

## V-3 Série d'exercices avec solution

### Exercice 1.

On considère les atomes de numéro atomique  $Z$  connu tels que  ${}_7N$ ,  ${}_{19}K$ ,  ${}_{21}Sc$ ,  ${}_{24}Cr$ ,  ${}_{25}Mn$ ,  ${}_{26}Fe$ ,  ${}_{29}Cu$ ,  ${}_{30}Zn$ ,  ${}_{47}Ag$  et  ${}_{79}Au$ .

- 1- Déterminer la structure électronique, la disposition spatiale et préciser le nombre d'électrons de valence.
- 2- Classifier ces éléments par période et par groupe.
- 3- Donner la disposition spatiale et le numéro atomique de l'élément  $Cs$ .

### Corrigé 1.

1- La structure électronique, la disposition spatiale et le nombre d'électrons de valence sont reportés dans le tableau suivant :

2-  ${}_7N$  est un élément du groupe VA et de période  $n = 2$ .

${}_{19}K$ ,  ${}_{21}Sc$ ,  ${}_{24}Cr$ ,  ${}_{25}Mn$ ,  ${}_{26}Fe$ ,  ${}_{29}Cu$  et  ${}_{30}Zn$  ont une période  $n = 4$  et font partie respectivement des groupes  $IA$ ,  $IIIB$ ,  $VIB$ ,  $VIIIB$ ,  $VIIIB$ ,  $IB$  et  $IIB$ .

${}_{47}Ag$  et  ${}_{79}Au$  sont des éléments de la famille  $IB$  et ont respectivement la période  $n = 5$  et  $n = 6$ .

Les métaux de transition  ${}_{21}Sc$ ,  ${}_{24}Cr$ ,  ${}_{25}Mn$ ,  ${}_{26}Fe$ ,  ${}_{29}Cu$  et  ${}_{30}Zn$  ont une couche de valence de type  $(n-1)d^y ns^x$  tel que  $1 \leq x < 2$  et  $1 \leq y < 10$ .

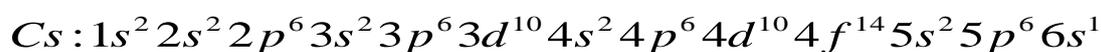
Règle de Klechkowski	disposition spatiale	Electrons valence
----------------------	----------------------	----------------------

${}_{7}N : 1s^2 2s^2 2p^3$	$[He]2s^2 2p^3$	4
${}_{19}K : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$[Ar]4s^1$	1
${}_{21}Sc : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^1$	$[Ar]3d^1 4s^2$	3
${}_{24}Cr : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$	$[Ar]3d^5 4s^1$	6
${}_{25}Mn : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$	$[Ar]3d^5 4s^2$	7
${}_{26}Fe : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	$[Ar]3d^6 4s^2$	8
${}_{29}Cu : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	$[Ar]3d^{10} 4s^1$	11
${}_{30}Zn : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	$[Ar]3d^{10} 4s^2$	2
${}_{47}Ag : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1 4d^{10}$	$[Kr]4d^{10} 5s^1$	11
${}_{79}Au :$	$[Xe]5d^{10} 6s^1$	11
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 6s^1 4f^1 5d^{10}$		

3- Donner la disposition spatiale et le numéro atomique de l'élément *Cs*.

Le césium  ${}_{69}Cs$  est de la même famille *IA* et montre une période  $n = 6$ .

La structure électronique du césium *Cs* d'après la règle de Klechkowski est:



La disposition spatiale du césium est:  $[Xe]6s^1$

Le numéro atomique est  $Z = 55$

## Exercice 2.

1- Déterminer la disposition spatiale des éléments  $_{19}K$ ,  $_{12}Mg$ ,  $_{17}Cl$ ,  $_{18}Ar$ ,  $_{35}Br$ ,  $_{22}Ti$  et  $_{37}Rb$ .

2- Donner les ions possibles que forment ces éléments.

## Corrigé 2.

1-  $_{19}K : [Ar]4s^1$ ,  $_{12}Mg : [Ne]3s^2$ ,  $_{18}Ar : [Ne]3s^2 3p^6$ ,

$_{17}Cl : [Ne]3s^2 3p^5$ ,  $_{35}Br : [Ar]3d^{10} 4s^2 4p^5$ ,

$_{22}Ti : [Ar]3d^2 4s^2$ ,  $_{37}Rb : [Kr]5s^1$

2- Le potassium tend vers la structure stable d'un gaz inerte qui est l'argon. Il donne un seul ion  $_{19}K^+$ .

Le magnésium donne deux ions  $_{12}Mg^+$  et  $_{12}Mg^{2+}$ .

L'argon est un gaz inerte stable, donc il ne forme pas d'ion.

Le chlore donne un seul ion  $_{17}Cl^-$

Le brome donne un seul ion  $_{35}Br^-$

Le titane donne quatre ions possibles  $_{22}Ti^+$ ,  $_{22}Ti^{2+}$ ,  $_{22}Ti^{3+}$  et  $_{22}Ti^{4+}$ .

$_{22}Ti^{3+}$  et  $_{22}Ti^{4+}$  sont les plus stables.

Le rubidium donne un seul ion possible  $_{37}Rb^+$ .

## Exercice 3.

Donner les symboles et nommer les éléments principaux (leur couche de valence est de type  $ns^x np^y$  où  $1 \leq x \leq 2$  et  $0 \leq y \leq 6$ .) ayant une couche externe à 8 électrons.

Quel est le nom de leur groupe ?

Ont-ils des propriétés chimiques variées ?

Quelles sont leurs caractéristiques physiques ?

Ont-ils des utilisations en industrie ?

une couche de valence de type  $ns^x np^y$  tel que  $1 \leq x \leq 2$  et  $0 \leq y < 6$ .

### **Corrigé 3.**

Les éléments principaux ayant une couche externe à huit électrons sont les gaz rares :

Ne (Z=10) ; Ar (Z=18) ; Kr (Z=36) ; Xe (Z=54) ; Rn (Z=86)

Les six gaz rares sont inertes.

Ils ne sont pas nocifs pour nous, c'est pourquoi ils ont plusieurs utilités.

Nous donnons quelques exemples de leurs applications.

#### **L'hélium:**

- Dans les bonbonnes de plongée des grandes profondeurs
- En cryogénie à cause de sa basse température à l'état liquide.

#### **L'argon et le néon:**

- Dans les enseignes lumineuses et dans les lasers.

#### **Le radon:**

- Dans les industries, il sert initier et à influencer des réactions chimiques.
- Dans les appareils servant à prévenir les tremblements de terre.
- En médecine, pour les traitements anti-cancer.

**Le xénon:**

- Dans les industries de fabrication des lampes à haute intensité
- Dans les lasers à ultraviolet.
- En médecine, surtout pour les anesthésies.

**Le krypton:**

- Dans certaines ampoules électriques incandescentes et fluorescentes
- Dans les lasers et l'holographie.

**Exercice 4.**

1- Ecrire les réactions d'ionisation du  ${}_4\text{Be}$ .

2- Calculer l'énergie de l'atome de béryllium  ${}_4\text{Be}$ ,  ${}_3\text{Be}^+$ ,  ${}_2\text{Be}^{2+}$ ,  ${}_1\text{Be}^{3+}$  et  $\text{Be}^{4+}$  dans leur état fondamental.

3- Calculer les énergies d'ionisation.

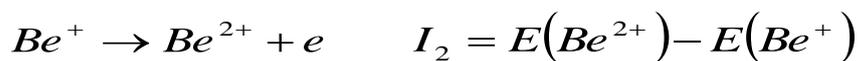
**Corrigé 4.**

1-  ${}_4\text{Be} : 1s^2 2s^2$

Première ionisation:



Seconde ionisation:



Troisième ionisation:



Quatrième ionisation:



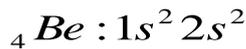
2- Le calcul de l'énergie de première ionisation nécessite la détermination de la charge nucléaire effective, l'énergie de l'électron  $i$  pour chaque groupe de Slater et l'énergie totale de chaque atome par les relations suivantes:

La charge effective de l'électron  $i$  est donnée par

$$Z_i^* = Z - \sum \sigma_{j \rightarrow i}$$

L'énergie de l'électron  $i$  est donnée par  $E_i = \left( \frac{Z_i^*}{n} \right)^2 E_1$

$$E_1 = -13.6 eV$$



L'énergie totale de l'atome de  ${}_4Be$  est donnée par:

$$E(Be) = 2E_{1s} + 2E_{2s}$$

$$Z_{1s}^* = Z - \sum 1\sigma_{1s \rightarrow 1s} = 4 - 0.3 = 3.7$$

$$Z_{2s}^* = Z - (\sum 1\sigma_{2s \rightarrow 2s} + 2\sigma_{2s \rightarrow 1s}) = 4 - (0.35 + 2 \times 0.85) = 1.97$$

$$E_{1s} = (-13.6) \left( \frac{3.7}{1} \right)^2 = -186.18 eV$$

$$E_{2s} = (-13.6) \left( \frac{1.97}{2} \right)^2 = -13.19 eV$$

$$E(Be) = 2E_{1s} + 2E_{2s} = 2(-186.18 - 13.19) = -398.74 eV \quad 3-$$

L'énergie de première ionisation est donnée par la relation:

$$E(Be^+) = 2E_{1s} + E_{2s}$$

$$Z_{1s}^* = Z - \sum 1\sigma_{1s \rightarrow 1s} = 4 - 0.3 = 3.7$$

$$Z_{2s}^* = Z - \left( \sum 2\sigma_{1s \rightarrow 2s} \right) = 4 - (2 \times 0.85) = 2.3$$

$$E_{1s} = (-13.6) \left( \frac{3.7}{1} \right)^2 = -186.18 eV$$

$$E_{2s} = (-13.6) \left( \frac{2.3}{2} \right)^2 = -17.98 eV$$

$$E(Be^+) = 2E_{1s} + E_{2s} = 2(-186.18) - 17.18 = -390.34 eV$$

L'énergie de la seconde ionisation est donnée par la relation:

$$E(Be^{2+}) = 2E_{1s}$$

$$Z_{1s}^* = Z - \sum 1\sigma_{1s \rightarrow 1s} = 4 - 0.3 = 3.7$$

$$E_{1s} = (-13.6) \left( \frac{3.7}{1} \right)^2 = -186.18 eV$$

$$E(Be^{2+}) = 2E_{1s} = -372.36 eV$$

L'énergie de la troisième ionisation est donnée par la relation:

$$E(Be^{3+}) = E_{1s}$$

Dans ce cas, il n'y a pas effet d'écran

$$Z_{1s}^* = Z = 4$$

$$E_{1s} = (-13.6) \left( \frac{4}{1} \right)^2 = -217.6 eV$$

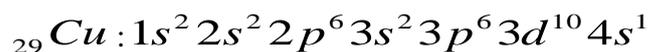
$$E(Be^{3+}) = E_{1s} = 217.6 eV$$

$Be^{3+}$  est un hydrogénite

L'application des règles de Slater permet de déterminer rapidement une valeur assez rapprochée de l'énergie d'ionisation.

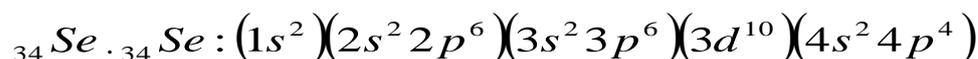
### Exercice 5.

La configuration électronique du cuivre est donnée par:



1- Calculer la charge nucléaire effective d'un électron sur l'orbitale  $4s$  et celle d'un électron sur l'orbitale  $3d$ .

2- Déterminer la charge nucléaire effective d'un électron sur l'orbitale  $4p$  de



### Corrigé 5.

1-

$$Z_{1s}^* = Z - \sum 1\sigma_{1s \rightarrow 1s} = 4 - 0.3 = 3.7$$



$$Z_{4s}^* = Z - [10\sum \sigma_{3d \rightarrow 4s} + 8\sum \sigma_{3s,3p \rightarrow 4s} + 8\sum \sigma_{2s,2p \rightarrow 4s} + 2\sum \sigma_{1s \rightarrow 4s}]$$

$$Z_{4s}^* = 29 - [18(0.85) + 10] = 3.7$$

$$Z_{3s}^* = Z - [9\sum \sigma_{3d \rightarrow 3d} + 8\sum \sigma_{3s,3p \rightarrow 3d} + 8\sum \sigma_{2s,2p \rightarrow 3d} + 2\sum \sigma_{1s \rightarrow 3d}]$$

$$Z_{3s}^* = 29 - [9(0.35) + 8 + 10] = 7.85$$

2-

$$Z_{4p}^* = Z - [10\sum \sigma_{3d \rightarrow 4s} + 8\sum \sigma_{3s,3p \rightarrow 4s} + 8\sum \sigma_{2s,2p \rightarrow 4s} + 2\sum \sigma_{1s \rightarrow 4s}]$$

$$Z_{4p}^* = Z - [5\sum \sigma_{4s,4p \rightarrow 4p} + 10\sum \sigma_{3d \rightarrow 4p} + 8\sum \sigma_{3s,3p \rightarrow 4p} + 2\sum \sigma_{1s \rightarrow 4p}]$$

$$Z_{4p}^* = 34 - [5(0.35) + 18(0.85) + 8 + 2] = 6.95$$

### Exercice 6.

Déterminer l'électronégativité  $\chi$  des éléments  $H$ ,  $Cl$  et  $Br$  dans l'échelle de Pauling en se servant des données du tableau suivant:

	$H - H$	$F - F$	$Cl - Cl$	$Br - Br$	$H - F$	$H - Cl$	$H - Br$
Longueur de (Å)	0.74	1.42	1.99	2.28	0.92	1.28	1.42
$\Delta H_{298}$ ( $kJ.mol^{-1}$ )	431.5	150.5	238.5	150	560.1	430.5	360

L'électronégativité du fluor  $\chi_F = 4$ . La différence d'électronégativité entre 2 éléments dans l'échelle de Pauling obéit à la relation :

$$\Delta H_{AB} = \frac{1}{2}(\Delta H_{AA} + \Delta H_{BB}) + 96.39(\chi_A - \chi_B)^2 kJ.mol^{-1}$$

### Corrigé 6.

On définit l'électronégativité comme la tendance d'un atome à attirer vers lui les électrons de la liaison.

On considère la molécule  $AB$  où les atomes  $A$  et  $B$  sont respectivement moins et plus électronégatifs. Le calcul de l'électronégativité  $\chi$  à l'échelle de Pauling suppose que l'électronégativité du fluor  $\chi_F = 4$ .



$$\Delta H_{A-B} = \frac{1}{2}(\Delta H_{A-A} + \Delta H_{B-B}) + \Delta_{AB}$$

$\Delta_{AB}$  est l'énergie de liaison supplémentaire

$$\Delta_{AB} = 96.39(\chi_A - \chi_B)^2 kJ.mol^{-1}$$

L'enthalpie de dissociation de la molécule  $AB$  est:

$$\Delta H_{AB} = \frac{1}{2}(\Delta H_{AAB} + \Delta H_{BB}) + 96.39(\chi_A - \chi_B)^2 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$(\chi_A - \chi_B) = \left[ \frac{\Delta H_{AB} - \frac{1}{2}(\Delta H_{AAB} + \Delta H_{BB})}{96.39} \right]^{\frac{1}{2}} (\text{kJ.mol}^{-1})$$

Pour la molécule  $HF$  :  $\chi_F - \chi_H = 1.76$   $\chi_H = 2.24$

Pour la molécule  $HCl$  :  $\chi_{Cl} - \chi_H = 1.34$

$$\chi_{Cl} = 3.58$$

Pour la molécule  $HBr$  :  $\chi_{Br} - \chi_H = 1.34$

$$\chi_{Br} = 3.36$$

## V-3 Série supplémentaire

### Exercice 1.

- 1- En se basant sur les règles de Slater, montrer que l'électron de valence du potassium est placé dans la sous couche 4s au lieu de 3d.
- 2- Calculer les valeurs de la première et de la deuxième énergie d'ionisation du potassium K ( $Z=19$ ). Expliquer la différence entre ces deux valeurs.

### Exercice 2.

- 1- Combien d'électrons contient au maximum la troisième couche.
- 2- Combien d'éléments comporte la troisième période.
- 3- Déterminer la valeur de  $Z$  pour que la troisième couche soit remplie.

### Exercice 3.

- 1- Définir l'énergie d'ionisation, l'affinité électronique et l'électronégativité d'un atome.
- 2- Comment varient le rayon atomique, l'énergie d'ionisation, l'affinité électronique et l'électronégativité d'un élément suivant une colonne et une période.

### Exercice 4.

- 1- Donner les ions que forme un atome de Fe.
- 2- Déterminer l'ion le plus stable.

### Exercice 5.

Déterminer les éléments qui présentent des ions chargés  $3+$  de configuration électronique suivante:

[Ar]  $3d^3$ , [Xe]  $4f^{14}5d^6$ , [Ne] et [Kr].

**Exercice 6.**

En considérant l'état fondamental, classer les ions  $\text{Pd}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{S}^{2-}$  et  $\text{V}^{4+}$  suivants par nombre croissant d'électrons célibataires.

**Exercice 7.**

Les ions  $\text{K}^+$  et  $\text{Cl}^-$  ont la même configuration électronique. Expliquer pourquoi il n'ont pas le même rayon ionique.

**Exercice 8.**

1- Donnez la configuration électronique à l'état fondamental de l'élément  $_{11}\text{Na}$ .

2- Placez les électrons dans les cases quantiques.

3- Précisez la place de l'élément sodium dans la classification périodique.

4- Quelle est la famille chimique au quelle il appartient.

5- Déterminer l'ion que donne facilement cet élément.

L'énergie de première ionisation de cet élément vaut 5,14 eV.

6- Une radiation de longueur d'onde  $\lambda = 201,9 \text{ nm}$  permet-elle la première ionisation de cet atome pris dans son état fondamental ? Si oui calculez l'énergie cinétique de l'électron éjecté.