

5 STRUCTURE ÉLECTRONIQUE DES ATOMES

CLASSIFICATION PÉRIODIQUE

PROPRIÉTÉS DES ÉLÉMENTS

Exercice 5.1

1. Enoncer les différentes règles qui permettent d'établir la configuration électronique des éléments chimiques.

Règle de Kleshkowskii : le remplissage des OA se fait par ordre croissant d'énergie.

Règle de Pauli : deux électrons ne peuvent avoir leurs 4 nombres quantiques identiques. Une OA ne peut donc contenir que deux électrons au maximum, dont les spins sont anti-parallèles.

Règle de Hund : Dans le cas d'OA dégénérées, la répartition des électrons se fait de manière à occuper le maximum d'OA, avec le maximum de spins parallèles.

2. Deux éléments de la 4^{ème} période de la classification présentent des exceptions à ces règles de remplissage.

- (a) De quels éléments s'agit-il ?

Le chrome (Cr) et le cuivre (Cu).

- (b) Ecrire leur configuration électronique en précisant en quoi elle constitue une exception aux règles de remplissage énoncées question 1.

D'après les règles énoncées plus haut, le chrome ($Z = 24$) devrait avoir une configuration électronique du type $4s^2 3d^4$. Or la configuration électronique de Cr est $4s^1 3d^5$, car le demi-remplissage de la sous-couche $3d$ apporte une stabilisation supplémentaire.

De même, le cuivre ($Z = 29$) devrait avoir une configuration électronique du type $4s^2 3d^9$. Or la configuration électronique de Cu est $4s^1 3d^{10}$, car le remplissage complet de la sous-couche $3d$ apporte une stabilisation supplémentaire.

- (c) A quelle famille chimique appartiennent ces deux éléments ?

Ces éléments sont des métaux de transition.

Exercice 5.2

1. On considère les éléments de numéro atomique Z égal à 9, 11, 16 et 19. Pour chaque élément, préciser, le symbole chimique, la configuration électronique de la couche de valence et la famille chimique à laquelle il appartient.

Z	Symbole	Valence	Nom, Famille
9	F	$2s^2 2p^5$	Fluor, famille des halogènes
11	Na	$3s^1$	Sodium, famille des alcalins
16	S	$3s^2 3p^4$	Soufre, famille de l'oxygène (chalcogènes)
19	K	$4s^1$	Potassium, famille des alcalins

2. Les éléments correspondant à $Z = 16$ et $Z = 19$ peuvent donner des ions isoélectroniques. Préciser la configuration électronique de ces ions et leur degré d'oxydation.

$Z = 16$: Le soufre ($3s^2 3p^4$) a tendance à gagner 2 électrons pour compléter sa couche de valence et adopter la configuration électronique du gaz rare qui le suit dans la classification (Ar: $3s^2 3p^6$). Il forme des ions de types S^{2-} , ayant un D.O. de -II.

$Z = 19$: Le potassium ($4s^1$) a tendance à perdre 1 électron pour adopter la structure électronique du gaz rare qui le précède dans la classification (Ar: $3s^2 3p^6$). Il forme des ions de types K^+ , ayant un D.O. de +I.

Exercice 5.3

On considère les 4 éléments suivants : Mg, Na, S, I.

1. Indiquer à quelle famille appartient chacun d'eux.

Mg : alcalino-terreux

Na : alcalins

S : chalcogènes

I : halogènes

2. Donner le nombre total d'électrons de chacun, ainsi que leur configuration électronique.

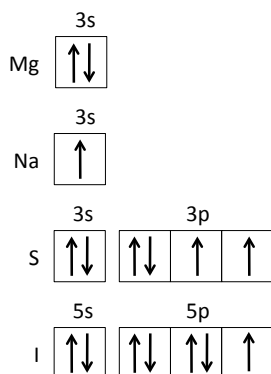
Mg : $Z = 12$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \equiv [\text{Ne}] 3s^2$

Na : $Z = 11$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \equiv [\text{Ne}] 3s^1$

S : $Z = 16$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \equiv [\text{Ne}] 3s^2 3p^4$

I : $Z = 53$, $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^5$

3. Représenter l'occupation des orbitales atomiques de valence en utilisant le formalisme des cases quantiques.



4. Définir la notion d'électronégativité et classer ces éléments par ordre d'électronégativité décroissante.

L'électronégativité d'un atome est une grandeur physique qui caractérise sa capacité à attirer les électrons lors de la formation d'une liaison chimique avec un autre élément. L'électronégativité augmente de gauche à droite le long d'une période et de bas en haut le long d'une colonne de la classificatoïn périodique. On en déduit : $\chi(\text{Na}) < \chi(\text{Mg}) < \chi(\text{S}) < \chi(\text{I})$.

5. Quels types d'ions ces éléments sont-ils susceptibles de former en solution ? Justifiez votre réponse.

Mg \longrightarrow Mg^{2+}

Na \longrightarrow Na^+

S \longrightarrow S^{2-}

I \longrightarrow I^-

Exercice 5.4

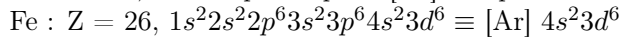
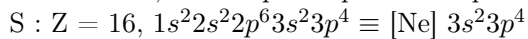
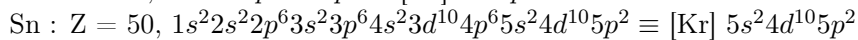
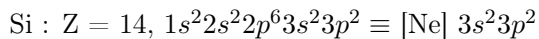
On considère les éléments et ions suivants :

Si, Sn ($Z = 50$), Cr ($Z = 24$), Fe^{2+} ($Z = 26$), Cu ($Z = 29$)

1. Donner le nom de chacun d'eux.

Si = silicium, Sn = étain, Cr = chrome, Fe = fer, Cu = cuivre

2. Donner leur configuration électronique complète.

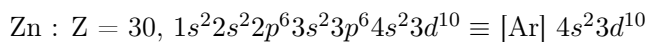


3. En utilisant la règle de Sanderson, indiquer pour chaque élément son caractère métallique ou non métallique.

D'après la règle de Sanderson, un élément dont la structure électronique de valence est de type $ns^x np^y (nd^z)$ fait partie de la classe des métaux si $x + y \leq n$. Parmi les éléments ci-dessus, Sn ($x + y = 2 + 2 \leq 5$) et Fe ($x + y = 2 + 0 \leq 3$) sont des métaux.

Exercice 5.5

1. Donner la configuration électronique de l'atome de zinc ($Z = 30$).



2. Le zinc est un alcalin, alcalino-terreux, métal de transition, halogène ou gaz rare ?

Le zinc est un métal de transition.

3. Quelle est la configuration la plus stable pour le cation zinc ? Justifier.

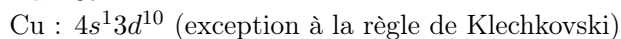
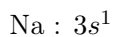
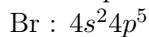
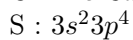
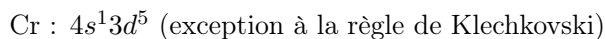
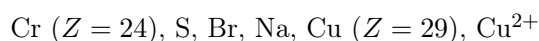
Le zinc a tendance à perdre ses deux électrons occupant la sous-couche 4s, et donc à former des ions Zn^{2+} .

4. Donner la formule brute du chlorure de zinc. Quel est le degré d'oxydation de l'atome de zinc dans cette molécule ?

Le chlore est un halogène. Il a tendance à former des composés en adoptant un degré d'oxydation égal à -I. Le chlorure de zinc a donc pour formule brute ZnCl_2 , dans lequel le degré d'oxydation du zinc est égal à +II.

Exercice 5.6

1. Donner la configuration électronique des éléments suivants :



2. Classer les atomes Cs, F, K, N, B et Li du plus petit au plus volumineux. Justifiez votre réponse.



De gauche à droite le long d'une période, le rayon atomique r diminue car la charge nucléaire Z augmente et entraîne une contraction du nuage électronique. De haut en bas le long d'une colonne r augmente car on ajoute des électrons sur des couches supérieures.

3. Deux ions A^{2-} et B^{2+} et un élément C ont chacun 18 électrons. Déterminer A, B et C.

C ($Z = 18$) correspond à Ar, d'où A = S et B = Ca.

Exercice 5.7

1. Etablir la structure électronique de l'atome de Bore dans son état fondamental. Préciser le nombre de doublets, d'électrons célibataires et d'orbitales vacantes dans sa couche de valence.

B ($Z = 5$) : $1s^2 2s^2 2p^1$. Le bore possède un doublet électronique, un électron célibataire et deux orbitales vacantes dans sa couche de valence ($n = 2$).

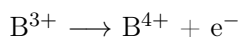
2. On donne les 4 premières énergies d'ionisation du Bore :

$$EI_1 = 8,31 \text{ eV}, EI_2 = 25,2 \text{ eV}, EI_3 = 35,9 \text{ eV}, EI_4 = 259 \text{ eV}.$$

3. Expliquer la brusque augmentation de EI_3 à EI_4 .

Lors de la quatrième ionisation, un électron de la sous-couche $1s$ est arraché. Les électrons de cette sous-couche étant très proches du noyau, on observe une brusque augmentation de l'énergie nécessaire pour l'ionisation.

4. Ecrire l'équation d'ionisation correspondant à la formation de l'ion hydrogénoïde du Bore.



5. Calculer la constante de Rydberg R_B , relative au spectre d'émission de cet ion hydrogénoïde.

$$R_B = Z^2 \times R_H = 5^2 \times 1,097.10^7 = 2,74.10^8 \text{ m}^{-1}$$

6. Calculer pour cet ion la longueur d'onde (en nm) de la raie d'émission correspondant à la transition la moins énergétique de son spectre de Balmer (retour de l'électron sur le niveau $n = 2$).

La raie la moins énergétique de la serie de Balmer correspond à la transition $3 \rightarrow 2$. On a donc :

$$\frac{1}{\lambda} = R_B \left| \frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right|$$

Soit $\lambda = 26,3 \text{ nm}$

Exercice 5.8

Soit A, B, C, D, E des éléments de la classification périodique des éléments.

L'élément A appartient à la 3ème période et son nom vient du grec argos, signifiant paresseux, inerte.

L'élément B appartient à la famille des alcalins et le gaz rare le plus proche est l'hélium.

1. A l'aide des différentes informations, compléter le tableau ci-dessous afin de caractériser ces éléments.

	Z	Nom	Symbole	Config. électronique*	Caractère métallique**
A					
B					
C	6				
D	22		Ti		
E			Ag	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^1$	

* de l'élément à l'état fondamental

** répondre par *Vrai* ou *Faux*

Réponse (les informations à compléter sont en caractères gras) :

	Z	Nom	Symbole	Config. électronique*	Caractère métallique**
A	10	Argon	Ar	$1s^2 2s^2 2p^6$	faux
B	3	Lithium	Li	$1s^2 2s^1$	vrai
C	6	Carbone	C	$1s^2 2s^2 2p^2$	faux
D	22	Titane	Ti	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	vrai
E	47	Argent	Ag	$[Kr] 4d^{10} 5s^1$	vrai

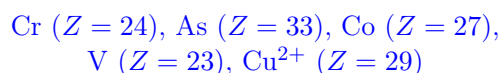
2. Positionner correctement ces éléments dans la classification ci-dessous.

Réponse :

Li												C						Ar	
			Ti																
									Ag										

Exercice 5.9

1. Donner le nom et la configuration électronique des éléments suivants :



Cr (Chrome) : [Ar] $4s^1 3d^5$ (exception à la règle de Klechkovski)

As (Arsenic) : [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^3$

Co (Cobalt) : [Ar] $4s^2 3d^7$

V (Vanadium) : [Ar] $4s^2 3d^3$

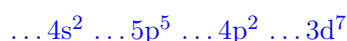
Cu²⁺ (Ion cuivre II) : [Ar] $4s^0 3d^9$

2. Classer les atomes Rb ($Z = 37$), F, S et Ge ($Z = 32$) du plus petit au plus volumineux. Justifier.

De gauche à droite le long d'une période, le rayon atomique r diminue car la charge nucléaire Z augmente et entraîne une contraction du nuage électronique. De haut en bas le long d'une colonne r augmente car on ajoute des électrons sur des couches supérieures. On en déduit l'évolution de r pour les quatre éléments considérés : F < S < Ge < Rb.

Exercice 5.10

1. Identifier en les nommant les éléments dont les électrons de plus haute énergie sont :



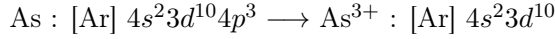
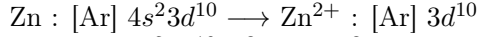
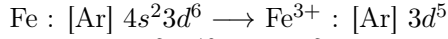
$\dots 4s^2$: Ca (Calcium) : [Ar] $4s^2$

$\dots 5p^5$: I (Iode) : [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^5$

$\dots 4p^2$: Ge (Germanium) : [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^2$

$\dots 3d^7$: Co (Cobalt) : [Ar] $4s^2 3d^7$

2. Quelle est la configuration électronique des ions :



3. On considère la série d'éléments suivante :



(a) Donner la famille chimique de chacun de ces éléments.

Mg = appartient à la famille des alcalino-terreux

Ba = appartient à la famille des alcalino-terreux

Cl = appartient à la famille des halogènes I = appartient à la famille des halogènes

Na = appartient à la famille des alcalins

Pb = appartient à la famille du carbone (colonne 14)

S = appartient à la famille de l'oxygène (chalcogènes, colonne 16)

Ar = appartient à la famille des gaz rares

(b) Parmi ces éléments, lesquels auront des propriétés métalliques ? Justifier en précisant la règle que vous utilisez.

D'après la règle de Sanderson, un élément dont la structure électronique de valence est de type $ns^x np^y (nd^z)$ fait partie de la classe des métaux si $x + y \leq n$. Parmi les éléments ci-dessus, Mg, Ba, Na et Pb sont des métaux.

(c) Classer les éléments de cette liste par ordre d'électronégativité croissante.

L'électronégativité augmente de bas en haut le long des colonnes et de gauche à droite le long des périodes de la classification périodique. On en déduit l'ordre de l'électronégativité des éléments considérés : $\text{Ba} < \text{Na} < \text{Mg} < \text{Pb} < \text{S} < \text{Cl}$.

Déterminer l'électronégativité relative de Pb peut poser une difficulté car cet élément se trouve seul dans la zone en bas à droite de la classification périodique. Dans ce cas, il faut remarquer que l'électronégativité évolue plus rapidement le long des périodes que le long des colonnes. Par conséquent, Pb aura une électronégativité importante du fait de sa position à droite du tableau. Ainsi, pour un élément donné, sa position dans la période prévaut par rapport à sa position dans la colonne.

(d) Comment évolue le rayon de covalence des éléments quand on se déplace dans une période et quand on se déplace dans une colonne ? Apporter une justification à ces deux types d'évolution.

De gauche à droite le long d'une période, le rayon de covalence r diminue car la charge nucléaire Z augmente et entraîne une contraction du nuage électronique. De haut en bas le long d'une colonne r augmente car on ajoute des électrons sur des couches supérieures.

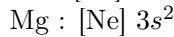
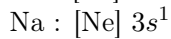
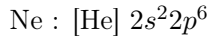
Exercice 5.11

1. Les énergies de première ionisation et de deuxième ionisation du néon, du sodium et du magnésium sont données ci-dessous (en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) :

	Ne	Na	Mg
1ère ionisation	2081	496	738
2ème ionisation	3952	4562	1451

2. On remarque que le sodium a la plus faible énergie de première ionisation et la plus forte énergie de deuxième ionisation. Comment cela peut-il s'expliquer, pour trois éléments qui se suivent dans la classification périodique ?

Ces résultats peuvent s'expliquer en considérant la configuration électronique des différents éléments :



La sodium a tendance à perdre l'unique électron de sa couche de valence ($n = 3$) afin d'adopter la même configuration électronique que le néon ($2s^2 2p^6$). Cette dernière est particulièrement stable car la couche électronique de valence est entièrement occupée. L'énergie de première ionisation du sodium est donc plus faible que celle des deux autres éléments. La deuxième ionisation revient à extraire un électron à l'ion Na^+ , et donc à l'arracher de la couche de coeur du sodium ($n = 2$), ce qui demande beaucoup d'énergie.

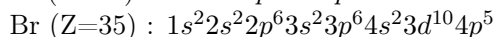
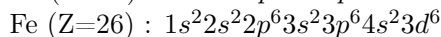
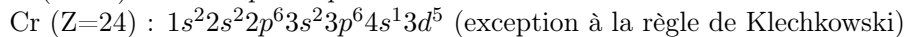
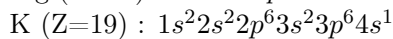
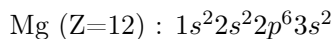
3. En justifiant votre réponse, classer les éléments par ordre croissant de rayon atomique dans la série suivante : Cs, F, K, N, Li.

De gauche à droite le long d'une période, le rayon atomique r diminue car la charge nucléaire Z augmente et entraîne une contraction du nuage électronique. De haut en bas le long d'une colonne r augmente car on ajoute des électrons sur des couches supérieures. On en déduit l'ordre suivant des rayons atomiques des éléments considérés : $\text{F} < \text{N} < \text{Li} < \text{K} < \text{Cs}$.

Exercice 5.12

1. Donner la configuration électronique des éléments suivants (le numéro atomique est indiqué entre parenthèses) :

Mg, K (19), Cr (24), Fe (26), Br (35)



2. A quelle(s) famille(s) ces éléments appartiennent-ils ?

Mg ($Z=12$) : Alcalino-terreux

K ($Z=19$) : Alcalin

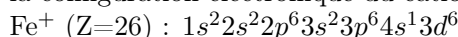
Cr ($Z=24$) : Métal de transition

Fe ($Z=26$) : Métal de transition

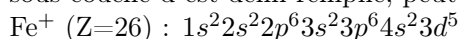
Br ($Z=35$) : Halogène

3. Donner la configuration électronique du cation Fe^+ .

Sachant que les électrons de la sous-couche la plus externe (4s) sont les plus facile à extraire, la configuration électronique du cation Fe^+ est la suivante :



Cependant, une réorganisation électronique énergétiquement plus favorable, dans laquelle la sous-couche d est demi-remplie, peut intervenir après ionisation :



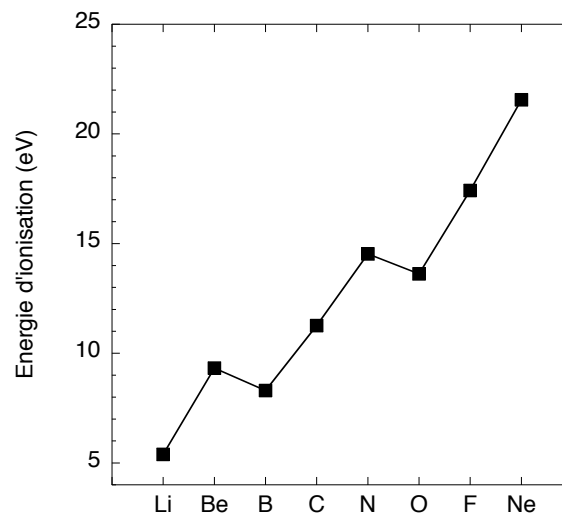
4. L'énergie de première ionisation du Fer est égale à $762.5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. A quelle réaction cette énergie correspond-elle ?

L'énergie d'ionisation est l'énergie qu'il faut fournir pour arracher un électron à un élément dans son état fondamental. C'est donc l'énergie de la réaction : $\text{Fe} \longrightarrow \text{Fe}^+ + \text{e}^-$

5. Calculer (en nm) la longueur d'onde du rayonnement lumineux capable de provoquer cette ionisation.

$$\lambda = \frac{hc}{EI_1} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8 \times 6,02 \cdot 10^{23}}{762,5 \times 1000} = 157 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 157 \text{ nm}$$

6. L'énergie d'ionisation augmente avec le numéro atomique le long d'une période de la classification périodique. Le graphe ci-dessous, où les énergies d'ionisation sont reportées en eV, montre cependant deux exceptions pour les éléments de la deuxième période (B < Be et O < N). En vous basant sur les configurations électroniques de ces éléments ainsi que sur celles des ions correspondants, proposez une explication à ces deux exceptions.



L'énergie d'ionisation augmente le long d'une période de la classification en raison de l'augmentation de la charge nucléaire, qui induit une attraction croissante sur les électrons appartenant à une même couche. On observe cependant deux exceptions le long de la seconde période : B < Be et O < N. Sachant que l'énergie d'ionisation s'exprime comme la différence d'énergie entre le système chargé positivement et le système neutre, $EI = E(+)-E(0)$, on peut expliquer ces deux exceptions en considérant les configurations électroniques des éléments et des ions correspondants.

B < Be :

Be (Z=4) $1s^2 2s^2$

B (Z=5) $1s^2 2s^2 2p^1$

L'électron de la sous-couche la plus externe de Be est un électron 2s. Cette sous-couche est complète, ce qui tend à stabiliser la structure électronique de l'élément. Par contre, dans le cas de B, l'électron de la sous-couche la plus externe est un électron célibataire appartenant à la sous-couche 2p. Il est donc plus facile à extraire. De plus, si l'on considère la structure électronique de ces deux éléments après ionisation, on constate que la couche de valence de B^+ est complète :

Be^+ (Z=4) $1s^2 2s^1$

B^+ (Z=5) $1s^2 2s^2$

Le cation est donc stabilisé dans le cas de B.

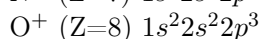
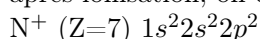
O < N :

N (Z=7) $1s^2 2s^2 2p^3$

O (Z=8) $1s^2 2s^2 2p^4$

L'électron de la sous-couche la plus externe de N est un électron 2p. Cette sous-couche est demi-remplie, ce qui tend à stabiliser la structure électronique de l'élément. Dans le cas de O, la sous-couche externe est également la 2p, mais il est plus facile d'en extraire un électron car

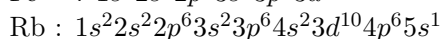
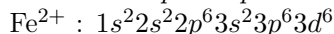
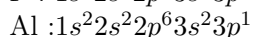
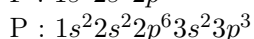
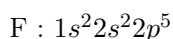
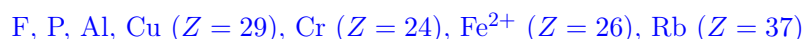
elle n'est pas demi-remplie. Si l'on considère la structure électronique de ces deux éléments après ionisation, on constate que la couche de valence de O^+ est demi-remplie :



Le cation O^+ est donc stabilisé.

Exercice 5.13

1. Donner la configuration électronique complète des éléments suivants :



2. Quels sont les éléments présentant un caractère métallique ?

Al, Cu, Cr, Fe et Rb.

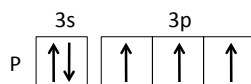
3. Parmi ces derniers, lesquels appartiennent à la famille des métaux de transition ?

Cu, Cr et Fe.

4. Classer ces éléments du plus petit au plus volumineux, en justifiant la réponse.

De gauche à droite le long d'une période, le rayon atomique r diminue car la charge nucléaire Z augmente et entraîne une contraction du nuage électronique. De haut en bas le long d'une colonne r augmente car on ajoute des électrons sur des couches supérieures. On en déduit l'ordre suivant des rayons atomiques des éléments considérés : $F < P < Al < Cu < Fe < Cr < Rb$.

5. Représenter le remplissage des orbitales de la couche de valence du phosphore en utilisant le formalisme des cases quantiques, et énoncer brièvement les différentes règles qui permettent de l'établir.

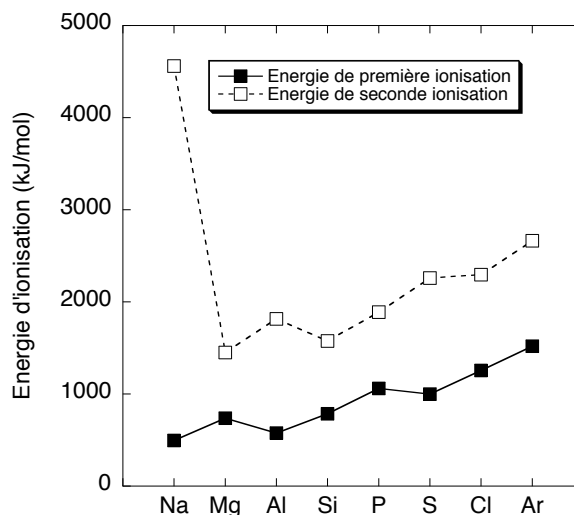


Règle de Kleshkowsky : le remplissage des OA se fait par ordre croissant d'énergie.

Règle de Pauli : deux électrons ne peuvent avoir leurs 4 nombres quantiques identiques. Une OA ne peut donc contenir que deux électrons au maximum, dont les spins sont anti-parallèles.

Règle de Hund : Dans le cas d'OA dégénérées, la répartition des électrons se fait de manière à occuper le maximum d'OA, avec le maximum de spins parallèles.

6. L'évolution des énergies de première et de deuxième ionisation en fonction du numéro atomique Z est représentée ci-dessous pour les atomes de la troisième période de la classification périodique.

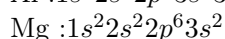
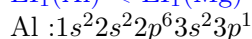


- (a) Expliquer brièvement l'augmentation de l'énergie de première ionisation (EI_1) en fonction de Z le long de la période.

Plus un électron est loin du noyau, plus il est facile à arracher. L'énergie d'ionisation varie donc inversement au rayon atomique : elle augmente de gauche à droite le long d'une période et de bas en haut le long d'une colonne de la classification périodique.

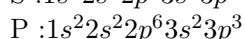
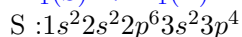
- (b) Proposer une explication pour les deux anomalies observées sur la courbe :

- i. $EI_1(\text{Al}) < EI_1(\text{Mg})$



Lors de l'ionisation de Al, l'électron occupant seul la sous-couche 3p est arraché. Pour ioniser Mg, il faut extraire un électron de la sous-couche 3s, qui est complète et donc stabilisée. L'ionisation de Mg est donc légèrement supérieure à celle de Al.

- ii. $EI_1(\text{S}) < EI_1(\text{P})$



Pour ioniser P, il faut extraire un électron de la sous-couche 3p, qui est demi-pleine. Cette configuration faisant intervenir une sous-couche demi-remplie étant particulièrement stable, l'ionisation de P est donc légèrement supérieure à celle de S.

- (c) Expliquer la valeur très élevée de l'énergie de deuxième ionisation mesurée pour le sodium.

La deuxième ionisation revient à extraire un électron à l'ion Na^+ , et donc à l'arracher de la couche de coeur du sodium ($n = 2$), ce qui demande beaucoup d'énergie.

Exercice 5.14

1. Quel est l'ion le plus courant issu du rubidium (Rb , $Z = 37$) ?

La configuration électronique du rubidium est la suivante : $\text{Rb} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$. Rb possède donc un seul électron sur sa couche de valence, et aura tendance à le perdre pour former un cation Rb^+ .

2. Quel est le numéro atomique de l'élément alcalino-terreux succédant au strontium (Sr , $Z = 38$) ?

Sr est un élément de la famille des alcalino-terreux. Sa configuration électronique de valence est $5s^2$. L'élément alcalino-terreux lui succédant aura donc comme configuration électronique de valence $6s^2$. Cet élément est le baryum de numéro atomique $Z = 56$.

3. Un étudiant a écrit : « *La configuration électronique du chrome dans son état fondamental se termine par $3d^5$. On en déduit que le chrome se situe dans la 5ème colonne du bloc d, donc dans la colonne n°7 de la classification périodique.* » Trouver l'erreur commise par cet étudiant. Dans quelle colonne sur trouve en réalité le chrome ?

Cet étudiant n'est pas un étudiant de première année de CPBx, car un étudiant de CPBx n'aurait pas pu oublier que la configuration électronique du chrome constitue une exception à la règle de remplissage de Klechkovski : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$. La couche de valence du chrome ($4s^1 3d^5$) contient donc 6 électrons et non 7; il ne se situe donc pas dans la colonne 7 mais dans la colonne 6 de la classification périodique, soit dans la 4ème colonne du bloc d.

4. Attribuer aux éléments Cl, F et Br les énergies d'ionisation suivantes (en kJ/mol) : 1681, 1251 et 1140.

Cl, F et Br sont des halogènes. Ils appartiennent tous à l'avant-dernière colonne de la classification périodique. Comme l'énergie d'ionisation augmente de bas en haut le long d'une colonne de la classification, on en déduit :

F : EI = 1681 kJ/mol

Cl : EI = 1251 kJ/mol

Br : EI = 1140 kJ/mol

5. Sachant que le tellure (Te) appartient à la colonne n°16 et à la cinquième période, quel est son numéro atomique ?

Te : $Z = 52$

Exercice 5.15

1. Soient les atomes suivants :

K ($Z = 19$), Sc ($Z = 21$), Fe ($Z = 26$), Cu ($Z = 29$), Ag ($Z = 47$), Au ($Z = 79$)

2. Donner les configurations électroniques des atomes. En déduire le nombre d'électrons de valence pour chaque atome.
3. Le rubidium (Rb) appartient à la même famille que le potassium (K) et à la même période que l'argent (Ag). Donner sa configuration électronique et son numéro atomique.

Exercice 5.16

1. Ecrire la configuration électronique des éléments suivants :

Mg, Cl, Co ($Z = 27$), Se ($Z = 34$), Ag ($Z = 47$)

Mg : $3s^2$

Cl : $3s^2 3p^5$

Co : $3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$

Se : $4s^2 2d^{10} 4p^4$

Ag : $5s^1 4d^{10}$ (exception, colonne du cuivre)

2. Donner la famille de chacun de ces éléments.

Mg : Alcalino-terreux

Cl : Halogène

Co : Métal de transition

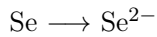
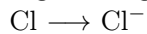
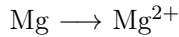
Se : Chalcogène

Ag : Métal de transition

3. Parmi les éléments Mg, Cl et Se, quels sont ceux présentant un caractère métallique ?

D'après la règle de Sanderson, seul Mg a un caractère métallique.

4. Quel type d'ion formeront préférentiellement les éléments Mg, Cl et Se ? Ecrire la configuration électronique de ces ions.



Exercice 5.17

Le tableau ci-dessous reporte les valeurs (en eV) des énergies de première (E_1) et de deuxième ionisation (E_2) des éléments Ar ($Z = 18$), K ($Z = 19$) et Ca ($Z = 20$).

	E_1	E_2
Ar	15,760	27,630
K	4,341	31,630
Ca	6,113	11,872

1. Donner les définitions de l'énergie de 1ère et de l'énergie de 2ème ionisation, et écrire les équations des processus physiques correspondants.

L'énergie de 1ère ionisation est l'énergie minimale qu'il faut fournir pour arracher un électron à un élément neutre pris dans son état fondamental. Etant donné un élément X, l'énergie de 1ère ionisation est donc l'énergie de la réaction suivante : $X \longrightarrow X^+ + e^-$. L'énergie de 2ème ionisation est l'énergie minimale qu'il faut fournir pour arracher un deuxième électron à un élément déjà ionisé une fois. C'est donc l'énergie de la réaction suivante : $X^+ \longrightarrow X^{2+} + e^-$.

2. A partir de la configuration électronique de ces éléments, expliquer l'évolution de leur énergie de 1ère ionisation.

L'argon est un élément de la deuxième période de la classification périodique, appartenant à la famille des gaz rares. Sa couche de valence est complète ($2s^2 2p^6$), et donc particulièrement stable. Il est donc très difficile de l'ioniser, c'est pourquoi cet élément a une énergie de 1ère ionisation très supérieure aux deux autres. K et Ca sont deux éléments de la troisième période de la classification périodique, appartenant respectivement à la famille des alcalins (K : $3s^1$), et des alcalino-terreux (Ca : $3s^2$). Sachant que l'énergie d'ionisation augmente de gauche à droite le long d'une période de la classification périodique, on a bien : $E_1(\text{K}) < E_1(\text{Ca})$.

3. On remarque que le potassium possède la plus faible énergie de 1ère ionisation et la plus forte énergie de 2ème ionisation. Comment cela peut-il s'expliquer ?

Le potassium possède un seul électron sur sa couche de valence, la plus externe de son nuage électronique. Il a donc tendance à perdre cet électron et à former des ions K^+ en adoptant la structure électronique du gaz rare qui le précède dans la classification périodique, c'est-à-dire celle de l'argon ($2s^2 2p^6$). Par conséquent, son énergie de 1ère ionisation est faible. Lors de la 2ème ionisation, un électron de la couche de coeur est arraché, ce qui demande une énergie beaucoup plus importante, car les électrons de coeur sont beaucoup plus proches du noyau et donc soumis à une attraction beaucoup plus importante.

4. Pour cet élément, calculer les longueurs d'onde nécessaires pour provoquer ces deux ionisations. Dans quel domaine du spectre électromagnétique se situent-elles ?

$$\lambda_1 = \frac{hc}{EI_1} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8}{4,341 \times 1,60 \cdot 10^{-19}} = 286 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 286 \text{ nm}$$

$$\lambda_2 = \frac{hc}{EI_2} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8}{31,630 \times 1,60 \cdot 10^{-19}} = 39,2 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 39,2 \text{ nm}$$

Exercice 5.18

Le tableau ci-dessous reporte les longueurs de liaison des molécules LiH, FH, et LiF.

Li-H : $L = 159$ pm

F-H : $L = 88$ pm

Li-F : $L = 185$ pm

1. A partir de ces données, déterminer les rayons de covalence des éléments H, Li et F.

Liaison Li-H : $r_{Li} + r_H = L_{LiH}$ (1)

Liaison F-H : $r_F + r_H = L_{FH}$ (2)

Liaison Li-F : $r_{Li} + r_F = L_{LiF}$ (3)

En soustrayant les équations (1) et (2) : $r_{Li} - r_F = L_{LiH} - L_{FH}$ (4)

En soustrayant les équations (3) et (4) : $2r_F = L_{LiF} - L_{LiH} + L_{FH}$ d'où $r_F = 57$ pm.

On en déduit ensuite : $r_H = L_{FH} - r_F = 31$ pm et $r_{Li} = L_{LiF} - r_F = 128$ pm.

2. Comment peut-on expliquer l'évolution du rayon de covalence de H à Li ? Et de Li à F ?

$r_H < r_{Li}$. Le lithium se situe en dessous de H dans la classification périodique. Le rayon covalent augmente de haut en bas le long des colonnes de la classification périodique car on ajoute des électrons sur des couches supérieures.

$r_{Li} > r_F$. Li et F sont deux éléments de la deuxième période de la classification périodique. Le rayon covalent diminue de gauche à droite de la classification périodique car la charge nucléaire Z augmente et entraîne une contraction du nuage électronique.

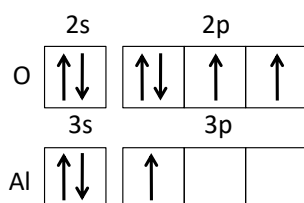
Exercice 5.19

1. Ecrire la configuration électronique des atomes d'oxygène et d'aluminium, et donner pour chaque élément le nombre d'électrons de valence et le nombre d'électrons de coeur.

O : $1s^2 2s^2 2p^4$: 6 électrons de valence, 2 électrons de coeur

Al : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$: 3 électrons de valence, 10 électrons de coeur

2. Schématiser pour ces deux éléments l'occupation des orbitales de valence à l'aide du formalisme des cases quantiques. En déduire le nombre d'électrons célibataires et de doublets non liants.



O : 2 doublets non liants, 2 électrons célibataires sur la couche de valence.

Al : 1 doublet non liant, 1 électron célibataire sur la couche de valence.

3. Ces éléments possèdent-ils un caractère métallique ? Justifier.

D'après la règle de Sanderson, Al est un métal, pas l'oxygène.

4. Quels types d'ions auront tendance à former ces deux éléments ? Ecrire les configurations électroniques correspondantes.

O capte 2 électrons pour compléter sa couche de valence. Il adopte alors la configuration électronique du gaz rare qui le suit dans la classification. $O^{2-} : 1s^2 2s^2 2p^6$.

Al perd les 3 électrons de sa couche de valence. Il adopte alors la configuration électronique du gaz rare qui le précède dans la classification : $Al^{3+} : 1s^2 2s^2 2p^6$.

5. L'alumine a pour formule brute Al_2O_3 . Calculer les nombres d'oxydation de l'oxygène et de l'aluminium dans cette molécule.

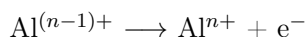
Al : DO = +III O : DO = -II.

Exercice 5.20

On donne ci-dessous les énergies d'ionisation successives (EI, en kJ/mol) de l'aluminium.

1ère ionisation : $\text{EI}_1 = 577.5$
 2ème ionisation : $\text{EI}_2 = 1816.7$
 3ème ionisation : $\text{EI}_3 = 2744.8$
 4ème ionisation : $\text{EI}_4 = 11577.5$

1. Ecrire la réaction correspondant à la $n^{\text{ème}}$ ionisation.



2. Justifier la brusque augmentation entre EI_3 et EI_4 .

De EI_1 à EI_3 , des électrons de valence sont arrachés. EI_4 fait intervenir un électron de coeur.

3. Calculer (en nm) les longueurs d'ondes des rayonnements susceptibles de provoquer ces deux ionisations. A quels domaines du spectre électromagnétique appartiennent-ils ?

$$\lambda_3 = h\nu = \frac{hc}{\text{EI}_3} = 4,3610^{-8} \text{ m} = 43,6 \text{ nm}$$

$$\lambda_4 = h\nu = \frac{hc}{\text{EI}_4} = 1,0310^{-8} \text{ m} = 10,3 \text{ nm}$$

Les deux rayonnements appartiennent au domaine des UV.

Exercice 5.21

On donne ci-dessous les rayons covalents (R, en pm = 10^{-12} m) de l'hydrogène, du lithium et du fluor.

H : R = 37 pm
 Li : R = 133 pm
 F : R = 64 pm

1. Justifier pourquoi $R(\text{Li}) > R(\text{H})$ et $R(\text{Li}) > R(\text{F})$.

$r_H < r_{Li}$. Le lithium se situe en dessous de H dans la classification périodique. Le rayon covalent augmente de haut en bas le long des colonnes de la classification périodique car on ajoute des électrons sur des couches supérieures.

$r_{Li} > r_F$. Li et F sont deux éléments de la deuxième période de la classification périodique. Le rayon covalent diminue de gauche à droite de la classification périodique car la charge nucléaire Z augmente et entraîne une contraction du nuage électronique.

2. Calculer la longueur des liaisons Li-H et Li-F.

Liaison Li-H : $L_{LiH} = r_{Li} + r_H = 170 \text{ pm}$ (1)

Liaison Li-F : $L_{LiF} = r_{Li} + r_F = 197 \text{ pm}$

3. Classer ces trois éléments par ordre croissant d'électronégativité.

L'électronégativité augmente de gauche à droite et de bas en haut du tableau périodique, d'où : $\chi(\text{Li}) < \chi(\text{H}) < \chi(\text{F})$

4. La différence d'électronégativité de ces éléments est à l'origine de l'existence d'un moment dipolaire dans les molécules Li-H et Li-F. En orientant par convention le moment dipolaire de l'élément chargé négativement vers l'élément chargé positivement, schématiser le dipôle de ces deux molécules.

