

CHAPITRE I

**STRUCTURE DE L'ATOME  
CONNAISSANCES GENERALES**

**Définitions et notions devant être acquises** : Atome - Electron -Proton – Neutron- Nucléon –Isotope- Elément chimique- Nombre d'Avogadro ( $\mathcal{N}$ ) – Constante de Planck ( $h$ )- Constante de Rydberg ( $R_H$ )- Célérité de la lumière ( $c$ ) -Masse molaire ( $M$ )- Mole - Molécule -Unité de masse atomique - Défaut de masse.

**Exercice I. 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?

**Exercice I. 2.**

Lequel des échantillons suivants contiennent le plus de fer ?

- 0.2 moles de  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- 20g de fer
- 0.3 atome- gramme de fer
- $2.5 \times 10^{23}$  atomes de fer

Données :  $M_{\text{Fe}}=56\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$M_{\text{S}}=32\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Nombre d'Avogadro  $\mathcal{N}=6,023 \cdot 10^{23}$

**Exercice I. 3.**

Combien y a-t-il d'atomes de moles et de molécules dans 2g de dihydrogène ( $\text{H}_2$ ) à la température ambiante.

**Exercice I. 4.**

Un échantillon d'oxyde de cuivre  $\text{CuO}$  a une masse  $m = 1,59$  g.

Combien y a-t-il de moles et de molécules de  $\text{CuO}$  et d'atomes de Cu et de O dans cet échantillon ?

$M_{\text{Cu}}= 63,54\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M_{\text{O}}= 16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Exercice I. 5.**

Un échantillon de méthane  $\text{CH}_4$  a une masse  $m = 0,32$  g.

Combien y a-t-il de moles et de molécules de  $\text{CH}_4$  et d'atomes de C et de H dans cet échantillon ?

$M_{\text{C}}=12\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

### Exercice I. 6.

Les masses du proton, du neutron et de l'électron sont respectivement de  $1,6723842 \cdot 10^{-24}$ g,  $1,6746887 \cdot 10^{-24}$ g et  $9,109534 \cdot 10^{-28}$ g.

1. Définir l'unité de masse atomique (u.m.a). Donner sa valeur en g avec les mêmes chiffres significatifs que les masses des particules du même ordre de grandeur.
2. Calculer en u.m.a. et à  $10^{-4}$  près, les masses du proton, du neutron et de l'électron.
3. Calculer d'après la relation d'Einstein (équivalence masse-énergie), le contenu énergétique d'une u.m.a exprimé en MeV.  
( $1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}$  Joules)

### Exercice I. 7.



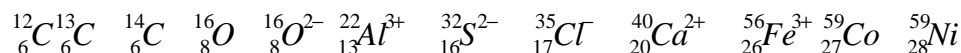
1. On peut porter des indications chiffrées dans les trois positions A, Z et q au symbole X d'un élément. Que signifie précisément chacune d'elle ?
2. Quel est le nombre de protons, de neutrons et d'électrons présents dans chacun des atomes ou ions suivants :  ${}^{19}_9 F$      ${}^{24}_{12} Mg^{2+}$      ${}^{79}_{34} Se^{2-}$
3. Quatre nucléides A, B, C et D ont des noyaux constitués comme indiquée ci-dessous :

	A	B	C	D
Nombre de protons	21	22	22	20
Nombre de neutrons	26	25	27	27
Nombre de masses	47	47	49	47

Y a-t-il des isotopes parmi ces quatre nucléides ?

### Exercice I. 8.

Quel est le nombre de protons, de neutrons et d'électrons qui participent à la composition des structures suivantes :



### Exercice I. 9.

1. Le noyau de l'atome d'azote N ( $Z=7$ ) est formé de 7 neutrons et 7 protons. Calculer en u.m.a la masse théorique de ce noyau. La comparer à sa valeur réelle de 14,007515u.m.a. Calculer l'énergie de cohésion de ce noyau en J et en MeV.

$$m_p = 1,007277 \text{ u.m.a.}$$

$$m_n = 1,008665 \text{ u.m.a.}$$

$$m_e = 9,109534 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

$$\mathcal{N} = 6,023 \cdot 10^{23}$$

$$h = 6.62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$$

$$R_H = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$c = 3 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$$

2. Calculer la masse atomique de l'azote naturel sachant que :

$^{14}\text{N}$  a une masse de 14,007515u.m.a et une abondance isotopique de 99,635%

$^{15}\text{N}$  a une masse de 15,004863u.m.a et une abondance isotopique de 0,365%

### Exercice I. 10.

Considérons l'élément phosphore P ( $Z=15$ ) (isotopiquement pur, nucléide  $^{31}_{15}\text{P}$ ):

1. Déterminer, en u.m.a et avec la même précision que l'exercice précédent, la masse du noyau, puis celle de l'atome de phosphore.
2. Est-il raisonnable de considérer que la masse de l'atome est localisée dans le noyau ?
3. Calculer la masse atomique molaire de cet élément.
4. La valeur réelle est de 30,9738 g. mol<sup>-1</sup>. Que peut-on en conclure ?

### Exercice I. 11.

L'élément gallium Ga ( $Z=31$ ) possède deux isotopes stables  $^{69}\text{Ga}$  et  $^{71}\text{Ga}$ .

1. Déterminer les valeurs approximatives de leurs abondances naturelles sachant que la masse molaire atomique du gallium est de 69,72 g.mol<sup>-1</sup>.
2. Pourquoi le résultat n'est-il qu'approximatif ?
3. Il existe trois isotopes radioactifs du gallium  $^{66}\text{Ga}$ ,  $^{72}\text{Ga}$ , et  $^{73}\text{Ga}$ . Prévoir pour chacun son type de radioactivité et écrire la réaction correspondante.

$^{69}\text{Ga}$  : 31 protons et 38 neutrons - Isotope stable

$^{71}\text{Ga}$  : 31 protons et 40 neutrons - Isotope stable

**Exercice I. 12.**

L'élément silicium naturel Si ( $Z=14$ ) est un mélange de trois isotopes stables :  $^{28}\text{Si}$ ,  $^{29}\text{Si}$  et  $^{30}\text{Si}$ . L'abondance naturelle de l'isotope le plus abondant est de 92,23%.

La masse molaire atomique du silicium naturel est de  $28,085 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

1. Quel est l'isotope du silicium le plus abondant ?
2. Calculer l'abondance naturelle des deux autres isotopes.

**Exercice I. 13.**

L'élément magnésium Mg ( $Z=12$ ) existe sous forme de trois isotopes de nombre de masse 24, 25 et 26. Les fractions molaires dans le magnésium naturel sont respectivement : 0,101 pour  $^{25}\text{Mg}$  et 0,113 pour  $^{26}\text{Mg}$ .

1. Déterminer une valeur approchée de la masse molaire atomique du magnésium naturel.
2. Pourquoi la valeur obtenue n'est-elle qu'approchée ?

## CHAPITRE I : Exercices corrigés

### *Structure de l'atome : Connaissances générales*

#### **Exercice I. 1.**

Le numéro atomique d'un élément chimique est défini par le nombre de protons car celui-ci ne change jamais contrairement au nombre de neutrons et d'électrons.

#### **Exercice I. 2.**

**Rappel** : Dans une mole, il y a  $\mathcal{N}$  particules (atomes ou molécules)

0.2 moles de  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  correspond à 0,4 moles d'atomes (ou atome-gramme) de fer

20g de fer correspond à  $n = m/M_{\text{Fe}} = 20/56 = 0,357$  moles d'atomes de fer.

0.3 atome-gramme de fer ou 0,3 mole d'atomes de fer.

$2.5 \times 10^{23}$  atomes de fer correspond à  $n = \text{nombre d'atomes} / \mathcal{N}$   
 $= 0,415$  moles d'atomes de fer

C'est ce dernier échantillon qui contient le plus de fer

#### **Exercice I. 3.**

$M_{\text{H}} = 1 \text{g.mol}^{-1}$  nombre de moles :  $n = m / M$   
2g de  $\text{H}_2$  correspond à  $n = 2/2 = 1$  mole de molécules, à  $1.6,02310^{23}$  molécules et à  $2.6,02310^{23}$  atomes de H.

#### **Exercice I. 4.**

Nombre de mole de  $\text{CuO}$  :  $n = m/M_{\text{CuO}} = 1,59/(63,54+16) = 0,01999$  moles

Nombre de molécules de  $\text{CuO}$  =  $(m/M_{\text{CuO}}) \cdot \mathcal{N} = 0,12 \cdot 10^{23}$  molécules

Nombre d'atomes de Cu = nombre d'atomes de O

=  $(m/M_{\text{CuO}}) \cdot \mathcal{N} = 0,12 \cdot 10^{23}$  atomes

#### **Exercice I. 5.**

Nombre de mole de  $\text{CH}_4$  :  $n = m/M_{\text{CH}_4} = 0,32/(12 + 4) = 0,02$  moles

Nombre de molécules de  $\text{CH}_4$  =  $n \cdot \mathcal{N} = (m/M_{\text{CH}_4}) \cdot \mathcal{N} = 0,12 \cdot 10^{23}$  molécules

Nombre d'atomes de C = nombre de molécules de CH<sub>4</sub> =

$$1.n \cdot \mathcal{N} = (m/M_{\text{CH}_4}) \cdot \mathcal{N} = 0,12 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

Nombre d'atomes de H = 4 nombre de molécules de CH<sub>4</sub> =

$$4.n \cdot \mathcal{N} = 4 \cdot 0,12 \cdot 10^{23} = 0,48 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

### Exercice I. 6.

1. Définition de l'unité de masse atomique : L'unité de masse atomique (u.m.a.) : c'est le douzième de la masse d'un atome de l'isotope de carbone  $^{12}_6\text{C}$  (de masse molaire 12,0000g)

La masse d'un atome de carbone est égale à : 12,0000g/ $\mathcal{N}$

Avec N (nombre d'Avogadro) = 6.023. 10<sup>23</sup>

$$1 \text{ u.m.a} = 1/12 \times (12,0000/\mathcal{N}) = 1/\mathcal{N} = 1,66030217 \cdot 10^{-24} \text{ g.}$$

2. Valeur en u.m.a. des masses du proton, du neutron et de l'électron.

$$m_p = 1,007277 \text{ u.m.a.} \quad m_n = 1,008665 \text{ u.m.a.}$$

$$m_e = 0,000549 \text{ u.m.a.}$$

$$E (1 \text{ u.m.a}) = mc^2 = 1,66030217 \cdot 10^{-24} \cdot 10^{-3} \times (3 \cdot 10^8)^2 \\ = 1,494271957 \cdot 10^{-10} \text{ J}$$

$$E = 1,494271957 \cdot 10^{-10} / 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ (eV)} = 934 \text{ MeV}$$

### Exercice I. 7.

1. A : nombre de masse = nombre de protons + nombre de neutrons  
Z : numéro atomique ou nombre de protons  
q : nombre de charge = nombre de protons – nombre d'électrons

2. Element	nombre de masse	Protons	neutrons	électrons
$^{19}_9\text{F}$	19	9	10	9
$^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$	24	12	12	10
$^{79}_{34}\text{Se}^{2-}$	79	34	45	36

3. B et C sont des isotopes car ils possèdent le même nombre de protons mais des nombres de masse différents.

### Exercice I. 8.

2. Elément	nombre de masse	protons	neutrons	électrons
${}^12_6\text{C}$	12	6	6	6
${}^{13}_6\text{C}$	13	6	7	6
${}^{14}_6\text{C}$	14	6	8	6
${}^{18}_8\text{O}$	18	8	10	8
${}^{16}_8\text{O}^{2-}$	16	8	8	10
${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$	27	13	14	10
${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$	32	16	16	18
${}^{35}_{17}\text{Cl}^{-}$	35	17	18	18
${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$	40	20	20	18
${}^{56}_{26}\text{Fe}^{3+}$	56	26	30	23
${}^{59}_{27}\text{Co}$	59	27	32	27
${}^{59}_{28}\text{Ni}$	59	28	31	28

### Exercice I. 9.

#### 1. Masse théorique du noyau :

$$m_{\text{théo}} = 7.1,008665 + 7.1,007277 = 14,111594 \text{ u.m.a}$$

$$1 \text{ u.m.a} = 1/\mathcal{N}(\text{g})$$

$$m_{\text{théo}} = 14,111594/\mathcal{N} = 2,342951021 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 2,34295 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

La masse réelle du noyau est inférieure à sa masse théorique, la différence  $\Delta m$  ou défaut de masse correspond à l'énergie de cohésion du noyau.

**Défaut de masse** :  $\Delta m = 14,111594 - 14,007515 = 0,104079 \text{ u.m.a/noyau} =$   
 $1,72802589 \cdot 10^{-28} \text{ kg/noyau}$   
 $\Delta m = 0,104079 \text{ g/ mole de noyaux}$

**Energie de cohésion** :  $E = \Delta m c^2$  (d'après la relation d'Einstein :  
équivalence masse – énergie)

$$1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E = 1,7280 \cdot 10^{-28} (3 \cdot 10^8)^2 = 15,552 \cdot 10^{-12} \text{ J/noyau} = 9,72 \cdot 10^7 \text{ eV/noyau}$$



$$2. M_{\text{azote naturel}} = (99,635/100 \times 14,007515) + (0,365/100 \times 15,004863) \\ = 14,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

### **Exercice I. 10.**

$$1. \text{ Masse du noyau : } 15 \cdot m_p + 16 \cdot m_n = 15 \cdot 1,007277 + 16 \cdot 1,008665$$

$$m_{\text{noyau}} = 31,247795 \text{ uma} = 5,1880782 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Masse de l'atome de phosphore :

$$15 m_e = 1,36643 \cdot 10^{-26} \text{ g}$$

$$m_{\text{at}} = 15 \cdot m_p + 16 \cdot m_n + 15 m_e = 5,18944463 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 31,256025 \text{ uma}$$

$$2. \text{ Oui, car : } m_e \ll m_p + m_n$$

3. Masse atomique molaire du phosphore :

$$M(\text{P}) = m_{\text{at}} \cdot N_A = 31,256025 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

4. La valeur réelle est de  $30,9738 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

$$\text{Le défaut de masse est : } \Delta m = 31,2560 - 30,9738 = 0,2822 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Le système perd de la masse sous forme d'énergie lors de la formation du noyau (relation d'Einstein  $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$ )

### **Exercice I. 11.**

1. Les deux isotopes de gallium Ga (Z=31) sont notés (1) pour  $^{69}\text{Ga}$  et (2) pour  $^{71}\text{Ga}$ .

$$M = x_1 M_1 + x_2 M_2 \quad \text{avec } M_1 \approx A_1 = 69 \text{ et } M_2 \approx A_2 = 71$$

$$69,72 = 69 x_1 + 71 x_2 \quad \text{avec } x_1 + x_2 = 1$$

$$69,72 = 69 x_1 + 71 (1 - x_1)$$

$$x_1 = 0,64 \text{ et } x_2 = 0,36$$

$$64 \% \text{ de } ^{69}\text{Ga} \text{ et } 36 \% \text{ de } ^{71}\text{Ga}$$

2. L'élément naturel est composé de plusieurs isotopes en proportion différente. Sa masse molaire étant la somme de ces proportions molaires, elle ne peut être un nombre entier. Elle n'est donc pas strictement égale au nombre de masse car ce dernier est un nombre entier pour chaque isotope (voir exercice précédent).

### 3. $^{66}\text{Ga}$ : 31 protons et 35 neutrons - Isotope stable

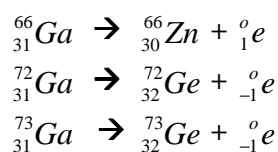
Par comparaison avec les isotopes stables, on constate que cet isotope présente un défaut de neutrons. Pour se stabiliser, il cherchera à transformer un proton en neutron, il émettra donc de l'électricité positive, c'est un émetteur  $\beta^+$ .

### $^{72}\text{Ga}$ : 31 protons et 41 neutrons - Isotope Instable

Par comparaison avec les isotopes stables, on constate que cet isotope présente un excès de neutrons. Pour se stabiliser il cherchera à transformer un neutron en proton, il émettra donc de l'électricité négative, c'est un émetteur  $\beta^-$ .

### $^{73}\text{Ga}$ : 31 protons et 42 neutrons - Isotope Instable

Par comparaison avec les isotopes stables, on constate que cet isotope présente un excès de neutrons. Pour se stabiliser il cherchera à transformer un neutron en proton, il émettra donc de l'électricité négative, c'est un émetteur  $\beta^-$ .



### Exercice I. 12.

1. La masse d'un atome de silicium Si :  $m = M_{\text{Si}} / \mathcal{N} = (28,085 / \mathcal{N})$

La masse molaire du silicium est:

$$M_{\text{Si}} = 28,085 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = (28,085 / \mathcal{N}) \cdot \mathcal{N} = 28,085 \text{ u.m.a.}$$

$M \approx 28 \implies$  L'isotope 28 est le plus abondant.

2. Appelons  $x$  l'abondance de l'isotope 29 et  $y$  celle de l'isotope 30.

Assimilons, fautes de données, masse atomique et nombre de masse pour les trois isotopes.

$$\begin{aligned} 28,085 &= 28 \cdot 0,9223 + 29x + 30y & 2,2606 &= 29x + 30y \\ 0,9223 + x + y &= 1 & 0,0777 &= x + y & y &= 0,0777 - x \\ 29x + 30(0,0777 - x) &= 2,2606 \\ \mathbf{x = 0,0704 = 7,04\%} & \text{ et } & \mathbf{y = 0,0073 = 0,73\%} \end{aligned}$$

### Exercice I. 13.

1. Masse molaire atomique du magnésium naturel Mg (Z=12).

Soit  $M = \sum x_i M_i$  avec  $M_i$ : nombre de masse et  $x_i$  la fraction molaire des isotopes.

$$x(^{26}\text{Mg}) = 0,113 \quad \text{et} \quad M(^{26}\text{Mg}) \approx 26$$

$$x(^{25}\text{Mg}) = 0,101 \quad \text{et} \quad M(^{25}\text{Mg}) \approx 25$$

$$x(^{24}\text{Mg}) = 1 - x(^{25}\text{Mg}) - x(^{26}\text{Mg}) \quad \text{et} \quad M(^{24}\text{Mg}) \approx 24$$

$$x(^{24}\text{Mg}) = 1 - (0,101 + 0,113) = 0,786$$

$$M(\text{Mg}) = [x(^{24}\text{Mg}) \cdot M(^{24}\text{Mg})] + [x(^{25}\text{Mg}) \cdot M(^{25}\text{Mg})] \\ + [x(^{26}\text{Mg}) \cdot M(^{26}\text{Mg})]$$

$$M(\text{Mg}) = (0,786 \times 24) + (0,101 \times 25) + (0,113 \times 26) = 24,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

2. La masse molaire n'est pas strictement égale au nombre de masse car l'élément naturel est composé de plusieurs isotopes d'abondance différente (voir exercice précédent).