

### I-3- Séries des exercices avec la solution

#### Exercice 1.

- 1- On considère l'atome de phosphore ayant la représentation  ${}^A_Z P$ , que signifie A et Z.
- 2- Déterminer le nombre de protons, de neutrons et d'électrons dans cet atome. On donne  $A = 31$  et  $Z = 15$ .
- 3- Calculer la charge électrique du noyau.
- 4- Calculer la masse atomique du noyau.
- 5- Déterminer la masse de l'atome.

#### Corrigé 1.

1- La représentation symbolique de l'atome de phosphore donne:

$A = 31$  représente le nombre de nucléons.

$Z = 15$  est le nombre de protons qui est égal à celui des électrons car un atome est électriquement neutre.

2-  $N = A - Z = 31 - 15 = 16$  est le nombre de neutrons.

3- L'atome de phosphore contient 15 protons, 15 électrons et 16 neutrons.

Le noyau de l'atome contient uniquement les protons. chaque proton porte une charge électrique  $q = 1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$ . La charge du noyau est:

$$q_{\text{noyau}} = Ze = 15 \times 1.6 \times 10^{-19} = 24 \times 10^{-19} \text{ C}$$

4- La masse du noyau est égale à la masse totale des protons et des neutrons.

$$m_{\text{noyau}} = Zm_p + nm_n = 15 \times 1.673 \times 10^{-27} + 16 \times 1.675 \times 10^{-27}$$

$$m_{\text{noyau}} = 5.19 \times 10^{-26} \text{ kg.}$$

5- La masse de l'atome est égale à la masse totale des protons, des neutrons et des électrons.

$$m_{\text{atome}} = Zm_p + nm_n + Zm_e$$

$$m_{\text{atome}} = 15 \times 1.673 \times 10^{-27} + 16 \times 1.675 \times 10^{-27} + 15 \times 9.1 \times 10^{-31}$$

$$m_{\text{atome}} \approx 5.19 \times 10^{-26} \text{ kg.}$$

La masse de l'atome est pratiquement égale à celle du noyau.

### Exercice 2.

Soit un atome inconnu  ${}^A_Z X$  ayant un noyau qui contient 20 neutrons et présente une charge totale  $q = 27.2 \times 10^{-19} \text{ C}$ .

- 1- Calculer le numéro atomique du noyau.
- 2- Déterminer le nombre de nucléons  $A$  et d'électrons  $n_e$ .
- 3- Donner le symbole du noyau de cet atome.
- 4- Calculer le nombre d'électrons périphériques et préciser la couche externe de cet atome.
- 5- Donner la structure électronique de cet atome.
- 6- Comparer l'atome  ${}^A_Z X$  avec les atomes  ${}^{37}_{17} X$  et  ${}^{35}_{17} X$ .

### Corrigé 2.

1- La charge du noyau est celle des protons, donc le numéro atomique du noyau est:

$$Z = \frac{Q}{e} = 17$$

2- Le nombre de nucléons est donné par:

$$A = Z + N = 37$$

3- L'atome est électriquement neutre, donc, il y a autant de protons que d'électrons.

$$n_e = n_p = (17)$$

4- Le nombre d'électrons périphériques est 8, et la couche externe de cet atome est ( $M$ ).

5- La structure électronique de cet atome est  $(K)^2 (L)^8 (M)^7$ .

6- Les atomes  ${}_{17}^{37}X$ ,  ${}_{17}^{35}X$  et  ${}^A_ZX$  ont le même nombre de protons et diffèrent dans le nombre de neutrons.  ${}_{17}^{37}X$  et  ${}_{17}^{35}X$  sont des isotopes de  ${}^A_ZX$ .

### Exercice 3.

Les masses du proton, du neutron et de l'électron d'un atome sont données par:

$$m_p = 1.6723842 \times 10^{-24} \text{ g}, \quad m_n = 1.6723842 \times 10^{-24} \text{ g et}$$

$$m_e = 9.109534 \times 10^{-28} \text{ g}.$$

1- Donner une définition de l'unité de masse atomique ( $u.m.a.$ ) et sa valeur en g en conservant les mêmes chiffres significatifs des masses pour les particules.

2- Calculer en ( $u.m.a.$ ) et à  $10^{-4}$  près, les masses du proton, du neutron et de l'électron.

3- Exprimer le contenu énergétique ( $u.m.a.$ ) en ( $MeV$ ).  
( $1eV = 1.6 \times 10^{-19} J$ ).

### Corrigé 3.

1- Le gramme n'est pas une unité pour caractériser la masse des minuscules atomes, par conséquent, les scientifiques utilisent l'unité de masse atomique de symbole  $u.m.a.$  Par

convention, cette unité correspond au douzième  $\left(\frac{1}{12}\right)$  de la masse d'un atome de l'isotope

de carbone 6 de masse molaire 12,0000g.

La masse d'un atome de carbone est  $12,0000 g N^{-1}$ .

$N = 6.023 \times 10^{23}$  est le nombre d'Avogadro.

$$u.m.a. = \frac{1}{12} \times \frac{12}{60.23 \times 10^{23}} = 1.66030217 \times 10^{-24} \text{ g} .$$

$$2- m_p = 1.6723842 \times 10^{-24} \frac{10^{24}}{1.66030217} = 1.008665 u.m.a.$$

$$m_n = 1.6723842 \times 10^{-24} \frac{10^{24}}{1.66030217} = 1.007277 u.m.a.$$

$$m_e = 9.109534 \times 10^{-28} \frac{10^{24}}{1.66030217} = 0.000549 u.m.a.$$

$$3- E(u.m.a.) = mc^2 = 1.66030217 \times 10^{-24} \times 10^{-3} \times (3.108)^2$$

$$E(u.m.a.) = 1.494271957 \times 10^{-10} \text{ J}$$

$$E = \frac{1.494271957 \times 10^{-10}}{1.6 \times 10^{-19}} \text{ eV} = 934 \text{ Mev}$$

#### Exercice 4.

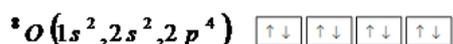
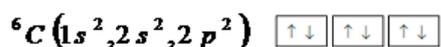
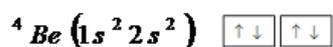
Donner la configuration électronique des atomes Béryllium ( ${}^4 Be$ ), Carbone ( ${}^6 C$ ), oxygène ( ${}^8 O$ ), sodium ( ${}^{11} Na$ ), des cations ( $Na^+$ ), chlore ( ${}^{17} Cl$ ) et des anions ( $Cl^-$ ).

#### Corrigé 4.

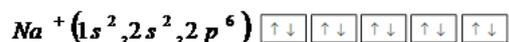
Les électrons se disposent dans les différents états quantiques de sorte que l'énergie totale soit la plus faible, car la masse du noyau est très grande devant celle des électrons.

Le principe de Pauli s'énonce que état quantique est occupé par 0, 1 ou 2 électrons de spins antiparallèles.

Le remplissage des niveaux suit la règle de Klechkowsky et obéit à des valeurs croissantes de  $n + l$ .



Un cation est obtenu en enlevant les électrons moins liés à l'atome.



Un anion est obtenu en ajoutant un électron à l'atome.



### Exercice 5.

On donne les échantillons 0.2 moles de  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ , 20 g de fer, 0.3 atome gramme de fer et  $2.5 \times 10^{23}$  atomes de fer.

Déterminer l'échantillon qui contient le plus de fer.

On donne :  $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ,  $M_{\text{S}} = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  et

$$N = 6.023 \times 10^{23}.$$

### Corrigé 5.

0.2 moles de  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  contient 0.4 moles d'atomes de fer. 20 g de fer

comprend  $\frac{m}{M_{\text{Fe}}} = \frac{20}{56} = 0.35720 \text{ g}$  moles d'atomes de fer.

0.3 atome gramme de fer est constitué de 0.3 moles atomes de fer.

$2.5 \times 10^{23}$  atomes de fer.

$$\frac{m}{N} = \frac{2.5 \times 10^{23}}{.023 \times 10^{23}} = 0.415 \text{ atomes de fer.}$$

Cet échantillon contient plus de fer.

### Exercice 6.

Le noyau de l'atome d'azote  ${}^{14}_7N$  est formé de 7 neutrons et 7 protons.

1. a- Déterminer la masse théorique de ce noyau en *u.m.a.*

1. b- Comparer la valeur théorique à sa valeur réelle  $14.007277u.m.a.$

2- Déterminer le défaut de masse  $D_m$ .

3- Calculer l'énergie de cohésion du noyau en l'exprimant en *J* et en *Mev.*

On donne  $m_p = 1.007277u.m.a.$ ,  $m_n = 1.008665u.m.a.$

$$m_e = 9.109534 \times 10^{-31} kg$$

$$N = 6.023 \times 10^{23} RH = 1.097 \times 10^7 m^{-1}$$

$$h = 6.62 \times 10^{-34} J.s \text{ et } c = 3 \times 10^8 ms^{-1}$$

4- Calculer la masse atomique de l'azote naturel sachant que:

${}^{14}_7N$  a une masse  $14.007515u.m.a.$  et une abondance isotopique de

99.635%

${}^{15}_7N$  a une masse de  $15.004863u.m.a.$  et une abondance isotopique de

0.365% .

### Corrigé 6.

1- La masse atomique théorique du noyau d'azote est donnée par:

$$m_{the} = zm_e + zm_p = 7 \times 1.008665 + 7 \times 1.007277$$

$$m_{the} = 14.111594 u.m.a.$$

On constate que la masse réelle du noyau est inférieure à sa masse théorique.

$$1 u.m.a. = \frac{1}{N} g$$

2- L'écart entre la masse réelle et la masse théorique représente le défaut de masse  $D_m$ .

$$D_m = 14.111594 - 14.007515 = 0.104079 u.m.a. / noyau$$

$$D_m = 1.72802589 \times 10^{-28} kg / noyau$$

$$D_m = 0.104079 g / mol$$

Le système perd de la masse sous forme d'énergie lors de la formation du noyau.

3- Le défaut de masse correspond à l'énergie de cohésion du noyau. La relation d'Einstein qui traduit l'équivalence masse-énergie donne:

$$E_{cohésion} = D_m c^2 = 14.111594 - 14.007277 = 0.104317 u.m.a.$$

$$E_{cohésion} = D_m c^2 = 1.7280 \times 10^{-28} (3108)^2 =$$

$$15.552 \times 10^{-12} J / noyau$$

$$E_{cohésion} = 9.72 \times 10^7 eV / noyau$$

4- La masse atomique de l'azote naturel

$$M_{azote} = \frac{99.635}{100} (14.007515) + \frac{0.365}{100} (15.004863)$$

$$M_{azote} = 14.01 g.mol^{-1}$$

**Exercice 7.**

L'élément magnésium existe sous forme de trois isotopes  ${}^{24}_{12}\text{Mg}$ ,  ${}^{25}_{12}\text{Mg}$  et  ${}^{26}_{12}\text{Mg}$ . Les fractions molaires dans le magnésium naturel sont respectivement 0.101 et 0.113 pour  ${}^{24}_{12}\text{Mg}$  et  ${}^{25}_{12}\text{Mg}$ .

1- Déterminer une valeur approchée de la masse molaire atomique du magnésium naturel.

2- La valeur obtenue est-elle approchée ou exacte. Expliquer.

### Corrigé 7.

1- La masse atomique molaire du magnésium naturel  ${}^{24}_{12}\text{Mg}$  est donnée par:

$$M = \sum_i x_i M_i \text{ où } M_i \text{ représente le nombre de masse et } x_i \text{ la fraction molaire des}$$

isotopes.

La fraction molaire du magnésium naturel  ${}^{24}_{12}\text{Mg}$  est donnée par:

$$x_{24} = 1 - x_{25} - x_{26} = 1 - 0.101 - 0.101 = 0.786$$

$$M_{\text{Mg}} = x_{24} \times 24 + x_{25} \times 25 + x_{26} \times 26$$

$$M_{\text{Mg}} = 0.786 \times 24 + 0.101 \times 25 + 0.113 \times 26 = 24.3 \text{ g.mol}^{-1}$$

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.

### Exercice 8.

1- Classer les systèmes suivants en deux catégories, l'une formée de corps purs et l'autre de mélanges,

H<sub>2</sub>O, eau-huile, N<sub>2</sub>, eau-alcool, air, O<sub>3</sub>, eau de mer, lait, NaOH, pétrole, huile-vinaigre, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>, S, Cu, HCl<sub>3</sub>, Fe, HCl.

2- Parmi les corps pur indiquer ceux qui sont atomiques, moléculaires et composés

3- quels sont les systèmes hétérogènes ?

### Corrigé 8.

Les systèmes décrits ci-dessus se classent comme suit:

1- Les corps purs sont  $H_2O$ ,  $N_2$ ,  $O_3$ ,  $NaOH$ ,  $H_2SO_4$ ,  $CO_2$ ,  $S$ ,  $Cu$ ,  $HCl_3$ ,  $Fe$  et  $HCl$ .

Les mélanges sont eau-huile, eau-alcool, air, eau de mer, lait, pétrole, huile-vinaigre,

2- Les corps purs atomiques sont:  $S$ ,  $Cu$ ,  $Fe$

Les corps purs moléculaires sont:  $H_2O$ ,  $N_2$ ,  $O_3$ ,

Les corps purs composés sont:  $NaOH$ ,  $H_2SO_4$ ,  $CO_2$ ,  $HCl_3$ ,  $HCl$ .

3- Les systèmes hétérogènes sont: eau-huile, huile-vinaigre

### Exercice 9.

1- Spécifier les éléments constituant une substance constituée d'un litre d'eau liquide.

2- Déterminer les paramètres cités ci-dessous qui correspondent à cette substance.

a- La masse d'eau correspondante sachant que sa masse volumique est  $1\text{kg.l}^{-1}$ .

b- La masse d'eau correspondante sachant que sa masse volumique est  $1\text{kg.l}^{-1}$ .

c- Le nombre de molécules grammes d'eau

d- Le nombre d'atomes d'hydrogène

e- Le nombre de gramme d'oxygène

On donne  $M_H = 1\text{ g/mole}$  et  $M_O = 16\text{ g/mole}$

### Corrigé 9.

1- Dans un litre d'eau liquide, on note que les éléments constituant cette substance sont:

$H_2O$  ayant deux atomes d'Hydrogène et un atome d'oxygène.

2- Les paramètres correspondants à cette substance sont:

a- La masse d'eau correspondante est  $m = \rho.v = 1\text{kg.l}^{-1} \cdot 1\text{l} = 1\text{ kg}$ .

b- Le nombre de molécules grammes d'eau =  $m/M_{H_2O}/\text{moléc-g} = 1\text{kg}/18\text{g/moléc-g} = 1000\text{g}/18\text{g/moléc-g} = 55,5\text{ moléc-g}$ . Masse moléculaire de  $H_2O = 18\text{ g}$

Le nombre d'atomes d'hydrogène : pour retrouver le nombre d'hydrogène il faut déterminer le nombre de molécules d'eau (H<sub>2</sub>O).

c- Le nombre de molécules d'H<sub>2</sub>O = 55,5 moléc-g x 6,023 10<sup>23</sup> moléc/moléc-g = 3,34 10<sup>25</sup> molécules.

d- Le nombre d'atomes d'hydrogène est donc: 2 atomes H/molécule x 3,34 10<sup>25</sup> molécules = 6,68 10<sup>25</sup> atomes.

e- Le nombre de gramme d'oxygène : 55,5 moléc-g x 1 at-g O/moléc x M<sub>O</sub>  
= 55,5 moléc-g x 1 at-g O/moléc x 16 g/at-g O = 888 g.

On donne M<sub>H</sub> = 1 g/mole et M<sub>O</sub> = 16 g/mole.

### Exercice 10.

L'éthanol est un alcool de densité égale à 0,789. Un litre L'alcool utilisé comme antiseptique local à 12° contient 12 ml d'éthanol pur.

- 1 Rechercher la formule chimique de l'éthanol.
- 2 En déduire sa masse molaire.
- 3 Quelle est la masse volumique de l'éthanol ?
- 4 Calculer la quantité de matière d'éthanol dans une bouteille de 75 cl.

### Corrigé 10.

1- La formule chimique de l'éthanol est C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O.

2- M(C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O) = 2 × M(C) + 6 × M(H) + M(O) = 2 × 12 + 6 × 1,0 + 16 = 46,0 g.mol<sup>-1</sup>.

3- La densité de l'éthanol est égale à 0,789 donc sa densité est égale à 0,789 g.ml<sup>-1</sup> ou encore 789 g.l<sup>-1</sup>.

4 -L'éthanol est un liquide donc on peut utiliser la relation  $n = V \rho / M$ :

$$n = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{0,789 \times 12}{46} = 0,21 \text{ mol.}$$

### Exercice 11.

On dissout complètement 1g de NaCl dans 90 ml d'eau dont la masse volumique est de 0.998 g/ml. On obtient une solution aqueuse de Chlorure de Sodium de 90 ml.

- 1- Quel est le pourcentage massique en NaCl de cette solution.
- 2- Quelle est la fraction molaire de NaCl de cette solution.
- 3- Quelle est la molalité de NaCl.
- 4- Quelle est la concentration molaire de NaCl.

On donne  $M(\text{Na}) : 23\text{g/mol}$  ;  $M(\text{Cl}) : 35,5\text{g/mol}$

### Corrigé 11.

1- Le pourcentage massique en NaCl de cette solution :  $\% \text{ NaCl} = \frac{m \text{ NaCl}}{m \text{ NaCl} + m \text{ H}_2\text{O}} \times 100$  -  $m \text{ H}_2\text{O} = \rho \text{ H}_2\text{O} \times V \text{ H}_2\text{O} = 0.998 \times 92 = 89.82 \text{ g}$  -  $\% \text{ NaCl} = \frac{1}{1+89.82} \times 100 =$

1.1 %

2- La fraction molaire de NaCl de cette solution.

- $\% \text{ NaCl (molaire)} = \frac{n \text{ NaCl}}{n \text{ NaCl} + n \text{ H}_2\text{O}} \times 100$
- $n \text{ NaCl} = \frac{m \text{ NaCl}}{M \text{ NaCl}} = \frac{1}{23+35.5} = 0.017 \text{ mol}$
- $n \text{ H}_2\text{O} = \frac{m \text{ H}_2\text{O}}{M \text{ H}_2\text{O}} = \frac{89.82}{18} = 4.99 \text{ mol}$
- $\% \text{ NaCl (molaire)} = \frac{0.017}{(0.017 + 4.99)} \times 100 = 0.34\%$

3- La molalité de NaCl.

- Molalité =  $\frac{n \text{ NaCl}}{m \text{ H}_2\text{O}}$
- Molalité =  $\frac{0.017}{89.82 \times 10^{-3}} = 0.19 \text{ mol/kg H}_2\text{O}$

4- La concentration molaire de NaCl.

- $CM = \frac{n \text{ NaCl}}{V \text{ H}_2\text{O}}$        $CM = \frac{0.017}{90 \times 10^{-3}} = 0.188 \text{ mol/l}$

### Exercice 12.

1- Déterminer la masse volumique de l'éther sachant qu'un demi-litre d'éther pèse 358g.

2- Sachant que la masse volumique du mercure vaut 13,55 g/ml. Calculer en kg la masse de 1,1 litre de ce métal.

**Corrigé 12.**

1- Masse volumique  $\rho = m/v = 358 \text{ g}/500\text{ml} = 0716 \text{ g/l}$ .

2- Masse  $m = \rho v = 13,56 \text{ g/ml} \times 1100 \text{ ml} = 14905 \text{ g} = 14,905 \text{ kg}$ .

**Exercice 13.**

1- Calculer la normalité d'une solution de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  à 60,65 % poids/poids dont la masse volumique vaut 1,51 g/ml.

2- Combien d'équivalents-grammes de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  sont-ils présents dans 160 ml de cette solution ? ( $M.M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98,076 \text{ u.m.a}$ )

**Corrigé 13.**

1- 100 g de solution contiennent 60,65 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

1 g de solution  $\rightarrow 60,65 \text{ g}/100$  de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

1l = 1510 g de solution  $\rightarrow (60,65 \times 1510)\text{g}/100$  de  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 915,82 \text{ g}$  de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

2- Le nombre d'équivalents-grammes présents par litre de solution est:

$915,82 \text{ g}/(98,076/2\text{g}/\text{equiv-g}) = 18,68\text{N}$ .

Dans 160 ml de cette solution, il y a :

$V \times N =$  nombre d'équiv-g, soit :

$0,160 \text{ l} \times 18,68 \text{ equiv-g/l} = 2,99 \text{ equiv-g}$  de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**Exercice 14.**

On dispose d'une solution stock de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  à 82 % poids/poids (masse volumique = 1,755 g/ml). Quel volume de cette solution doit-on utiliser pour préparer 500 ml de solution de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  6M ?

(M.M  $\text{H}_2\text{SO}_4$  = 98,076 u.m.a)

#### Corrigé 14.

La solution à préparer doit contenir :

$$0,500 \text{ l} \times 6\text{M} = 3 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

La solution dont on dispose contient

100 g de solution contiennent 82 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

1 g de solution  $\rightarrow$  82 g/100 de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

$$1\text{l} = 1755 \text{ g de solution} \rightarrow (82 \times 1755) \text{ g}/100 \text{ de } \text{H}_2\text{SO}_4 = 1439,10 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4.$$

D'où le nombre de moles  $n = m/M = 1439,10 \text{ g}/98,076 \text{ g/mol} = 14,67 \text{ moles}$ .

Il y a donc 14,67 moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dans 1 l de solution.

1 mole de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dans  $1\text{l}/14,67$  de solution  $\Rightarrow$  3 moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dans  $3 \times 1\text{l}/14,67 = 0,204 \text{ l}$  de solution

On introduira donc 204 ml de la solution stock dans un ballon jaugé de 500 ml (contenant un peu d'eau) et on complètera prudemment par de l'eau jusqu'au trait de jauge.

#### Exercice 15.

Calculer la molarité, la normalité et la molalité d'une solution aqueuse à 12 % poids/poids de KOH dont la masse vaut 1,1 g/ml. (M.M  $\text{KOH}$  = 56,109 u.m.a)

#### Corrigé 15.

100 g de solution contiennent 12 g de KOH

1 g de solution  $\rightarrow$  12 g/100 de KOH

1l = 1100 g de solution  $\rightarrow$   $(12 \times 1100)g/100$  de KOH = 132 g de KOH

d'où le nombre de moles  $n = m/M = 132 \text{ g}/56,109 \text{ g/mol} = 2,35$  moles.

Il y a donc 2,35 moles de KOH dans 1 l de solution.

Molarité:  $M = n/v(l) = 2,35 \text{ moles}/1l = 2,35 \text{ M}$

Normalité:  $N = \text{nombre d'équiv-g}/v(l) = 2,35 \text{ N}$

Molalité:  $m = n/\text{kg de solvant} = 2,35 \text{ moles}/(1,1 - 0,132)\text{kg de solvant} = 2,43 \text{ m}$

### Exercice 16.

Calculer les pourcentages théoriques poids/poids de C, H et O dans la molécule d'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ .

( $M_{\text{Ac}} = 12,0111 \text{ u.m.a}$  ;  $M_{\text{AH}} = 1,008 \text{ u.m.a}$  ;  $M_{\text{AO}} = 15,999 \text{ u.m.a}$ )

### Corrigé 16.

Dans une mole d'éthanol, il y a :

2 at-g de C  $\times 12,011 \text{ g/at-g} = 24,022 \text{ g de C}$

6 at-g de H  $\times 1,008 \text{ g/at-g} = 6,048 \text{ g de H}$

1 at-g de O  $\times 15,999 \text{ g/at-g} = 15,999 \text{ g de O}$

d'où la masse molaire d'éthanol  $= 2M_{\text{Ac}} + 6M_{\text{AH}} + M_{\text{AO}} = 46,069 \text{ g}$

Par 100 g d'éthanol, il y a :

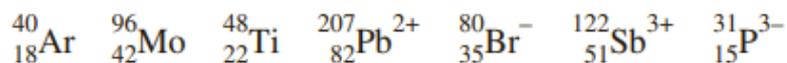
$24,022 \text{ g}/46,069 \text{ g} \times 100 = 52,14 \%$  de C

$6,048 \text{ g}/46,069 \text{ g} \times 100 = 13,13 \%$  de H

$15,999 \text{ g}/46,069 \text{ g} \times 100 = 34,73 \%$  de O

### Exercice 17.

Quel est le nombre de neutrons, de protons et d'électrons présents dans chacun des atomes ou des ions suivants ?



### Corrigé 17.

(n : neutron ; p : proton ; él : électron)

- Ar : 22 n, 18 p, 18 e - Mo : 54 n, 42 p, 42 e - Ti : 26 n, 22 p, 22 e
- $\text{Pb}^{2+}$  : 125 n, 82 p, 80 e -  $\text{Br}^{-}$  : 45 n, 35 p, 36 e -  $\text{Sb}^{3+}$  : 71 n, 51 p, 48 e
- $\text{P}^{3-}$  : 16 n, 15 p, 18 e.

### Exercice 18.

L'élément naturel fer est constitué de quatre isotopes :

${}^{54}\text{Fe}$  (6,04 %),  $A = 53,953$  u.m.a ;  ${}^{57}\text{Fe}$  (2,11 %),  $A = 56,960$  u.m.a

${}^{56}\text{Fe}$  (91,57 %),  $A = 55,948$  u.m.a ;  ${}^{58}\text{Fe}$  (0,28 %),  $A = 57,959$  u.m.a

Quelle masse atomique peut-on prévoir pour le fer naturel ?

### Corrigé 18.

Il s'agit simplement de calculer la moyenne pondérée des quatre masses atomiques :  $A_{\text{moy}} = 53,953 (6,04/100) + 55,948 (91,57/100) + 56,960 (2,11/100) + 57,959 (0,28/100) = 55,854$  u.m.a. Cette valeur est conforme à la masse atomique expérimentale : 55,85 u.m.a.

### Exercice 19.

Le lithium naturel est un mélange de deux isotopes  ${}^6\text{Li}$  et  ${}^7\text{Li}$  dont les masses atomiques sont respectivement 6,017 u.m.a et 7,018 u.m.a. Sa masse atomique est 6,943 u.m.a. Quelle est sa composition isotopique (% de chaque isotope) ?

### Corrigé 19.

Si  $x$  et  $y$  sont les pourcentages isotopiques de  ${}^6\text{Li}$  et de  ${}^7\text{Li}$ ,

tels que  $x + y = 1$  (100 %) et  $6,017 x + 7,018 y = 6,943$ , on trouve:

${}^6\text{Li}$ : 7,4%;  ${}^7\text{Li}$ : 92,6 %.

### Exercice 20.

1- Préciser la composition d'un noyau de l'isotope 235 de l'uranium ayant pour symbole  $({}^{235}_{92}\text{U})$ .

2- Calculer le défaut de masse de ce noyau, en unité de masse atomique puis en kilogramme.

(c) Masse du noyau d'uranium 235 :  $m({}^{235}_{92}\text{U}) = 234,99332 \text{ u.m.a}$

On donne la masse du neutron  $m_n = 1,00866 \text{ u.m.a}$ , la masse du proton  $m_p = 1,00728 \text{ u.m.a}$ .

Sachant que  $1 \text{ u.m.a} = 1,66054 \times 10^{-27} \text{ kg}$ .

3- Calculer, en joule puis en MeV, l'énergie de liaison de ce noyau.

$1 \text{ eV} = 1,6022 \times 10^{-19} \text{ J}$  ;  $c = 2,9979 \times 10^8 \text{ m/s}$ .

4- Calculer l'énergie de liaison par nucléon de ce noyau.

5- Comparer la stabilité du noyau d'uranium 235 à celle du noyau de radium 226 dont l'énergie de liaison est de 7,66 MeV par nucléon.

### Corrigé 20.

1- La composition d'un noyau de l'isotope 235 de l'uranium est :

$A = 235$  nucléons, soit :  $Z = 92$  protons ,  $N = A - Z = 235 - 92 = 143$  neutrons

2- On appelle défaut de masse d'un noyau la différence entre la masse totale des  $A$  nucléons séparés ( $Z$  protons et  $N$  neutrons), au repos et la masse du noyau formé, au repos. Ici, on écrit :

$$\Delta m = ( 92 m_p + 143 m_n ) - m ({}^{235}_{92}\text{U} )$$

$$\Delta m = ( 92 \times 1,00728 + 143 \times 1,00866 ) - 234,99332$$

$$\Delta m = 236,90814 - 234,99332 = 1,91482 \text{ u}$$

$$1 \text{ u} = 1,66054 \times 10^{-27} \text{ kg}, \quad \Delta m = 1,91482 \times ( 1,66054 \times 10^{-27} ) = 3,17964 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

3- Calculons, en joule puis en MeV, l'énergie de liaison de ce noyau .

Définition : L'énergie de liaison EL du noyau  ${}^A_ZX$  est l'énergie qu'il faut fournir à ce noyau au repos pour le dissocier en ses A nucléons isolés, également au repos :

$$EL + m({}^A_ZX) \times c^2 = m(\text{A nucléons séparés}) \times c^2$$

$$EL = m(\text{A nucléons séparés}) \times c^2 - m({}^A_ZX) \times c^2 \quad EL = \Delta m \times c^2$$

$$EL = 3,17964 \times 10^{-27} \times (2,9979 \times 10^8)^2 = 2,85767 \times 10^{-10} \text{ J}$$

$$EL = 2,85767 \times 10^{-10} \text{ J}$$

L'énoncé donne  $1 \text{ eV} = 1,6022 \times 10^{-19} \text{ J}$ , soit  $1 \text{ J} = 6,2414 \times 10^{18} \text{ eV}$

$$EL = 2,85767 \times 10^{-10} \times 6,2414 \times 10^{18} = 1,7836 \times 10^9 \text{ eV}$$

$$EL = 1783,6 \text{ MeV}$$



## I-4- Série supplémentaire

### Exercice 1.

Quel est le symbole chimique de l'élément dont le noyau d'un isotope comprend  $\frac{A}{Z} P$  18 protons et 22 neutrons.

**Corrigé 1.**  ${}_{18}^{40} Ar$

### Exercice 2.

Déterminer l'isotope dont le nombre de masse de son noyau est 60 et possède un nombre de neutrons 33 .

**Corrigé 2.**  ${}_{27}^{60} Co$

### Exercice 3.

La masse de cuivre de la statue de la liberté à New York est  $2.5 \times 10^5 kg$  . Déterminer la masse totale des électrons de ce noyau.

**Corrigé 3.**

$m = 62.6 kg$ .

### Exercice 4.

Calculer la masse totale des électrons, des protons et des neutrons dans 1g d'uranium 235 de masse atomique 235.0439 u.

**Corrigé 4.**

$m_e = 2.147 \times 10^{-4} g$ ,  $m_p = 0.394 g$ ,  $m_n = 0.614 g$ .

### Exercice 5.

Déterminer les pourcentages massiques d'oxygène, d'hydrogène et de carbone dans les composés  $H_2O_2$ ,  $H_2O$  et  $H_2CO_3$ .

**Corrigé 5.**

% H = 5.93 % masse, % O = 94.07 % masse.

% H = 11.19 % masse, % O = 88.81 % masse.

% H = 3.25 % masse, % O = 77.38 % masse, % C = 19.37 % masse.

**Exercice 6.**

Calculer la masse de nickel contenue dans 2.5 g de sulfate de nickel hexahydraté

$\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

**Corrigé 6.**

$m_{\text{Ni}} = 0.558 \text{ g}$ .