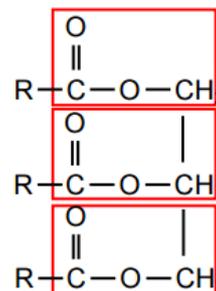


1^{ère} partie : De l'huile d'olive au savon

1. Les TAG possèdent 3 groupes esters, ils appartiennent à la famille des **esters**. (plus précisément des triesters).



2. Par définition du rendement : $\eta = \frac{n(\text{produit})_{\text{exp}}}{n(\text{produit})_{\text{max}}}$ ici $\eta = \frac{n(\text{savon})_{\text{exp}}}{n(\text{savon})_{\text{max}}}$

Détermination de $n(\text{savon})_{\text{exp}}$:

Expérimentalement, on a récupéré une masse de savon $m(\text{savon})_{\text{exp}} = 6,6$ g

$$\text{Donc } n(\text{savon})_{\text{exp}} = \frac{m(\text{savon})_{\text{exp}}}{M(\text{savon})}$$

$$n(\text{savon})_{\text{exp}} = \frac{6,6}{304} = 2,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Détermination de $n(\text{savon})_{\text{max}}$:

D'après l'énoncé, la soude est en excès donc l'oléine est le réactif limitant.

En tenant compte des nombres stoechiométriques de l'équation de la réaction : $\frac{n(\text{savon})_{\text{max}}}{3} = \frac{n(\text{oléine})_i}{1}$

$$\text{Or } n(\text{oléine})_i = \frac{m(\text{oléine})_i}{M(\text{oléine})}, \text{ ainsi } n(\text{savon})_{\text{max}} = 3 \times \frac{m(\text{oléine})_i}{M(\text{oléine})}$$

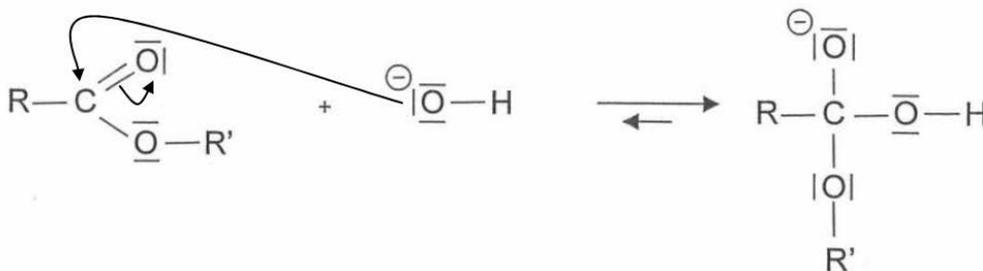
$$n(\text{savon})_{\text{max}} = 3 \times \frac{13,6}{884} = 4,62 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

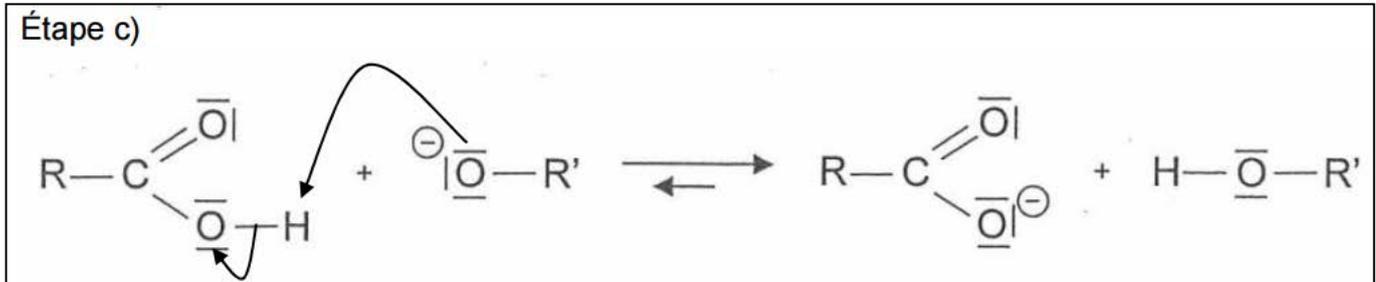
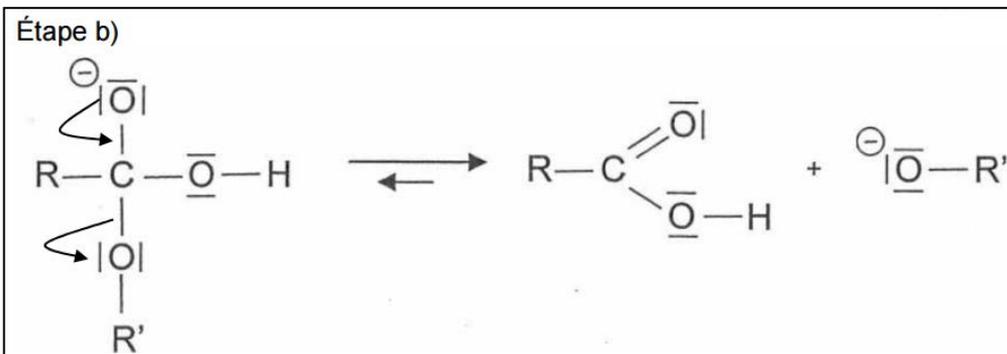
$$\text{Calcul du rendement : } \eta = \frac{2,2 \times 10^{-2}}{4,62 \times 10^{-2}} = 0,47 = 47 \%$$

3. Mécanisme réactionnel de la synthèse d'un savon.

3.1. Les flèches courbes représentent le déplacement d'un doublet d'électrons et sont orientés du site donneur de doublets d'électrons vers le site receveur de doublets d'électrons.

Étape a)





3.2.

étape a) : réaction d'addition (2 réactifs et un seul produit),

étape b) : réaction d'élimination (1 seul réactif et 2 produits),

étape c) : réaction acide base (transfert d'un proton H^+ de l'acide vers la base).

2^{ème} partie : Bénéfique pour la santé, l'huile d'olive ?

1) Analyse des opérations réalisées par le technicien.

1.1. La réponse est dans le sujet : le mélange d'éthanol et d'éther joue le rôle de solvant et permet le contact intime entre l'huile d'olive titrée et la solution titrante de potasse alcoolique car l'huile d'olive n'est pas miscible avec l'eau.

1.2. Les volumes d'éthanol (40 ± 1 mL) et d'huile ($20,0 \pm 0,1$ mL) n'ont pas été prélevés avec la même verrerie car l'incertitude sur ces volumes est différente (probablement à l'éprouvette pour l'éthanol et à la pipette jaugée pour l'huile).

Rq : Cela s'explique par le fait que l'éthanol joue le rôle de solvant donc son volume n'a pas à être mesuré précisément, mais par contre, l'huile d'olive est titrée donc son volume doit être connu précisément.

1.3. Les ions HO^- de la potasse étant corrosifs, le technicien devra porter des gants de protection (la blouse et les lunettes étant obligatoires). De plus, il faut travailler sous hotte pour ne pas respirer les vapeurs d'éthanol et d'éther.

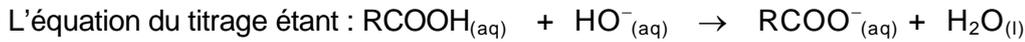
Rq : on peut s'étonner de l'absence d'indications nous amenant à cette réponse.

1.4. Le technicien a réalisé le titrage colorimétrique (présence d'un indicateur coloré) de l'acide oléique présent dans l'huile d'olive. Il s'agit d'un contrôle de qualité.

2) Exploitation de l'analyse.

2.1. L'équivalence est définie par le changement de réactif limitant.

À l'équivalence, le réactif titré RCOOH et le réactif titrant HO^- ont été introduits dans les proportions stoechiométriques de l'équation de titrage : il n'en reste donc plus.



On peut écrire à l'équivalence :
$$\frac{n(\text{RCOOH})_{\text{titré}}}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{versée}}}{1}$$

$$n(\text{RCOOH})_{\text{titré}} = C_b \cdot V_e$$

donc $m_a = m(\text{RCOOH})_{\text{titré}} = n(\text{RCOOH})_{\text{titré}} \cdot M(\text{RCOOH}) = C_b \cdot V_e \cdot M_{\text{acide oléique}}$

$m_a = 1,00 \times 10^{-1} \times 10,4 \times 10^{-3} \times 282 = 0,293 \text{ g}$ (très proche de la valeur proposée à la question 2.2.3 : toujours lire les questions suivantes)

2.2.

$$\left(\frac{U(m_a)}{m_a} \right)^2 = \left(\frac{U(V_e)}{V_e} \right)^2 + \left(\frac{U(C_b)}{C_b} \right)^2$$

$$U(m_a) = m_a \times \sqrt{\left(\frac{U(V_e)}{V_e} \right)^2 + \left(\frac{U(C_b)}{C_b} \right)^2}$$

$$U(m_a) = 2,93 \times 10^{-1} \times \sqrt{\left(\frac{0,1}{10,4} \right)^2 + \left(\frac{0,02}{1,00} \right)^2} = 6,5 \times 10^{-3} \text{ g} \approx 7 \times 10^{-3} \text{ g}$$

Ainsi $m_a = (0,293 \pm 0,007) \text{ g}$, soit $0,286 \text{ g} < m_a < 0,300 \text{ g}$.

2.3. Il faut déterminer le taux d'acidité libre de l'huile pour connaître sa catégorie. D'après l'énoncé, il s'agit de la masse d'acide gras (ici acide oléique) pour 100 g d'huile.

Il y a 0,3 g d'acide oléique dans l'échantillon titré soit dans 20,0 mL d'huile.

La masse des 20,0 mL d'huile est $m_{\text{huile}} = r_{\text{huile}} \cdot V_{\text{huile}}$

$$m_{\text{huile}} = 0,92 \cdot 20,0 = 18,4 \text{ g}$$

Par proportionnalité : 18,4 g d'huile \rightarrow 0,3 g d'acide oléique

100 g d'huile \rightarrow m g d'acide oléique

$$m = \frac{100 \cdot 0,3}{18,4} = 1,6 \text{ g}$$

Il y a donc 1,6 g d'acide oléique dans 100 g d'huile d'olive soit un taux d'acidité de 1,6 %.

Le taux est inférieur à 2% et supérieur à 0,8%, donc l'huile d'olive titrée est « vierge ».

L'huile d'olive ne présente des qualités nutritionnelles et diététiques que si elle est « vierge » ou « extra vierge » ce qui est bien le cas ici.