

Corrige de la série de TD N2 de structure de la matière cycle LMD (2025-2026)

Partie d'exercices d'applications - Chimie 1- LMD (Cours)

Exercice 1

1. Pourquoi a-t-on défini le numéro atomique d'un élément chimique par le nombre de protons et non par le nombre d'électrons ?

Le numéro atomique d'un élément chimique est défini par le **nombre de protons** et non par le nombre d'électrons, car le nombre d'électrons peut varier selon les conditions chimiques (ex. : ions).

Le **nombre de protons** reste constant : c'est une propriété fondamentale de l'élément.

1. Quel est le **nombre de masse** et le **numéro atomique** des atomes et ions suivants :

^1_1H ; ^2_1H ; $^{80}_{35}\text{Br}$; $^{127}_{53}\text{I}$; $^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$; $^{24}_{12}\text{Mg}$; $^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$; $^{32}_{16}\text{S}^{2-}$; $^{12}_6\text{C}$; $^{14}_6\text{C}$; $^{59}_{27}\text{Co}$

3. Donner leur **nombre de protons, de neutrons et d'électrons**.

4. Quelle est la **nature** de chaque élément ?

Nucléide	Nombre de masse A	Nombre de protons Z	Nombre de neutrons N(N = A - Z)	Nombre d'électrons	Nature de l'élément
^1_1H	1	1	0	1	Atome neutre
^2_1H	2	1	1	1	Atome neutre
$^{80}_{35}\text{Br}$	80	35	45	35	Atome neutre
$^{127}_{53}\text{I}$	127	53	74	53	Atome neutre
$^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$	27	13	14	10 (13 - 3 e ⁻ perdus)	Ion - cation
$^{24}_{12}\text{Mg}$	24	12	12	12	Atome neutre
$^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$	24	12	12	10 (12 - 2 e ⁻ perdus)	Ion - cation
$^{32}_{16}\text{S}^{2-}$	32	16	16	18 (16 + 2 e ⁻ gagnés)	Ion - anion
$^{12}_6\text{C}$	12	6	6	6	Atome neutre
$^{14}_6\text{C}$	14	6	8	6	Atome neutre
$^{59}_{27}\text{Co}$	59	27	32	27	Atome neutre

5. Parmi les éléments cités ci-dessus, y a-t-il des isotopes ? Lesquels ?

Les isotopes :

→ $^{12}_6\text{C}$ et $^{14}_6\text{C}$

→ ^1_1H et ^2_1H

Exercice 02 :

1. Donner la composition du noyau de chaque isotope

Cu : Z = 29

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

29 protons ; 29 électrons et 34 neutrons.

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

29 rotons ; 29 électrons et 36 neutrons

2. Calculer l'abondance relative de chaque isotope ?

$$M = \sum x_i M_i$$

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

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

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

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

$$x_1 = (M_{\text{Cu}} - M_2) / (M_1 - M_2) = (63,546 - 64,9278) / (62,9296 - 64,9278) = 0,6915 = \mathbf{69,15 \%}$$

$$x_2 = 1 - x_1 = 1 - 0,6915 = 0,3085 = \mathbf{30,85 \%}$$

3. Calculer, en MeV, l'énergie de liaison de chaque isotope ?

On cherche d'abord Δm (le défaut de masse) pour chaque isotope :

$$\Delta m = (Z \times m_p + N \times m_n) - m_{\text{noyau}}$$

Constantes :

$$m_p = 1,007276 \text{ u} \quad m_n = 1,008665 \text{ u} \quad 1 \text{ uma porte } 931,5 \text{ MeV}$$

Isotope Cu-63 (Z = 29, N = 34, M = 62,9296 u)

$$\Delta m = (29 \times 1,007276 + 34 \times 1,008665) - 62,9296$$

$$\Delta m = 63,5215 - 62,9296 = 0,5919 \text{ uma}$$

Énergie de liaison :

$$E = \Delta m \times 931,5 = 0,5919 \times 931,5 = \mathbf{551,4 \text{ MeV}}$$

Énergie de liaison par nucléon :

$$E/A = 551,4 / 63 = \mathbf{8,75 \text{ MeV/nucléon}}$$

Isotope Cu-65 (Z = 29, N = 36, M = 64,9278 uma)

$$\Delta m = (29 \times 1,007276 + 36 \times 1,008665) - 64,9278$$

$$\Delta m = 65,5389 - 64,9278 = 0,6111 \text{ uma}$$

Énergie de liaison :

$$E = \Delta m \times 931,5 = 0,6111 \times 931,5 = \mathbf{569,2 \text{ MeV}}$$

Énergie de liaison par nucléon :

$$E/A = 569,2 / 65 = \mathbf{8,76 \text{ MeV/nucléon}}$$

Exercice 03 :

1. Sachant que la masse atomique de l'oxygène naturel est de 15,9994 uma et que l'abondance relative de l'isotope ^{17}O est de 0,037%. Quelles sont les abondances relatives des deux autres isotopes ?

$$x_{16} + x_{17} + x_{18} = 100$$

$$M_{\text{moy}} = [M_{16} \cdot x_{16} + M_{17} \cdot x_{17} + M_{18} \cdot x_{18}] / 100$$

Élimination de x_{18} (avec x_{17} connu) :

$$x_{18} = 100 - x_{17} - x_{16}$$

Formule finale pour x_{16} (en fonction des masses) :

$$x_{16} = \{ 100 \cdot (M_{\text{moy}} - M_{18}) - x_{17} \cdot (M_{17} - M_{18}) \} / (M_{16} - M_{18})$$

$$\text{Puis : } x_{18} = 100 - x_{17} - x_{16}$$

Substitution numérique :

$$M_{16} = 15,9949 \text{ uma} ; M_{17} = 16,9991 \text{ uma} ; M_{18} = 17,9992 \text{ uma} ; M_{\text{moy}} = 15,9994 \text{ uma} ; x_{17} = 0,037 \text{ \%}.$$

$$x_{16} = [100 \cdot (15,9994 - 17,9992) - 0,037 \cdot (16,9991 - 17,9992)] / (15,9949 - 17,9992) = \mathbf{99,757 \text{ \%}}$$

$$x_{18} = 100 - 0,037 - 99,757 = \mathbf{0,206 \text{ \%}}$$

donc :

$$^{16}\text{O} = 99,757 \text{ \%} ; ^{17}\text{O} = 0,037 \text{ \%} ; ^{18}\text{O} = 0,206 \text{ \%}.$$

3. Calculer pour chaque isotope, l'énergie de cohésion par nucléon.

Défaut de masse : $\Delta m = (Z \cdot m_p + N \cdot m_n) - m_{\text{noyau}}$

Énergie de liaison : $E = \Delta m \times c^2$ ou directement $E (\text{MeV}) = \Delta m (\text{uma}) \times 931,5$

Énergie par nucléon : $E/A = E / A$

Constantes : $m_p = 1,007276 \text{ uma}$; $m_n = 1,008665 \text{ uma}$; $m_e = 0,000549 \text{ uma}$; $1 \text{ uma} \cdot c^2 = 931,5 \text{ MeV}$

^{16}O (Z = 8, N = 8, M = 15,9949 uma)

$$\Delta m = 8 \cdot 1,007276 + 8 \cdot 1,008665 + 8 \cdot 0,000549 - 15,9949 = \mathbf{0,1370 \text{ uma}}$$

$$E = 0,1370 \times 931,5 = \mathbf{127,6 \text{ MeV}}$$

$$E/A = 127,6 / 16 = \mathbf{7,98 \text{ MeV/nucléon}}$$

$$^{17}\text{O} \quad (Z = 8, N = 9, M = 16,9991 \text{ uma})$$

$$\Delta m = \mathbf{0,1415 \text{ uma}} \rightarrow E = \mathbf{131,8 \text{ MeV}} \rightarrow E/A = \mathbf{7,75 \text{ MeV/nucléon}}$$

$$^{18}\text{O} \quad (Z = 8, N = 10, M = 17,9992 \text{ uma})$$

$$\Delta m = \mathbf{0,1501 \text{ uma}} \rightarrow E = \mathbf{139,8 \text{ MeV}} \rightarrow E/A = \mathbf{7,77 \text{ MeV/nucléon}}$$