

# Exercices corrigés complémentaires de l'Atomistique

Module : Atomistique et liaisons chimiques

Première année des années préparatoires

Pr. Khadija HABOUBI

**Exercice 1:**

Le cuivre naturel est composé de deux isotopes stables de masses atomiques respectives 62,929 et 64,927. Le numéro atomique du cuivre est  $Z=29$ .  
Indiquer la composition des deux isotopes.  
Sachant que la masse molaire du mélange isotopique naturel est de 63,540, calculer l'abondance des deux isotopes.

**Réponse**

Cu :  $Z = 29$

Isotope 1 :  $M_1 = 62,929 \text{ g mol}^{-1} \Leftrightarrow A_1 = 63 \Rightarrow N_1 = 34$

29 protons ; 29 électrons et 34 neutrons

Isotope 2 :  $M_2 = 64,927 \text{ g mol}^{-1} \Leftrightarrow A_2 = 65 \Rightarrow N_1 = 36$

29 protons ; 29 électrons et 36 neutrons

$M = \sum x_i M_i$

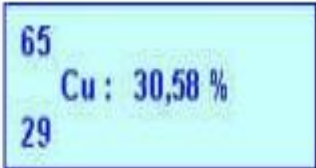
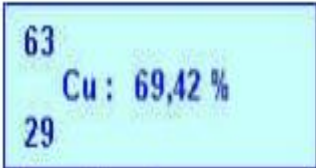
$M_{\text{cu}} = x_1 M_1 + x_2 M_2$

$\sum x_i = 1 \Rightarrow x_1 + x_2 = 1 \Rightarrow x_2 = 1 - x_1$

$M_{\text{cu}} = x_1 M_1 + (1 - x_1) M_2 = x_1 M_1 + M_2 + x_1 M_2$

$M_{\text{cu}} - M_2 = x_1 ( M_1 - M_2 )$

$x_1 = (M_{\text{cu}} - M_2) / (M_1 - M_2) = (63,540 - 64,927) / ( 62,929 - 64,927 ) = 0,6942$



## Exercice2:

Le potassium ( $Z=19$ ) existe sous forme de trois isotopes :  $^{39}\text{K}$ ,  $^{40}\text{K}$  et  $^{41}\text{K}$  dont les masses atomiques respectives sont : 38,9637 ; 39,9640 ; 40,9618 u.m.a .

L'isotope  $^{40}\text{K}$  est le plus rare, son abondance naturelle est de 0,012 %.

Sachant que la masse molaire du potassium naturel est 39,102 u.m.a, calculer les abondances naturelles des isotopes 39 et 41 dans le potassium naturel.

Calculer l'énergie de liaison du noyau de l'isotope 39 en J / mol de noyaux puis en MeV / noyau puis en MeV / nucléon.

## Réponse:

Potassium K :

Isotope	Masse Molaire	Abondance
Isotope 1 (K 39)	$M_1 = 38,9677$	$x_1$
Isotope 2 (K 40)	$M_2 = 39,9640$	$x_2 = 0,00012$
Isotope 2 (K 41)	$M_3 = 40,9618$	$x_3$

$$M = \sum x_i M_i$$

$$M_K = x_1 M_1 + x_2 M_2 + x_3 M_3$$

$$x_1 + x_2 + x_3 = 1$$

$$x_2 = 0,00012 \Rightarrow x_1 + x_3 = 0,99988 \Rightarrow x_3 = 0,99988 - x_1$$

$$M_K = x_1 M_1 + 0,00012 M_2 + (0,99988 - x_1) M_3$$

$$M_K = x_1 M_1 + 0,00012 M_2 + 0,99988 M_3 - x_1 M_3$$

$$M_K - 0,00012 M_2 - 0,99988 M_3 = x_1 (M_1 - M_3)$$

$$x_1 = (M_K - 0,00012 M_2 - 0,99988 M_3) / (M_1 - M_3)$$

$$x_1 = (39,102 - 0,00012 * 39,9640 - 0,99988 * 40,9618) / (38,9637 - 40,9618)$$

$$x_1 = 0,93072 \text{ et } x_3 = 0,06916$$

$$^{39}\text{K} = 93,072 \%$$

$$^{40}\text{K} = 0,012 \%$$

$$^{41}\text{K} = 6,916 \%$$

Isotope 39 :  $Z = 19$  ;  $N = 39 - 19 = 20$  neutrons

Masse théorique du noyau :  $m_{\text{théorique}} = (19 \cdot 1,00727) + (20 \cdot 1,00866) = 39,311 \text{ u.m.a}$

Masse réelle du noyau :  $m_{\text{réelle}} \equiv 38,9637 \text{ u.m.a}$

La masse réelle du noyau est inférieure à sa masse théorique.

Perte de masse :  $\Delta m = 39,311 - 38,9637 = 0,348 \text{ u.m.a / noyau} = 0,348 \text{ g / mole de noyau}$

Cette perte de masse correspond à l'énergie de cohésion du noyau (plus stable que ses composants séparés) par la relation d'Einstein  $E = \Delta m C^2$

$$E = 0,348 \cdot (3 \cdot 10^8)^2 \equiv \mathbf{3,132 \cdot 10^{13} \text{ J / mole de noyau}}$$

$$E \equiv 3,132 \cdot 10^{13} / 1,6 \cdot 10^{-19} \equiv 1,96 \cdot 10^{32} \text{ eV/mole de noyau} \equiv \mathbf{1,96 \cdot 10^{26} \text{ MeV/mole de noyau}}$$

$$E \equiv 1,96 \cdot 10^{26} / 6,022 \cdot 10^{23} \equiv \mathbf{325,5 \text{ MeV / noyau}}$$

$$E \equiv 325,5 / 39 = \mathbf{8,4 \text{ MeV / nucléon}}$$

Moyen de vérification : L'énergie de cohésion moyenne étant comprise entre 7,5 et 8,8 MeV/nucléon pour les atomes "lourds" de  $A > 15$  (voir cours) ce résultat est tout à fait plausible.

**Exercice3:**

- a) Calculer l'énergie à fournir pour ioniser à partir de leur état fondamental les ions He<sup>+</sup>; Li<sup>2+</sup> et Be<sup>3+</sup>
- b) Quelles sont les longueurs d'onde des raies limites de la série de Balmer pour He<sup>+</sup> ?

Atomes hydrogénoïdes :  $E_n = - E_0 * [ Z^2 / n^2 ]$

He<sup>+</sup> : Z = 2  $\Rightarrow E_n = - E_0 * [ 2^2 / n^2 ] = - 4 E_0 / n^2 = - 54,4 / n^2$

E.I He<sup>+</sup> = 54,4 eV

Li<sup>2+</sup> : Z = 3  $\Rightarrow E_n = - E_0 * [ 3^2 / n^2 ] = - 9 E_0 / n^2 = - 122,4 / n^2$

E.I Li<sup>2+</sup> = 122,4 eV

Be<sup>3+</sup> : Z = 4  $\Rightarrow E_n = - E_0 * [ 4^2 / n^2 ] = - 16 E_0 / n^2 = - 217,6 / n^2$

E.I Be<sup>3+</sup> = 217,6 eV

b) Balmer : retour à n = 2

$\Delta E_{3,2} = E_3 - E_2 = - 54,4 / 2^2 + 54,4 / 3^2 = 54,4 (1/4 - 1/9) = 7,556 \text{ eV} = 1,21 \cdot 10^{-8} \text{ J}$

b) Balmer : retour à n = 2

$\Delta E_{3,2} = E_3 - E_2 = - 54,4 / 2^2 + 54,4 / 3^2 = 54,4 (1/4 - 1/9) = 7,556 \text{ eV} = 1,21 \cdot 10^{-8} \text{ J}$

$\lambda = h c / \Delta E = 164,3 \text{ nm}$

$\Delta E_{\infty,2} = E_{\infty} - E_2 = - 54,4 / 4 = 13,6 \text{ eV} = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

$\lambda = h c / \Delta E = 91,3 \text{ nm}$

Nombre d'électron maxi

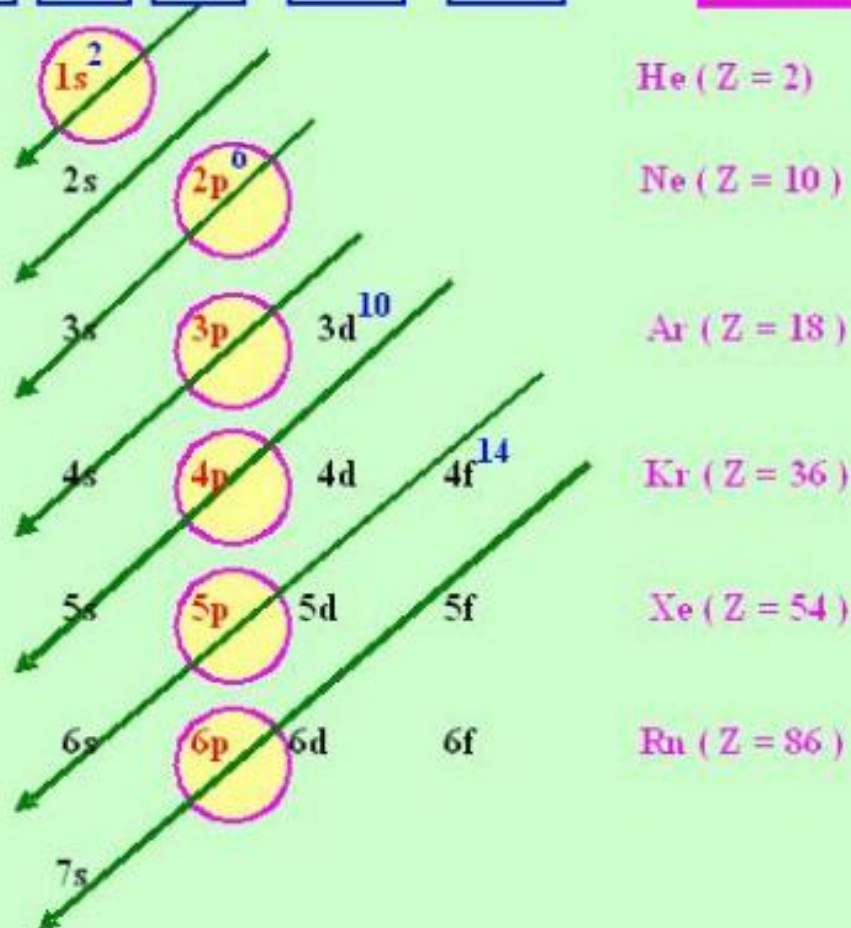
2

6

10

14

Gaz rare



⚡ Etablir les configurations électroniques complètes des édifices atomiques suivants :

Na (Z=11) - O (Z=8) - Mg (Z=12) - K<sup>+</sup>(Z=19) - N<sup>3-</sup>(Z=7) - F<sup>-</sup> (Z=9)

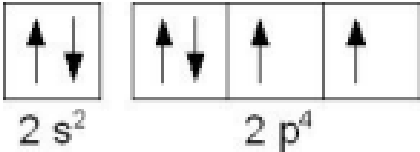
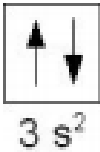
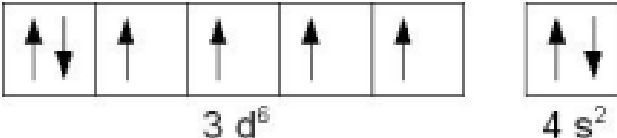
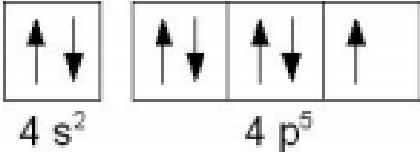
	Atome neutre	Ion
Na (Z=11)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
O (Z=8)	$1s^2 2s^2 2p^4$	
Mg (Z=12)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	
K <sup>+</sup> (Z=19)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
N <sup>3-</sup> (Z=7)	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^2$
F <sup>-</sup> (Z=9)	$1s^2 2s^2 2p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6$

Etablir les configurations électroniques simplifiées des édifices atomiques suivants :  
As(Z=33) - Fe(Z=26) - Br(Z=35) – Cs(Z=55)

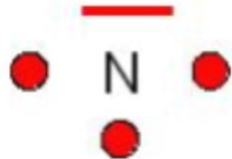
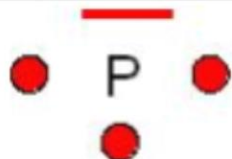
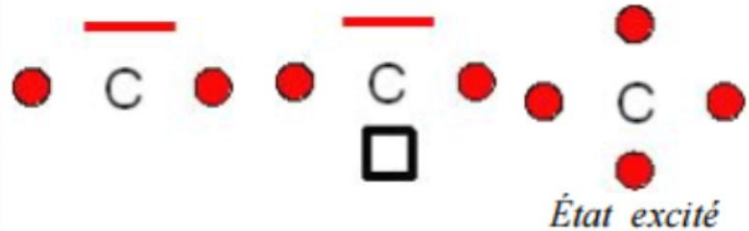
	Nombre d'électrons	Gaz rare	Configuration
As(Z=33)	18 + 15	Ar	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>
Fe(Z=26)	18 + 8	Ar	[Ar] 3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>
Br(Z=35)	18 + 17	Ar	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>
Cs(Z=55)	54 + 1	Kr	[Kr] 5s <sup>1</sup>



Donner les schémas de Lewis complets (cases quantiques) des édifices atomiques suivants :  
 O (Z=8) - Mg (Z=12) - Fe(Z=26) -Br(Z=35)

	<b>configuration</b>	<b>valence</b>	<b>Schéma de Lewis</b>
O (Z=8)	<b>[He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup></b>	<b>2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup></b>	
Mg (Z=12)	<b>[He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup></b>	<b>3s<sup>2</sup></b>	
Fe(Z=26)	<b>[Ar] 3d<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup></b>	<b>3d<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup></b>	
Br(Z=35)	<b>[Ar] 3d<sup>10</sup> 4s<sup>2</sup> 4p<sup>5</sup></b>	<b>4s<sup>2</sup> 4p<sup>5</sup></b>	

Donner les schémas de Lewis simplifiés (points et tirets) des édifices atomiques suivants :  
 N (Z=7) - P (Z=15) - C (Z=6) - F (Z=9) - B (Z=5)

	configuration	valence	Schémas de Lewis
N (Z=7)	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	
P (Z=15)	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	
C (Z=6)	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	
F (Z=9)	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	