

## Chimie 12 : Synthèse et hydrolyse des esters

### 1. Quelles espèces utilise-t-on pour synthétiser des esters ?

Précisons la formule et le nom des espèces oxygénées qui seront nécessaires à la synthèse des esters (voir *paragraphe 3* et *chapitre 14*).

#### 1.1 Alcools et phénols

Un alcool est une espèce organique dans laquelle un **groupe hydroxyle -OH** est fixé sur un atome de carbone tétragonal.

La formule générale d'un alcool à chaîne carbonée saturée\* non cyclique est  $C_nH_{2n+1}-OH$ , souvent notée  $R-OH$ .

Suivant le nombre de chaînes carbonées portées par l'atome de carbone fonctionnel, un alcool est **primaire**, **secondaire** ou **tertiaire** [Doc. 1].

Le nom d'un alcool dérive de celui de l'alcane de même squelette carboné en remplaçant le **-e** final par la terminaison **-ol**, précédée de l'indice de position, le plus petit possible, du groupe hydroxyle sur la chaîne carbonée principale.

Ainsi a-t-on le méthanol  $CH_3-OH$ , l'éthanol  $C_2H_5-OH$ , le propan-1-ol  $CH_3-CH_2-CH_2-OH$ , le propan-2-ol  $CH_3-CHOH-CH_3$ ,...

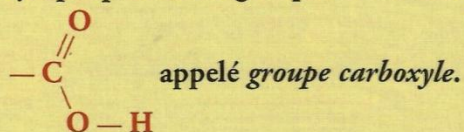
Un phénol est un composé organique dans lequel le groupe hydroxyle **-OH** est porté par un cycle benzénique.

L'atome de carbone fonctionnel d'un phénol est **trigonal** [Doc. 2].

> Pour s'entraîner : Ex. 1 et 3

#### 1.2 Acides carboxyliques

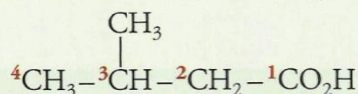
Un acide carboxylique possède le groupe caractéristique



La formule générale d'un acide à chaîne carbonée saturée non cyclique est  $C_nH_{2n+1}-CO_2H$ , souvent notée  $R-CO_2H$ .

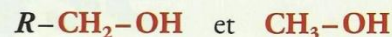
Le nom d'un acide carboxylique dérive de celui de l'alcane de même squelette carboné en remplaçant le **-e** final par la terminaison **-oïque**, l'ensemble étant précédé du mot **acide**.

La chaîne carbonée principale est numérotée à partir du groupe carboxyle  $-^1CO_2H$ . Par exemple, l'acide 3-méthylbutanoïque a pour formule :

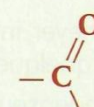


Les acides peuvent être obtenus par oxydation des alcools primaires ; cependant, nombre d'entre eux sont d'origine naturelle [Doc. 3].

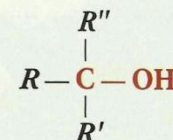
> Pour s'entraîner : Ex. 4 et 5



Alcools primaires

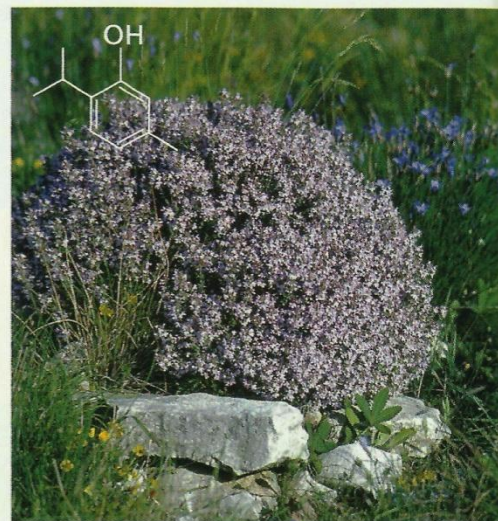


Alcools secondaires

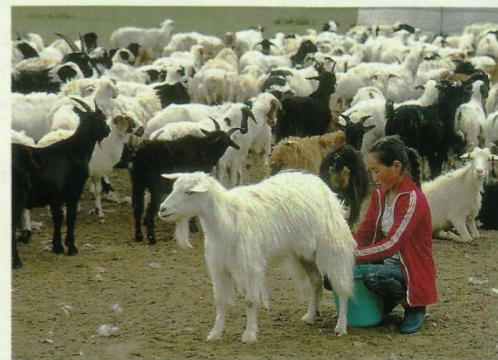


Alcools tertiaires

Doc. 1 Les trois classes d'alcool.



Doc. 2 Le thymol, présent dans le thym et utilisé en aromathérapie, n'est pas un alcool. Il fait partie de la famille des phénols.

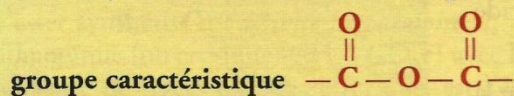


Doc. 3 L'acide hexanoïque de formule  $CH_3-(CH_2)_4-CO_2H$  peut être extrait du lait de chèvres ; c'est la raison pour laquelle on l'appelle aussi acide caproïque.

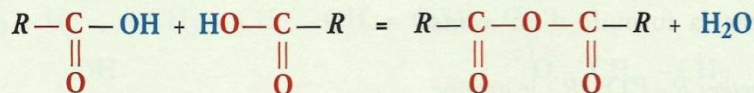


## 1.3 Anhydrides d'acide

Un anhydride d'acide est un composé organique qui possède le



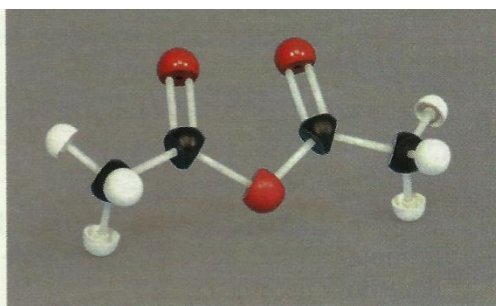
Il résulte de l'élimination d'une molécule d'eau entre deux molécules d'acide carboxylique, selon l'équation :



Un anhydride se nomme en remplaçant le mot *acide* par le mot *anhydride* dans le nom de l'acide carboxylique correspondant.

Ainsi, l'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{—CO}_2\text{H}$  donne, par déshydratation\*, l'anhydride éthanoïque  $(\text{CH}_3\text{—CO})_2\text{O}$  [Doc. 4].

> Pour s'entraîner : Ex. 7



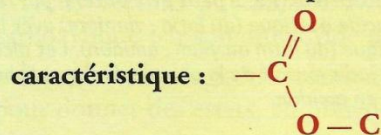
Doc. 4 Modèle moléculaire de l'anhydride éthanoïque (ou anhydride acétique).

## 2. Qu'est-ce qu'un ester ?

### 2.1 Groupe caractéristique

L'analyse de la structure de l'éthanoate d'éthyle  $\text{CH}_3\text{—}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{—O—C}_2\text{H}_5$  à l'activité préparatoire B, p. 273, permet de définir un ester :

Un ester est un composé organique qui possède le groupe

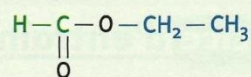


La formule générale des esters s'écrit :  $\text{R—}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{—O—R}'$

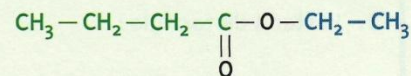
R peut désigner une chaîne carbonée ou un atome d'hydrogène, alors que R' correspond nécessairement à une chaîne carbonée [Doc. 5 et 6].



Doc. 5 Deux esters parfument ce dessert, le méthanoate d'éthyle :



présent dans le rhum et le butanoate d'éthyle :



apporté par l'ananas.

Formule du composé	(a)	(b)	(c)
	$\text{CH}_3\text{—}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{—O—(CH}_2)_3\text{—CH}_3$	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2)_4\text{—HC—O—}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{—CH}_2$   H <sub>2</sub> C—CH <sub>2</sub>	$\text{HO—CH}_2\text{—}\left[ \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{—O—CH}_2 \right]_n\text{—}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{—OH}$
Produit contenant ce composé	pomme, banane	noix de coco	fil de suture résorbable

> Voir exercice 28

Doc. 6 Exemples d'ester linéaire (a), d'ester cyclique (lactone) (b), de polyester (c).



## 2.2 Nomenclature des esters

Dans l'activité préparatoire A, p. 273, nous avons synthétisé un **ester**, l'éthanoate d'éthyle, par réaction entre un **acide carboxylique**, l'acide éthanoïque et un **alcool**, l'éthanol.

Cette méthode de synthèse est générale (voir *paragraphe 3*) ; l'analyse de la formule générale des esters permet de retrouver l'alcool et l'acide carboxylique dont découle l'ester :

– en remplaçant, dans la formule générale des **esters**  $R-COOR'$ , la chaîne  $R'$  par un atome d'hydrogène  $H$ , on obtient la formule d'un **acide carboxylique**  $R-COOH$  ;

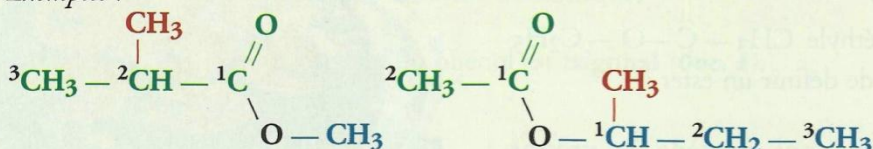
– en remplaçant, dans la formule générale des **esters**  $R-COOR'$ , le groupe  $R-CO$  par un atome d'hydrogène  $H$ , on obtient la formule d'un **alcool** (ou d'un phénol)  $HO-R'$  [Doc. 7].

Cette analyse conduit à la nomenclature systématique des esters :

**Le nom d'un ester comporte deux termes :**

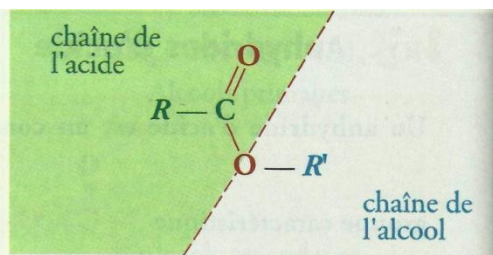
- le premier, qui se termine en **-oate**, désigne la chaîne dite principale provenant de l'acide carboxylique ; cette chaîne est, si nécessaire, numérotée à partir de l'atome de carbone fonctionnel ;
- le second, qui se termine en **-yle**, est le nom du groupe alkyle provenant de l'alcool ; cette chaîne est, si nécessaire, numérotée à partir de l'atome de carbone lié à l'atome d'oxygène.

Exemples :



**2-méthylpropanoate de méthyle**      **éthanoate de 1-méthylpropyle**

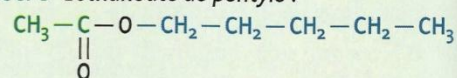
Certains esters ont conservé leur nom trivial qui indique généralement leur origine naturelle [Doc. 8].



Doc. 7 Origine des chaînes carbonées dans un ester.



Doc. 8 L'éthanoate de pentyle :

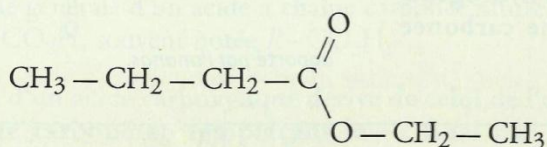


au parfum de poire est plus connu sous le nom d'acétate d'amyle. Il peut être obtenu par réaction de l'acide acétique (du latin : vinaigre) avec l'alcool amylique (du latin amyllum : amidon). Cet alcool était jadis extrait de la pomme de terre, tubercule riche en amidon.

## Exercice d'entraînement 1

### Formule et nom d'ester

1. L'ester A de formule :



a une odeur d'ananas. Identifier l'acide et l'alcool dont il dérive ; en déduire son nom.

2. L'éthanoate de 3-méthylbutyle, noté B, a une odeur de poire. Écrire sa formule semi-développée.

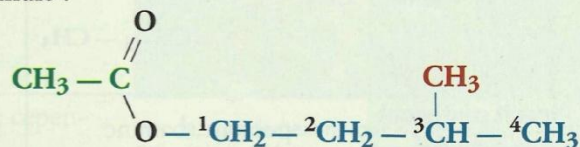
1. La chaîne provenant de l'acide est linéaire et possède quatre atomes de carbone : elle provient de l'**acide butanoïque**. La chaîne provenant de l'alcool possède deux

atomes de carbone : elle provient de l'**éthanol**.

A est donc le **butanoate d'éthyle**.

2. L'acide dont dérive B est l'**acide éthanoïque**  $\text{CH}_3-\text{CO}_2\text{H}$ .

La seconde chaîne, provenant de l'alcool, possède une chaîne principale ayant quatre atomes de carbone (groupe **butyle**) avec une ramification **méthyle** sur le troisième atome de carbone à partir de l'atome d'oxygène, d'où la formule :



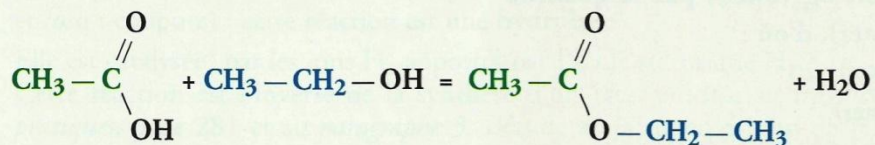
> Pour s'entraîner : Ex. 9 et 10



### 3. Comment synthétiser un ester ?

#### 3.1 Synthèse de l'éthanoate d'éthyle

L'ester synthétisé à l'activité préparatoire A, p. 273 par réaction de l'acide éthanoïque (ou acétique)  $\text{CH}_3\text{-CO}_2\text{H}$  avec l'éthanol  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ , en présence de traces d'acide sulfurique, est l'éthanoate (ou acétate) d'éthyle [Doc. 9] ; sa formation s'accompagne de celle de l'eau selon l'équation :

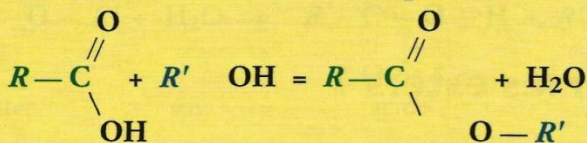


L'ion  $\text{H}^+$ , fourni par l'acide sulfurique, accélère la réaction sans figurer dans son équation : c'est un **catalyseur**<sup>1,2</sup>.

#### 3.2 Généralisation

La méthode utilisée pour synthétiser l'éthanoate d'éthyle est générale :

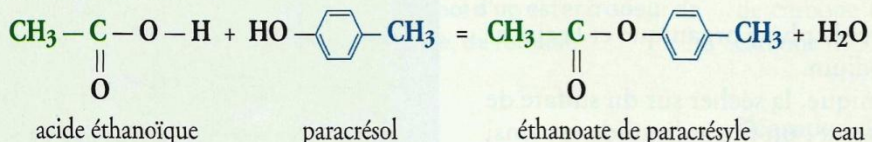
Un ester peut être obtenu par la réaction d'un acide carboxylique  $\text{R-CO}_2\text{H}$  avec un alcool  $\text{R}'\text{-OH}$  selon l'équation :



acide + alcool = ester + eau

L'ion  $\text{H}^+$  est un catalyseur de cette synthèse.

- Nous verrons au chapitre 14 qu'il est possible de remplacer l'acide carboxylique par son anhydride pour synthétiser un ester.
- Les phénols réagissent comme les alcools avec les acides carboxyliques pour donner des esters, en présence d'ions  $\text{H}^+$ . Ainsi, l'acide éthanoïque en réagissant avec le paracrésol, en milieu acide, donne un ester à odeur de fleur de narcisse<sup>3</sup> :



#### 3.3 Rendement d'une synthèse d'ester

##### Activité 1

##### Comment déterminer le rendement de la synthèse d'un ester ?

On réalise la synthèse de l'éthanoate de propyle [Doc. 10] en faisant réagir, en présence d'acide sulfurique, une quantité  $n_1$ (acide) d'un acide A avec une quantité  $n_2$ (alcool) d'un alcool B telles que :  $n_2(\text{alcool}) < n_1(\text{acide})$ .

On obtient ainsi une masse d'ester  $m_{\text{exp}}$ (ester).

Identifier A et B et exprimer le rendement de la synthèse.



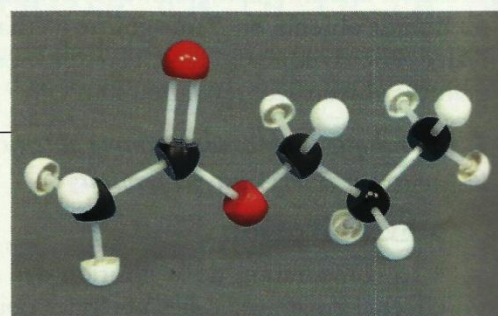
Doc. 9 L'acétate d'éthyle, d'odeur agréable, est souvent utilisé comme solvant dans les vernis, les colles et les peintures.

1. Un catalyseur est une substance qui accélère une réaction chimique, sans être ni un réactif ni un produit de la réaction. Il ne figure donc pas dans l'équation de la réaction.

Un catalyseur est souvent utilisé en petites quantités.

2. L'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , l'acide phosphorique  $\text{H}_3\text{PO}_4$  et l'acide paratoluènesulfonique (APTS) :  $\text{CH}_3\text{-C}_6\text{H}_4\text{-SO}_3\text{H}$ , sont les acides les plus souvent utilisés comme catalyseurs dans la **synthèse** des esters.

3. L'aspirine est aussi un ester de phénol.

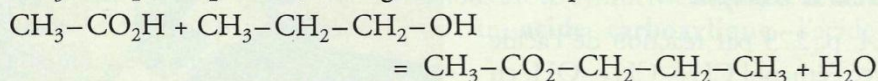


Doc. 10 Modèle moléculaire de l'éthanoate de propyle.



### > Exploitation

$A$  est l'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{-CO}_2\text{H}$  et  $B$  est le propan-1-ol  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$  ; ils réagissent selon l'équation :



Le rendement  $\rho$  de la synthèse est égal au quotient de la quantité d'ester expérimentalement obtenu, soit  $n_{\text{exp}}(\text{ester})$ , par la quantité maximale d'ester attendu, soit  $n_{\text{max}}(\text{ester})$ , d'où :

$$\rho = \frac{n_{\text{exp}}(\text{ester})}{n_{\text{max}}(\text{ester})}$$

soit d'après l'équation de la réaction :

$$\rho = \frac{n_{\text{exp}}(\text{ester})}{n(\text{réactif limitant})}$$

Dans le cas présent, l'alcool est le réactif limitant, aussi :

$$n_{\text{max}}(\text{ester}) = n_1(\text{alcool})$$

et

$$\rho = \frac{n_{\text{exp}}(\text{ester})}{n_1(\text{alcool})} = \frac{m_{\text{exp}}(\text{ester})}{M(\text{ester}) \cdot n_1(\text{alcool})}$$

> Pour s'entraîner : Ex. 12 et 15

## 4. Que donne l'action de l'eau sur les esters ?

### 4.1 Étude expérimentale

#### Activité 2

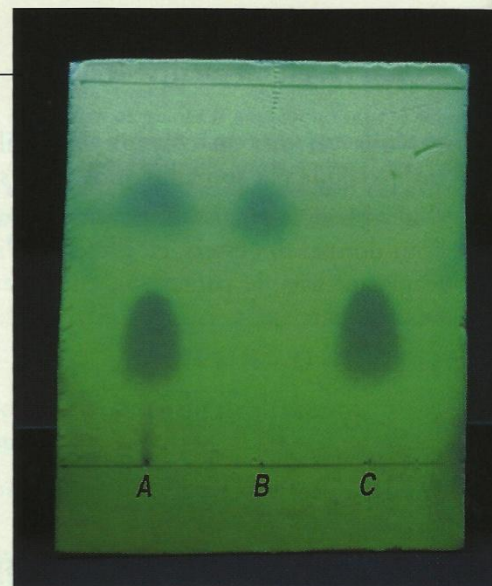
**Que se passe-t-il lorsqu'on chauffe, en milieu acide, un ester et de l'eau ?**

- Chauffer à reflux et sous agitation pendant environ 30 min un mélange constitué de 10 mL d'éthanoate de benzyle  $\text{CH}_3\text{-CO}_2\text{-CH}_2\text{-C}_6\text{H}_5$ , de 40 mL d'eau et d'une dizaine de gouttes d'acide sulfurique.
- Après refroidissement, verser le mélange dans 100 mL d'une solution saturée de chlorure de sodium.
- À l'aide d'une ampoule à décanter, récupérer la phase organique et la rincer avec une solution d'hydrogénocarbonate de sodium.
- Après décantation, recueillir la phase organique, la sécher sur du sulfate de magnésium anhydre et filtrer le mélange obtenu : un filtrat limpide est ainsi récupéré.
- Réaliser une chromatographie sur couche mince en déposant en  $A$  une goutte du liquide obtenu, en  $B$  une goutte d'éthanoate de benzyle et en  $C$  une goutte d'alcool benzylique  $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_2\text{-OH}$ . Le **document 11** présente le chromatogramme obtenu avec révélation sous UV.

1. Qu'indique le chromatogramme obtenu ?
2. Comment interpréter ces résultats ?

### > Exploitation

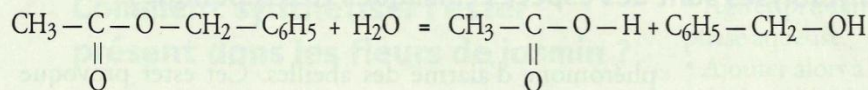
- La comparaison de la position des deux taches obtenues pour le dépôt effectué en  $A$  avec celles obtenues pour les dépôts effectués en  $B$  et en  $C$  indique que le filtrat obtenu contient, entre autres, de l'éthanoate de benzyle et de l'alcool benzylique.



**Doc. 11** Chromatogramme obtenu à l'aide d'un éluant constitué de 2 mL d'éthanoate d'éthyle et 8 mL de cyclohexane. Seules les espèces possédant un cycle benzénique sont ici révélées aux UV.



- La présence d'alcool benzylique dans le filtrat signifie que lors du chauffage à reflux, l'ester et l'eau ont réagi pour donner de l'alcool benzylique et de l'acide éthanoïque selon l'équation :



Au cours de cette réaction, l'eau a **hydrolysé** l'ester (du grec *hudor* : eau et *lisis* : coupure) : cette réaction est une **hydrolyse**\*.

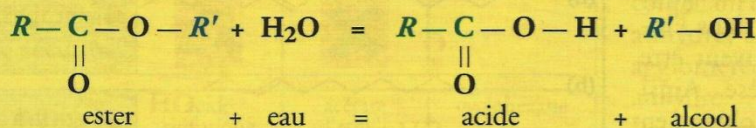
Elle est catalysée<sup>4</sup> par les ions  $\text{H}^+$  apportés par l'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Cette réaction est l'inverse de la synthèse d'un ester étudiée au *travaux pratiques*, page 281 et au *paragraphe 3*. L'étude de la superposition de ces deux réactions fait l'objet du *chapitre 13*.

4. Les catalyseurs utilisés pour l'hydrolyse sont les mêmes que ceux utilisés pour l'estérification.

## 4.2 Généralisation

Les résultats du *paragraphe 4.1* peuvent être généralisés :

L'eau *hydrolyse* tout ester  $\text{R}-\text{CO}_2\text{R}'$  pour donner l'acide carboxylique  $\text{R}-\text{CO}_2\text{H}$  et l'alcool  $\text{R}'-\text{OH}$  correspondants selon l'équation :

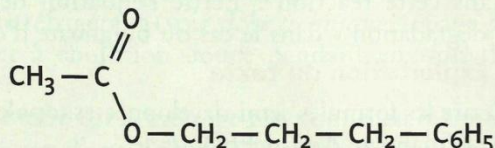


Les ions  $\text{H}^+$  catalysent cette réaction.

## Exercice d'entraînement 2

### Hydrolyse d'un ester

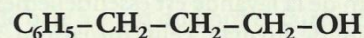
On réalise l'hydrolyse, en milieu acide et en présence d'un excès d'eau, d'une quantité  $n_1(\text{ester}) = 0,120$  mol d'un ester à odeur de muguet, l'éthanoate de 3-phénylpropyle, de formule :



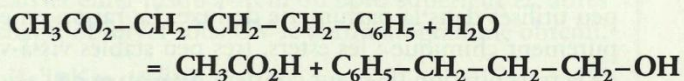
1. Donner la formule et le nom des produits obtenus et écrire l'équation de cette réaction.
2. On recueille, après séparation des produits, une quantité  $n_{\text{exp}} = 0,038$  mol d'alcool ; en déduire le rendement de cette hydrolyse.

1. L'acide obtenu est l'**acide éthanoïque** :  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$

La chaîne linéaire provenant de l'alcool possède trois atomes de carbone (*prop*) et porte un groupe phényle sur l'atome de carbone n° 3 ; l'alcool obtenu est donc le **3-phénylpropan-1-ol** :



L'équation de cette hydrolyse s'écrit :



2. Le rendement de l'hydrolyse est égal au quotient de la quantité d'alcool (ou d'acide carboxylique) obtenu par la quantité de réactif limitant, soit ici :

$$\rho = \frac{n_{\text{exp}}(\text{alcool})}{n_1(\text{ester})}$$

$$\text{Numériquement : } \rho = \frac{0,038}{0,120} = 0,28$$

$$\text{soit : } \rho = 28 \%$$

> Pour s'entraîner : Ex. 18



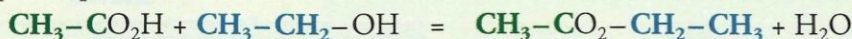
# Chimie 13 : Estérification - hydrolyse : un équilibre chimique

## 1. Quelles sont les caractéristiques des réactions d'estérification et d'hydrolyse ?

### 1.1 Caractéristiques de la réaction d'estérification

Exploitions l'activité préparatoire A, page 295.

• La réaction étudiée par PÉAN DE SAINT-GILLES et BERTHELOT [Doc. 1] a pour équation :



Afin de mettre en évidence toutes ses caractéristiques, cette réaction a été étudiée à partir d'un mélange initial qui ne contenait pas de catalyseur.

• Le **document 2** présente le graphe donnant, à 20 °C, le pourcentage d'acide estérifié, c'est-à-dire le pourcentage d'ester formé, en fonction du temps. Ce graphe fait apparaître deux caractéristiques de la réaction d'estérification que nous retrouverons en *travaux pratiques*, page 00 :

– le pourcentage d'ester obtenu croît progressivement : **la réaction d'estérification est une réaction lente** ;

– le pourcentage d'ester obtenu tend vers une valeur inférieure à 100 % : **la réaction d'estérification est une réaction limitée**.

Ces résultats sont généraux :

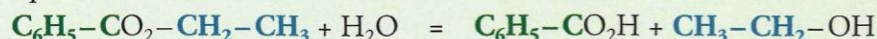
**L'estérification est une réaction lente et limitée.**

> Pour s'entraîner : Ex. 1

### 1.2 Caractéristiques de la réaction d'hydrolyse

Exploitions l'activité préparatoire B, page 295.

• La réaction étudiée par PÉAN DE SAINT-GILLES et BERTHELOT a pour équation :



Comme l'estérification, l'hydrolyse a été étudiée à partir d'un mélange initial qui ne contenait pas de catalyseur.

• Le diagramme en barres du **document 3**, représentant le pourcentage d'ester hydrolysé en fonction du temps, montre que ce pourcentage croît progressivement : **la réaction d'hydrolyse est une réaction lente**.

• Le mélange initial contenant 1,00 mol d'ester et 83,0 mol d'eau, l'avancement maximal vaut :  $x_{\text{max}} = 1,00$  mol.

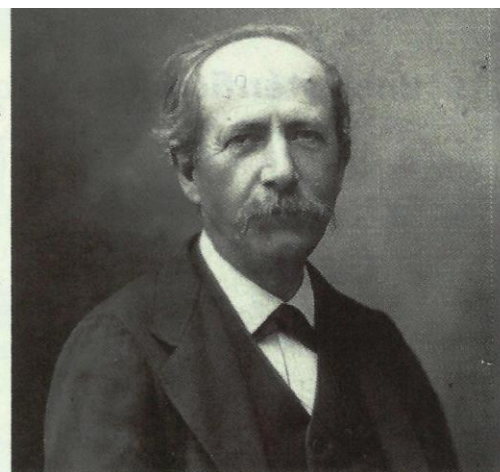
Le texte indiquant que le « terme de 88,8 % n'a pas été dépassé », l'avancement final vaut donc :  $x_{\text{f}} = 0,888$  mol.

Le taux d'avancement final  $\tau$ , égal à 0,888, est inférieur à 1 : **la réaction d'hydrolyse est une réaction limitée**.

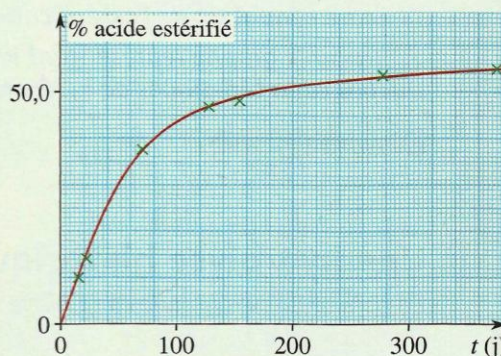
Ces résultats sont généraux :

**L'hydrolyse d'un ester est une réaction lente et limitée.**

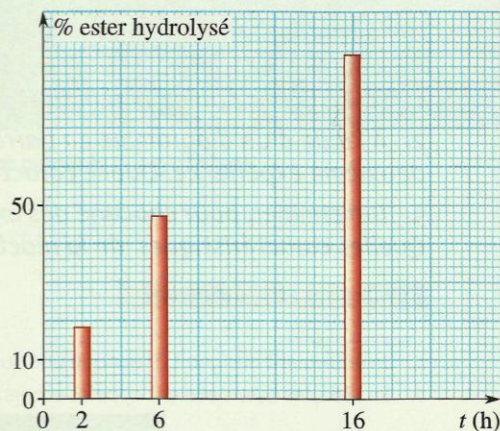
> Pour s'entraîner : Ex. 3



**Doc. 1** Chimiste français, Marcelin BERTHELOT (1827–1907), étudia, dans son laboratoire du Collège de France, les réactions d'estérification et fonda la thermochimie\*.



**Doc. 2** Pourcentage d'acide initial estérifié en fonction du temps, lors de l'estérification, à 20 °C, d'un mélange initial équimolaire.



**Doc. 3** Pourcentage d'ester initial hydrolysé en fonction du temps lors de l'hydrolyse, à 200 °C, d'un mélange initial contenant une mole d'ester pour 83 moles d'eau.



### 1.3 Pourquoi l'estérification et l'hydrolyse d'un ester sont-elles limitées ?

Lorsque la réaction d'estérification se déroule, des molécules d'acide et des molécules d'alcool réagissent pour donner des molécules d'ester et d'eau selon l'équation :  $\text{acide} + \text{alcool} = \text{ester} + \text{eau}$

Dès que des molécules d'eau et des molécules d'ester se forment, elles peuvent réagir pour donner des molécules d'acide et d'alcool selon la réaction d'hydrolyse d'équation :  $\text{ester} + \text{eau} = \text{acide} + \text{alcool}$

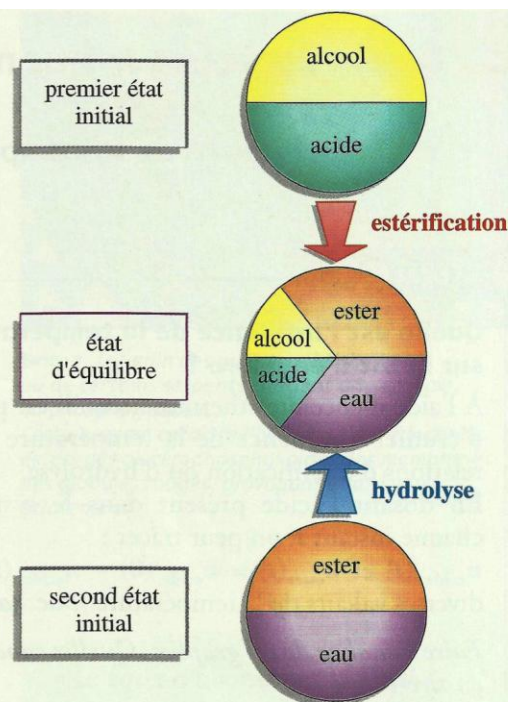
En fait, les réactions d'estérification et d'hydrolyse se produisent simultanément et, en se limitant l'une l'autre, conduisent à un état d'équilibre dynamique que nous allons étudier.

### 1.4 L'équilibre d'estérification – hydrolyse

En utilisant le même protocole que celui suivi par PÉAN DE SAINT-GILLES et BERTHELOT, on peut établir qu'un mélange équimolaire d'éthanol et d'acide éthanóique ou un mélange équimolaire d'éthanoate d'éthyle et d'eau évoluent tous les deux vers un même état d'équilibre [Doc. 4]. Cet état d'équilibre est obtenu grâce à deux réactions, inverses l'une de l'autre, et qui ont lieu simultanément, dès que les quatre constituants sont en présence.

Avant que l'équilibre ne soit atteint, l'une des réactions l'emporte sur l'autre et provoque alors la diminution de la concentration de ses réactifs. Ainsi, tant que l'estérification l'emporte, les concentrations en acide et en alcool décroissent et donc la vitesse d'estérification décroît. Simultanément, les concentrations en ester et en eau augmentent et, en conséquence, la vitesse d'hydrolyse croît.

Lorsque les vitesses de formation et de disparition de l'ester deviennent égales, la composition du système cesse d'évoluer : l'état d'équilibre est atteint.



Doc. 4 Un mélange équimolaire d'acide et d'alcool conduit au même état d'équilibre qu'un mélange équimolaire d'ester et d'eau.

**La vitesse d'une réaction est d'autant plus élevée que la concentration de ses réactifs est importante.**

**1.** L'eau est ici un produit de la réaction et non le solvant ; sa concentration figure donc dans l'expression de  $K$  ou dans celle du quotient de réaction  $Q_r$ .

Les réactions d'estérification et d'hydrolyse sont inverses l'une de l'autre et ont lieu simultanément :

$$\begin{array}{ccccccc}
 R-CO_2H & + & R'-OH & \xrightleftharpoons[\text{hydrolyse}]{\text{estérification}} & R-CO_2R' & + & H_2O \\
 \text{acide} & & \text{alcool} & & \text{ester} & & \text{eau}
 \end{array}$$

Elles se limitent l'une l'autre et conduisent à un état d'équilibre chimique. Cet état est atteint lorsque la vitesse d'estérification est exactement égale à la vitesse d'hydrolyse.

Cet équilibre est caractérisé par une constante d'équilibre  $K^1$  :

$$K = \frac{[\text{ester}]_{\text{éq}} \cdot [\text{eau}]_{\text{éq}}}{[\text{acide}]_{\text{éq}} \cdot [\text{alcool}]_{\text{éq}}}$$

Cette constante peut se réécrire, en multipliant chaque terme du numérateur et du dénominateur par le volume  $V$  du système :

$$K = \frac{(V \cdot [\text{ester}]_{\text{éq}}) \cdot (V \cdot [\text{eau}]_{\text{éq}})}{(V \cdot [\text{acide}]_{\text{éq}}) \cdot (V \cdot [\text{alcool}]_{\text{éq}})} \quad \text{soit :} \quad K = \frac{n(\text{ester})_{\text{éq}} \cdot n(\text{eau})_{\text{éq}}}{n(\text{acide})_{\text{éq}} \cdot n(\text{alcool})_{\text{éq}}}$$

**À 25 °C, pour la réaction de l'acide éthanóique avec l'éthanol,  $K = 4,0$ .**

➤ Pour s'entraîner : Ex. 3



## 2. Quels facteurs influencent cet équilibre ?

### 2.1 Influence de la température

#### Activité 1

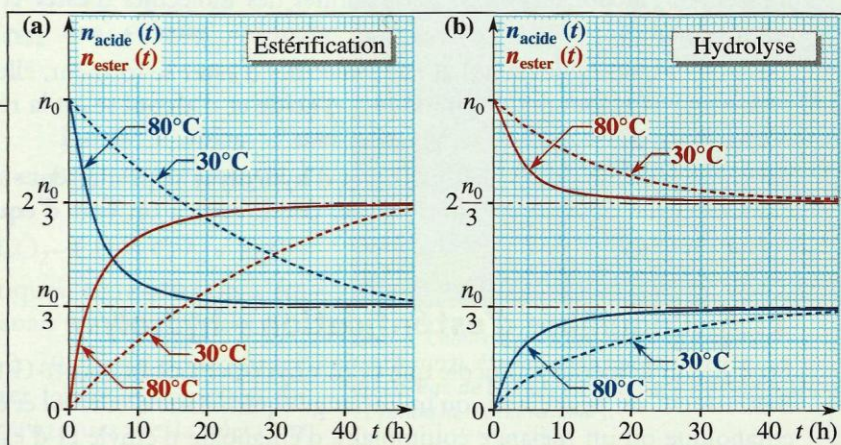
Quelle est l'influence de la température sur l'état d'équilibre ?

À l'aide d'enceintes thermostatées, il est possible d'étudier l'influence de la température sur les relations d'estérification ou d'hydrolyse.

En dosant l'acide présent dans le système à chaque instant  $t$ , on peut tracer :

$n_{\text{acide}}(t)$  et  $n_{\text{ester}}(t) = n_{\text{acide}}(0) - n_{\text{acide}}(t)$  pour diverses valeurs de la température [Doc. 5a et 5b].

Faire l'analyse de ces graphes. Quelles conclusions en tire-t-on ?



Doc. 5 Influence de la température sur l'équilibre d'estérification – hydrolyse, dans le cas où le système initial est constitué d'un mélange équimolaire : (a) d'alcool et d'acide ; (b) d'ester et d'eau.

#### Exploitation

Deux conclusions se dégagent de ces graphes :

- une élévation de température permet d'atteindre plus rapidement l'état d'équilibre ;
- la composition à l'équilibre de systèmes résultant de l'évolution de mélanges initiaux identiques est indépendante de la température. Ce dernier résultat n'est pas général ; il ne s'applique qu'aux équilibres chimiques qui, comme celui d'estérification – hydrolyse, sont athermiques<sup>2</sup>.

Une élévation de température permet d'atteindre plus rapidement la limite de l'équilibre d'estérification – hydrolyse mais ne modifie pas cette limite.

2. Un système, siège d'une réaction athermique, ne cède ni n'absorbe d'énergie thermique.

Les constantes d'équilibre des réactions d'estérification et d'hydrolyse d'ester sont indépendantes de la température.

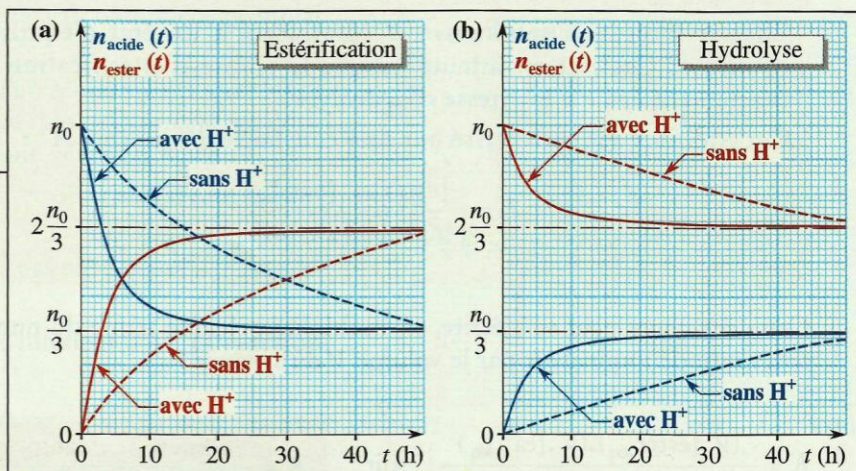
### 2.2 Influence du catalyseur

#### Activité 2

Quelle est l'influence d'un catalyseur sur l'état d'équilibre ?

En réalisant les réactions d'estérification et d'hydrolyse en présence ou en l'absence d'ions  $H^+$ , il est possible d'étudier le rôle de ceux-ci. Les résultats alors obtenus permettent de tracer les graphes [Doc. 6a et 6b].

1. Quel est le rôle des ions  $H^+$  ?
2. Leur présence modifie-t-elle l'état du système à l'équilibre ?



Doc. 6 Influence des ions  $H^+$  sur l'équilibre d'estérification – hydrolyse, dans le cas où le système initial est constitué d'un mélange équimolaire : (a) d'alcool et d'acide ; (b) d'ester et d'eau.



## > Exploitation

- En présence d'ions  $H^+$ , la valeur absolue des pentes de tous les graphes et donc les vitesses de toutes les réactions sont plus élevées : les ions  $H^+$  catalysent les deux réactions, d'estérification et d'hydrolyse.

- En l'absence ou en présence d'ion  $H^+$ , le système évolue vers le même état final : l'utilisation d'un catalyseur ne modifie donc pas l'état d'équilibre final. Cela est dû au fait que les ions  $H^+$  catalysent de la même façon les deux réactions inverses l'une de l'autre que sont l'estérification et l'hydrolyse.

Le seul rôle du catalyseur est de permettre d'atteindre plus rapidement l'état d'équilibre.

Ce résultat est général :

**Un catalyseur ne modifie pas un état d'équilibre, car il catalyse de la même façon les deux réactions inverses l'une de l'autre. Il permet d'atteindre plus rapidement cet état.**

L'expérience montre que plus la concentration du catalyseur est élevée, plus la réaction est rapide.

Remarque :

Industriellement, les réactions d'estérification et d'hydrolyse d'esters sont généralement catalysées par des ions  $H^+$ . Dans la nature, en revanche, ces réactions sont le plus souvent catalysées par des enzymes\* [Doc. 7].

## 2.3 Influence de la nature des réactifs

L'étude de l'estérification, à partir de mélanges équimolaires de divers acides carboxyliques et de divers alcools, montre que :

**Le taux d'avancement final d'une estérification dépend très peu de la nature de l'acide carboxylique mis en jeu. En revanche, il dépend nettement de la classe de l'alcool utilisé.**

Ainsi, pour des **mélanges stœchiométriques** d'acide carboxylique et d'alcool, le taux d'avancement final de la synthèse de l'ester<sup>3</sup> est de :

- 67 % si l'alcool est **primaire** ;
- 60 % si l'alcool est **secondaire** ;
- 5 % si l'alcool est **tertiaire**.

Le taux d'avancement final d'un système dépendant de la constante d'équilibre de la réaction considérée, ces valeurs indiquent que les constantes d'équilibre des réactions d'estérification-hydrolyse dépendent de la classe de l'alcool mis en jeu.

## 2.4 Influence des proportions initiales des réactifs

Dans les études faites jusqu'alors, nous n'avons envisagé que des mélanges initialement stœchiométriques, soit en acide et en alcool, soit en ester et en eau.

Nous avons établi au *chapitre 6* que le taux d'avancement final d'un système dépend de son état initial.

Qu'en est-il pour l'équilibre d'estérification – hydrolyse ? Que se passe-t-il lorsque des mélanges initiaux ne sont pas stœchiométriques ?



**Doc. 7** Le venin des guêpes, des abeilles ou de certains serpents contient une enzyme, la phospholipase  $A_2$ . Cette enzyme catalyse l'hydrolyse des fonctions esters des glycérophospholipides des membranes des globules rouges, provoquant ainsi leur éclatement.

• Le **taux d'avancement final d'une réaction, noté  $\tau$** , vaut :

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$$

où  $x_f$  est l'avancement final et  $x_{max}$  l'avancement maximal.

• Le **rendement  $\rho$  de la synthèse d'une espèce E** vaut :

$$\rho = \frac{n_{exp}(E)}{n_{max}(E)}$$

où  $n_{exp}(E)$  est la quantité de E expérimentalement obtenue et  $n_{max}(E)$  la quantité maximale de E attendue.

**3.** D'un point de vue industriel, seule l'estérification présente de l'intérêt ; c'est la raison pour laquelle nous nous intéressons au taux d'avancement final de cette seule réaction.

Cependant, le taux d'avancement final de l'hydrolyse dépend bien sûr de la nature de l'alcool qui apparaît. Lors de l'hydrolyse d'un mélange équimolaire d'ester et d'eau, il est de **33 %**, **40 %** ou **95 %** selon que l'alcool obtenu est respectivement **primaire**, **secondaire** ou **tertiaire**.



### Activité 3

#### Le taux d'avancement final à l'équilibre dépend-il de la composition des mélanges initiaux ?

L'étude de l'état final de systèmes obtenus à partir de divers mélanges d'acide éthanoïque et d'éthanol présentant toujours la même quantité initiale de réactif limitant, ici une mole, permet d'obtenir les résultats du **document 8**.

Analyser les résultats obtenus. Qu'observe-t-on ?

Numéro d'expérience	Quantités initiales (mol)		$n_{\text{ester à l'équilibre}}$ (mol)	Taux d'avancement final
	$n_{\text{acide}}$	$n_{\text{alcool}}$		
1	1	1	0,67	0,67
2	1	2	0,84	0,84
3	2	1	0,84	0,84
4	1	3	0,90	0,90
5	3	1	0,90	0,90

Doc. 8 Influence des proportions initiales.

#### > Exploitation

Nous constatons que :

- quelles que soient les proportions d'acide et d'alcool utilisées, la réaction d'estérification reste limitée ;
- l'excès de l'un des réactifs augmente le taux d'avancement final de la réaction ;
- pour une réaction donnée, la nature du réactif en excès n'intervient pas sur l'état d'équilibre, seule l'importance de cet excès influe.

**Le taux d'avancement final  $\tau$ , et donc le rendement, de l'estérification sont d'autant plus importants que l'un des réactifs est en fort excès.**

Des études analogues, faites à partir de mélanges initiaux non équimolaires d'ester et d'eau, montrent que **[Doc. 9]** :

**Le taux d'avancement final  $\tau$ , et donc le rendement, de l'hydrolyse d'un ester, sont d'autant plus importants que l'un des réactifs, généralement l'eau, est en fort excès.**

Ces résultats se retrouvent facilement en utilisant le **critère d'évolution spontanée** établi au *chapitre 9 [Doc. 10]*.

Soit un état d'équilibre obtenu à partir, par exemple, d'un mélange stoechiométrique d'acide et d'alcool ; à l'équilibre, on peut écrire (voir *paragraphe 1.4*) :

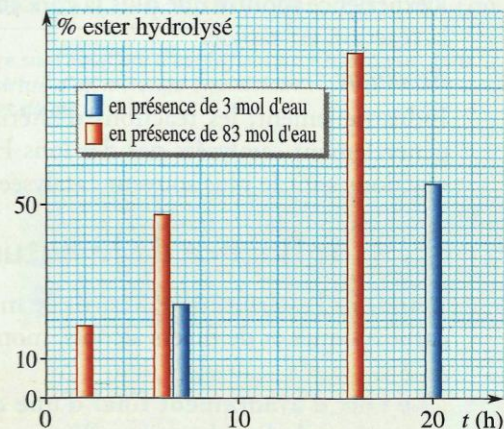
$$Q_{r,\text{éq}} = K = \frac{n_{\text{éq}}(\text{ester}) \cdot n_{\text{éq}}(\text{eau})}{n_{\text{éq}}(\text{acide}) \cdot n_{\text{éq}}(\text{alcool})}$$

Si, dans cet état d'équilibre, on ajoute de l'alcool au système,  $n(\text{alcool})$  croît ; le quotient de réaction  $Q_r$  diminue et devient inférieur à  $K$ .

Le système évolue alors dans le **sens direct de l'estérification**, en produisant de l'ester et de l'eau, tout en consommant de l'acide et de l'alcool jusqu'à ce qu'à ce que le quotient de réaction soit à nouveau égal à  $K$  : un excès d'alcool permet d'augmenter le rendement de la réaction d'estérification.

Un raisonnement analogue permet de justifier les variations du taux d'avancement final lors d'un ajout, ou lors d'un excès initial, de l'un des constituants du système.

> Pour s'entraîner : Ex. 7



Doc. 9 Pourcentages d'ester initial hydrolysé en fonction du temps lors de l'hydrolyse d'un mélange initial contenant :

- 1 mol d'ester et 3 mol d'eau ;
- 1 mol d'ester et 83 mol d'eau.

Diagrammes tracés à partir des résultats obtenus par PÉAN DE SAINT-GILLES et BERTHELOT (voir l'activité préparatoire B, p. 295).

Soit l'équation :



Si  $Q_r < K$ , le système évolue dans le sens direct, **sens de l'estérification**.

Si  $Q_r > K$ , le système évolue dans le sens inverse, **sens de l'hydrolyse de l'ester**.

Doc. 10 Critère d'évolution spontanée appliqué à l'équilibre d'estérification – hydrolyse.



### 3. Comment améliorer le rendement d'une estérification ?

Comme nous venons de l'indiquer, le rendement de la synthèse d'un ester peut être amélioré par l'utilisation d'un excès de réactif :

**L'utilisation d'un excès d'acide ou d'alcool augmente le taux d'avancement final de l'estérification et permet d'en améliorer le rendement.**

D'autres méthodes peuvent être mises en œuvre : elles peuvent être prévues à l'aide du **critère d'évolution spontanée**.

En effet, si l'on diminue la quantité d'eau ou d'ester présent dans le système à l'équilibre, le quotient de réaction  $Q_r$  devient inférieur à la constante  $K$  et le système évolue, à nouveau, dans le sens direct de l'estérification.

Le rendement de l'estérification est limité par l'existence de la réaction inverse d'hydrolyse. Cette réaction inverse ne se produit pas si l'on évite le contact entre l'ester et l'eau formés. Pour cela, il suffit d'extraire du milieu réactionnel, soit l'eau, soit l'ester, dès leur formation.

#### > Extraction de l'ester

Si la température d'ébullition de l'ester est nettement inférieure à celles des autres constituants du système, il est possible de l'extraire du mélange réactionnel, au fur et à mesure de sa formation, par distillation fractionnée [Doc. 11].

#### > Élimination de l'eau

L'eau peut être éliminée, au fur et à mesure de sa formation, soit en introduisant dans le mélange réactionnel une substance très avide d'eau mais sans réaction avec les autres constituants, par exemple un desséchant\*, soit en utilisant des dispositifs spéciaux, tels qu'un appareil de DEAN et STARK [Doc. 12]. Dans cet appareil, un solvant, par exemple du cyclohexane, ajouté dans le ballon (a) aux réactifs de l'estérification, favorise l'entraînement de la vapeur d'eau. La recondensation des vapeurs dans le réfrigérant (b) permet de piéger l'eau, plus dense que le cyclohexane et non miscible à lui, dans le tube d'évacuation latéral (c). L'eau est éliminée du ballon, empêchant ainsi l'hydrolyse de l'ester.

**L'élimination de l'eau ou de l'ester lors de leur formation déplace l'équilibre dans le sens direct de l'estérification et permet d'en améliorer le rendement.**

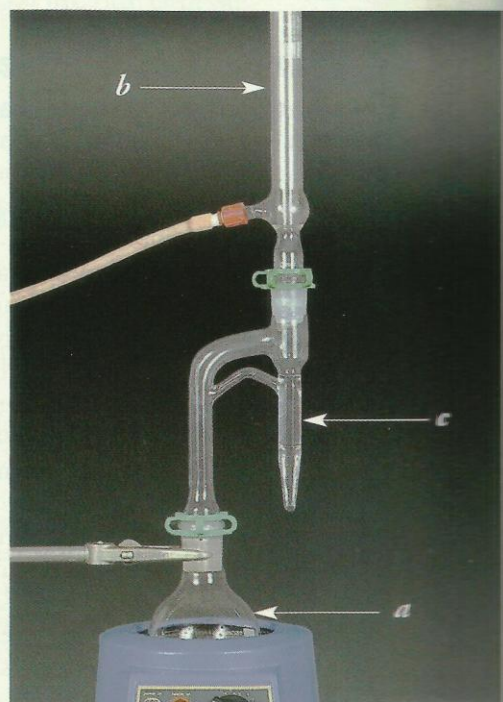
Suivant la nature des réactifs mis en jeu, leur température d'ébullition, leur coût, ... le chimiste peut, pour contrôler l'état final d'un système lors d'une synthèse, soit introduire l'un des réactifs en excès (généralement le moins coûteux), soit extraire ou éliminer l'un des produits.

Un choix judicieux des conditions expérimentales (température, pression, catalyseur, ...) permet d'obtenir un avancement final élevé et cela dans un temps le plus court possible.

> Pour s'entraîner : Ex. 9



**Doc. 11** En distillant le méthanoate d'éthyle ( $\theta_{eb} = 54^\circ\text{C}$ ) au fur et à mesure de sa formation par réaction de l'acide méthanoïque ( $\theta_{eb} = 101^\circ\text{C}$ ) avec l'éthanol ( $\theta_{eb} = 78^\circ\text{C}$ ), on améliore le rendement de la synthèse de cet ester à odeur de rhum.



**Doc. 12** Appareil de DEAN et STARK.