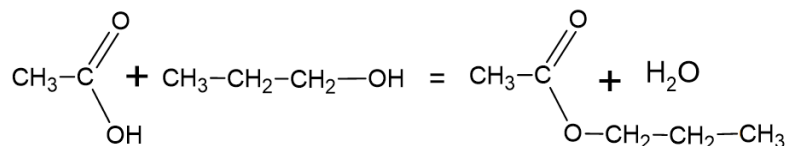


L'équilibre d'estérification-hydrolyse

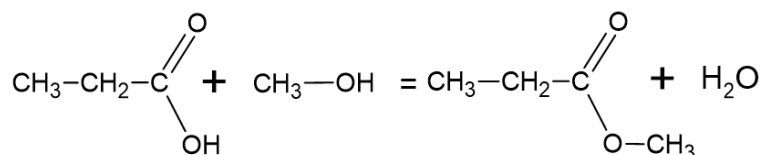
Exercice 1

1) Réaction d'estérification entre l'acide éthanoïque et propan-1-ol



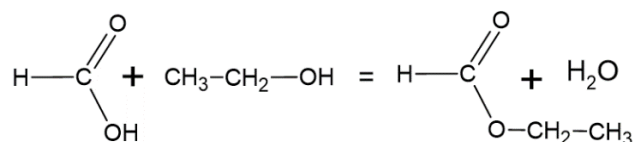
Formation de l'éthanoate de propyle

Réaction d'estérification entre le méthanol et acide propanoïque



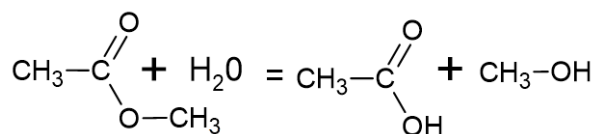
Formation du propanoate de méthyle

Réaction d'estérification entre l'acide méthanoïque et éthanol



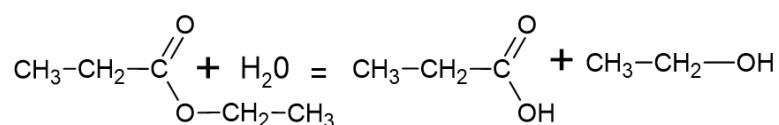
Formation du méthanoate d'éthyle

2) Hydrolyse de l'éthanoate de méthyle



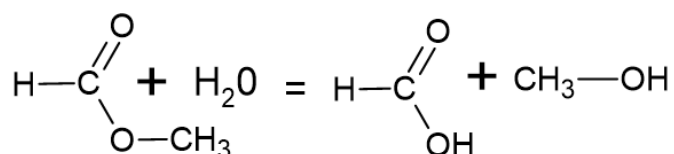
Formation d'acide éthanoïque et de méthanol

Hydrolyse du propanoate d'éthyle



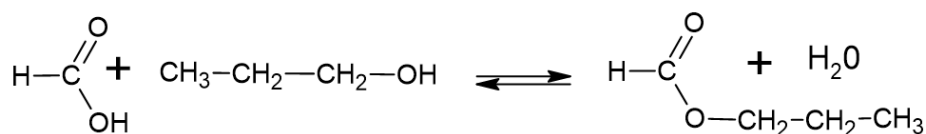
Formation de l'acide propanoïque et d'éthanol

Hydrolyse du méthanoate de méthyle :



Formation de l'acide méthanoïque et de méthanol

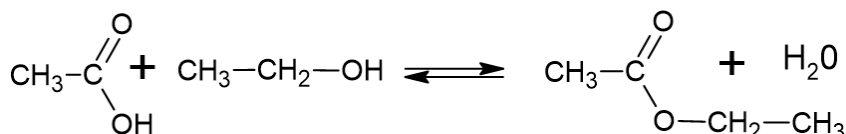
Exercice 2



Réaction entre l'acide méthanoïque et le propan-1ol : synthèse du méthanoate de propyle



Réaction entre l'acide propanoïque et le méthanol : synthèse du propanoate de méthyle



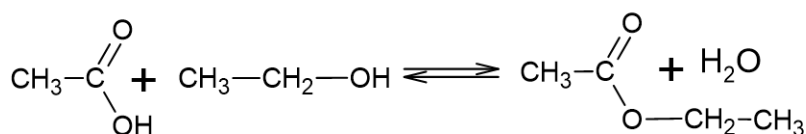
Réaction entre l'acide éthanoïque et l'éthanol : synthèse de l'éthanoate d'éthyle

Exercice 3

Pour réaliser la synthèse d'un ester, on introduit dans un ballon **6,0 g** d'acide éthanoïque et **4,6 g** d'éthanol.

1) Equation de la réaction

Il se forme de l'éthanoate d'éthyle



2) Quantité initiales

$$n_{\text{ac}} = \frac{m_{\text{ac}}}{M_{\text{ac}}} = \frac{6}{60} = \mathbf{0,1 \text{ mol}} ; \quad n_{\text{al}} = \frac{m_{\text{al}}}{M_{\text{al}}} = \frac{4,6}{46} = \mathbf{0,1 \text{ mol}}$$

3) Le mélange est équimolaire car les quantités des 2 réactifs sont identiques

4) D'après les coefficients de l'équation, 1 mole d'acide réagit avec 1 mole d'alcool pour former 1 mole d'ester ; donc à partir de 0,1 mole d'acide et de 0,1 mole d'alcool on peut obtenir en théorie 1 mole d'ester.

Masse d'ester qui peut se former en théorie : $m_{\text{ester}} = n_{\text{ester}} \times M_{\text{ester}} = 0,1 \times 88 = \mathbf{8,8 \text{ g}}$

5) Rendement de la réaction : $\text{rendement} = \frac{\text{masse réelle d'ester}}{\text{masse théorique}} = \frac{5,9}{8,8} = 0,67 = \mathbf{67\%}$

Quantité formée d'ester à l'équilibre : $n_{\text{ester}(\text{eq})} = \frac{m_{\text{ester}(\text{eq})}}{M_{\text{ester}}} = \frac{5,9}{88} = \mathbf{0,067 \text{ mol}}$

Quantité d'eau formée à l'équilibre : $n_{\text{ester}(\text{eq})} = n_{\text{eau}(\text{eq})} = \mathbf{0,067 \text{ mol}}$

Quantité d'acide et d'alcool restant : D'après les coefficients de l'équation, 0,067 mol d'ester se forme à partir de 0,067 mol d'alcool et de 0,067 mol d'acide

	Quantités initiales	Quantités ayant réagi	Quantités restantes à l'équilibre
Alcool	0,1 mol	0,067 mol	0,1 – 0,067 = 0,033 mol
Acide	0,1 mol	0,067 mol	0,1 – 0,067 = 0,033 mol

Constante d'équilibre :

$$K_{\text{estérification}} = \frac{[\text{ester}]_{\text{eq}} \times [\text{eau}]_{\text{eq}}}{[\text{acide}]_{\text{eq}} \times [\text{alcool}]_{\text{eq}}} = \frac{\frac{n_{\text{ester}(\text{eq})}}{V_{\text{solution}}} \times \frac{n_{\text{eau}(\text{eq})}}{V_{\text{solution}}}}{\frac{n_{\text{acide}(\text{eq})}}{V_{\text{solution}}} \times \frac{n_{\text{alcool}(\text{eq})}}{V_{\text{solution}}}} = \frac{n_{\text{ester}(\text{eq})} \times n_{\text{eau}(\text{eq})}}{n_{\text{acide}(\text{eq})} \times n_{\text{alcool}(\text{eq})}} = \frac{0,067 \times 0,067}{0,033 \times 0,033} = 4,1$$

Exercice 4

1) Le montage B est un chauffage à reflux ; le schéma A est une décantation

2) La pierre ponce permet d'homogénéiser la température dans le ballon ; l'acide sulfurique est un catalyseur

3) On chauffe le mélange afin d'accélérer la réaction

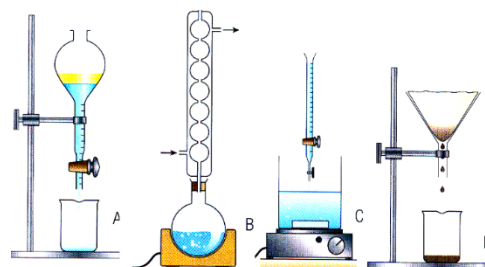
4) Le réfrigérant permet de condenser les vapeurs qui se forment

5) D'après les coefficients de l'équation, 1 mole d'alcool forme 1 mole d'ester ; donc à partir de 0,40 mol d'alcool on devrait obtenir (si la réaction était totale) 0,40 mol d'ester

Masse d'ester théorique : $m_{\text{ester}(\text{théorique})} = n_{\text{ester}(\text{théorique})} \times M_{\text{ester}} = 0,4 \times 130 = 52 \text{ g}$

Sachant que la réaction a un rendement de 67%, la masse d'ester que l'on obtient réellement est de :

$$r = \frac{m_{\text{ester}(\text{exp})}}{m_{\text{ester}(\text{th})}} \rightarrow m_{\text{ester}(\text{exp})} = r \times m_{\text{ester}(\text{th})} = 0,67 \times 52 = 34 \text{ g}$$



Exercice 5

