

# Estérification et hydrolyse d'un ester

## I) Préparation

Pour préparer un ester, on utilise un montage à reflux. La réaction est lente, on utilise donc un catalyseur pour l'accélérer. Un ester est formé d'un acide et d'un alcool. Après le reflux, on met l'ester dans de l'eau salée. Puis on décante pour séparer l'ester qui n'est pas soluble dans l'eau. On fait ensuite un lavage à l'hydrogénocarbonate de sodium pour éliminer les traces d'acide. Enfin on sèche au sulfate de magnésium pour enlever l'eau puis on filtre.

Une fois l'ester synthétisé, on effectue une identification par chromatographie.

## II) Réaction d'estérification et d'hydrolyse des esters

### 1) Préliminaire (étude par Berthelot)

- On prépare des mélanges équimolaires d'acide et d'alcool repartit dans des ampoules scellées.
- On fait un mélange initial et on effectue des prélèvements identiques.
- A intervalles de temps réguliers, on refroidit rapidement (trempe).
- Pour finir, on dose par la soude pour déterminer la quantité d'acide.

### 2) Etude expérimentale

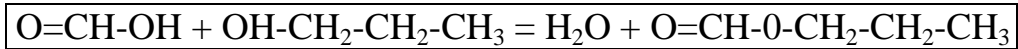
- A  $t = 0$ , 1mL d'acide et pas d'alcool (remplacé par de l'eau)
- A  $t = 30$  min, 1mL d'acide et 2mL d'alcool
- A  $t = 8$  j, 1mL d'acide et 2mL d'alcool

#### Volumes de soude des différents mélanges :

- Pour le mélange à  $t = 0$ ,  $V_{\text{soude}} = 26,75$  mL
- Pour le mélange à  $t = 30$  min,  $V_{\text{soude}} = 23,75$  mL

- Pour le mélange à  $t = 8$  j,  $V_{\text{soude}} = 11,85$  mL

Equation bilan de la réaction entre la propane-1-ol et l'acide formique :



Quantités de matière initiales :

- 2 mL d'alcool avec  $\mu_{\text{Al}} = 0,79$  g/mL et  $M_{\text{Al}} = 60$  g / mol.  
Donc  $n_{\text{Al}} = 0,0263$  mol
- 1 mL d'acide avec  $\mu_{\text{Acide}} = 1,22$  g/mL et  $M_{\text{Acide}} = 46$  g / mol  
Donc  $n_{\text{Acide}} = 0,0265$  mol

On a donc bien un mélange équimolaire.

D'après le tableau d'avancement,

$$\tau = \frac{x}{x_{\text{max}}} = \frac{n(0) - n(t)}{n(0)} = \frac{C_{\text{OH}} \times V(0) - C_{\text{OH}} \times V(t)}{C_{\text{OH}} \times V(0)} = \frac{V(0) - V(t)}{V(0)}$$

Calcul des taux d'avancements des différentes solutions :

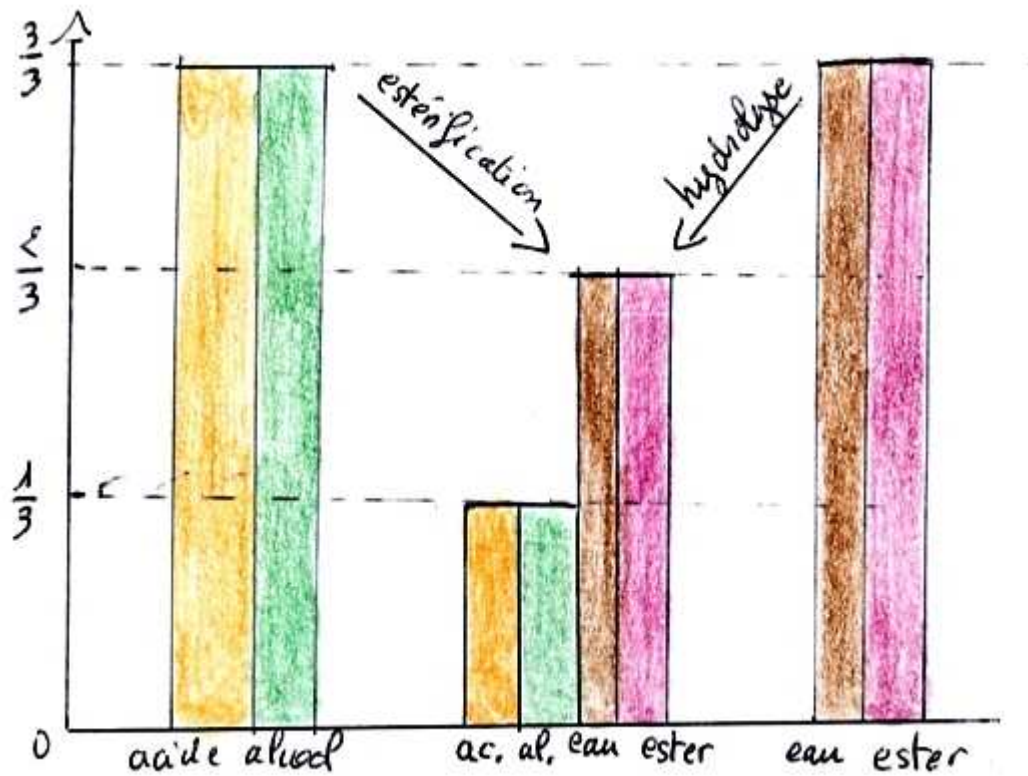
- A  $t = 0$ , le taux d'avancement est nul
- A  $t = 30$  min, le taux d'avancement vaut 11,6 %
- A  $t = 8$  j, le taux d'avancement vaut 56 %

Analyse des résultats :

- La réaction d'estérification est lente.
- Le système atteint son avancement final au bout de quelque dizaine de minutes.
- La réaction d'estérification est limitée.
- Le taux d'avancement est d'environ de  $2/3$  soit 0,67 %

### 3) Etude de la réaction d'hydrolyse

On part d'un mélange équimolaire d'eau et d'ester. Le taux d'avancement n'est pas maximal comme pour la réaction d'estérification. La réaction d'hydrolyse est aussi lente, limitée et athermique.



#### 4) Etat d'équilibre

Les transformations modélisées par une réaction d'estérification ou d'hydrolyse d'un ester conduisent au même état d'équilibre. À l'équilibre, les deux réactions évoluent à la même vitesse.