

**I. Calculer une quantité de matière**

$$1a. n = C \times V = 2,5 \times 10^{-2} \times 20 \times 10^{-3} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

1.b. Le chlorure de cuivre II a pour formule en solution :  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$  ; donc la concentration en ion chlorure  $[\text{Cl}^-]$  est égale à deux fois la concentration en soluté ( $\text{CuCl}_2$ ) apporté C :  $[\text{Cl}^-] = 2 \times C = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

$$n(\text{Cl}^-) = [\text{Cl}^-] \times V = 5,0 \times 10^{-2} \times 20 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$2. n = m / M \text{ où } M = M(\text{Cu}) + M(\text{S}) + 4 \times M(\text{O}) + 10 \times M(\text{H}) + 5 \times M(\text{O}) = 249,6 \text{ g/mol}$$

$$n = 5,0 / 249,6 = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$3.a. n_{\text{alcool}} = m_{\text{alcool}} / M_{\text{alcool}}. \text{ Or, } m_{\text{alcool}} = \mu_{\text{alcool}} \times V_{\text{alcool}}. \text{ Donc: } n_{\text{alcool}} = \mu_{\text{alcool}} \times V_{\text{alcool}} / M_{\text{alcool}}$$

$$n_{\text{alcool}} = 1,0 \times 20 / 108 = 0,18 \text{ mol}$$

Remarque : on laisse le volume en mL car la masse volumique est donnée en g/mL.

3.b. Remarque : Alcool à 90° signifie que 1L de solution contient 90%, soit 900 mL d'éthanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ) pur.

Comme précédemment, on montre que :  $n_{\text{éthanol}} = \mu_{\text{éthanol}} \times V_{\text{éthanol}} / M_{\text{éthanol}}$ . Or,  $V_{\text{éthanol}} = 90\%$  de V.  
Donc :

$$n_{\text{éthanol}} = \mu_{\text{éthanol}} \times 90/100 \times V_{\text{solution}} / M_{\text{éthanol}} = 0,78 \times 90/100 \times 15 / 46 = 0,23 \text{ mol}$$

Remarque :  $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$ .

$$3.c. m_{\text{acide}} = 95/100 \times m_{\text{solution}}. \text{ Or } m_{\text{solution}} = \mu_{\text{solution}} \times V_{\text{solution}} = d_{\text{solution}} \times \mu_{\text{eau}} \times V_{\text{solution}}.$$

$$\text{Donc : } m_{\text{acide}} = 95/100 \times d_{\text{solution}} \times \mu_{\text{eau}} \times V_{\text{solution}} = 95/100 \times 1,83 \times 10^3 \times 1,0 = 1,7 \times 10^3 \text{ g}$$

Remarque : la masse volumique de l'eau est de 1kg/L soit  $10^3 \text{ g/L}$  ;

$$n_{\text{acide}} = m_{\text{acide}} / M_{\text{acide}} \text{ avec } M_{\text{acide}} = M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,1 \text{ g/mol} ; n_{\text{acide}} = 1,7 \times 10^3 / 98,1 = 18 \text{ mol}$$

Lorsqu'on le met dans l'eau l'acide sulfurique se dissocie selon la réaction d'équation :

$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$  ; donc la quantité de matière en ions oxonium  $n(\text{H}_3\text{O}^+)$  vaut deux fois la quantité de matière en soluté ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) apporté :  $n(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 \times n_{\text{acide}} = 35 \text{ mol}$

## II. Faire le lien avec les données du commerce.

1. La quantité de matière  $n_c$  présente dans le comprimé est dix fois plus grande que celle du prélèvement car on a dosé 10 mL sur les 100 mL obtenus par dissolution :  $n_c = 10 \times 2,88 \cdot 10^{-4} = 2,88 \cdot 10^{-3}$  mol.

La masse correspondante est  $m_c = n_c \times M$  où  $M = 176,0$  g/mol ;  $m_c = 2,88 \cdot 10^{-3} \times 176,0 = 0,507$ g. soit 507 mg.

L'indication vitamine C500 signifie qu'un comprimé contient 500 mg de vitamine C. C'est bien le résultat obtenu avec le dosage (à 1,7% près)

Remarque : l'erreur relative :  $e = \frac{|m_{calculée} - m_{donnée}|}{m_{donnée}} \times 100$

2. Le titre massique est  $t = c \times M$  où  $M = 90,0$  g/mol ;  $t = 2,3 \times 10^{-2} \times 90,0 = 2,1$  g/L.

On trouve un titre massique supérieur à celui d'un lait frais. Le lait étudié contient trop d'acide lactique : il n'est donc pas frais.

3. La solution dosée a été obtenue par dilution du vinaigre d'un facteur 10. Le vinaigre a donc une concentration en acide 10 fois supérieure à la solution dosée.  $C_{acide} = 10 \times 0,12 = 1,2$  mol/L

On veut calculer le degré d'acidité, soit la masse d'acide éthanoïque  $m_{acide}$  contenue dans  $m_{solution} = 100$  g de vinaigre.

Remarques : le vinaigre est la solution, l'acide éthanoïque est le soluté apporté.

la masse volumique de la solution est  $\mu = 1,02$ g/mL =  $1,02 \cdot 10^3$ g/L

L'acide éthanoïque a pour formule  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

$$m_{acide} = n_{acide} \times M_{acide} = C_{acide} \times V_{solution} \times M_{acide} \text{ Or } V_{solution} = m_{solution} / \mu.$$

$$\text{Donc : } m_{acide} = C_{acide} \times m_{solution} / \mu \times M_{acide} = 1,2 \times 100 / (1,02 \times 10^3) \times 60,0 = 7,1 \text{g}$$

On trouve un degré d'acidité  $d = 7,1^\circ$  ; ce qui est cohérent avec la valeur du degré d'acidité du vinaigre indiquée dans l'énoncé ( $d = 7,06^\circ$ ) car on a le même résultat compte tenu des chiffres significatifs.