

Exercice 2 (deuxième partie de chapitre I)

Donner les quatre nombres quantiques caractérisant l'électron célibataire du Scandium $_{21}\text{Sc}$

La solution :

Les quatre nombres quantiques caractérisant l'électron célibataire du Scandium $_{21}\text{Sc}$ (n, l, m, s)

La configuration électronique de $_{21}\text{Sc}$ est la suivante : $^{18}[\text{Ar}]4s^23d^1$

On remarque que l'électron célibataire se trouve dans la troisième couche (n=3) et dans la sous couche d c .à.d (l=2)

Pour le nombre quantique magnétique m, il est donné par l'intervalle des valeurs $(-l \leq m \leq +l)$

Alors ici nous avons trouvé que l=2 dans ce cas m peut prendre l'une des valeurs suivantes :

$\{-2, -1, 0, +1, +2\}$ (5 possibilités)

Pour le nombre quantique de spin (s), puisque l'électron est seul dans l'orbital atomique, donc il peut s'orienter vers le haut ($s=+1/2$) ou vers le bas ($s=-1/2$)

En effet l'électron célibataire de $_{21}\text{Sc}$ peut prendre l'une des 10 coordonnées suivantes :

(3, 2, -2, +1/2)

(3, 2, -2, -1/2)

(3, 2, -1, +1/2)

(3, 2, -1, -1/2)

(3, 2, 0, +1/2)

(3, 2, 0, -1/2)

(3, 2, +1, +1/2)

(3, 2, +1, -1/2)

(3, 2, +2, +1/2)

(3, 2, +2, -1/2)

Exercice 2 (troisième partie de chapitre I): Soient les éléments ${}_{20}\text{Ca}$; ${}_{9}\text{F}$; ${}_{19}\text{K}$ et ${}_{17}\text{Cl}$

1. Donnez la configuration électronique de ces éléments.
2. Classez ces éléments par ordre de rayon croissant.
3. 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.
4. Attribuez à chaque élément la valeur de son électronégativité à prendre parmi les valeurs suivantes : 4 ; 2,8 ; 1,0 et 0,8.

La solution

1- Configuration électronique des différents éléments :

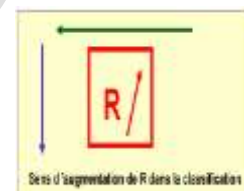
élément	période	groupe
${}_{20}\text{Ca} : 18[\text{Ar}] 4s^2$	4	II _A
${}_{9}\text{F} : 2[\text{He}] 2s^2 2p^5$	2	VII _A
${}_{19}\text{K} : 18[\text{Ar}] 4s^1$	4	I _A
${}_{17}\text{Cl} : 10[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	3	VII _A

2- Classement des éléments par ordre croissant de rayon atomique :

Pour classer des éléments chimiques selon le rayon atomique, l'énergie de ionisation ou l'électronégativité à on doit d'abord connaitre sa position dans le tableau périodique , c.à.d on détermine d'abord la période et le groupe de chaque élément après on essaye de les comparer .

	I _A	II _A		VI _A	VII _A
2					F
3					Cl
4	K	Ca			

- Sachant que **dans la même colonne**: lorsque le numéro de la période augmente le rayon atomique croît
- Et **dans la même période** (le nombre de couche est constant) lorsque Z augmente les électrons ont tendance à être plus attiré par le noyau et par conséquent r diminue
Donc sens d'augmentation de rayon est selon les flèches bleu , de ce fait :

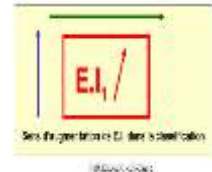


$$r(\text{K}) > r(\text{Ca}) > r(\text{Cl}) > r(\text{F})$$

3- L' énergie de première ionisation varie en sens inverse du rayon atomique :

➤ Dans la même période : si Z augmente alors E.I augmente.

➤ Dans la même colonne : si n augmente alors E.I diminue



$$Ei_K < Ei_{Ca} < Ei_{Cl} < Ei_F$$

donc la plus grande valeur d'énergie de ionisation est attribuée au F et la plus faible valeur au K

$$X_K = 4,3 \text{ ev}$$

$$X_{Cl} = 11,9 \text{ ev}$$

$$X_{Ca} = 6,1 \text{ ev}$$

$$X_F = 17,5 \text{ ev}$$

4- l'électronégativité varie en sens inverse du rayon atomique :



L'électronégativité varie comme l'énergie d'ionisation, en sens inverse du rayon atomique.

TOUTRE-CTONES-Clap 1

26

$$X_K < X_{Ca} < X_{Cl} < X_F$$

donc la plus grande valeur d'électronégativité est attribuée au F et la plus faible valeur au K

$$X_K = 0,8$$

$$X_{Ca} = 1$$

$$X_{Cl} = 2,8$$

$$X_F = 4$$

Les isotopes (partie complémentaire)

Ce sont des atomes d'un même élément dont les noyaux possèdent :

- Le même nombre de protons (même numéro atomique Z)
- Mais pas le même nombre de proton (différents nombres de masse A)

La masse atomique moyenne d'un élément chimique est calculée en tenant compte les masses relatives de chacun de ses isotopes présents dans la nature ainsi que de leurs abondances relatives (exprimé en %) à partir de l'expression suivante :

$$\begin{cases} M = \frac{\sum m_i \cdot A_i}{100} \\ \sum A_i = 100 \end{cases}$$

avec : m_i : la masse (ou le numéro de masse) relative de l'isotope i

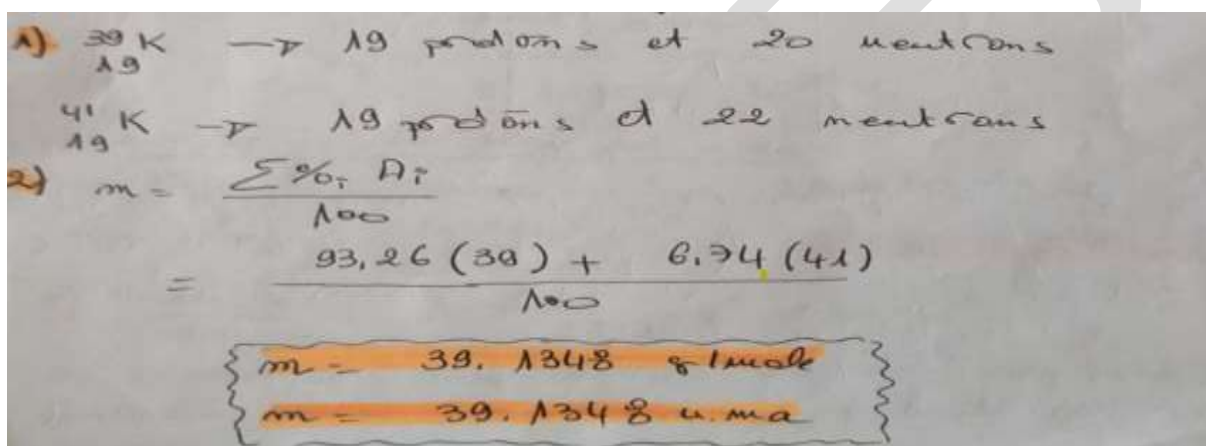
A_i : l'abondance relative de l'isotope i

exemple : Le brome Br existe sous deux formes isotopiques : ^{79}Br et ^{81}Br avec des abondances respectives de 50,69% et 49,31%. calculer la masse moyenne de brome naturel

$$M = \frac{\sum m_i \cdot A_i}{100} = \frac{79 \cdot 50,69 + 81 \cdot 49,31}{100} = 79,98$$

exercice 1 : Le potassium $_{19}\text{K}$ existe sous deux formes isotopiques $^{39}_{19}\text{K}$ et $^{41}_{19}\text{K}$ avec des abondances respectives de 93.26 % et 6.74 %.

- 1) Donner la constitution des noyaux des deux isotopes du potassium.
- 2) Déterminer la masse atomique du potassium naturel.



Exercice 2 : La masse atomique moyenne du soufre naturel $_{16}\text{S}$ est de 32.0644 u. Cet élément se compose de 4 isotopes. Compléter le tableau suivant :

Isotope	1	2	3	4
Masse atomique M_i (u)	31.9721	32.9714	33.9678	$M_4 ?$
Abondance isotopique A_i (%)	95.02	$A_2 ?$	4.21	0.02

$$\begin{cases} m = \frac{\sum \%_i \cdot m_{i}}{100} \\ \text{et} \quad \sum \% = 100 \end{cases} \quad \text{on trouve donc}$$

$$\begin{cases} 95,02 + A_2 + 4,21 + 0,02 = 100 \quad \text{--- (1)} \\ \frac{95,02 \cdot 31,9721 + A_2 \cdot 32,9714 + 33,9678 \cdot 4,21 + M_4 \cdot 0,02}{100} = 32,0644 \quad \text{--- (2)} \end{cases}$$

A partir de (1) on trouve $A_2 = 0,75$

on remplace dans l'équation (2) on trouve $M_4 = 35,9035$