

EXERCICE 1 – De la noix de muscade à la cosmétique

1. Extraction de la trimyristine à partir de la noix de muscade

1.1. La trimyristine est plus soluble dans le dichlorométhane que dans l'éthanol. La température d'ébullition du dichlorométhane (40 °C) est plus faible que celle de l'éthanol (78 °C). De ce fait, il sera facile d'éliminer le dichlorométhane par chauffage.

1.2. La trimyristine est soluble à chaud dans la propanone et insoluble à froid. Ainsi au cours du refroidissement, la trimyristine cristallise.

1.3. On extrait 4,75 g de trimyristine de 20 g de noix de muscade soit un pourcentage massique de :

$$\frac{4,75}{20,0} \times 100 = 23,8 \%, \text{ ce qui est en accord avec le pourcentage indiqué entre } 20 \% \text{ et } 25 \%.$$

2. Obtention de l'acide myristique

2.1.

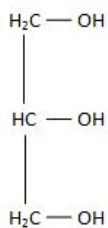


Figure 1. Formule semi-développée du glycérol

2.2. $R = \text{C}_{13}\text{H}_{27}$

$\text{C}_{45}\text{H}_{86}\text{O}_6$ on enlève $(\text{C}_6\text{O}_6\text{H}_5)$: il reste donc $\text{C}_{39}\text{H}_{81}$ pour les trois R soit $R = \text{C}_{13}\text{H}_{27}$.

2.3.

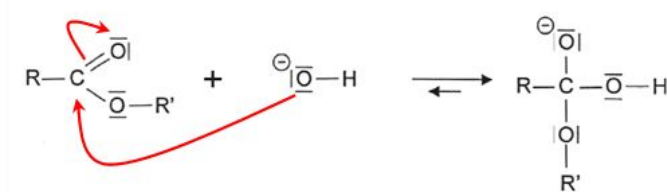


Figure 2. Mécanisme de réaction

2.4 Le pKa du couple est de 5. D'après le diagramme de prédominance à $\text{pH} = 1$ (figure 3 du corrigé), c'est la forme acide qui prédomine.

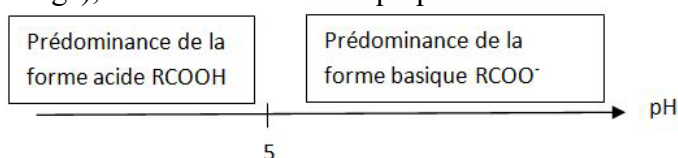


Figure 3. Diagramme de prédominance

2.5.1. Lors de la synthèse, les ions hydroxyde sont en excès, le réactif limitant est la trimyristine.

$$n_{\text{trimyristine}} = \frac{m}{M} = \frac{4,75}{723} = 6,57 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

D'après l'équation, 1 mol de trimyristine donne 3 mol d'ion myristate, soit :

$$\frac{n_{\text{trimyristine}}}{1} = \frac{n_{\text{myristate}}}{3}$$

Dans la dernière étape, 1 mol d'ion myristate donne 1 mol d'acide myristique donc :

$$\frac{n_{\text{trimyristine}}}{1} = \frac{n_{\text{ac.myristique}}}{3}$$

$$\text{Soit } n_{\text{ac. myristique}} = 3 \times n_{\text{trimyristine}}$$

D'où la masse :

$$m_{\text{ac. myristique}} = 3 \times n_{\text{trimyristine}} \times M_{\text{ac. myristique}}$$

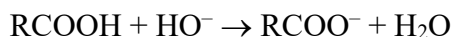
$$m_{\text{ac. myristique}} = 3 \times 6,57 \times 10^{-3} \times 228 = 4,49 \text{ g}$$

2.5.2. Le rendement est :

$$Rdt = \frac{m_{\text{exp}}}{m_{\text{max}}} = \frac{3,36}{4,49} = 0,748 \text{ soit } 74,8 \%$$

3. Détermination par titrage de la pureté de l'acide myristique obtenu

3.1.



3.2. À l'équivalence, les deux réactifs sont totalement consommés et ils réagissent mol à mol d'où :

$$n_{\text{acide}} = n(\text{HO}^-)_E$$

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_E$$

$$C_1 = \frac{C_2 \times V_E}{V_1} = \frac{5,00 \times 10^{-2} \times 9,60}{10,00} = 4,80 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$$

La concentration massique est donc :

$$c_1 = C_1 \times M = 4,80 \times 10^{-2} \times 228 = 10,7 \text{ g.L}^{-1}$$

3.3. Pour 100 mL de solution il y a une masse :

$$m_{\text{exp}} = c_1 \times V_0 = 10,7 \times 0,100 = 1,07 \text{ g}$$

3.4. En tenant compte des incertitudes, on calcule :

$U(m_{\text{exp}}) = 0,008$ que l'on arrondit à 0,01 (l'incertitude ne peut être plus précise que la masse 1,07 g).

$$m_{\text{exp}} = 1,07 \pm 0,01 \text{ g}$$

$$\text{Soit } 1,06 \text{ g} < m_{\text{exp}} < 1,08 \text{ g}$$

La masse expérimentale est bien inférieure à la masse de l'échantillon 1,17 g. Le produit contient des impuretés.

3.5.

$$\text{degré de pureté} = \frac{m_{\text{exp}}}{m_{\text{éch}}} = \frac{1,07}{1,14} = 0,939 \text{ soit } 93,9 \% \text{ de pureté.}$$