

## Grandeurs physiques liés à la quantité de matière

### Exercice 1 :

La densité du fer est  $d = 7,8$  calculer la masse d'un cube de fer d'arrête  $a = 20 \text{ cm}$  .

Calculer la quantité de matière d'atomes de fer contenus dans ce cube.

La masse volumique de l'eau dans les conditions de l'expérience est

$$m_{eau} = 1000 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}.$$

La masse molaire atomique du fer est  $M_{Fe} = 55,8 \text{ g/mol}$ .

### Correction

La densité du fer est relié aux masses volumiques du fer et de l'eau :

$$d = \frac{\rho_{fer}}{\rho_{eau}} \Rightarrow \rho_{fer} = d \cdot \rho_{eau}$$
$$\rho_{fer} = 7,8 \times 1000 = 7800 \text{ kg/m}^3$$

Le volume du cube est :

$$V = a^3 \Rightarrow V = (20 \text{ cm})^3 = 8000 \text{ cm}^3 = 8000 \times (10^{-2} \text{ m})^3 = 8 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

La masse du cube de fer est :

$$\rho_{fer} = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho_{fer} \cdot V = 7800 \times 8 \cdot 10^{-3} = 62,4 \text{ kg}$$

Calculons, en mole, la quantité de matière  $n$  d'atome de fer contenus dans ce cube :

$$n = \frac{m}{M_{Fe}}$$
$$n = \frac{62400}{55,8} = 1118 \text{ mol atomes de fer}$$

### Exercice 2 :

L'éthanol est un solvant. Pour déterminer sa densité, on verse 50mL d'éthanol dans une éprouvette graduée que l'on pèse sur une balance de précision : la masse mesurée est  $m=94,3\text{g}$ . L'éprouvette vide a une masse  $m'=5,8\text{g}$ .

1- Calculer la masse d'éthanol contenu dans l'éprouvette.

2- Calculer la densité de l'éthanol. Donnée : masse volumique d'eau :  $\rho_{eau}=1\text{g.mL}^{-1}$

3- On mélange 50mL d'heptane avec 20mL d'éthanol. On verse dans une ampoule à décanter. Il se forme deux phases. Commenter et schématiser l'ampoule.

Donnée : densité de l'heptane  $d = 0,68$ .

## Correction

1- Calculons la masse d'éthanol contenu dans l'éprouvette :

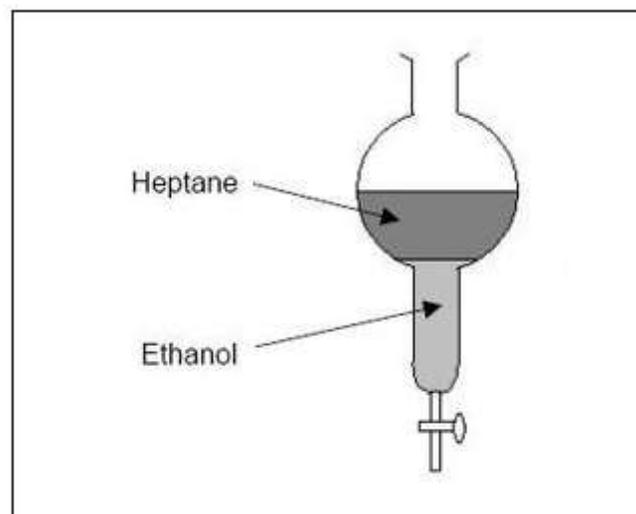
$$m_{\text{éthanol}} = m - m' = 94,3 - 53,8 = 40,5 \text{ g}$$

2- La densité de l'éthanol  $d_{\text{éthanol}}$  :

$$d_{\text{éthanol}} = \frac{m}{m'} = \frac{40,5}{50} = 0,81$$

3- Schéma l'ampoule à décanter :

On a :  $d_{\text{hep}} < d_{\text{éthanol}}$  donc l'heptane surmonte l'éthanol.



### Exercice 3 :

Déterminer un volume, une masse ou une quantité de matière

Recopier et compléter le tableau suivant :

| Etat liquide                     | Acide éthanoïque | Benzaldéhyde | Alcool benzylique |
|----------------------------------|------------------|--------------|-------------------|
| Formule chimique                 | $C_2H_4O_2$      | $C_7H_6O$    | $C_7H_8O$         |
| Masse molaire<br>$M$ (g/mol)     |                  |              |                   |
| Masse volumique<br>$\mu$ (g/mL)  | 1,05             | 1,05         | 1,04              |
| Volume<br>$V$ (mL)               |                  | 12           |                   |
| Masse<br>$m$ (g)                 |                  |              | 15,0              |
| Quantité de matière<br>$n$ (mol) | 0,100            |              |                   |

Donnée :

$M_C = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M_O = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M_H = 1 \text{ g/mol}$

### Correction

Pour l'acide éthanoïque :

Masse molaire :

$$M(C_2H_4O_2) = 2M_C + 4M_H + 2M_O = 2 \times 12 + 4 \times 1 + 2 \times 16 = 60 \text{ g/mol}$$

Volume V :

$$\mu = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\mu} = \frac{n \cdot M}{\mu}$$

$$V = \frac{0,10 \times 60}{1,05} = 5,71 \text{ mL}$$

Masse m :

$$m = n \cdot M = 0,10 \times 60 = 6,00 \text{ g}$$

| Etat liquide                    | Acide éthanoïque | Benzaldéhyde | Alcool benzylique |
|---------------------------------|------------------|--------------|-------------------|
| Formule chimique                | $C_2H_4O_2$      | $C_7H_6O$    | $C_7H_8O$         |
| Masse molaire<br>M (g/mol)      | 60               | 106          | 108               |
| Masse volumique<br>$\mu$ (g/mL) | 1,05             | 1,05         | 1,04              |
| Volume<br>V (mL)                | 5,71             | 12           | 14,4              |
| Masse<br>m (g)                  | 6,00             | 12,6         | 15,0              |
| Quantité de matière<br>n (mol)  | 0,100            | 0,12         | 0,139             |

## Exercice 4 :

### Détermination des concentrations molaires

Une boisson énergétique pour les sportifs, est obtenue en dissolvant 790g de poudre dans de l'eau pour obtenir 5,0L de solution.

Sur l'étiquette on lit : 100g de poudre contiennent, 47,5mg de vitamine C et 0,95mg de vitamine B<sub>1</sub>.

1- Calculer les masses molaires moléculaires des vitamines C ( $C_6H_8O_6$ ) et B<sub>1</sub> ( $C_{12}H_{17}ON_4SCl$ ).

2- Déterminer les quantités de matière de vitamine C et B<sub>1</sub> présent dans 100g puis dans 790g de poudre.

3- Déterminer les concentrations molaires de ces vitamines dans la boisson préparée.

4- Au cours d'une compétition, un athlète boit 2,4 l de cette boisson. Calculer les masses de vitamine C et B<sub>1</sub> absorbées.

Donnée :

| Elément                  | C  | O  | H | N  | S  | Cl   |
|--------------------------|----|----|---|----|----|------|
| Masse molaire<br>(g/mol) | 12 | 16 | 1 | 14 | 32 | 35,5 |

## Correction

1- Masses molaires :

Masse molaire de vitamine C :

$$M(C_6H_8O_6) = 6M(C) + 8M(H) + 6M(O) = 6 \times 12 + 8 \times 1 + 6 \times 16 = 176 \text{ g/mol}$$

Masse molaire de vitamine B<sub>1</sub> :

$$M(C_{12}H_{17}ON_4SCl) = 12M(C) + 17M(H) + M(O) + 4M(N) + M(S) + M(Cl)$$

$$M(C_{12}H_{17}ON_4SCl) = 12 \times 12 + 17 \times 1 + 16 + 4 \times 14 + 32 + 35,5 = 300,6 \text{ g/mol}$$

## 2- Quantité de matière :

Dans 100g de poudre :

Vitamine C :

$$n(C) = \frac{m(C)}{M(C)} = \frac{47,5}{176} \Rightarrow M(C) \approx 2,7 \times 10^{-1} \text{ mmol}$$

Vitamine B<sub>1</sub> :

$$n(B_1) = \frac{m(B_1)}{M(B_1)} = \frac{0,95}{300,6} \Rightarrow M(B_1) \approx 3,2 \times 10^{-3} \text{ mmol}$$

Dans 790g de poudre :

Vitamine C :

$$n(C) = 7,9 \times 2,7 \times 10^{-1} \Rightarrow n(C) \approx 2,13 \text{ mmol}$$

Vitamine B<sub>1</sub> :

$$n(B_1) = 7,9 \times 3,2 \times 10^{-3} \Rightarrow n(C) \approx 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mmol}$$

## 3- Déterminer les concentrations molaires de ces vitamines dans la boisson préparée :

Concentration de vitamine C :

$$[C] = \frac{n(C)}{V} = \frac{2,13}{5} \Rightarrow [C] = 4,26 \cdot 10^{-1} \text{ mmol/L}$$

Concentration de vitamine B<sub>1</sub> :

$$[B_1] = \frac{n(B_1)}{V} = \frac{2,5 \cdot 10^{-2}}{5} \Rightarrow [C] = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mmol/L}$$

## 4- Les masses des vitamines :

Masse de vitamine C :

$$[C] = \frac{n'(C)}{V} = \frac{m'(C)}{M(C) \cdot V'} \Rightarrow m'(C) = [C] \cdot M(C) \cdot V' = 4,26 \cdot 10^{-1} \times 176 \times 2,4 = 180 \text{ mg}$$

Masse de vitamine B<sub>1</sub> :

$$m'(B_1) = [B_1] \cdot M(B_1) \cdot V' = 5,0 \cdot 10^{-3} \times 300,6 \times 2,4 = 3,61 \text{ mg}$$

### Exercice 4 :

On pèse la masse de  $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$  d'un gaz on trouve  $m = 0,88 \text{ g}$ . Soit ce gaz est du propane soit c'est du butane.

Formule brute du propane :  $C_3H_8$  et du butane  $C_4H_{10}$ .

- 1- Calculer la masse molaire de chaque gaz.
- 2- En déduire la nature du gaz étudié.

### Correction

1- Masse molaire du propane :

$$M(C_3H_8) = 3M(C) + 8M(H) = 3 \times 12 + 8 \times 1 = 44 \text{ g/mol}$$

Masse molaire du butane :

$$M(C_4H_{10}) = 4M(C) + 10M(H) = 4 \times 12 + 10 \times 1 = 58 \text{ g/mol}$$

2-Recherche de la masse molaire du gaz inconnu :

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{m}{n} = \frac{0,88}{2,0 \cdot 10^{-2}} = 44 \text{ g/mol}$$

La masse molaire du gaz correspondant à celui du propane. Le gaz est donc du propane.

### Exercice 5 :

L'éther éthylique de formule brute  $C_4H_{10}O$  a une masse volumique  $\rho = 0,714 \text{ kg} \cdot L^{-1}$ .

On relève avec une éprouvette graduée  $V = 15 \text{ mL}$  d'éther.

- 1- Donner la masse volumique en  $g \cdot cm^{-3}$ .
- 2- Calculer la masse molaire M de l'éther.

3- Calculer le nombre de mole d'éther relevé avec l'éprouvette.

**Donnée :**

$$M_C = 12 \text{ g/mol} ; M_O = 16 \text{ g/mol} ; M_H = 1 \text{ g/mol}$$

### Correction

1- masse volumique en  $g.cm^{-3}$  :

$$\rho = 0,714 \text{ kg.L}^{-1} = 0,714 \cdot 10^3 \cdot 10^3 \text{ g.cm}^{-3} = 0,714 \text{ g.cm}^{-3}$$

2- Masse molaire :

$$M(C_4H_{10}O) = 4M_C + 10M_H + M_O = 4 \times 12 + 10 \times 1 + 16 = 74 \text{ g.mol}^{-1}$$

3- Nombre de mole :

$$\begin{aligned} 15 \text{ mL} &= 15 \text{ cm}^3 \\ n &= \frac{m}{M} = \frac{\rho \cdot V}{M} \\ n &= \frac{0,714 \times 15}{74} = 1,4 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \end{aligned}$$

Exercice 5 :

Une eau contient du chlorure de sodium.

1- Quelle est la formule du chlorure de sodium dans l'eau ?

2- Calculer sa masse molaire.

L'eau salée a une concentration massique massique en sel de  $200 \text{ g.L}^{-1}$ .

3- Quelle est la concentration molaire de chlorure de sodium dans cette eau ?

4- De combien de litres d'une telle eau faut-il disposer pour pouvoir extraire une masse de sel égale à une tonne ?

$$\text{Donnée : } M_{Na} = 23 \text{ g.mol}^{-1} ; M_{Cl} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

Corrigé

1- Formule du chlorure de sodium :

Dans l'eau il y a présence d'ions de sodium  $Na^+$  et d'ions de chlorure  $Cl^-$ .

La formule est donc :  $Na^+ + Cl^-$ .

On ne peut pas mettre  $NaCl$  car le sel est dissous et donc il n'est plus solide.

2- Masse molaire :

$$M(\text{NaCl}) = M_{\text{Na}} + M_{\text{Cl}} = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

3- Concentration molaire :

$$\begin{cases} C = \frac{n}{V} \\ n = \frac{m}{M} \end{cases} \Rightarrow C = \frac{m}{M \cdot V}$$
$$C_m = \frac{m}{V}$$
$$C = \frac{m}{V} \cdot \frac{1}{M} = \frac{C_m}{M}$$
$$C = \frac{200}{58,5} = 3,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

4- Volume d'eau salée :

On sait que 1L contient 200g donc :

On veut avoir V L pour extraire 1 tonne =  $10^3 \text{ kg} = 10^6 \text{ g}$

$$\text{Donc : } V = \frac{10^6}{200} = 5 \cdot 10^3 \text{ L} = 5 \text{ m}^3$$