

EXERCICE I

1. La concentration massique c_m d'un soluté est le rapport de la masse de soluté dissous dans la solution par le volume de la solution.
2. La quantité de matière d'une espèce chimique représente le nombre de moles contenues dans un échantillon de cette espèce. Son unité est donc la mole (de symbole mol).
3. La concentration molaire d'un soluté est le rapport de la quantité de matière de soluté dissous dans la solution par le volume de la solution.
4. Le nombre d'Avogadro est le nombre d'entités chimiques identiques (atomes, ions ou molécules) contenu dans une mole.

EXERCICE II

1. La relation $c_m = \frac{m}{V}$ où m est la masse de soluté dissous exprimée en gramme et V le volume de solution exprimé en litre permet de calculer la concentration massique de cette solution. On obtient donc ici $c_m = \frac{1,75}{0,1} = 17,5 \text{ g.L}^{-1}$.
2. La masse molaire d'une espèce chimique moléculaire se calcule en effectuant la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes qui la constitue. Ici, nous avons donc $M_{\text{C}_2\text{H}_5\text{O}_2\text{N}} = 2 \times M_{\text{C}} + 5 \times M_{\text{H}} + 2 \times M_{\text{O}} + M_{\text{N}}$. L'application numérique nous donne donc pour la masse molaire de la glycine, $M_{\text{C}_2\text{H}_5\text{O}_2\text{N}} = 2 \times 12,0 + 5 \times 1,00 + 2 \times 16,0 + 14,0 = 75,0 \text{ g.mol}^{-1}$.
3. La quantité de matière n est liée à la masse m de l'échantillon et à la masse molaire M de l'espèce chimique considérée par la relation suivante $n = \frac{m}{M}$. L'utilisation de cette formule dans le cas présent donne $n = \frac{1,75}{75,0} = 2,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.
4. Puisque la concentration molaire c d'une solution est donnée par la relation $c = \frac{n}{V}$ où n est la quantité de matière du soluté exprimée en mole et V le volume de la solution exprimé en litre, dans cet exercice $c = \frac{2,33 \cdot 10^{-2}}{0,100} = 2,33 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

EXERCICE IV

1. Puisque la masse molaire du fer est de 55,8 g/mol et que l'échantillon prélevé a pour masse 8,24 g, la quantité de matière de fer est $n = \frac{m_{\text{Fe}}}{M} = \frac{8,24}{55,8} = 0,148 \text{ mol}$ (la calculatrice donne 0,1476 que l'on arrondit à 3 chiffres significatifs).
2. Puisque la quantité de matière et le nombre d'entités N sont reliés par la formule $n = \frac{N}{N_A}$, où N_A est le nombre d'Avogadro, on a ici $N = n \times N_A = 0,148 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 8,91 \times 10^{22}$ atomes.
3. Puisque les coefficients stœchiométriques de l'équation de la réaction $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$ sont tous égaux à 1, il faudra pour que la réaction soit complète que 0,148 mole de soufre réagisse avec 0,148 mole de fer. On obtiendra alors 0,148 mole de sulfure de fer. Puisque la masse molaire du soufre est de 32,1 g/mol, la masse de soufre à prélever sera donc de $m_{\text{S}} = n \times M = 0,148 \times 32,1 = 4,75 \text{ g}$.
4. De la même façon, puisque la masse molaire moléculaire du sulfure de fer est $M_{\text{FeS}} = M_{\text{Fe}} + M_{\text{S}} = 55,8 + 32,1 = 77,9 \text{ g/mol}$, la masse de sulfure de fer produite sera $m_{\text{FeS}} = n \times M = 0,148 \times 77,9 = 13,0 \text{ g}$.
On remarque au passage qu'à cause des arrondis, il y a un petit problème puisque $m_{\text{Fe}} + m_{\text{S}} = 8,24 + 4,75 = 12,99 \text{ g}$ et qu'on sait depuis Lavoisier que « Rien ne se perd, rien ne se crée ».

EXERCICE III

1. Pour déterminer la quantité de matière en éthanol contenue dans les 100 mL de solution à préparer, on utilise la formule définissant la concentration molaire $c = \frac{n}{V}$ que l'on réécrit $n = c \times V$. En n'oubliant pas de convertir le volume en litre, on obtient donc $n = 1,4 \times 0,1 = 1,4 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$.
2. En suivant la méthode de l'exercice II, on obtient $M_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 2 \times M_{\text{C}} + 6 \times M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \times 12,0 + 6 \times 1,00 + 16,0 = 46,0 \text{ g.mol}^{-1}$.
3. Pour calculer la masse d'éthanol contenue dans les 100 mL de solution à préparer, on utilise la formule reliant la quantité de matière et la masse $n = \frac{m}{M}$ que l'on réécrit $m = n \times M$ et qui nous donne $m = 1,4 \cdot 10^{-1} \times 46,0 = 6,44 \text{ g}$.
4. Pour déterminer le volume V d'éthanol correspondant à cette masse m , on réécrit la formule donnant la masse volumique $\rho = \frac{m}{V}$ sous la forme $V = \frac{m}{\rho}$. Puisque la masse volumique de l'éthanol est de 0,789 g/cm³ et que 1 cm³ = 1 mL, on obtient comme volume d'éthanol à prélever $V = \frac{6,44}{0,789} = 8,16 \text{ cm}^3 = 8,16 \text{ mL}$.
5. L'opération consistant à obtenir d'une solution concentrée, une solution de concentration moindre s'appelle une dilution.
6. Puisqu'on veut obtenir $V_f = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$ de solution fille de concentration $c_f = 0,14 \text{ mol.L}^{-1}$, la quantité de matière d'éthanol dans la solution fille sera de $n = c_f \times V_f = 0,14 \times 0,1 = 0,014 \text{ mol} = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

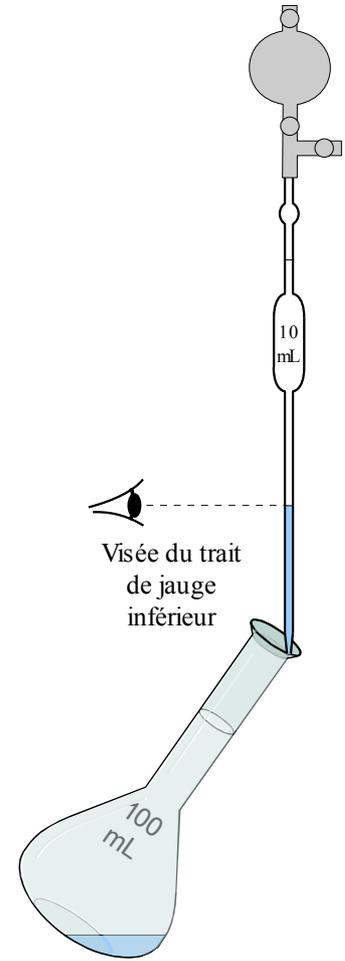
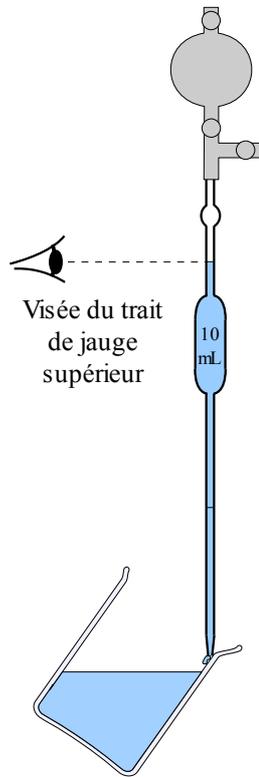
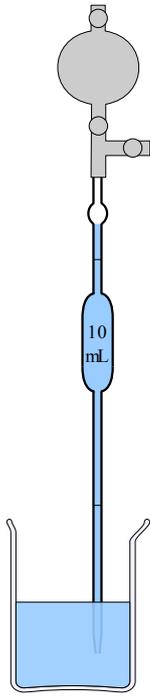
Puisque cette quantité de matière proviendra de la solution mère de concentration $c_m = 1,4 \text{ mol.L}^{-1}$, il faudra en prélever un volume V_m qui sera tel que $n = c_m \times V_m$. En réécrivant cette relation sous la forme $V_m = \frac{n}{c_m}$ et en remplaçant n et c_m par leurs

valeurs, on obtient $V_m = \frac{1,4 \cdot 10^{-2}}{1,4} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 10 \text{ mL}$.

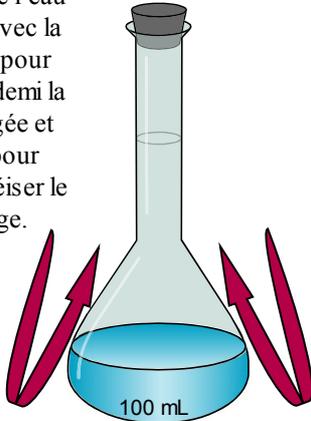
7. Protocole (totalement inspiré de [ce document d'I. Tarride et J.C. Desarnaud](#)) :

Verser un peu de solution mère dans un bécher pour le rincer – Vider le bécher puis y verser à nouveau de la solution mère.

Prélever 10 mL de solution mère dans le bécher à l'aide de la pipette jaugée de 10 mL et les verser dans la fiole jaugée de 100 mL.



Ajouter de l'eau distillée avec la pissette pour remplir à demi la fiole jaugée et agiter pour homogénéiser le mélange.



Finir le remplissage d'eau distillée et ajuster au trait de jauge avec la pipette plastique. Boucher et agiter.

