

L'estérification

Les esters

Un ester est un composé organique qui possède le groupe caractéristique suivant :

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.

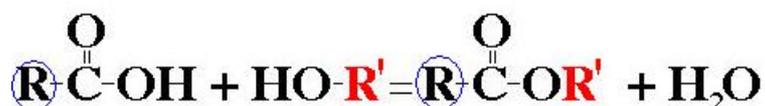
Le second, qui se termine en **-yle**, est le nom du **groupe alkyle** provenant de l'**alcool**. Cette chaîne est, si nécessaire, numérotée à partir de l'atome de carbone lié à l'atome d'oxygène.



Estérification et hydrolyse

1. Estérification

Un ester peut être obtenu par la réaction d'un acide carboxylique $R-COOH$ (ou $R-CO_2H$) avec un alcool $R'-OH$ selon l'équation



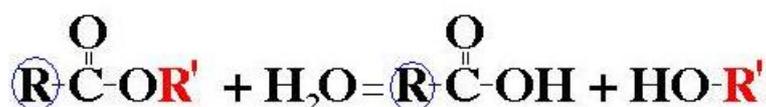
L'ion H^+ est un catalyseur de cette synthèse.

Le rendement de la synthèse ρ est donné par le quotient de la quantité d'ester obtenu par la quantité maximale d'ester attendu d'où :

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

2. Hydrolyse des esters

C'est la réaction inverse. L'eau hydrolyse $R-CO_2R'$ pour donner l'acide carboxylique $R-CO_2H$ et l'alcool $R'-OH$ correspondants selon l'équation :



L'ion H^+ est un catalyseur de cette synthèse.

Equilibre d'estérification-hydrolyse

1. Constante d'équilibre

L'estérification et l'hydrolyse sont des réactions lentes et limitées. Elles constituent un équilibre dynamique. L'état d'équilibre chimique est atteint lorsque la vitesse de formation de l'ester lors de l'estérification est exactement égale à sa vitesse de disparition lors de l'hydrolyse. Cet équilibre est caractérisé par une constante d'équilibre K tel que :

Attention, si l'eau ne constitue pas le solvant, sa concentration doit apparaître dans l'expression de la constante d'équilibre.

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

Dans le cas des estérifications et des hydrolyses et dans ces cas seulement la constante d'équilibre et le quotient de réaction peuvent s'exprimer en fonction des quantités de matière et non des concentration.

$$K = \frac{n(\text{ester}) \cdot n(\text{eau})}{n(\text{alcool}) \cdot n(\text{acide})}$$

2. Facteur influençant l'équilibre

La température : Les réactions d'estérification et d'hydrolyse sont des réactions athermiques. Une élévation de température permet d'atteindre plus rapidement la limite de l'équilibre d'estérification-hydrolyse mais ne modifie pas cette limite.

Le catalyseur : Une entité chimique qui augmente la vitesse d'une transformation sans être consommée s'appelle un catalyseur. Il ne figure pas dans l'équation de la réaction. Il 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 l'état d'équilibre.

Nature des réactifs : le rendement dépend de la classe d'alcool utilisés

<p>Alcool primaire => rendement 67%</p> <p>Alcool secondaire => rendement 60%</p> <p>Alcool tertiaire => rendement 5%</p>	<p>L'atome de carbone porteur du groupe -OH est</p> <ul style="list-style-type: none"> • pour un alcool tertiaire lié à trois atomes C ; • pour un alcool secondaire lié à deux atomes C ; • pour un alcool primaire lié à un seul atome C.
--	--

Proportions initiales des réactifs : Introduire en excès l'un des réactifs permet d'augmenter le taux d'avancement final d'une réaction chimique. L'état d'équilibre se trouve déplacé dans le sens de la formation des produits. Pour l'hydrolyse on choisira l'eau.

3. Comment améliorer le rendement d'une estérification ?

- 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
- **Extraction de l'ester** : si sa température d'ébullition est nettement inférieure à celle des autres constituants du système, on peut l'extraire par distillation fractionnée.
- 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. On utilise pour cela un **Dean et Stark**