

CLASSE : Terminale

VOIE : Générale

DURÉE DE L'EXERCICE : 1h35

EXERCICE 1 : 9 points

ENSEIGNEMENT DE SPÉCIALITÉ : PHYSIQUE-CHIMIE

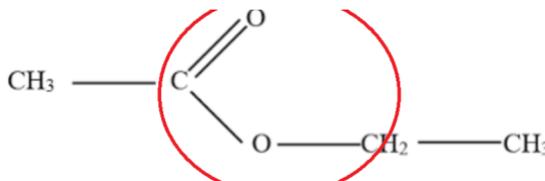
CALCULATRICE AUTORISÉE : Oui « type collègue »

EXERCICE 1 Etude d'un vernis à ongles

1. Étude d'une synthèse au laboratoire d'un solvant pour vernis

Q.1.

Famille fonctionnelle : Ester



Q.2.

Il s'agit d'une formation entre l'atome d'oxygène vers l'ion hydrogène : la flèche va du site donneur au site accepteur.

L'atome d'oxygène avec ses doublets non liants est le site donneur et l'ion hydrogène avec sa charge positive est le site receveur.

Ainsi, la flèche va de l'atome d'oxygène vers l'ion hydrogène.

Q.3.

Un catalyseur est une espèce qui augmente la vitesse d'une transformation, sans figurer dans l'équation de la réaction.

L'acide sulfurique n'apparaît pas dans l'équation de la réaction, ce n'est ni un réactif ni un ion spectateur.

Ainsi, l'acide sulfurique ajouté dans l'étape 1 peut jouer ce rôle de catalyseur.

Q.4.

L'étape qui, parmi les trois étapes du protocole expérimental, correspond à une extraction est l'étape 2.

Q.5.

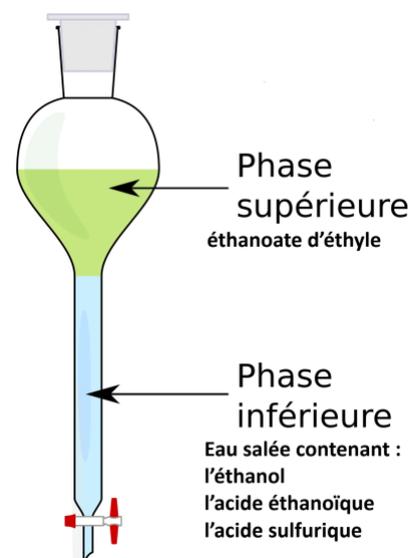
Supposons la réaction limitée, il y a :

- L'éthanol (réactif non totalement consommé)
- L'acide éthanoïque (réactif non totalement consommé)
- L'acide sulfurique (catalyseur)
- L'éthanoate d'éthyle (produit)
- L'eau (produit)

On ajoute de l'eau salée (phase aqueuse). La solubilité de l'éthanol, de l'acide éthanoïque et de l'acide sulfurique est très grande dans l'eau salée. Ils y sont donc.

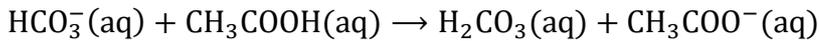
La solubilité de l'éthanoate d'éthyle presque nulle dans l'eau salée. Il n'y est pas et constitue la phase organique.

La densité de l'eau salée est de 1,15 alors que celle de l'éthanoate d'éthyle est de 0,902 : l'eau salée est en bas et l'éthanoate d'éthyle en haut.



Q.6.

La réaction ayant lieu entre les ions H_3O^+ et les ions hydrogénocarbonate HCO_3^- est :



$\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ se décompose en $\text{H}_2\text{O}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g})$.

Le gaz formé est le dioxyde de carbone.

Q.7.

Calculons la quantité de matière d'éthanol introduite dans le mélange :

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

Or

$$\rho_{\text{éthanol}} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{V_{\text{éthanol}}}$$

$$\frac{m_{\text{éthanol}}}{V_{\text{éthanol}}} = \rho_{\text{éthanol}}$$

$$m_{\text{éthanol}} = \rho_{\text{éthanol}} \times V_{\text{éthanol}}$$

D'où

$$n_{\text{éthanol}} = \frac{\rho_{\text{éthanol}} \times V_{\text{éthanol}}}{M_{\text{éthanol}}}$$

$$n_{\text{éthanol}} = \frac{0,789 \times 11,7}{46,1}$$

$$n_{\text{éthanol}} = 2,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Calculons la quantité de matière d'acide éthanoïque introduite dans le mélange :

$$n_{\text{acide éthanoïque}} = \frac{m_{\text{acide éthanoïque}}}{M_{\text{acide éthanoïque}}}$$

Or

$$\rho_{\text{Acide éthanoïque}} = \frac{m_{\text{Acide éthanoïque}}}{V_{\text{Acide éthanoïque}}}$$

$$\frac{m_{\text{Acide éthanoïque}}}{V_{\text{Acide éthanoïque}}} = \rho_{\text{Acide éthanoïque}}$$

$$m_{\text{Acide éthanoïque}} = \rho_{\text{Acide éthanoïque}} \times V_{\text{Acide éthanoïque}}$$

D'où

$$n_{\text{Acide éthanoïque}} = \frac{\rho_{\text{Acide éthanoïque}} \times V_{\text{Acide éthanoïque}}}{M_{\text{Acide éthanoïque}}}$$

$$n_{\text{Acide éthanoïque}} = \frac{1,05 \times 14,3}{60,0}$$

$$n_{\text{Acide éthanoïque}} = 2,5 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

$$x_{\text{max1}} = \frac{n_{\text{éthanol}}}{1} = 2,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

$$x_{\text{max2}} = \frac{n_{\text{Acide éthanoïque}}}{1} = 2,5 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

L'éthanol est le réactif limitant.

$$x_{\max} = x_{\max 1} = 2,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Le rendement est défini par :

$$\eta = \frac{n_{\text{éthanoate d'éthyle,exp}}}{n_{\text{éthanoate d'éthyle,max}}}$$

$$n_{\text{éthanoate d'éthyle,exp}} = \frac{m_{\text{éthanoate d'éthyle,exp}}}{M_{\text{éthanoate d'éthyle}}}$$

Or

$$\rho_{\text{éthanoate d'éthyle}} = \frac{m_{\text{éthanoate d'éthyle,exp}}}{V_{\text{éthanoate d'éthyle,exp}}}$$

$$\frac{m_{\text{éthanoate d'éthyle,exp}}}{V_{\text{éthanoate d'éthyle,exp}}} = \rho_{\text{éthanoate d'éthyle}}$$

$$m_{\text{éthanoate d'éthyle,exp}} = \rho_{\text{éthanoate d'éthyle}} \times V_{\text{éthanoate d'éthyle,exp}}$$

D'où

$$n_{\text{éthanoate d'éthyle,exp}} = \frac{\rho_{\text{éthanoate d'éthyle}} \times V_{\text{éthanoate d'éthyle,exp}}}{M_{\text{éthanoate d'éthyle}}}$$

$$n_{\text{éthanoate d'éthyle,exp}} = \frac{0,902 \times 12,0}{88,1}$$

$$n_{\text{éthanoate d'éthyle,exp}} = 1,2 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Et

$$n_{\text{éthanoate d'éthyle,max}} = x_{\max} = 2,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

$$\eta = \frac{n_{\text{éthanoate d'éthyle,exp}}}{n_{\text{éthanoate d'éthyle,max}}}$$

$$\eta = \frac{1,2 \times 10^{-1}}{2,0 \times 10^{-1}}$$

$$\eta = 0,60$$

$$\eta = 60 \%$$

Q.8.

Les bonne(s) proposition(s) permettant d'augmenter le rendement de cette synthèse sont :

Proposition A : ajouter de l'éthanol en excès aux 14,3 mL d'acide éthanoïque car on augmente x_{\max} .

Proposition C : éliminer l'eau produite au cours de la réaction car le quotient de réaction sera toujours inférieur à la constante de réaction.

2. Détermination du pourcentage massique du pigment dans un vernis

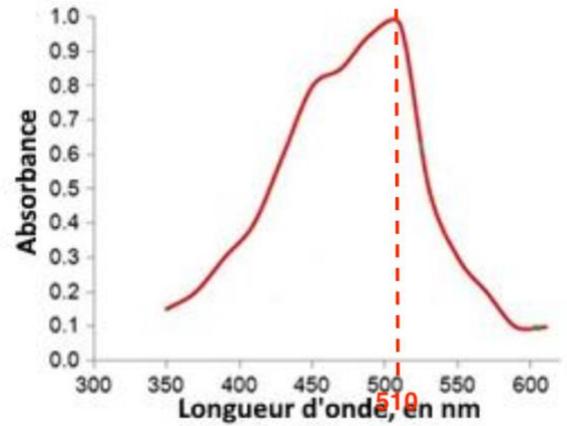
Q.9.

Le volume V_i est prélevé. Pour la solution S_5 , on prélève 10,0 mL avec une pipette jaugée.

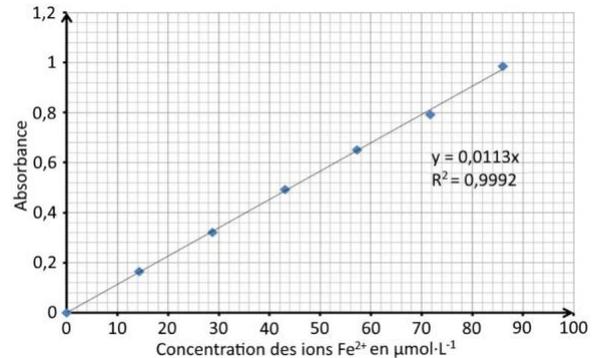
Le volume total de 50,0 mL est celui de la fiole jaugée de 50,0 mL.

Q.10.

La valeur de la longueur d'onde à laquelle il faut régler le spectrophotomètre pour réaliser les mesures d'absorbance est la valeur pour laquelle l'absorbance est maximale soit $\lambda_{max} = 510 \text{ nm}$

**Q.11.**

A en fonction de c est une droite passant par l'origine :
A et c sont proportionnel : $A=kc$.
La loi de Beer-Lambert est vérifiée.

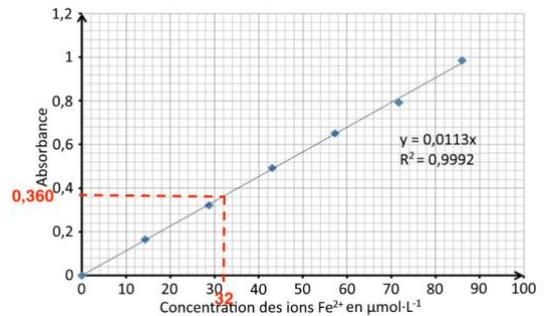
**Q.12.**

Pour $A_s = 0,360$, graphiquement la concentration en ions Fe^{2+} est $[Fe^{2+}] = 32 \mu\text{mol} \cdot L^{-1}$

$$n_{Fe^{2+}} = [Fe^{2+}] \times V$$

$$n_{Fe^{2+}} = 32 \times 10^{-6} \times 50,0 \times 10^{-3}$$

$$n_{Fe^{2+}} = 1,6 \times 10^{-6} \text{ mol}$$



D'après les données : Les ions hydroxylammonium réduisent ensuite une mole d'ions $Fe^{3+}(aq)$ en une mole d'ions $Fe^{2+}(aq)$.

$$n_{Fe^{3+}} = n_{Fe^{2+}} = 1,6 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

D'après l'équation : $Fe_2O_3(s) + 6 H_3O^+(aq) \rightarrow 2 Fe^{3+}(aq) + 9 H_2O(l)$

$$n_{Fe_2O_3} = \frac{n_{Fe^{2+}}}{2}$$

$$n_{Fe_2O_3} = \frac{1,6 \times 10^{-6}}{2}$$

$$n_{Fe_2O_3} = 0,8 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

Q.13.

D'après les données : Fe_2O_3 . Ce composé minéral de couleur rouge doit être présent avec un pourcentage massique de 5 % pour avoir un pouvoir couvrant optimal.

Calculons le pourcentage massique :

$$P = \frac{m_{Fe_2O_3}}{m_{total}}$$

Or

$$n_{Fe_2O_3} = \frac{m_{Fe_2O_3}}{M_{Fe_2O_3}}$$

$$\frac{m_{Fe_2O_3}}{M_{Fe_2O_3}} = n_{Fe_2O_3}$$

$$m_{Fe_2O_3} = n_{Fe_2O_3} \times M_{Fe_2O_3}$$

$$P = \frac{n_{Fe_2O_3} \times M_{Fe_2O_3}}{m_{total}}$$

$$P = \frac{0,8 \times 10^{-6} \times 159,7}{0,0103}$$

$$P = 0,012$$

$$P = 1,2 \%$$

Le pourcentage massique est inférieur à 5% : le vernis étudié ne possède pas un pouvoir couvrant optimal.