

Fiche 4 :

Les dosages --- correction**Les dosages par titrage (dosages colorimétriques)****EX1/**

1) Au cours du dosage, il y a une réaction entre les ions HO^- de la soude et l'acide lactique $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ selon la réaction : $\text{HO}^- + \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-$

A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques : $n_{\text{HO}^-} = n_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3}$

$$n_a = n_b \rightarrow C_a \times V_a = C_b \times V_{b(\text{eq})}$$

$$C_a = \frac{C_b \times V_{b(\text{eq})}}{V_a} = \frac{2,0 \cdot 10^{-2} \times 9}{10} = \mathbf{1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

2) Masse d'acide lactique dans 1,0 L de lait

$$m_{\text{acide lactique}} = n_{\text{acide lactique}} \times M_{\text{acide lactique}} = C \times V \times M_{\text{acide lactique}} = 1,8 \cdot 10^{-2} \times 1 \times 90 = \mathbf{1,6 \text{ g}}$$

Degré Dornic du lait

1 litre de lait contient 1,6 g d'acide lactique : le degré Dornic du lait est donc de **16°D**

EX2/

1) Lorsque le volume de diiode versé est inférieur à $V_2(\text{eq})$, le diiode versé réagit entièrement ; la solution dans le bécher garde sa couleur initiale : verte pâle.

Lorsque le volume de diiode versé est supérieur à $V_2(\text{eq})$, le diiode versé ne réagit plus, il reste en excès dans le bécher : l'empois d'amidon prend une couleur violette en présence de ce diiode.

On repère donc le passage à l'équivalence lorsque la couleur de la solution dans le bécher passe de la teinte verte pâle à la teinte violette.

2) A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques : $n_{\text{I}_2} = n_{\text{SO}_2}$

$$C_2 \times V_2(\text{eq}) = C_1 \times V_1 \rightarrow C_1 = \frac{C_2 \times V_2(\text{eq})}{V_1} = \frac{1 \cdot 10^{-2} \times 6,28}{20} = \mathbf{3,14 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$\text{Concentration massique : } C_m = C_1 \times M = 3,14 \cdot 10^{-3} \times 64,1 = \mathbf{0,201 \text{ g.L}^{-1} = 201 \text{ mg.L}^{-1}}$$

$$3) UC_1 = C_1 \times \sqrt{\left(\frac{UV_2(\text{eq})}{V_2(\text{eq})}\right)^2 + \left(\frac{UC_2}{C_2}\right)^2 + \left(\frac{UV_1}{V_1}\right)^2} = 3,14 \cdot 10^{-3} \times \sqrt{\left(\frac{0,05}{6,28}\right)^2 + \left(\frac{0,01}{1}\right)^2 + \left(\frac{0,05}{20}\right)^2} =$$

$$\mathbf{4,0897 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$UC_m = M \times UC_1 = 64,1 \times 4,0897 \cdot 10^{-5} = \mathbf{2,62 \cdot 10^{-3} \text{ g.L}^{-1}}$$

$$C_1 = \mathbf{(3,14 \pm 0,04) \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = (3,14 \pm 0,04) \text{ mmol.L}^{-1}}$$

$$C_m = \mathbf{(0,201 \pm 0,03) \text{ g.L}^{-1} = (201 \pm 3) \text{ mg.L}^{-1} \rightarrow 198 \text{ mg.L}^{-1} < C_m < 204 \text{ mg.L}^{-1}}$$

Cette concentration est donc conforme à la réglementation européenne

EX3/

1) Avant l'équivalence, les ions MnO_4^- versés réagissent entièrement ; la couleur de la solution dans le bécher est due à la présence des ions Fe^{2+} : la couleur est légèrement verte.

Après l'équivalence, les ions MnO_4^- sont en excès : la couleur violette persiste.

On détecte l'équivalence lorsque la couleur de la solution dans le bécher devient légèrement rose.

2) A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques :

$$n_{\text{MnO}_4^-} = \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{5} \rightarrow C_2 \times V_2(\text{eq}) = \frac{C_1 \times V_1}{5}$$

$$C_1 = \frac{5 \times C_2 \times V_2(\text{eq})}{V_1} = \frac{5 \times 5.10^{-3} \times 9,5}{20} = \mathbf{1,2.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

La concentration des ions Fe^{2+} dans la solution S' est de $1,2.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; la concentration des ions dans la solution S est 30 fois plus élevée : $C = 30 \times C_1 = 30 \times 1,2.10^{-2} = \mathbf{0,36 \text{ mol.L}^{-1}}$

3) Concentration massique : $C_m = C \times M = 0,36 \times 56 = \mathbf{20 \text{ g.L}^{-1}}$

EX4/

Réaction du dosage est $\mathbf{2 \text{ Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3 \text{ C}_2\text{H}_6\text{O} + 16 \text{ H}^+ \rightarrow 4 \text{ Cr}^{3+} + 11 \text{ H}_2\text{O} + 3 \text{ C}_2\text{H}_4\text{O}_2}$

1) A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques :

$$\frac{n_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}}}{2} = \frac{n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}}}{3} ; \frac{n_o}{2} = \frac{n_r}{3} \rightarrow \frac{C_o \times V_{o(\text{eq})}}{2} = \frac{C_r \times V_r}{3}$$

$$C_r = \frac{3}{2} \times \frac{C_o \times V_{o(\text{eq})}}{V_r} = \frac{3}{2} \times \frac{5.10^{-1} \times 9,6}{10} = \mathbf{0,72 \text{ mol.L}^{-1}}$$

2) Masse d'éthanol présente dans 100 mL de cidre

$$m_{\text{éthanol}} = n_{\text{éthanol}} \times M_{\text{éthanol}}$$

$$m_{\text{éthanol}} = C_r \times V \times M_{\text{éthanol}} = 0,72 \times 0,1 \times 46 = \mathbf{3,3 \text{ g}}$$

3) Le degré alcoolique d'un cidre est le volume d'éthanol dans 100 mL de cidre :

- un cidre est "doux" lorsque son degré est inférieur à 3
- un cidre est "brut" lorsque son degré est compris entre 3 et 4,5

Volume de 3,3 g d'éthanol:

$$V_{\text{éthanol}} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{\rho_{\text{éthanol}}} = \frac{3,3}{0,79} = \mathbf{4,2 \text{ mL}}$$

100 mL de cidre contiennent donc 4,2 mL d'éthanol : **le degré est de 4,2°**. Le cidre est brut