



L'équilibre d'estérification-hydrolyse

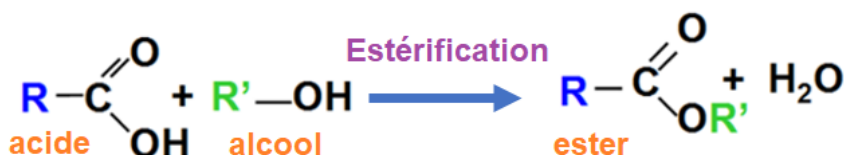
Synthèse

- Les esters ont très souvent une odeur agréable : ils sont présents dans les huiles essentielles et sont utilisés en parfumerie. On les utilise également comme arôme naturel ou de synthèse dans l'industrie alimentaire.

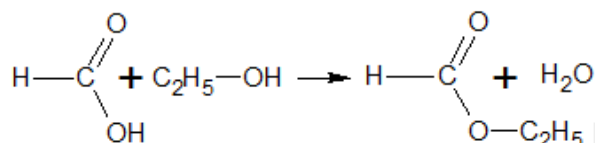
A : La réaction d'estérification

► ► (1). Définition

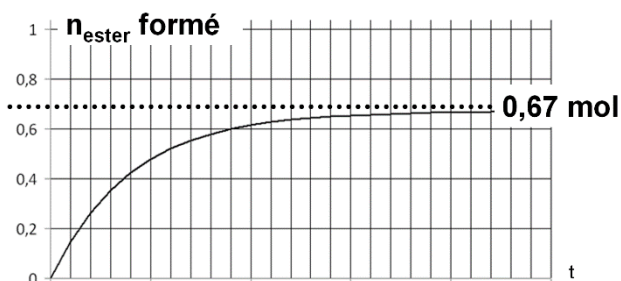
► ► L'estérification est la réaction entre un acide carboxylique et un alcool.



EXEMPLE : Synthèse du méthanoate d'éthyle à partir de l'acide méthanoïque et de l'éthanol



► ► (2). Caractéristique de la réaction



- Cette réaction est lente : on l'accélère en augmentant la température et en acidifiant le milieu réactionnel : **Cette réaction est limitée**

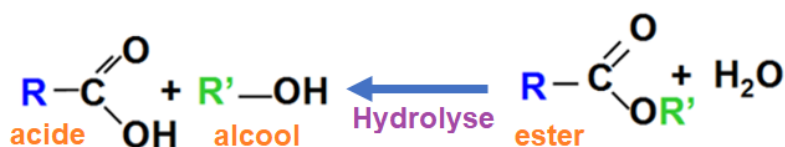
D'après l'équation donnée ci-dessus :

A partir d'**1 mole d'acide** et d'**1 mole d'alcool**, on devrait obtenir 1 mole d'ester et 1 mole d'eau

→ **En réalité**, on obtient seulement 0,67 mole d'ester

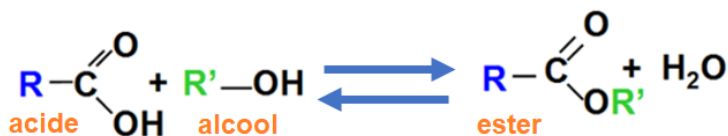
B : Vers un état d'équilibre

- Au cours de la réaction d'estérification, l'acide et l'alcool réagissent pour former l'ester et l'eau



L'ester et l'eau produits sont alors consommés par la réaction inverse, nommée « réaction d'hydrolyse »

► ► Les réactions d'estérification et hydrolyses, inverses l'une de l'autre, se poursuivent simultanément en se limitant réciproquement, et conduisent à un équilibre chimique



→ L'équilibre chimique est atteint lorsque les deux réactions ont la même vitesse

→ L'état d'équilibre est caractérisé par le mélange des 4 espèces chimiques (acide carboxylique, alcool, ester et eau) dont les proportions restent constantes au cours du temps.

► ► Cet état d'équilibre est caractérisé par une constante d'équilibre :

$$K_{\text{estérification}} = \frac{[\text{ester}]_{\text{eq}} \times [\text{eau}]_{\text{eq}}}{[\text{acide}]_{\text{eq}} \times [\text{alcool}]_{\text{eq}}}$$

REMARQUE :

Lors de la réaction d'estérification, nous ne sommes plus en solution aqueuse. L'eau n'est plus le solvant et devient un réactif ou un produit à part entière :

↳ Sa concentration apparaît donc dans la constante d'équilibre.

EXEMPLE : La réaction équimolaire entre 1 mol d'acide et 1 mol d'alcool conduit à un équilibre chimique. Le milieu réactionnel est alors composé

- de 0,67 mol (2/3) d'ester et de 0,67 mol (2/3) d'eau

- de 0,33 mol (1/3) d'acide et de 0,33 mol (1/3) d'alcool

$$K_{\text{estérification}} = \frac{[\text{ester}]_{\text{eq}} \times [\text{eau}]_{\text{eq}}}{[\text{acide}]_{\text{eq}} \times [\text{alcool}]_{\text{eq}}} = \frac{\frac{n_{\text{ester (eq)}}}{V_{\text{solution}}} \times \frac{n_{\text{eau (eq)}}}{V_{\text{solution}}}}{\frac{n_{\text{acide (eq)}}}{V_{\text{solution}}} \times \frac{n_{\text{alcool (eq)}}}{V_{\text{solution}}}} = \frac{n_{\text{ester (eq)}} \times n_{\text{eau (eq)}}}{n_{\text{acide (eq)}} \times n_{\text{alcool (eq)}}} = \frac{\frac{2}{3} \times \frac{2}{3}}{\frac{1}{3} \times \frac{1}{3}} = 4$$

