

# Exercices du chap.1 - correction

**31** a. La masse molaire du glycérol est :

$$M_{C_3H_8O} = 3M_C + 8M_H + M_O = 3 \times 12,0 + 8 \times 1,0 + 16,0 = 92,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Par conséquent, la quantité de matière de glycérol dans  $m = 100 \text{ kg}$  de glycérol est :

$$n = \frac{m}{M_{C_3H_8O}} = \frac{100 \times 10^3}{92,0} = 1,09 \times 10^3 \text{ mol}$$

b. Le volume de glycérol correspondant est :

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{100 \times 10^3}{1,26} = 7,94 \times 10^4 \text{ L}$$

**33** a. Dans  $V = 50 \text{ mL}$  de solution, la quantité de matière de dioxyde de carbone dissous est :

$$n = cV = 3,59 \times 10^{-2} \times 50 \times 10^{-3} = 1,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

b. Le volume de dioxyde de carbone dissous est donc :

$$V = nV_m = 1,8 \times 10^{-3} \times 24,5 = 4,4 \times 10^{-2} \text{ L} = 44 \text{ mL}$$

c. Le volume de solution fille réalisé est  $\frac{100}{5,00} = 20,0$  fois

plus grand que le volume du prélèvement de solution mère. On a donc divisé la concentration par 20,0 donc la concentration de la solution fille est :

$$c' = \frac{c}{20,0} = \frac{3,59 \times 10^{-2}}{20,0} = 1,80 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

**35** a. La masse molaire de l'acide ascorbique est :

$$M_{C_6H_8O_6} = 6M_C + 8M_H + 6M_O = 176,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

b. La masse molaire des ions ascorbate est :

$$M_{C_6H_7O_6^-} = 6M_C + 7M_H + 6M_O = 175,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La masse molaire de  $\text{Na}^+$  est égale à celle de l'atome :

$$M_{\text{Na}^+} = 23,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

**37** a. La masse molaire du nitrate d'ammonium vaut

$$M_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 2M_N + 4M_H + 3M_O = 80,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Pour préparer  $n = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$  de nitrate d'ammonium, on doit en peser une masse :

$$m = nM_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 5,0 \times 10^{-2} \times 80,0 = 4,0 \text{ g}$$

On utilise une balance, une coupelle de pesée et une spatule.

b. Le volume de la solution étant  $V = 100 \text{ mL}$ , la concentration en quantité de matière de la solution est :

$$c = \frac{n}{V} = \frac{5,0 \times 10^{-2}}{100 \times 10^{-3}} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

**38** a. La masse molaire de l'acide arachidique est égale

$$\text{à } M_{C_{20}H_{40}O_2} = 20M_C + 40M_H + 2M_O = 312,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La masse de  $n = 2,50 \times 10^{-3} \text{ mol}$  de cet acide est :

$$m = nM_{C_{20}H_{40}O_2} = 2,50 \times 10^{-3} \times 312,0 = 0,78 \text{ g}$$

b. Le volume de cet échantillon est  $V = \frac{m}{\rho} = \frac{0,78}{0,92} = 0,95 \text{ mL}$ .

**40** La masse de plomb dans la statue vaut :

$$m = 0,06 \times 80 = 5 \text{ kg}$$

La quantité de matière de plomb dans la statue est :

$$n = \frac{m}{M_{\text{Pb}}} = \frac{5 \times 10^3}{207,2} = 2 \times 10^1 \text{ mol}$$

**42** a. Le volume de  $n = 1,5 \times 10^{-1} \text{ mol}$  de propane est :

$$V = nV_m = 1,5 \times 10^{-1} \times 24,5 = 3,7 \text{ L}$$

b. La masse de cet échantillon est :

$$m = nM_{C_3H_8} = 1,5 \times 10^{-1} \times 44,0 = 6,6 \text{ g}$$

**44** a. La quantité de matière de dichlore dans  $V = 200 \text{ mL}$  de dichlore est  $n = \frac{V}{V_m} = \frac{200 \times 10^{-3}}{24,5} = 8,16 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

b. La solution, de volume  $V_{\text{sol}} = 100 \text{ mL}$ , a donc une concentration en quantité de matière :

$$c = \frac{n}{V_{\text{sol}}} = \frac{8,16 \times 10^{-3}}{100 \times 10^{-3}} = 8,16 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

**45** a. La quantité de matière d'acide citrique à dissoudre pour préparer  $V = 100 \text{ mL}$  de solution est :

$$n = cV = 2,50 \times 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3} = 2,50 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

b. La masse molaire de l'acide citrique est :

$$M_{C_6H_8O_7} = 6M_C + 8M_H + 7M_O = 192,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La masse d'acide citrique à dissoudre est donc :

$$m = nM_{C_6H_8O_7} = 2,50 \times 10^{-3} \times 192,0 = 0,48 \text{ g}$$

**47** 1. La quantité de matière de soluté à prélever est :

$$n_1 = c_1V_1 = 1,50 \times 10^{-2} \times 250 \times 10^{-3} = 3,75 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

La masse molaire du nitrate de potassium est :

$$M_{\text{KNO}_3} = M_K + M_O \times 3 + M_N = 101,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La masse de nitrate de potassium à peser est donc :

$$m_1 = n_1M_{\text{KNO}_3} = 3,75 \times 10^{-3} \times 101,1 = 0,379 \text{ g}$$

Protocole : > Fiche 13 p. 439

2. a. La quantité de matière de soluté à introduire dans la solution fille est :

$$n_2 = c_2V_2 = 1,50 \times 10^{-3} \times 200 \times 10^{-3} = 3,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Le volume de solution mère contenant cette quantité de

$$\text{matière de soluté est } V = \frac{n_2}{c_1} = \frac{3,00 \times 10^{-4}}{1,50 \times 10^{-2}} = 2,00 \times 10^{-2} \text{ L},$$

soit 20,0 mL.

b. Protocole de dilution : > Fiche 13 p. 439

**49** a. La masse molaire de la mauvéine est :

$$M_{C_{26}H_{23}ClN_4} = 26M_C + 23M_H + M_{Cl} + 4M_N = 426,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

b. La quantité de matière de mauvéine dans  $m = 250 \text{ mg}$  de mauvéine est :

$$n = \frac{m}{M_{C_{26}H_{23}ClN_4}} = \frac{250 \times 10^{-3}}{426,5} = 5,86 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

**50** La quantité de matière de platine dans  $m = 5,0 \text{ g}$  de

$$\text{platine est } n = \frac{m}{M_{\text{Pt}}} = \frac{5,0}{195,1} = 2,6 \times 10^{-2} \text{ mol}.$$

**52**

Nom	Fer	Ion ammonium	Chlorure de calcium
Formule	Fe	$\text{NH}_4^+$	$\text{CaCl}_2$
Masse molaire	55,8 g·mol <sup>-1</sup>	$M_N + 4M_H = 18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$	$M_{\text{Ca}} + 2M_{\text{Cl}} = 111,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Masse	1,7 g	2,5 g	3,0 kg
Quantité de matière	$3,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$	$1,4 \times 10^{-1} \text{ mol}$	27 mol

**53** a. La masse molaire du glycérol est :

$$M_{C_3H_8O_3} = 3M_C + 8M_H + 3M_O = 92,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

b. La masse de  $n = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$  de glycérol est :

$$m = nM_{C_3H_8O_3} = 5,00 \times 10^{-2} \times 92,0 = 4,60 \text{ g}$$

- 54** a. La masse de  $V = 1,00$  L de glace est :  
 $m = \rho V = 0,92 \times 1,00 \times 10^3 = 9,2 \times 10^2$  g  
 b. Comme la masse molaire de l'eau est  $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18,0$  g·mol<sup>-1</sup>, la quantité de matière dans un litre de glace est  $n = \frac{m}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{9,2 \times 10^2}{18,0} = 51$  mol.  
 c. Un litre d'eau liquide a une masse  $m' = 1\,000$  g donc la quantité de matière d'eau liquide qu'il contient est :  
 $n' = \frac{m'}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1\,000}{18,0} = 55,6$  mol  
 La quantité de matière d'eau est plus faible dans la glace que dans le liquide, pour un même volume.

- 55** a. La masse de  $V = 100$  mL de cyclohexane est :  
 $m = \rho V = 0,78 \times 100 = 78$  g  
 b. La masse molaire du cyclohexane est :  
 $M_{\text{C}_6\text{H}_{12}} = 6M_{\text{C}} + 12M_{\text{H}} = 84,0$  g·mol<sup>-1</sup>  
 c. La quantité de matière de cyclohexane dans  $V = 100$  mL de cyclohexane est  $n = \frac{m}{M_{\text{C}_6\text{H}_{12}}} = \frac{78}{84,0} = 0,93$  mol.

- 57** a. La masse de carbone dans la poutre est :  
 $m_{\text{C}} = \frac{1,2}{100} \times 1,00 \times 10^6 = 1,2 \times 10^4$  g  
 b. La quantité de matière de carbone correspondante est :  
 $n_{\text{C}} = \frac{m_{\text{C}}}{M_{\text{C}}} = \frac{1,2 \times 10^4}{12,0} = 1,0 \times 10^3$  mol  
 c. La masse de fer dans la poutre est :  
 $m_{\text{Fe}} = 0,988 \times 1,00 \times 10^6 = 9,98 \times 10^5$  g  
 La quantité de matière de fer correspondante est :  
 $n_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = \frac{9,98 \times 10^5}{55,8} = 1,77 \times 10^5$  mol

**59**

Nom	Argon	Dioxygène	Propane
Formule chimique	Ar	O <sub>2</sub>	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>
Volume	15 m <sup>3</sup>	1,5 L	245 L
Quantité de matière	612 mol	6,3 × 10 <sup>-2</sup> mol	10 mol

- 60** 1. La masse molaire du butane est :  
 $M_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 4M_{\text{C}} + 10M_{\text{H}} = 58,0$  g·mol<sup>-1</sup>  
 2. La quantité de matière de butane dans  $m = 13$  kg de butane est  $n = \frac{m}{M_{\text{C}_4\text{H}_{10}}} = \frac{13 \times 10^3}{58,0} = 2,2 \times 10^2$  mol.  
 3. a. Le volume de butane obtenu est :  
 $V = nV_{\text{m}} = 2,2 \times 10^2 \times 24,5 = 5,5 \times 10^3$  L  
 b. Le volume serait différent : puisque la masse molaire des deux espèces chimiques n'est pas la même, pour une même masse il y a une quantité de matière différente de gaz, donc un volume différent.

- 61** a. La masse molaire de l'aspartame est :  
 $M_{\text{C}_{14}\text{H}_{18}\text{O}_5\text{N}_2} = 14M_{\text{C}} + 18M_{\text{H}} + 5M_{\text{O}} + 2M_{\text{N}}$   
 $= 294,0$  g·mol<sup>-1</sup>  
 Donc la concentration en quantité de matière d'une solution d'aspartame dont la concentration en masse est  $C_{\text{m}} = 600 \times 10^{-3}$  g·L<sup>-1</sup> est :  
 $c = \frac{C_{\text{m}}}{M_{\text{C}_{14}\text{H}_{18}\text{O}_5\text{N}_2}} = \frac{600 \times 10^{-3}}{294,0} = 2,04 \times 10^{-3}$  mol·L<sup>-1</sup>

- b. Le volume de cette boisson contenant  $n = 1,10 \times 10^{-2}$  mol d'aspartame est :  
 $V = \frac{n}{c} = \frac{1,10 \times 10^{-2}}{2,04 \times 10^{-3}} = 5,39$  L.

- 62** a. La masse molaire de l'hydroxyde de sodium est :  
 $M_{\text{NaOH}} = M_{\text{Na}} + M_{\text{O}} + M_{\text{H}} = 40,0$  g·mol<sup>-1</sup>  
 La quantité de matière d'hydroxyde de sodium dans  $m = 2,5$  g d'hydroxyde de sodium est :  
 $n = \frac{m}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{2,5}{40,0} = 6,3 \times 10^{-2}$  mol  
 b. Le volume de la solution étant  $V = 50$  mL, sa concentration est :  
 $c = \frac{n}{V} = \frac{6,3 \times 10^{-2}}{50 \times 10^{-3}} = 1,3$  mol·L<sup>-1</sup>

- 63** a. La concentration en masse du lactose est :  
 $C_{\text{m}} = \frac{12}{0,250} = 48$  g·L<sup>-1</sup>  
 b. La masse molaire du lactose est :  
 $M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 12M_{\text{C}} + 11M_{\text{O}} + 22M_{\text{H}} = 342,0$  g·mol<sup>-1</sup>  
 La concentration de la solution est donc :  
 $c = \frac{C_{\text{m}}}{M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}} = \frac{48}{342,0} = 1,4 \times 10^{-1}$  mol·L<sup>-1</sup>

- 64** a. Le solvant est l'eau et le soluté est le chlorure de sodium.  
 b. La masse molaire du chlorure de sodium est :  
 $M_{\text{NaCl}} = M_{\text{Na}} + M_{\text{Cl}} = 58,5$  g·mol<sup>-1</sup>  
 La concentration de la solution est donc :  
 $c = \frac{C_{\text{m}}}{M_{\text{NaCl}}} = \frac{9,0}{58,5} = 1,5 \times 10^{-1}$  mol·L<sup>-1</sup>  
 c. La quantité de matière de soluté dans une ampoule est :  
 $n = cV = 1,5 \times 10^{-1} \times 5,0 \times 10^{-3} = 7,7 \times 10^{-4}$  mol  
 d. Le volume passe de 5,0 mL à 25 mL donc la concentration est divisée par 5,0 et vaut :  
 $\frac{c}{5,0} = \frac{1,5 \times 10^{-1}}{5} = 3,1 \times 10^{-2}$  mol·L<sup>-1</sup>

- 66** a. La quantité de matière de dioxyde de carbone dans  $V = 88$  mL de dioxyde de carbone est :  
 $n = \frac{V}{V_{\text{m}}} = \frac{88 \times 10^{-3}}{24,5} = 3,6 \times 10^{-3}$  mol  
 b. Puisque cette quantité de matière est la quantité de matière maximale que l'on peut dissoudre dans  $V_0 = 100$  mL d'eau, la plus grande concentration possible de dioxyde de carbone dans l'eau est donc :  
 $c = \frac{n}{V_0} = \frac{3,6 \times 10^{-3}}{100 \times 10^{-3}} = 3,6 \times 10^{-2}$  mol·L<sup>-1</sup>

- 67** a. La quantité de matière de soluté à prélever pour produire  $V_1 = 50$  mL de solution fille est  $n = c_1V_1$ . Le volume de solution mère qui contient cette quantité de matière de soluté est  $V_0 = \frac{n}{c_0} = \frac{c_1V_1}{c_0} = 5,0$  mL. Il faut donc prélever 5,0 mL de solution mère.  
 b. La masse molaire du sulfate de cuivre est :  
 $M_{\text{CuSO}_4} = M_{\text{Cu}} + M_{\text{S}} + 4M_{\text{O}} = 159,6$  g·mol<sup>-1</sup>. La concentration massique de la solution diluée est donc :  
 $C_{\text{m}} = c_1M_{\text{CuSO}_4} = 1,0 \times 10^{-2} \times 159,6 = 1,60$  g·L<sup>-1</sup>  
 c. On utilise une pipette jaugée de 5 mL et une fiole jaugée de 50 mL. > Fiche 13 p. 439

- 68** 1. a. La masse molaire de l'ion bicarbonate est :  
 $M = M_H + M_C + 3M_O = 61,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- b. La concentration en masse des ions bicarbonate dans l'eau gazeuse est  $C_m = 1\,000 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$  d'après l'étiquette. La concentration en quantité de matière correspondante est donc :  
 $c = \frac{C_m}{M} = \frac{1\,000 \times 10^{-3}}{61,0} = 1,64 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- c. La quantité de matière d'ions dans ce volume d'eau gazeuse est  $n = cV = 1,64 \times 10^{-2} \times 1,15 = 1,89 \times 10^{-2} \text{ mol}$ .
2. a. La quantité de matière de dioxyde de carbone rejetée est égale à celle du bicarbonate présent dans la bouteille, donc  $n_{\text{gaz}} = 1,89 \times 10^{-2} \text{ mol}$ .
- b. Le volume de dioxyde de carbone rejeté est donc :  
 $V_{\text{gaz}} = n_{\text{gaz}}V_m = 1,89 \times 10^{-2} \times 24,5 = 0,46 \text{ L}$

**69** 1. a. et b.

Nom du solide	Formule	Masse dans une tonne de verre	Quantité de matière
Silice (sable)	SiO <sub>2</sub>	700 kg	1,17 × 10 <sup>4</sup> mol
Oxyde de sodium	Na <sub>2</sub> O	10 kg	161 mol
Monoxyde de calcium	CaO	100 kg	1,78 × 10 <sup>3</sup> mol

2. La masse volumique du verre étant  $\rho = 2\,350 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$ , le volume de  $m = 1\,000 \text{ kg}$  de verre est :  
 $V = \frac{m}{\rho} = \frac{1\,000}{2\,350} = 3,953 \times 10^{-1} \text{ m}^3 = 395,3 \text{ L}$

- 70** La quantité de matière d'acétone à introduire dans la solution est :  
 $n = cV = 5,0 \times 10^{-2} \times 200 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$
- La masse molaire de l'acétone est :  
 $M_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}} = 3M_C + 6M_H + M_O = 58,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- La masse d'acétone à prélever est donc :  
 $m = nM_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}} = 1,0 \times 10^{-2} \times 58,0 = 0,58 \text{ g}$
- Le volume correspondant est donc :  
 $V_a = \frac{m}{\rho} = \frac{0,58}{0,78} = 7,4 \times 10^{-1} \text{ L}$

- 71** 1. a. Par définition le volume que peut libérer un litre d'eau oxygénée à cent volumes est  $V_{\text{O}_2} = 100 \text{ L}$ .
- b. La quantité de matière de dioxygène correspondante est :  
 $n_{\text{O}_2} = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_m} = \frac{100}{22,4} = 4,46 \text{ mol}$
2. La quantité de matière de peroxyde d'hydrogène dans un litre de solution est  $n_{\text{H}_2\text{O}_2} = 8,92 \text{ mol}$ . Donc la concentration de la solution est  $c = 8,92 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .
3. a. On réalise une dilution par dix, donc il faut prélever un volume de solution mère dix fois inférieur au volume de solution à fabriquer, soit  $V_0 = 10 \text{ mL}$ .
- b. Liste de matériel :
- bécher de 100 mL pour prélèvement ;
  - fiole jaugée de 100 mL ;
  - pipette jaugée 10 mL ;
  - poire à pipeter (ou propipette).

- 72** a. Le volume maximal est  $V = 0,02 \times 10 = 0,20 \text{ mL}$ .
- b. La masse de nicotine correspondante est :  $m = \rho V = 1,009\,7 \times 0,20 = 0,20 \text{ g}$
- La masse molaire de la nicotine vaut :

- $M_{\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2} = 10M_C + 14M_H + 2M_N = 162,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  donc la quantité de matière de nicotine correspondante est :  
 $n = \frac{m}{M_{\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2}} = \frac{0,20}{162,0} = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- c. Ainsi la concentration de la solution est :  
 $c = \frac{n}{V} = \frac{1,2 \times 10^{-3}}{10 \times 10^{-3}} = 1,2 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- d. Cette concentration est très supérieure à  $C_{\text{max}}$ .

- 73** 1. La masse d'un litre d'eau de Javel est :  
 $m = 1,31 \times 1\,000 = 1,31 \times 10^3 \text{ g}$
2. a. 100 g d'eau de Javel produisent 2,6 g de dichlore donc par proportionnalité la masse de dichlore produite par un litre de solution est :  
 $m = \frac{1,31 \times 10^3 \times 2,6}{100} = 34 \text{ g}$ .
- b. La masse molaire du dichlore est :  
 $M_{\text{Cl}_2} = 2M_{\text{Cl}} = 71,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- donc la quantité de matière de dichlore produite par un litre d'eau de Javel est :  $n = \frac{m}{M_{\text{Cl}_2}} = \frac{34}{71,0} = 0,48 \text{ mol}$
- c. Le volume de gaz correspondant est :  
 $V = nV_m = 0,48 \times 24,5 = 12 \text{ L}$
3. Comme la quantité de matière d'hypochlorite de sodium dans un litre de solution est également  $n = 0,48 \text{ mol}$ , la concentration de l'hypochlorite de sodium dans l'eau de Javel est  $c = 4,8 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

- 74** Un litre de vinaigre a une masse :  
 $m = 1,03 \times 1,000 = 1\,030 \text{ g}$
- donc la masse d'acide éthanóique dans un litre de vinaigre à 8° est  $\frac{8 \times 1\,030}{100} = 82,4 \text{ g}$ .
- La masse molaire de l'acide éthanóique est :  
 $M_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}} = 2M_C + 4M_H + M_O = 60,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- donc la quantité de matière d'acide éthanóique dans un litre de vinaigre est :  $n = \frac{m}{M_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}}} = \frac{82,4}{60,0} = 1,38 \text{ mol}$
- Comme la solution a un volume d'un litre, sa concentration est  $1,38 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

- 75** 1. La quantité de matière d'acide éthanóique nécessaire pour préparer  $V = 500 \text{ mL}$  de solution est :  
 $n = cV = 2,00 \times 10^{-1} \times 500 \times 10^{-3} = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol}$
2. a. Le volume acide éthanóique au minimum contenu dans un litre du mélange à 90 % est :  
 $V_{\text{acide}} = \frac{90 \times 1\,000}{100} = 9,0 \times 10^2 \text{ mL}$
- La masse est donc :  
 $m = \rho V_{\text{acide}} = 1,05 \times 9,0 \times 10^2 = 9,5 \times 10^2 \text{ g}$
- Comme la masse molaire de l'acide éthanóique est  $M_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}} = 2M_C + 4M_H + M_O = 60,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ , la quantité de matière d'acide éthanóique dans un litre du mélange est :  
 $n_0 = \frac{m}{M_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}}} = \frac{945}{60,0} = 16 \text{ mol}$
- b. Dans un litre de mélange à 90 %, on a 16 mol d'acide éthanóique donc pour prélever  $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$ , on doit utiliser  $\frac{1,0 \times 10^{-1}}{16} = 6,3 \text{ mL}$ .
3. On prélève 6,3 mL du mélange avec une pipette graduée de 10 mL ; on les verse dans une fiole jaugée de 500 mL.

D'après les pictogrammes, l'acide éthanoïque est nocif et inflammable donc on utilise des gants, une hotte aspirante, des lunettes et on reste éloigné d'une flamme ou d'une source de chaleur.

76 a. et b. Le volume s'obtient par proportion du mètre cube. La quantité de matière correspondante s'obtient en divisant le volume de gaz par le volume molaire des gaz. La masse s'obtient en multipliant la quantité de matière ainsi obtenue par la masse molaire de l'espèce chimique.

Gaz	Formule	Volume dans 1,00 m <sup>3</sup> d'air	Quantité de matière dans 1,00 m <sup>3</sup> d'air	Masse dans 1,00 m <sup>3</sup> d'air
Diazote	N <sub>2</sub>	781 L	31,9 mol	893 g
Dioxygène	O <sub>2</sub>	210 L	8,57 mol	274 g
Argon	Ar	9,30 L	0,38 mol	15,2 g

c. La masse d'un mètre cube est la somme des masses  $m = 1\,182\text{ g}$ , la quantité de matière totale est la somme des quantités de matière  $n = 40,9\text{ mol}$ .

d. La masse molaire moyenne de l'air est donc :

$$= 28,9\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \quad \frac{m}{n}$$

77 a. Soit un échantillon de gaz de masse  $m$  et de volume  $V$ , contenant une quantité de matière  $n$  de gaz de masse molaire  $M$ . La masse volumique de ce gaz s'écrit :

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{nM}{V}$$

Comme la quantité de matière d'un gaz dans un volume donné ne dépend pas du gaz, seule la masse molaire est différente selon le gaz considéré.

Si la masse molaire du gaz est inférieure à celle de l'air, sa masse volumique est plus faible donc il s'élève dans l'air.

b.  $M_{\text{CO}_2} = M_{\text{C}} + 2M_{\text{O}} = 44,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Cette valeur est supérieure à  $M_{\text{air}}$ , donc le dioxyde de carbone ne s'élève pas.

$M_{\text{He}} = 4,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Cette valeur est inférieure à  $M_{\text{air}}$ , donc l'hélium s'élève.

$M_{\text{H}_2} = 2M_{\text{H}} = 2,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Cette valeur est inférieure à  $M_{\text{air}}$ , donc le dihydrogène s'élève.

$M_{\text{NO}_2} = M_{\text{N}} + 2M_{\text{O}} = 46,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Cette valeur est supérieure à  $M_{\text{air}}$ , donc le dioxyde d'azote ne s'élève pas.

78 a. Le 4-aminophénol est un solide de masse molaire :

$$M_{\text{C}_6\text{H}_7\text{NO}_2} = 6M_{\text{C}} + 7M_{\text{H}} + 2M_{\text{O}} + M_{\text{N}} = 109,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Pour en avoir  $n_1 = 25\text{ mmol}$ , on doit en prélever :

$$m_1 = n_1 M_{\text{C}_6\text{H}_7\text{NO}_2} = 25 \times 10^{-3} \times 109,0 = 2,7\text{ g}$$

L'anhydride éthanoïque a une masse molaire :

$$M_{\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3} = 4M_{\text{C}} + 6M_{\text{H}} + 3M_{\text{O}} = 102,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Pour en avoir  $n_2 = 37\text{ mmol}$  il faut en prélever une masse

$$m_2 = n_2 M_{\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3} = 37 \times 10^{-3} \times 102,0 = 3,7\text{ g}$$

$$\text{soit un volume } V_2 = \frac{m_2}{\rho} = \frac{3,7}{1,08} = 3,5\text{ mL}$$

b. On pèse 2,7 g de 4-aminophénol à l'aide d'une balance, d'une spatule, d'une coupelle de pesée.

On prélève 3,5 mL d'anhydride éthanoïque à l'aide d'une pipette graduée.

79 La masse de taurine dans une canette de  $V = 250\text{ mL}$  est  $m_1 = 1,000\text{ g}$ , donc la canette contient une quantité de matière de taurine :

$$n_1 = \frac{m_1}{M_{\text{C}_2\text{H}_7\text{NO}_3\text{S}}} = \frac{1,000}{125,1} = 7,993 \times 10^{-3}\text{ mol}$$

On peut en boire chaque jour  $\frac{2,4 \times 10^{-2}}{7,993 \times 10^{-3}} = 3$  canettes.

La quantité de matière de caféine dans  $m_2 = 80 \times 10^{-3}\text{ g}$  de caféine (une canette) est :

$$n_2 = \frac{m_2}{M_{\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2}} = \frac{80 \times 10^{-3}}{194,0} = 4,1 \times 10^{-4}\text{ mol}$$

On peut en boire chaque jour  $\frac{2,1 \times 10^{-3}}{4,1 \times 10^{-4}} = 5$  canettes.

C'est la taurine qui limite, on peut boire au maximum trois canettes par jour.

80 L'accroissement de la teneur en dioxyde de carbone de l'atmosphère entre 1984 et 2015 est :

$$403,3 - 344,3 = 59\text{ ppm}$$

Tous les gaz ayant le même volume molaire, cet accroissement de proportion en nombre de particules est égal à un accroissement de proportion volumique.

Le volume de dioxyde de carbone supplémentaire est donc  $59 \times 10^{-6}$  fois le volume de la troposphère, soit :

$$V = 59 \times 10^{-6} \times 4,05 \times 10^{21} = 2,4 \times 10^{17}\text{ L}$$

La quantité de matière de dioxyde de carbone

$$\text{correspondante est } n_{\text{acc}} = \frac{V}{V_{\text{m}}} = \frac{2,4 \times 10^{17}}{25} = 9,6 \times 10^{15}\text{ mol}$$

Une usine unique peut capter  $m = 900\text{ t}$  de dioxyde de carbone, soit une quantité de matière :

$$n_{\text{usine}} = \frac{m}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{900 \times 10^6}{44,0} = 2,05 \times 10^7\text{ mol}$$

Le quotient de ces deux quantités de matière est :

$$\frac{n_{\text{acc}}}{n_{\text{usine}}} = \frac{9,6 \times 10^{15}}{2,05 \times 10^7} = 4,7 \times 10^8$$

Pour capter le dioxyde de carbone supplémentaire de l'atmosphère, il faudrait donc près d'un demi-milliard d'usines du même genre, ce qui n'est pas réaliste.

Cette solution n'en est donc pas une.

81 Un degré de dureté représente une augmentation de  $10^{-4}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  de la concentration en ions calcium.

Le volume de la solution est 300 L (volume de l'aquarium).

Avant l'ajout du solide, le degré de dureté vaut 6 donc la concentration molaire en ions calcium (et magnésium) est  $6 \times 10^{-4}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

Après l'ajout du solide, le degré de dureté vaut au moins 8 donc cette concentration molaire vaut  $8 \times 10^{-4}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

Cette concentration doit au moins augmenter de

$$2 \times 10^{-4}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}, \text{ on doit donc ajouter :}$$

$$n = 2 \times 10^{-4} \times 300 = 6 \times 10^{-2}\text{ mol d'élément calcium}$$

La masse molaire du carbonate de calcium est :

$$M_{\text{CaCO}_3} = M_{\text{Ca}} + M_{\text{C}} + 3M_{\text{O}} = 100,1\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La masse de carbonate de calcium à ajouter est donc :

$$m = n M_{\text{CaCO}_3} = 6 \times 10^{-2} \times 100,1 = 6\text{ g}$$

82 La concentration en élément cuivre de la bouillie est  $c = 8,0 \times 10^{-2}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . À chaque pulvérisation, on introduit des ions cuivre dans le sol.

La quantité de matière de cuivre dans un traitement correspond à la préparation de  $V = 100$  L de solution donc on introduit sur un hectare une quantité de matière de cuivre  $n = cV = 100 \times 8,0 \times 10^{-2} = 8$  mol, soit une masse :

$$m = nM_{\text{Cu}} = 8 \times 63,5 = 508 \text{ g}$$

Le nombre de traitements possibles est donc :

$$\frac{6 \times 10^3}{508} = 11 \text{ traitements}$$