

Chimie Minérale Descriptive : Module C245/S4 – BCG

TD série n°1

Exercice 1

Les valeurs des rayons atomiques et des énergies de première ionisation de quelques éléments sont données dans le tableau suivant :

Eléments	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
r_{at} (pm)	163	109	82	65	55	47	41	36
EI_1 (eV)	5,4	9,3	8,3	11,3	14,5	13,6	17,4	21,6

- Donner la configuration électronique de ces éléments.
- Que pouvez-vous en conclure ?
- Déduire des configurations électroniques de ces éléments les ions les plus probables.
- Justifier l'évolution du rayon atomique de ces éléments.
- Tracer le graphe $EI_1 = f(Z)$ et interpréter son allure.

Exercice 2

Classer par ordre de rayon croissant : ${}_8O^{2-}$, ${}_{10}Ne$ et ${}_{12}Mg^{2+}$, puis ${}_3Li^+$, ${}_4Be^{2+}$, ${}_5B^{3+}$ et ${}_{11}Na^+$.

Classer par ordre d'énergie d'ionisation croissante : ${}_{11}Na^+$, ${}_{11}Na$, ${}_8O$ et ${}_{10}Ne$.

Classer par ordre l'électronégativité croissante : ${}_9F$, ${}_{13}Al$ et ${}_8O$ puis ${}_{12}Mg$, ${}_{20}Ca$, ${}_{38}Sr$ et ${}_{56}Ba$

Classer les éléments suivants dans l'ordre décroissant de leur conductivité électrique : Al, Si, P, puis Se, Te et Po.

Exercice 3

Quelles sont les valeurs de l'électronégativité de l'hydrogène dans les échelles de Mulliken et de Pauling ?

Données :

$$AE(H) = 0,754 \text{ eV} ; EI(H) = 13,59 \text{ eV}$$

Molécules	HF	H ₂	F ₂
$E_L/kJ.mol^{-1}$	568,6	432	157

AE : Affinité électronique ; **EI** : Energie d'ionisation ; **E_L** : Energie de liaison

Chimie Minérale Descriptive : Module C245 – BCG

Corrigé de la série 1

Exercice 1

a-

Eléments	Configuration électronique
Li	$1s^2 2s^1$ ou $[\text{He}]2s^1$
Be	$1s^2 2s^2$ ou $[\text{He}]2s^2$
B	$1s^2 2s^2 2p^1$ ou $[\text{He}]2s^2 2p^1$
C	$1s^2 2s^2 2p^2$ ou $[\text{He}]2s^2 2p^2$
N	$1s^2 2s^2 2p^3$ ou $[\text{He}]2s^2 2p^3$
O	$1s^2 2s^2 2p^4$ ou $[\text{He}]2s^2 2p^4$
F	$1s^2 2s^2 2p^5$ ou $[\text{He}]2s^2 2p^5$
Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$ ou $[\text{He}]2s^2 2p^6$

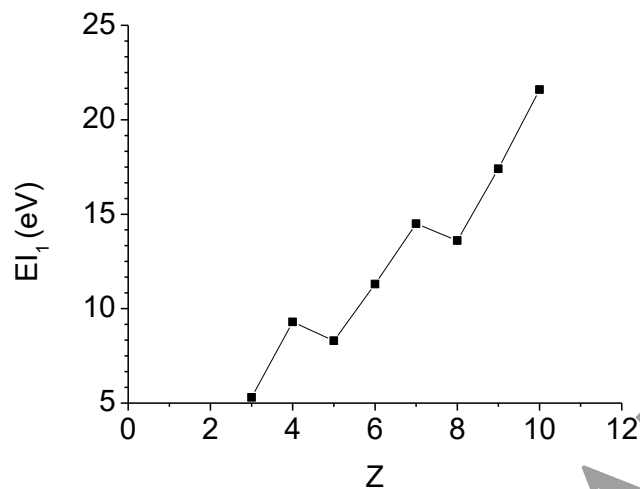
b- Tous ces éléments possèdent le même nombre quantique principal $n = 2$. Ils appartiennent donc tous à la **2^{ème} période**.

c- Chaque élément aura tendance à acquérir la configuration du gaz rare le plus proche, d'où :

Eléments	Configuration électronique	Ion le plus probable
Li	$1s^2 2s^1$ ou $[\text{He}]2s^1$	Li^+ (perte d'un e^-)
Be	$1s^2 2s^2$ ou $[\text{He}]2s^2$	Be^{2+} (perte de 2 e^-)
B	$1s^2 2s^2 2p^1$ ou $[\text{He}]2s^2 2p^1$	B^{3+} (perte de 3 e^-)
C	$1s^2 2s^2 2p^2$ ou $[\text{He}]2s^2 2p^2$	C^{4+} ou C^{4-} (perte ou gain de 4 e^-)
N	$1s^2 2s^2 2p^3$ ou $[\text{He}]2s^2 2p^3$	N^{3-} (gain de 3 e^-)
O	$1s^2 2s^2 2p^4$ ou $[\text{He}]2s^2 2p^4$	O^{2-} (gain de 2 e^-)
F	$1s^2 2s^2 2p^5$ ou $[\text{He}]2s^2 2p^5$	F^- (gain de 1 e^-)
Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$ ou $[\text{He}]2s^2 2p^6$	Aucun (Gaz rare stable)

- d- Le long d'une période n est constant mais Z augmente et Z^* (la charge nucléaire effective) augmente par conséquent l'attraction noyau/électrons augmente se qui se traduit par la diminution du rayon atomique.

e-



Dans une **même période** IE_1 **augmente avec Z** du fait de la plus grande attraction exercée par le noyau (r_{at} diminue et l'énergie varie comme l'inverse du rayon).

Deux anomalies sont cependant observées pour B et O qui conduisent respectivement à des structures électroniques avec une sous-couche **s remplie** et une **sous couche p à moitié remplie plus stables**.

Exercice 2

1- Les trois espèces (O^{2-} , Mg^{2+} , Ne) ont le même nombre d'électrons, c'est-à-dire **dix**. Sans faire intervenir de coefficient d'écran :

- Les **dix électrons** de l'ion oxyde O^{2-} sont attirés par les **huit protons** du noyau de l'atome d'oxygène.
- Les **dix électrons** sont retenus par **douze protons** dans l'ion Mg^{2+} .
- Les **dix électrons** sont retenus par **dix protons** dans le **néon**.

$$\text{D'où : } r(Mg^{2+}) < r(Ne) < r(O^{2-})$$

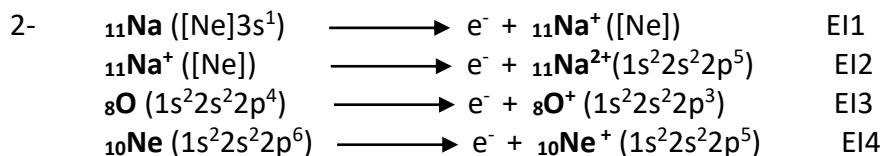
${}_3Li^+$, ${}_4Be^{2+}$, ${}_5B^{3+}$: ions ayant le même nombre d'électrons attirés par trois, quatre ou cinq protons :

$$\text{D'où : } r(B^{3+}) < r(Be^{2+}) < r(Li^+)$$

Entre ${}_3Li^+$ et ${}_{11}Na^+$, le changement de période fait que ces ions sont isoélectroniques de ${}_2He$ et ${}_{10}Ne$.

A priori,

$$r(Li^+) < r(Na^+)$$



EI : Energie d'ionisation

EI2 > EI4 : ${}_{11}\text{Na}^+$ est isoélectronique de ${}_{10}\text{Ne}$: dix électrons attirés respectivement par **onze** et **dix** protons.

Il est facile d'ioniser un élément des alcalins et un peu plus difficile de désappairer deux électrons d'une sous-couche 2p :

$$EI(\text{Na}) < EI(\text{O}) < EI(\text{Ne}) < EI(\text{Na}^+)$$

3- En se basant sur l'évolution générale de l'électronégativité dans le tableau périodique, on obtient :

$$E\text{Al} < E\text{O} < E\text{F} \quad \text{et} \quad E\text{Ba} < E\text{Sr} < E\text{Ca} < E\text{Mg}$$

L'électronégativité des éléments croît quand on monte dans un groupe (Z diminue) et lorsque l'on se déplace de gauche à droite dans une période (Z augmente).

4- **Al** est un métal, **Si** est un semi-conducteur et **P** est un non métal.

Par ordre de conductivité décroissante : **Al**, **Si** et **P**.

Sélénium (**Se**), tellure (**Te**) et polonium (**Po**) appartiennent au groupe **VIA** (groupe 16).

Po est un métal, **Se** est un non-métal et **Te** est un semi-conducteur.

Par ordre de conductivité décroissante : **Po**, **Te** et **Se**.

Exercice 3

- Calcul de E_M (Echelles de Mulliken) : Afin de relier les propriétés atomiques d'un atome à son électronégativité, Mulliken propose la formule suivante :

$$E_M (\text{eV atome}^{-1}) = 1/2 \times [EI_1(\text{H}) + AE_1(\text{H})] \times (1/3,15)$$

Application numérique :

$$E_M = (1/6,3) \times (0,754 + 13,59) = \mathbf{2,28}$$

- Calcul de E_p (Echelles de Pauling) :
Pauling définit la différence d'électronégativité des deux atomes A et B par la relation :

$$E_p(\text{A}) - E_p(\text{B}) (\text{eV atome}^{-1})^{1/2} = 0.102 \times \sqrt{\Delta}$$

$$\sqrt{\Delta} \text{ (kJ.mole}^{-1}\text{)}^{1/2} = \sqrt{E(A-B)_g - \sqrt{E(A-A)_g \cdot E(B-B)_g}}$$

$$1 \text{ (eV atome}^{-1}\text{)} = 96,48 \text{ (kJ.mole}^{-1}\text{)}$$

Comme origine de l'échelle, Pauling choisit **Ep(F) = 3,98**.

Application numérique :

$$E_p(\text{F}) - E_p(\text{H}) = 0,102 \times (568,6 - (432 \times 157)^{1/2})^{1/2} = \mathbf{1,79}$$

$$E_p(\text{H}) = \mathbf{3,98 - 1,79 = 2,19}$$

On retrouve approximativement les mêmes valeurs.

Pr Abdelkrim BATAN