

## Corrigé Fiche TD 2

### Solution Ex 01 :

1- Structure électronique, groupe et période :

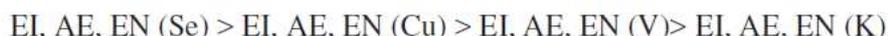
élément	structure électronique	période	groupe
<sup>19</sup> K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	4	IA
<sup>23</sup> V	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$	4	VB
<sup>29</sup> Cu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$	4	IB
<sup>34</sup> Se	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$	4	VIA
<sup>16</sup> S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	3	VIA
<sup>8</sup> O	$1s^2 2s^2 2p^4$	2	VIA

2- Classement de EI, AE et EN :

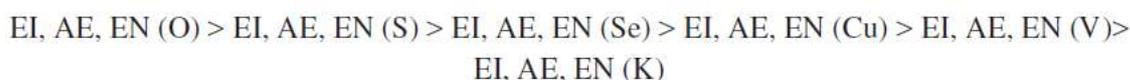
Dans une même colonne (même groupe), ces propriétés augmentent lorsque la distance qui sépare le noyau de l'électron de valence de l'atome diminue car les interactions sont plus fortes. Les atomes (O, S et Se) appartiennent à la même colonne, et selon leurs périodes n (la distance augmente avec le n) nous les classons comme suit :



Dans une même période, ces propriétés augmentent lorsque la charge du noyau augmente puisque la distance est la même pour tous les éléments de la même période car les interactions sont plus fortes entre l'électron de valence et le noyau. De ce fait, le classement pour les atomes (K, V, Cu et Se) est comme suit :

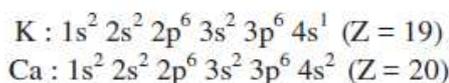


Le classement de EI, AE, EN pour tous ces atomes serait :



### Solution Ex 02:

1- Le potassium appartient à la période 4 et au groupe IA, cela veut dire qu'il possède une couche de valence de type :  $4s^1$ . Le calcium appartient à la période 4 et au groupe IIA, cela veut dire qu'il possède une couche de valence de type :  $4s^2$ . Leurs configurations électroniques et leurs numéros atomiques seraient respectivement :



Le potassium (K) peut former facilement un cation  $K^+$  car c'est plus facile d'arracher son électron célibataire. Le cation formé possède une structure électronique identique à celle du gaz rare qui lui est proche ( $_{18}Ar$ ) avec une couche de valence très stable. C'est l'ion le plus stable que peut former le K.

Le calcium peut libérer deux électrons et former  $Ca^{2+}$ . La structure du cation formée est identique à celle du gaz rare le plus proche ( $_{18}Ar$ ). Ce cation a une structure stable donc c'est le cation le plus stable que peut former le Ca.

2- Dans une même période, le rayon diminue avec l'augmentation de la charge du noyau puisque les interactions augmentent entre le noyau et l'électron de valence (effet de charge). Donc la valeur  $2,2 \text{ \AA}$  est attribuée au rayon du  $_{19}K$  et la valeur de  $1,8 \text{ \AA}$  au rayon du  $_{20}Ca$ .

### Solution Ex 3:

1- La structure électronique du bore: le bore (B) appartient au groupe IIIA et à la période 2, sa configuration électronique se termine par  $2s^2 2p^1$ :  $1s^2 2s^2 2p^1$ .

La charge effective ( $Z^*$ ) se calcule suivant la loi suivante :

$$Z^* = Z_{reel} - \sum \sigma_{ij}$$

${}_5B : 1s^2 2s^2 2p^1$	$Z^* = 5 - (2 \times 0,35 + 2 \times 0,85) = 2,6$
${}_5B^+ : 1s^2 2s^2$	$Z^* = 5 - (1 \times 0,35 + 2 \times 0,85) = 2,95$
${}_5B^{++} : 1s^2 2s^1$	$Z^* = 5 - (0 \times 0,35 + 2 \times 0,85) = 3,3$
${}_5B^{+++} : 1s^2$	$Z^* = 5 - (1 \times 0,31) = 4,69$

Nous observons que  $Z^* ({}_5B^{+++}) > Z^* ({}_5B^{++}) > Z^* ({}_5B^+) > Z^* ({}_5B)$ . La valeur de la charge effective dépend de l'effet écran des électrons internes. L'effet écran augmente avec le nombre des électrons internes, par conséquent la charge effective  $Z^*$  diminue.

2- Calcul de l'énergie de la première ionisation:  $E_{I1} = E(B^+) - E(B)$ .

$$E_B = 3 \times E_{2s2p} + 2 \times E_{1s}$$

$$E_{B^+} = 2 \times E_{2s} + 2 \times E_{1s}$$

$$\begin{aligned} E_{I1} &= 2 \times E_{2s} - 3 \times E_{2s2p} = -2 \times \frac{13,6}{n^2} (Z_{B^+}^*)^2 + 3 \times \frac{13,6}{n^2} (Z_B^*)^2 \\ &= -\frac{2 \times 13,6 \times 2,95}{4} + \frac{3 \times 13,6 \times 2,6}{4} = 6,46 \text{ eV} \end{aligned}$$

3- Calcul de l'énergie de la deuxième ionisation:  $E_{I2} = E(B^{++}) - E(B^+)$ .

$$E_{B^{++}} = 1 \times E_{2s} + 2 \times E_{1s}$$

$$E_{B^+} = 2 \times E_{2s} + 2 \times E_{1s}$$

$$\begin{aligned} E_{I2} &= 1 \times E_{2s} - 2 \times E_{2s} = -1 \times \frac{13,6}{n^2} (Z_{B^{++}}^*)^2 + 2 \times \frac{13,6}{n^2} (Z_{B^+}^*)^2 \\ &= -\frac{1 \times 13,6 \times 3,3}{4} + \frac{2 \times 13,6 \times 2,95}{4} = 8,48 \text{ eV} \end{aligned}$$

4- Commentaire:  $E_{I2} > E_{I1}$ . L'énergie de la deuxième ionisation est plus importante que celle de la première ionisation car l'effet écran a diminué et les interactions électron-noyau ont augmenté.

#### Solution Ex 4:

2- Structure électronique, groupe et période :

${}_{30}\text{Zn} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2 3d^{10}}$	IB / 4
${}_{31}\text{Ga} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2 3d^{10} 4p^1}$	IIIA / 4
${}_{33}\text{As} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2 3d^{10} 4p^3}$	VIA / 4
${}_{34}\text{Se} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2 3d^{10} 4p^4}$	VIA / 4

3- Le zinc (Zn) et le gallium (Ga) appartiennent à la même période. Selon leurs emplacements dans le tableau périodique et leurs charges nucléaires, le rayon atomique du Ga doit être inférieur à celui du Zn par conséquent l'énergie de première ionisation du Ga doit être supérieure à celle du Zn (effet de charge).

Le même raisonnement est appliqué sur les deux éléments: As et Se. La charge nucléaire (Z) du Se est plus importante que celle de As, donc le rayon de Se est inférieur à celui de As et l'énergie de première ionisation de Se doit être plus importante que celle de As.

4- Calcul de la charge effective de Zn et As:

Structure électronique	Charge effective $Z^* = Z_{\text{reel}} - \sum \sigma_{ij}$
${}_{30}\text{Zn} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2 3d^{10}}$	$Z^* = 30 - (1 \times 0,35 + 0,85 \times 18 + 8 \times 1 + 2 \times 1) = 4,35$
${}_{31}\text{Ga} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2 3d^{10}} 4p^1$	$Z^* = 31 - (2 \times 0,35 + 18 \times 0,85 + 8 \times 1 + 2 \times 1) = 4,95$

5- D'après les valeurs expérimentales des énergies de première ionisation des quatre éléments, nous déduisons que:

- Entre le Zn et le Ga, contrairement à la théorie (réponse 4), la valeur expérimentale de EI de Ga est inférieure à celle de Zn. Ceci est dû à la nature de la couche de valence de Ga qui contient un électron célibataire ( $4p^1$ ) faiblement lié et facile à arracher. Alors que la couche de valence de Zn est totalement remplie et saturée où les électrons de valence sont fortement liés. Cette hypothèse est prouvée par le calcul de la charge effective où le Zn présente un effet écran moins important que le Ga.
- Entre le As et le Se, nous observons la même chose. L'As possède une couche de valence semi-saturée (3 électrons dans la couche p). C'est une forme qui est considérée aussi stable que les structures totalement saturées, donc expérimentalement l'énergie de première ionisation de l'As doit être supérieure à celle de Se.