

## CHAPITRE – LA MATIÈRE À L'ÉCHELLE MICROSCOPIQUE

### EXERCICES À RÉALISER EN AUTONOMIE :

- Exercice résolu page 69, exercice résolu page 101 ;
- QCM page 70, QCM page 102 ;
- Exercices corrigés n° 11 page 70, 16 page 71, 20 page 71, 28 page 72, 11 page 102, 13 page 103, 15 page 103, 19 page 104, 30 page 106 ;
- Exercices facultatifs : 13 page 71, 18 page 71, 21 page 71, 23 page 72, 24 page 72, 27 page 72, 31 page 72, 32 page 72, 33 page 73, 36 page 73, 27 page 105, 28 page 105, 32 page 106.

#### ▪ EXERCICE 15 PAGE 71 Les différentes entités chimiques

1. Anion :  $\text{HCO}_3^-$  ; cation :  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$  ; atome :  $\text{Ar}$  ; molécules :  $\text{C}_3\text{H}_8$  et  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
2. Une molécule de formule  $\text{C}_3\text{H}_8$  est composée de 3 atomes de carbone et 8 atomes d'hydrogène. Une molécule de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  est composée de 6 atomes de carbone, 12 atomes d'hydrogène et 6 atomes d'oxygène.

#### ▪ EXERCICE 22 PAGE 71 Ions et composés ioniques

1. Perdre deux électrons, c'est perdre deux charges négatives. Il reste donc un excès de charges positives. La formule de l'ion cobalt II est  $\text{Co}^{2+}$ .
2. L'ion bromure s'est formée à partir d'un atome de brome. Cet atome a gagné un électron. La transformation a permis de former un anion bromure.
3. Un composé ionique est électriquement neutre. Pour un ion cobalt, qui porte deux charges plus, il faut apporter deux charges moins. Or chaque bromure n'apporte qu'une seule charge moins, il en faudra donc deux. La formule du bromure de cobalt II est donc  $\text{CoBr}_2$ .

#### ▪ EXERCICE 25 PAGE 72 Nucléons, protons, neutrons, électrons

Symbole chimique	Li	S	$\text{Al}^{3+}$	$\text{Po}^{2-}$
Nombre de nucléons	$3+5 = 8$	34	27	$84+126 = 210$
Nombre de protons	3	16	$27-14 = 13$	$86-2 = 84$
Nombre de neutrons	5	$34-16 = 18$	14	126
Nombre d'électrons	3	16	$13-3 = 10$	86

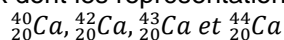
#### ▪ EXERCICE 34 PAGE 73 Anion, cation, protons, symbole du noyau

1. Cet ion porte une charge électrique positive, c'est un cation.
2. Cet ion porte deux charges positives et 27 électrons. Il a été formé lors d'une transformation durant laquelle l'atome a perdu deux électrons. Cet atome, électriquement neutre, comprenait donc 29 électrons. Or un atome est électriquement neutre, il compte autant de protons que d'électrons. Donc l'atome de cuivre compte 29 protons.
3. Son numéro atomique  $Z$  vaut 29 et son nombre de masse  $A$  vaut  $29 + 34 = 63$ . La représentation symbolique du noyau est  ${}_{29}^{63}\text{Cu}$ .

▪ **EXERCICE 35 PAGE 73** Isotopes, nombre de masse, numéro atomique, formule des ions

1. Le nombre de protons s'obtient en soustrayant le nombre de neutrons au nombre de nucléons :  
 $Z = 40 - 20 = 20$  protons.

2. Les quatre isotopes ont des noyaux dont les représentations symboliques sont :



Ce sont quatre isotopes de calcium, les quatre ont pour symbole Ca et ont tous le même nombre de protons.

3. Le nuage électronique compte deux électrons de moins que le noyau compte de protons. L'ensemble porte donc deux charges positives. La formule de l'ion calcium est donc  $\text{Ca}^{2+}$ .

▪ **EXERCICE 38 PAGE 74** Particules, masse d'un noyau, de molécules, symbole d'un noyau

1. Les atomes d'uranium 235 sont composés de 92 protons,  $235 - 92 = 143$  neutrons. Par électroneutralité, ils sont aussi composés de 92 électrons. Les atomes d'uranium 238 ont la même composition mais avec trois neutrons de plus, soit 146.

2. Par électroneutralité, un atome de fluor compte neuf protons. La masse de l'atome, quasiment égale à la masse de son noyau, s'obtient en sommant la masse des  $A$  nucléons qui le composent :

$$m_F = A \times m_{\text{nucléon}}$$

La valeur de  $A$  s'obtient en divisant la masse totale par la masse d'un nucléon :

$$A = \frac{m_F}{m_{\text{nucléon}}} = \frac{3,17 \times 10^{-26} \text{ kg}}{1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}} = 19$$

Parmi ces 19 nucléons figurent 9 protons. On en déduit qu'il s'y trouve aussi 10 neutrons.

Le symbole du noyau de l'atome de fluor est  ${}_{9}^{19}\text{F}$ .

3. Les masses des molécules d'hexafluorure d'uranium se calculent en sommant la masse de tous les nucléons qui les composent :

Masse d'hexafluorure d'uranium 235 =  $(235 + 19 \times 6) \times m_{\text{nucléon}} = 349 \times 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg} = 5,83 \times 10^{-25} \text{ kg}$ .

Masse d'hexafluorure d'uranium 238 =  $(238 + 19 \times 6) \times m_{\text{nucléon}} = 352 \times 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg} = 5,88 \times 10^{-25} \text{ kg}$ .

4. Les molécules les plus lourdes sont éjectées vers l'extérieur puisque c'est à l'extérieur qu'on récupère un mélange appauvri en uranium 235 plus léger.

▪ **EXERCICE 14 PAGE 103** Masse d'une molécule, nombre d'entités

1.  $m(\text{NaHCO}_3) = m(\text{Na}) + m(\text{H}) + m(\text{C}) + 3 \times m(\text{O})$ .

$$m(\text{NaHCO}_3) = (3,82 + 0,167 + 1,99 + 3 \times 2,66) \times 10^{-23} \text{ g} = 13,957 \times 10^{-23} \text{ g}$$

2. Le nombre de composés s'obtient en divisant la masse totale par la masse d'un composé :

$$N = \frac{m_{\text{totale}}}{m_{\text{composé}}} = \frac{3,0 \text{ g}}{13,957 \times 10^{-23} \text{ g}} = 2,2 \times 10^{22} \text{ composés}$$

▪ **EXERCICE 22 PAGE 104** Masse et quantité de matière

$$1. m(\text{NaOH}) = m(\text{Na}) + m(\text{O}) + m(\text{H}) = 3,82 \times 10^{-23} \text{ g} + 2,66 \times 10^{-23} \text{ g} + 1,67 \times 10^{-24} \text{ g} \\ = 6,65 \times 10^{-23} \text{ g}$$

2. Calculons le nombre d'entités de NaOH présentes dans 0,40 g :

$$N = \frac{m}{m_e} = \frac{0,40 \text{ g}}{6,65 \times 10^{-23} \text{ g}} = 6,0 \times 10^{21} \text{ entités.}$$

Sachant qu'une mole est composée de  $6,022 \times 10^{23}$  entités, le nombre précédent correspond à une quantité de matière égale à :

$$n = \frac{N}{6,022 \times 10^{23} \text{ entités/mol}} = \frac{6,0 \times 10^{21}}{6,022 \times 10^{23}} \approx 10 \text{ mmol}$$

3. Calculons la masse d'eau :  $m = \rho \times V = 1,0 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 100 \text{ mL} = 100 \text{ g}$ .

Calculons la masse d'une molécule d'eau :  $m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times m(\text{H}) + m(\text{O}) = 2,994 \times 10^{-23} \text{ g}$

Calculons le nombre de molécules d'eau :

$$N = \frac{m}{m_e} = \frac{100 \text{ g}}{2,994 \times 10^{-23} \text{ g/entité}} = 3,34 \times 10^{24} \text{ entités}$$

Soit une quantité de matière égale à :

$$n = \frac{N}{6,022 \times 10^{23} \text{ entités/mol}} = \frac{3,34 \times 10^{24} \text{ entités}}{6,022 \times 10^{23} \text{ entités/mol}} = 5,55 \text{ mol}$$