

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 $1 \leq y < 10$.

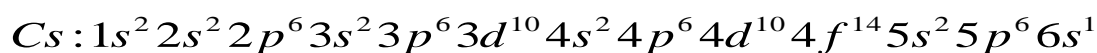
Règle de Klechkowski	disposition spatiale	Electrons valence
----------------------	----------------------	----------------------

${}_{7}N : 1s^2 2s^2 2p^3$	$[He]2s^2 2p^3$	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 ${}_4\text{Be}$.

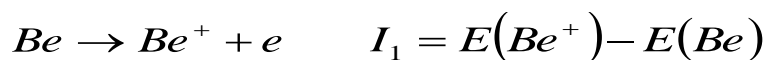
2- Calculer l'énergie de l'atome de béryllium ${}_4\text{Be}$, ${}_3\text{Be}^+$, ${}_2\text{Be}^{2+}$, ${}_1\text{Be}^{3+}$ et Be^{4+} dans leur état fondamental.

3- Calculer les énergies d'ionisation.

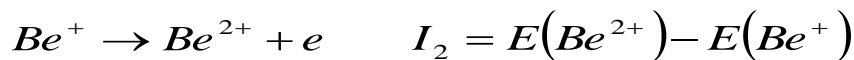
Corrigé 4.

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

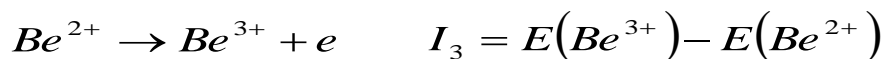
Première ionisation:



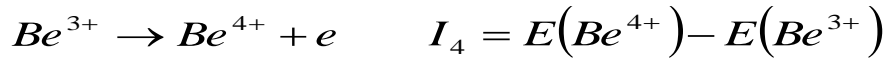
Seconde ionisation:



Troisième ionisation:



Quatrième ionisation:



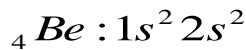
2- Le calcul de l'énergie de première ionisation nécessite la détermination de la charge nucléaire effective, l'énergie de l'électron i pour chaque groupe de Slater et l'énergie totale de chaque atome par les relations suivantes:

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 $E_i = \left(\frac{Z^*}{n} \right)^2 E_1$

$$E_1 = -13.6 eV$$



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

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

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

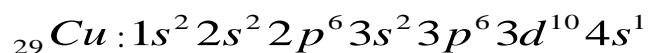
$$E(Be^{3+}) = E_{1s} = 217.6 eV$$

Be^{3+} est un hydrogénite

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

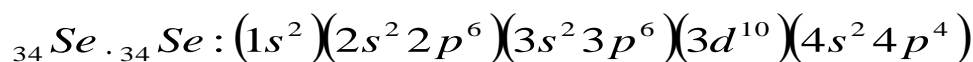
Exercice 5.

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 $3d$.

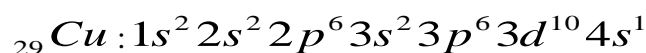
2- Déterminer la charge nucléaire effective d'un électron sur l'orbitale $4p$ de



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 χ 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
ΔH_{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 χ à l'échelle de Pauling suppose que l'électronégativité du fluor $\chi_F = 4$.



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

Δ_{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 Pd^{2+} , Mn^{2+} , S^{2-} et V^{4+} suivants par nombre croissant d'électrons célibataires.

Exercice 7.

Les ions K^+ et 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.