que ces 4 éléments appartiennent au même groupe VIIA et aux périodes 2, 3, 4 et 5. Par conséquent :

$_{9}\text{F}$
$_{17}\text{Cl}$
$_{35}\text{Br}$
$_{53}\text{I}$



Classer ces éléments par ordre croissant d'énergie d'ionisation ; Li, C, O, B, F.

Indication : L'énergie de première ionisation E_i augmente de gauche à droite le long d'une période et diminue de haut en bas le long d'un groupe.

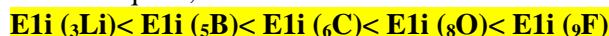
Rép.

Les configurations électroniques sont :



Ces éléments appartiennent à la même période (2^{ème} période) : Li est dans le groupe IA, $_5\text{B}$ dans le groupe IIIA, $_6\text{C}$ dans le groupe IVA, $_8\text{O}$ dans le groupe VIA et $_9\text{F}$ dans le groupe VIIA.

Par conséquent,



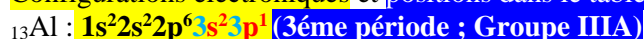
Classer ces éléments par ordre croissant de rayon atomique ; $_{13}\text{Al}$, $_{15}\text{P}$, $_{37}\text{Rb}$, $_{21}\text{Sc}$, $_8\text{O}$

Indication :

Le rayon atomique augmente de haut en bas le long d'un groupe et diminue de gauche à droite le long d'une période.

Rép.

Configurations électroniques et positions dans le tableau périodique



$_{21}\text{Sc} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ (4^{ème} période ; Groupe IIIB)

$_{8}\text{O} : 1s^2 2s^2 2p^4$ (2^{ème} période ; Groupe VIA)

	IA	II A	III B	IV B	VB	VI B	VI IB	VI II B	VI II B	VI II B	IB	II B	III A	IV A	V A	VI A	VI IA	VI II A
K																		
L																	O	
M													Al		P			
N			Sc															
O	Rb																	
P																		
Q																		

Le tableau précédent montre que :

$r(\text{O}) < r(\text{P}) < r(\text{Al})$ $r(\text{Sc}) < r(\text{Rb})$

Exercice N°7

Soient les éléments $_{20}\text{Ca}$; $_{9}\text{F}$; $_{19}\text{K}$ et $_{35}\text{Br}$:

Classez ces éléments par ordre de rayon croissant.

Rép.

Configurations électroniques et positions dans le tableau périodique

$_{20}\text{Ca} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ (4^{ème} période ; Groupe IIA)

$_{9}\text{F} : 1s^2 2s^2 2p^5$ (2^{ème} période ; Groupe VIIA)

$_{19}\text{K} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (4^{ème} période ; Groupe IA)

$_{35}\text{Br} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ (4^{ème} période ; Groupe VIIA)

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VII A	VIII A
K																		
L																	F	
M																		
N	K	Ca															Br	
O																		
P																		
Q																		

Classement par ordre croissant des rayons atomiques : $r(\text{F}) < r(\text{Br}) < r(\text{Ca}) < r(\text{K})$

Attribuez à chaque élément la valeur de son électronégativité à prendre parmi les valeurs suivantes : 4 ; 2,8 ; 1,0 et 0,8.

Indication : L'électronégativité χ (se prononce ksi) des éléments chimiques augmente de bas en haut le long d'un groupe et augmente de gauche à droite le long d'une période, les gaz rares n'étant pas pris en considération.

	IA	IIA	VIIA
K			
L			F ($\chi=4$)
M			
N	K ($\chi=0.8$)	Ca ($\chi=1$)	Br ($\chi=2.8$)

On donne les énergies de première ionisation (eV) suivantes : 4,3 ; 11,9 ; 17,5 et 6,1. Attribuez à chaque élément son énergie de première ionisation.

Indication : L'énergie de 1^{ère} ionisation E_{li} augmente de gauche à droite le long d'une période et diminue de haut en bas le long d'un groupe.

	IA	IIA	VIIA
K			
L			F E (1 ^{ère} i) = 17.5 eV
M			
N	K $E_{li} = 4.3$ eV	Ca $E_{li} = 6.1$ eV	Br $E_{li} = 11.9$ eV

On donne les énergies de deuxième ionisation (eV) des éléments précédents :

Ca (11,9) ; F(34,7) ; K(31,8) et Br (21,7)

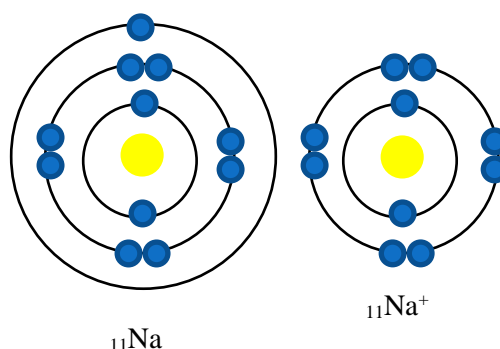
Il existe une anomalie dans l'ordre d'évolution générale de ces énergies. Retrouvez cette anomalie et expliquez-la.

Indication : L'énergie de 2^{ème} ionisation d'un atome est supérieure à son énergie de 1^{ère} ionisation. Les énergies de 2^{ème} ionisation augmentent de gauche à droite le long d'une période et diminuent de haut en bas dans une colonne.

Cependant, le 1^{er} élément d'une période a une énergie de 2^{ème} ionisation beaucoup plus grande que celle qu'il devrait avoir.

Cette anomalie est due au fait que lorsqu'un élément du groupe IA perd son unique électron de valence lors de la première ionisation, le rayon du cation correspondant devient beaucoup plus petit que celui de l'atome neutre et par conséquent l'énergie requise pour enlever un électron au cation monovalent devient beaucoup plus grande que celle attendue.

Pour les éléments des groupes autres qu'IA, l'énergie de 2^{ème} ionisation reprend son évolution croissante, de gauche à droite, le long d'une période et décroissante, de haut en bas, le long d'un groupe.



Rép.

	IA	IIA	VIIA
K			
L			F E (2 ^{ème} i) = 34.7 eV
M			
N	K E (2 ^{ème} i) = 31.8 eV	Ca E (2 ^{ème} i) = 11.9 eV	Br E (2 ^{ème} i) = 21.7 eV

Exercice N°8

Soient 3 éléments A, B et C. L'atome A est un alcalin. La différence des numéros atomiques de A et B est égale à 16. Ces deux éléments appartiennent à la 4^{ème} période. L'atome C possède 3 électrons de valence et son électron de plus haute énergie correspond aux nombres quantiques suivants : $n=4$; $l=1$; $m=-1$; $s=+1/2$

Déterminer les configurations électroniques des éléments A, B et C

Rép.

La configuration électronique de l'atome A se termine par ns^1 .

$$|Z_A - Z_B| = 16$$

La configuration électronique de A est **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$**

$$Z_B > Z_A$$

$$Z_B - Z_A = 16 \Rightarrow Z_B = 16 + Z_A = 19 + 16 = 35$$

La configuration électronique de l'élément B est donc :

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

L'électron de plus haute énergie de l'élément C appartient à l'orbitale $4p^1$ car $n=4$, $l=1$ et $m=-1$.

L'élément C appartient donc au bloc p. Sa couche de valence est **$4s^2 4p^1$** . Sa configuration électronique est donc : **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$**

Indiquer la période, le groupe et le bloc de chaque élément

	A	B	C
Période	4 ^{ème}	4 ^{ème}	4 ^{ème}
Groupe	IA	VIIA	IIIA
Bloc	s	p	p

Classer-les par ordre croissant d'énergie de 1^{ère} ionisation,

A, B et C appartiennent à la même période \Rightarrow

$$E(1^{\text{ère}} i) \text{ A} < E(1^{\text{ère}} i) \text{ C} < E(1^{\text{ère}} i) \text{ B}$$