

Ex 1 : La masse molaire de l'eau est $18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ que celle-ci soit solide ou liquide. Il s'agit dans les deux cas d'une mole de molécules.

$$n = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{10\text{g}}{18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0,56 \text{ mol}$$

La masse molaire du dioxygène est $32,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ d'où :

$$n = \frac{m(O_2)}{M(O_2)} = \frac{69\text{g}}{32,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 2,15626 \text{ mol} = 2,2 \text{ mol}$$

Ex 2 : La carvone est une substance liquide pure caractérisée par sa masse volumique, d'après le cours :

$$n = \frac{\rho_{\text{carvone}} \times V}{M_{\text{carvone}}} = \frac{0,92 \times 2,0}{150,0} = 0,012266666 \text{ mol} = 0,012 \text{ mol}$$

Ex 3 : a. La substance est caractérisée par sa concentration. D'après le cours :

$$n = C_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}} = 0,50 \times 0,200 = 0,10 \text{ mol}$$

b. Si on trouve $0,50 \text{ mol}$ de I_2 dans un litre, cette quantité correspond à

$$m = n \times M = 0,50 \times 254,0 = 127 \text{ g} = 1,7 \cdot 10^1 \text{ g}$$

soit une concentration massique : $1,7 \cdot 10^1 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

Ex 4 : Le volume molaire de gaz est le volume occupé par une mole de gaz. Puisque le ballon a un volume de $7,3 \text{ L}$ par rapport à 24 L pour une mole, on pose

$$n = \frac{V_{\text{gaz}}}{V_{\text{molaire}}} = \frac{7,3}{24,0} = 0,304166 \text{ mol} = 0,30 \text{ mol}$$

Ex 5 : a. La masse molaire de l'acétone est

$$M(\text{acétone}) = 3M_C + 6M_H + M_O = 3 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 16,0 = 58,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

b. L'acétone est un liquide pur caractérisé par sa masse volumique donc la relation à utiliser est

$$n = \frac{\rho_{\text{acetone}} \times V}{M_{\text{acetone}}}, \text{ mais c'est } V, \text{ le volume qui est l'inconnue.}$$

$$V = \frac{M_{\text{acetone}} \times n}{\rho_{\text{acetone}}} = \frac{58,0 \times 0,500}{0,79} = 36,70886 \text{ mL} = 37 \text{ mL}$$

Ex 6 : a. La masse molaire du butane est

$$M(\text{butane}) = 4M_C + 10M_H = 4 \times 12,0 + 10 \times 1,0 = 58,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

b. La valeur de la masse de butane est donnée, donc :

$$n = \frac{m(C_4H_{10})}{M(C_4H_{10})} = \frac{425\text{g}}{58,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 7,32 \text{ mol}$$

Ex 7 : La masse molaire du chlorure de sodium est $M(\text{NaCl}) = M_{\text{Na}} + M_{\text{Cl}} = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$

- Pour préparer cette solution, il faut dissoudre une quantité de matière de chlorure de sodium :

$$n = C_{\text{NaCl}} \times V_{\text{solution}} = 0,010 \times 0,100 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

- Soit une masse de chlorure de sodium à peser :

$$m_{\text{NaCl}} = n_{\text{NaCl}} \times M(\text{NaCl}) = 1,0 \cdot 10^{-3} \times 58,5 = 0,0585 \text{ g} = 58,5 \text{ mg}$$

Ex 8 : a. La quantité de matière dissoute est $n = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = \frac{6,0 \text{ g}}{58,5 \text{ g.mol}^{-1}} = 0,1025641 \text{ mol} = 0,10 \text{ mol}$

b. Cette quantité est utilisée pour préparer 400mL de solution,

$$C_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = 0,1025641 / 0,400 = 0,256410 \text{ mol.L}^{-1} = 0,26 \text{ mol.L}^{-1}$$

Ex 9 : a. 1,2L de gaz par rapport aux 24,0L qu'occupent une mole, cela donne

$$n = \frac{V_{\text{gaz}}}{V_{\text{molaire}}} = \frac{1,2}{24,0} = 0,050 \text{ mol}$$

b. $C = \frac{n_{\text{gaz}}}{V_{\text{solution}}} = 0,050 / 0,50 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Ex 10 : a. $n_1 = C_1 \times V_1 = 0,50 \times 0,050 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

$$n_2 = C_2 \times V_2 = 0,20 \times 0,100 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

b. Le volume total de la solution fabriquée est $V_{\text{tot}} = V_1 + V_2 + V_3$
la quantité de matière de soluté est $n_1 + n_2$ donc

$$C = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2 + V_3} = \frac{2,5 \cdot 10^{-2} + 2,0 \cdot 10^{-2}}{0,050 + 0,100 + 0,150} = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

La concentration de la solution obtenue est $1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

Ex 11 : a. $M(\text{acide}) = 2M_{\text{C}} + 4M_{\text{H}} + 2M_{\text{O}} = 2 \times 12,0 + 4 \times 1,0 + 2 \times 16,0 = 60,0 \text{ g.mol}^{-1}$

b. 1,00litre de vinaigre, d'après sa densité, a une masse de 1000g.

Dans chaque 100g de vinaigre, il y a 7g d'acide acétique donc dans 1,00litre, on trouve 70g d'acide acétique.

c. La quantité de matière correspondante se calcule :

$$n = \frac{m(\text{acide})}{M(\text{acide})} = \frac{70\text{g}}{60,0 \text{ g.mol}^{-1}} = 1,1666666 \text{ mol} = 1,17 \text{ mol}$$

d. La concentration molaire est donc $1,17 \text{ mol.L}^{-1}$.

e. Il y a un peu plus d'une mole de molécules d'acide acétique dans cette bouteille, soit un peu plus de $6,02 \cdot 10^{23}$ molécules. Et en respectant les proportions,

$$N = 6,02 \cdot 10^{23} \times 1,17 = 7,0 \cdot 10^{23} \text{ molécules environ.}$$