

## Corrigé de la série d'exercices N°1 : Constituants de l'atome

### Données pour tous les exercices :

$$M(\text{Cu}) = 63,54 \text{ g.mol}^{-1}; M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(\text{H}) = 1, M(\text{C}) = 12, M(\text{O}) = 16, M(\text{N}) = 14, M(\text{S}) = 32,1,$$

$$M(\text{Br}) = 79,9, M(\text{Na}) = 23, \text{ nombre d'Avogadro } N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$m_p = 1,6726 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,0072 \text{ uma}$$

$$m_n = 1,6749 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,0086 \text{ uma}$$

### Exercice N°1

#### Indication 1

L'oxyde de cuivre est un corps pur. La masse d'un corps pur est égale à la somme des masses de tous les atomes qui le constituent. En particulier, la masse de 1 mol de molécules d'un corps pur, appelée masse molaire et notée M, est égale à la somme

des masses molaires de tous les atomes des éléments qui le constituent. Soit un corps pur de formule brute  $\text{AB}_3\text{C}_2\text{D}_5$  où A, B, C et D sont des éléments chimiques quelconques. La formule brute montre que 1 mol de molécules de ce corps pur est constituée de 1 mol d'atomes de l'élément chimique A, de 3 mol d'atomes de l'élément B, de 2 mol d'atomes de C et de 5 mol d'atomes de D.

$$M_{\text{AB}_3\text{C}_2\text{D}_5} = 1 \cdot M_A + 3 \cdot M_B + 2 \cdot M_C + 5 \cdot M_D$$

1. Un échantillon d'oxyde de cuivre CuO a une masse  $m = 1,59 \text{ g}$ . 1.1 Calculer le nombre de mol de molécules de CuO, le nombre de mol d'atomes de Cu et le nombre de mol d'atomes de O dans cet échantillon ?

1.2 Calculer le nombre de molécules de CuO, le nombre d'atomes de Cu et le nombre d'atomes de O dans cet échantillon ?

2 Donner en uma et en gramme, les masses d'une molécule et d'une mole de molécules de méthanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ).

#### Réponse 1.1

La formule CuO montre que 1 mol de molécules de CuO contient 1 mol d'atomes de Cu et de 1 mol d'atomes d'oxygène. Les quantités de matière (nombres de mol) de CuO, Cu et O sont donc égales.

Calculons le nombre de mol de molécules de CuO contenu dans un échantillon de masse  $m = 1,59 \text{ g}$ .

$$m = n * M$$

[illegible]

***mol.* Réponse 1.2**

Pour calculer les nombres de molécules de CuO et d'atomes de Cu et de O, il faut multiplier leurs nombres de mol par le nombre d'Avogadro.

[illegible]

## Indication 2

Unité de masse atomique  $u$  ou  $u_{\text{ma}}$ , anciennement.

**est égale à 12 unités de**

**Par convention, la masse de 1 atome de l'isotope  $^{12}_6\text{C}$**

**masse atomique.** Donc, 1 uma est égale au 1/12ème de la masse m de 1 atome de <sup>12</sup>C.

6  

$$\therefore \text{? ?} = 12.0000 \text{ ? ? ? ? ? ? ? ?} - 1$$

$$6.022 \cdot 10^{+23} \cdot 10^{-23} = 6.022 \cdot 10^{+23-23} = 6.022 \cdot 10^0 = 6.022$$

$$1_{\diamond\diamond\diamond\diamond\diamond\diamond} = 1.99 \cdot 10^{-23} \diamond\diamond$$

$$12 = 1.66 \cdot 10^{-24} \blacklozenge \blacklozenge$$

## Réponse 2

- La masse de 1 mol de molécules de méthanol est égale, par définition, à sa masse molaire, soit :

$$\begin{array}{c} \text{1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12} \\ \text{1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12} \end{array} = (1 * 12 + 4 * 1 + 1 * 16) \begin{array}{c} \text{1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12} \\ \text{1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12} \end{array}^{-1} = \begin{array}{c} \text{1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12} \\ \text{1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12} \end{array}$$

*Sachant que :*

[illegible]

la masse de 1 mol de molécules de méthanol est :

$$1.66 \cdot 10^{-24} \text{ kg} = 1.93 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$$

• La masse  $m_1$  en g de 1 molécule de méthanol est :

$$m_1 = 32 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 5.3138 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

• La masse  $m_2$  de 1 molécule de méthanol en uma est :

2

Pr. A. Benchettara 1ère année de Médecine 2022/2023  $m_2 = 5.3138 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

$$1.66 \cdot 10^{-24} \text{ kg} = 32.0 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

**Résultat important : La masse molaire d'un corps pur en gramme et la masse de 1 molécule de ce corps pur en uma s'expriment par un même nombre : 32 pour le méthanol.**

## Exercice N°2

Un médicament qui lutte contre les vertiges contient 5,0 mg d'acétyl-leucine (principe actif du médicament) de formule brute  $\text{C}_8\text{H}_{15}\text{O}_3\text{N}$ .

1. Calculer la masse molaire de l'acétyl-leucine.

$$M_r = (8 \cdot 12 + 15 \cdot 1 + 3 \cdot 16 + 1 \cdot 14) \cdot 10^{-3} \text{ kg} = 171 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$$

de matière en acétyl-leucine dans ce médicament. La quantité de matière  $n$

contenue dans l'échantillon de ce médicament est :  $n = 5.0 \cdot 10^{-3} \text{ kg} / 171 \cdot 10^{-3} \text{ kg} = 2.92 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

$$m = n \cdot M_r = 2.92 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 171 \cdot 10^{-3} \text{ kg} = 4.99 \cdot 10^{-3} \text{ kg} = 4.99 \text{ mg}$$

### Exercice N° 3

#### Indication 3

La masse molaire d'un corps pur en gramme et la masse de 1 molécule de ce corps pur en uma s'expriment par un même nombre.

Calculer les masses molaires et les masses moléculaires en uma et en g des espèces chimiques suivantes

Nom de l'espèce chimique	Formule brute	Masse molaire en g	Masse moléculaire en uma	Masse moléculaire en g
Paracétamol	$C_8H_9O_2N$	151	151	$2.51 \cdot 10^{-22}$
Acide ascorbique (vit C)	$C_6H_8O_6$	176	176	$2.92 \cdot 10^{-22}$
Eosine	$C_{20}H_6O_5Br_4Na_2$	691.6	691.6	$1.15 \cdot 10^{-21}$
Ibuprofène	$C_{13}H_{18}O_2$	206	206	$3.42 \cdot 10^{-22}$

### Exercice N° 4

1. Compléter le tableau suivant :

Nucléides	Nombre de protons Z	Nombre de neutrons N	Nombre de masse A	Nombre d'électrons
${}^5X$	$10-5=5$	$10-5=5$	10	5
${}^9X^-$	9	10	$9+10=19$	$9+1=10$
$X^{+2}$	12	$24-12=12$	24	$12-2=10$
$X^+$	$4+1=5$	6	$5+6=11$	4
${}^{20}X$	20	22	$20+22=42$	20
${}^{13}X^{3+}$	13	$27-13=14$	27	10

**Pour la détermination du nombre de masse A, il faut d'abord calculer la masse en uma de 1 atome de l'élément Y puis prendre l'entier le plus proche de cette**

masse.

$$m_p = 1.007276 \text{ u} \quad m_n = 1.008665 \text{ u}$$

$$m_e = 0.00054858 \text{ u}$$

$$m_{\text{Be}} = 9.012182 \text{ u}$$

$$A = 70$$

$$m_{\text{Be}} = 9.012182 \text{ u}$$

$$69 < 69.99 < 70$$

Pour calculer les nombres des nucléons  $N$  et  $P$ , il faut établir un système de 2 équations aux inconnues  $N$  et  $P$ .

$$\begin{cases} N + P = 70 \\ N - P = 39 \\ \Rightarrow N = 54.5 \\ \Rightarrow P = 15.5 \end{cases}$$

$$P = 70 - 39 = 31 \Rightarrow Z = 31$$

### Exercice N°6

Le béryllium Be ( $Z = 4$ ) ne possède qu'un seul isotope stable  $^9\text{Be}$

1. Donner la composition d'un atome de cet isotope.

Pour un atome, le nombre d'électrons est égal au nombre de protons ;  $Z = 4$  d'où 1 atome de  $^9\text{Be}$  est constitué de 4 électrons et de 4 protons et d'un nombre de neutrons  $N = 9 - 4 = 5$  neutrons.

2. Déterminer la masse théorique d'un noyau de cet isotope en uma.

La masse théorique d'un noyau est égale à la somme des masses des protons et des neutrons qui le constituent :

$$m = 4 \cdot m_p + 5 \cdot m_n$$

$$m = 4 \times 1.6726 \times 10^{-24} \text{ g} + 5 \times 1.6749 \times 10^{-24} \text{ g} = 15.0649 \times 10^{-24} \text{ g}$$

La masse m'en uma est :

5

Pr. A. Benchettara 1ère année de Médecine 2022/2023

$$m' = 15.0649 \times 10^{-24} \text{ g} \times 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 9.0721 \text{ g mol}^{-1}$$

3. En déduire sa masse molaire théorique en g.

$$M_{\text{Be}} = 15.0649 \times 10^{-24} \text{ g} \times 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 9.0721 \text{ g mol}^{-1}$$

4. Comparer à sa masse molaire réelle qui est de 9,012 g/mol.

$$9.0721 \text{ g mol}^{-1} > 9.012 \text{ g mol}^{-1}$$

5. A quoi est due la différence observée ?

**La différence est appelée défaut de masse. Cette perte de masse du noyau est convertie en énergie qui assure la cohésion du noyau.**

### Exercice N°7

Le potassium (Z=19) existe sous forme de 2 isotopes stables  $^{39}\text{K}$  et  $^{41}\text{K}$

1. Donner pour chaque isotope la composition du noyau.

**$^{39}\text{K}$  : 19 protons et 20 neutrons.**

**$^{41}\text{K}$  : 19 protons et 22 neutrons**

2. Evaluer approximativement la masse molaire et la masse atomique de chacun des 2 isotopes en uma et en g.

**$^{39}\text{K}$  : 39 g mol<sup>-1</sup> et 39 uma**

**$^{41}\text{K}$  : 41 g mol<sup>-1</sup> et 41 uma**

3. La masse molaire du potassium naturel est de 39,098 g/mol, évaluez approximativement l'abondance naturelle de chacun des isotopes.

Soient x le pourcentage de l'isotope  $^{39}\text{K}$  et y le pourcentage de  $^{41}\text{K}$ .

$$\begin{cases} 39x + 41y = 39.098 \\ x + y = 1 \end{cases}$$

$$x = 95.1 \%$$

$$y = 4.9 \%$$

### Exercice N°8

Le silicium  $^{14}\text{Si}$  est un élément naturel de masse atomique moyenne égale à 28,085 uma, il est constitué de trois isotopes correspondant aux nucléides  $^{28}\text{Si}$ ,  $^{29}\text{Si}$  et  $^{30}\text{Si}$ . Compléter le tableau suivant en justifiant.

6

Pr. A. Benchettara 1ère année de Médecine 2022/2023

$$\{ 28.085 \cdot 0.9517 + 28.976 \cdot 0.04685 + 29.974 \cdot 0.00144 = 28.085 \}$$

$$28.085$$

$$28 + 29 + 30 = 87$$

$$\Rightarrow$$

$$\{ 28.085 \cdot 0.9517 + 28.976 \cdot 0.04685 = 28.085 \cdot 0.99856 \}$$

$$28 + 29 = 57 \cdot 0.99856$$

$\Rightarrow$

Nucléide	Masse atomique (uma)	Abondance relative (%)
$^{28}\text{Si}$	27,977	<b>x = 0.9217</b> <b>*100 = 92.17%</b>
$^{29}\text{Si}$	28,976	z = 4,685 %
$^{30}\text{Si}$	29,974	<b>y = 0.0313 * 100 = 3.13%</b>

7