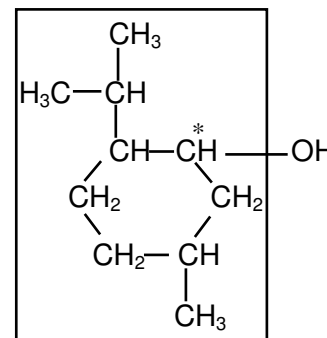


## LA MENTHE POIVRÉE

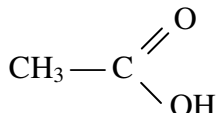
**1. PRÉLIMINAIRES :**

1.1. Le **menthol** possède le groupe caractéristique hydroxyle  $-OH$ , il appartient donc à la famille des **alcools**.

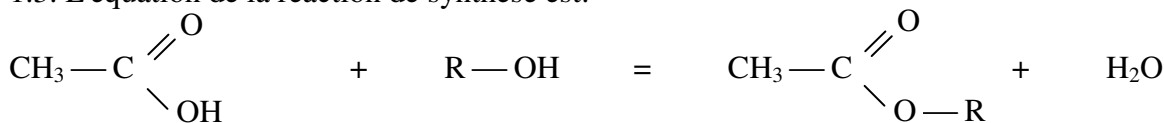
*Remarque:* l'alcool est de classe secondaire: le carbone  $C^*$  étant relié à deux autres atome de carbone.



1.2. L'acide carboxylique utilisé pour la synthèse de l'**éthanoate** de menthyle est l'**acide éthanoïque** (acide acétique) de formule semi-développée:



1.3. L'équation de la réaction de synthèse est:



acide éthanoïque (l) + menthol (l) éthanonate de menthyle(l) + eau (l)

1.4. On mélange à l'instant initial 0,10 mol d'acide carboxylique précédent et 0,10 mol de menthol. L'expression du quotient de réaction  $Q_r$  est:

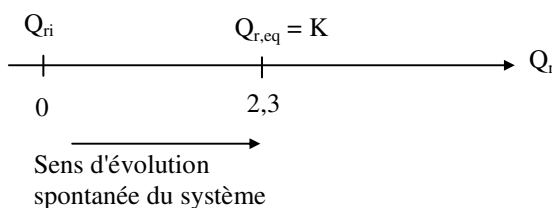
$$Q_r = \frac{[\text{CH}_3 - \text{COOR}].[ \text{H}_2\text{O} ]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}].[ \text{ROH} ]}$$

A l'instant initial on a donc:  $Q_{ri} = \frac{[\text{CH}_3 - \text{COOR}]_i.[ \text{H}_2\text{O} ]_i}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]_i.[ \text{ROH} ]_i}$

Or à l'instant initial, il n'y pas d'ester (ni d'eau) formé donc  $Q_{ri} = 0$

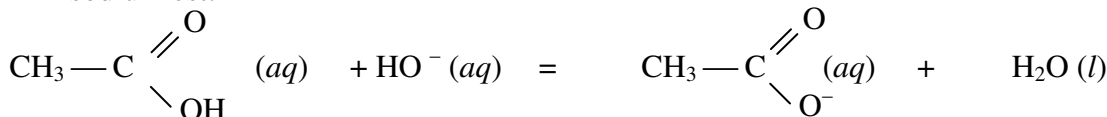
1.5. La constante d'équilibre  $K$  associée à cette réaction est égale à 2,3 à 70°C.

On a donc:  $Q_{ri} < K$  : le système évolue spontanément dans le sens direct de la réaction de synthèse.

**2. SYNTHÈSE DE L'ETHANOATE DE MENTHYLE.**

2.1. Un tube à essais est placé dans de la glace avant le titrage, afin de réaliser **une trempe** de la réaction dans le tube. La température est un facteur cinétique, une température très faible ralentit très fortement la vitesse volumique de réaction. Ainsi entre l'instant de la trempe et l'instant du titrage, la composition du système chimique n'évolue pas. Le dosage sera révélateur de la composition du système chimique à l'instant de la trempe.

2.2. L'équation de la réaction associée au titrage de l'acide carboxylique par la solution d'hydroxyde de sodium est:



### 3. EXPLOITATION DES RÉSULTATS :

#### 3.1. Tableau d'avancement:

Équation		CH <sub>3</sub> - COOH +	ROH	=	CH <sub>3</sub> - COOR	+ H <sub>2</sub> O
État	Avancement	Quantités de matière				
Initial	0	0,10	0,10		0	0
Intermédiaire	x	0,10 - x	0,10 - x		x	x
Final	x <sub>f</sub>	0,10 - x <sub>f</sub>	0,10 - x <sub>f</sub>		x <sub>f</sub>	x <sub>f</sub>

**Remarque:** l'eau n'est pas le solvant ici, c'est un produit de la réaction comme l'ester. Initialement, il n'y a pas d'eau dans le système chimique.

En supposant que la transformation est totale, alors les réactifs seront totalement consommés donc  $x_f = x_{\max}$  et le mélange étant stœchiométrique il vient:  
 $0,10 - x_{\max} = 0$  soit  $x_{\max} = 0,10 \text{ mol}$

3.2. Le rendement de la réaction est:  $\rho = \frac{n_{\text{ester formé}}}{n_{\text{maximale d'ester}}} = \frac{x_f}{x_{\max}}$

Sur le graphique A on peut lire:  $n_{\text{ester formé}} = 0,060 \text{ mol}$  donc finalement:  $\rho = \frac{0,060}{0,10} = 0,60 = 60 \%$

Comme  $\rho < 100 \%$  la réaction n'est pas totale mais limitée.

3.3. Le quotient de réaction à l'équilibre  $Q_{r,eq}$  est:  $Q_{r,eq} = \frac{[\text{CH}_3 - \text{COOR}]_{eq} \cdot [\text{H}_2\text{O}]_{eq}}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]_{eq} \cdot [\text{ROH}]_{eq}}$

L'état final est un état d'équilibre pour lequel :

$$[\text{CH}_3 - \text{COOR}]_{eq} = [\text{H}_2\text{O}]_{eq} = x_f / V$$

$$[\text{CH}_3 - \text{COOH}]_{eq} = [\text{ROH}]_{eq} = (0,10 - x_f) / V$$

où V est le volume du mélange réactionnel.

Donc en reportant dans  $Q_{r,eq}$  il vient:  $Q_{r,eq} = \frac{x_f^2}{(0,10 - x_f)^2}$

3.4. On a:  $x_f \text{ expérimental} = 0,060 \text{ mol}$ . La valeur de la constante d'équilibre K est alors :

$$K = Q_{r,eq} = \frac{0,060^2}{(0,10 - 0,060)^2} = 2,25, \text{ donc avec deux chiffres significatifs } K = 2,3.$$

La valeur de K obtenue expérimentalement est bien cohérente avec celle fournie dans la partie 1.

3.5. Par définition la vitesse volumique de la réaction à l'instant t est:  $v(t) = \frac{1}{V} \cdot \left( \frac{dx}{dt} \right)_t$

où V est le volume du mélange réactionnel (V est constant) et x l'avancement.

D'après l'équation  $n_{\text{ester formée}}(t) = x(t)$ , donc  $v(t) = \frac{1}{V} \cdot \left( \frac{d n_{\text{ester formée}}}{dt} \right)_t$ .

Le terme  $\left( \frac{d n_{\text{ester formée}}}{dt} \right)_t$  est égal au coefficient directeur de la tangente au graphe  $n_{\text{ester formée}}(t)$  à la date t.

Ainsi pour évaluer (= calculer) la vitesse volumique de réaction, on calcule la valeur du coefficient directeur de la tangente, puis on le multiplie par 1/V.

3.6. On a  $t_2 > t_1$ , et  $\left( \frac{d n_{\text{ester formée}}}{dt} \right)_{t_1} > \left( \frac{d n_{\text{ester formée}}}{dt} \right)_{t_2}$  donc  $v_1 > v_2$ .

La valeur de la vitesse volumique de la réaction diminue au cours du temps à cause du **facteur cinétique "concentration des réactifs" qui diminue au cours du temps.**

#### 4. INFLUENCE DES CONDITIONS EXPÉRIMENTALES :

Quantité de matière (en mol)	Expérience n°1	Expérience n°2	Expérience n°3
Acide carboxylique	0,10	0,10	0,20
Menthol	0,10	0,10	0,10
Température ( °C)	70	20	70

• En comparant les 3 graphes, on observe que deux présentent une tangente horizontale (a et b) à la courbe pour t élevé. Donc les réactions sont terminées (équilibre atteint). Le graphe c ne présente pas de tangente horizontale: la réaction n'est pas terminée.

• Les expériences n°1 et n°2 ont les mêmes quantités initiales de réactifs donc les mêmes concentrations initiales mais la température est plus grande dans l'expérience n°1 que dans l'expérience n°2. La température est un facteur cinétique: l'équilibre (identique pour les expériences n°1 et n°2) est atteint plus rapidement pour l'expérience n°1 que pour l'expérience n°2. On peut donc attribuer:

**graphe c**      ⇔      **expérience n°2**  
**graphe b**      ⇔      **expérience n°1**

• Les expériences n°1 et n°3 se font à la même température (70°C) mais les quantités initiales de réactifs sont différentes pour l'acide carboxylique (identiques pour le menthol). La quantité d'ester formée est donc plus grande pour l'expérience n°3 que pour l'expérience n°1.

La concentration des réactifs est un facteur cinétique. La vitesse initiale de la réaction (et donc le coefficient directeur de la tangente à la courbe à l'origine) est donc plus grand pour l'expérience n°3 que pour l'expérience n°1. On peut donc attribuer:

**graphe a**      ⇔      **expérience n°3**  
**graphe b**      ⇔      **expérience n°1**