

a- Alcanes linéaires :

Formule brute	Formule semi-développée	Formule développée	Écriture topologique	Nom du composé
CH_4				
C_2H_6				
C_3H_8				
C_4H_{10}				
C_5H_{12}				
C_6H_{14}				

b- Alcanes ramifiés :

Formule brute	Formule semi-développée	Écriture topologique	Nom du composé
			2-méthylpropane
			2,3-diméthylbutane
			3-éthyl-2-méthylpentane
			3-éthyl-2-méthylhexane
			2,2,3-triméthylbutane

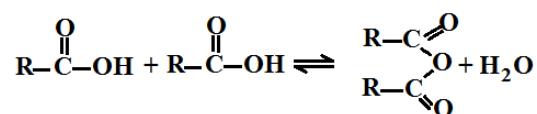
On distingue trois classes d’alcools (Alcool primaire ; Alcool secondaire et Alcool tertiaire) :

Compléter le tableau suivant :

Formule semi-développée de l’alcool	CH_3-OH	$CH_3-CH_2-CH_2-OH$	$CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH(OH)-CH_3$	$CH_3-C(CH_3)_2-OH$
Son nom				
Sa classe				

La préparation de l’anhydride de l’acide carboxylique se fait à partir d’un acide carboxylique par chauffage à 700°C et en utilisant un déshydratant comme le pentoxyde de phosphore (P_4O_{10}).

Pendant cette réaction il y a élimination d’une molécule d’eau entre de molécules d’acide :



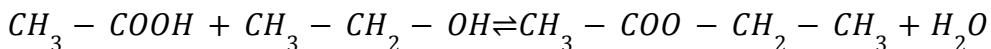
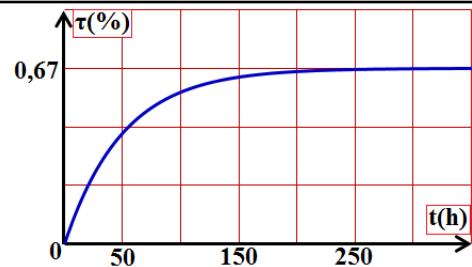
Les esters sont des composés organiques odorants et volatils, que l’on trouve en abondance dans les fruits mûrs (banane, ananas, pomme ...) et qui entrent dans la composition des huiles essentielles, comme celle de lavande. Ils sont utilisés dans la fabrication des parfums ou comme aromatisants dans l’industrie alimentaire.

La molécule de l’ester contient le groupement fonctionnel : ou

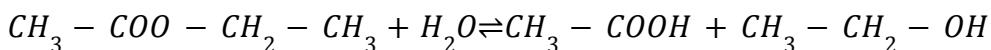
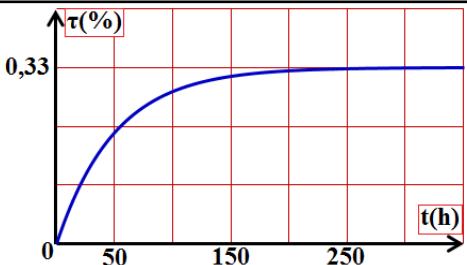
La formule générale d’un ester est : avec – R est un groupe alkyle ou atome d’hydrogène et – R' est un groupe alkyle

a- Activité :

La courbe ci-contre représente le taux d'avancement final τ d'ester formé lors d'une transformation d'estérification, à partir d'un mélange équimolaire d'acide et d'alcool, modélisant par l'équation suivante :

**b- Remarques :****a- Activité :**

La courbe ci-contre représente le taux d'avancement final τ d'un acide formé lors d'une transformation d'hydrolyse, à partir d'un mélange équimolaire d'ester et d'eau, modélisant par l'équation suivante :

**b- Remarques :**

Application 1 : En utilisant des formules semi-développées, écrire l'équation de la réaction dans les deux cas suivants, en précisant les formules semi-développées et les noms des produits :

- Réaction de l'hydrolyse d'éthanoate de méthyle,
- Réaction entre l'acide propanoïque et l'éthanol,
- Réaction d'estérification qui conduit à la formation d'éthanoate de 2-méthyl butyle.

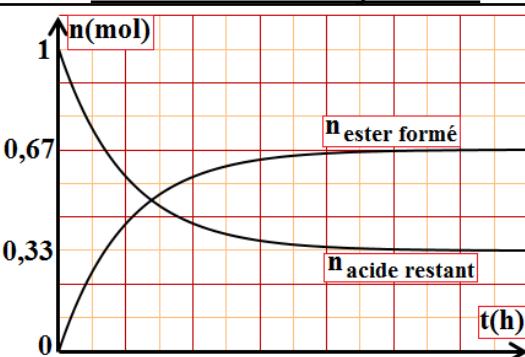
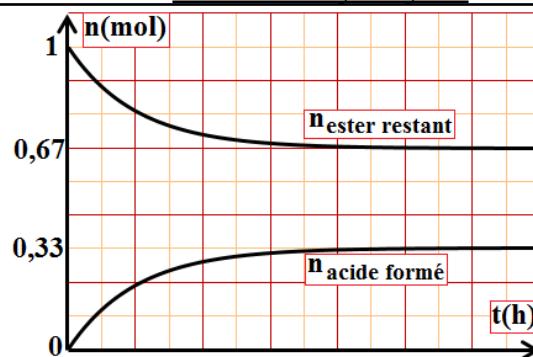
Les réactions d'estérification et d'hydrolyse sont l'inverse l'une de l'autre, elles se produisent simultanément. Lorsque leurs vitesses sont égales, l'équilibre est atteint.

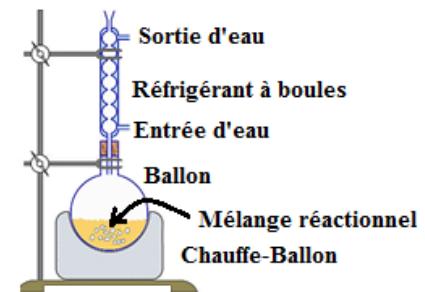
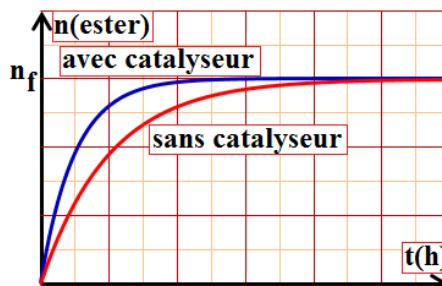
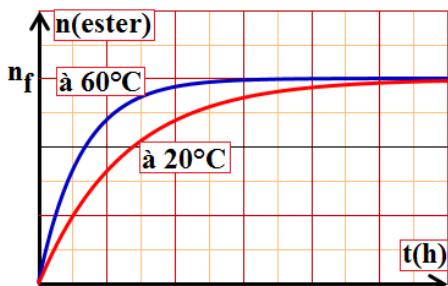
Dans l'état d'équilibre l'acide, l'alcool, l'ester et l'eau coexistent. $Acide + Alcool \rightleftharpoons Ester + Eau$
On peut exprimer les constantes d'équilibre associées à ces deux réactions inverses.

- La constante d'équilibre associée à la réaction d'estérification est : $K = \frac{[Ester]_{eq} \cdot [Eau]_{eq}}{[Alcool]_{eq} \cdot [Acide]_{eq}}$
- La constante d'équilibre associée à la réaction d'hydrolyse est : $K' = \frac{[Alcool]_{eq} \cdot [Acide]_{eq}}{[Ester]_{eq} \cdot [Eau]_{eq}} = \frac{1}{K}$

Dans le cas de l'estérification, l'eau n'est pas un solvant, il faut impérativement la faire apparaître dans l'expression de la constante d'équilibre.

La constante d'équilibre associée à une réaction d'estérification ou d'hydrolyse est indépendante de la température.

a- Réaction d'estérification :**b- Réaction d'hydrolyse :**



On considère le système chimique suivant : $Acide + Alcool \rightleftharpoons Ester + Eau$

$$\text{la constante d'équilibre associée à ce système est : } Q_{r,eq} = K = \frac{[Ester]_{eq} \cdot [Eau]_{eq}}{[Alcool]_{eq} \cdot [Acide]_{eq}}$$

L'utilisation de l'un des réactifs en excès (alcool ou l'acide) entraîne la diminution du quotient de la réaction $Q_r < K$, ce qui conduit à l'évolution du système vers le **sens 1 (sens de l'estérification)**.

L'élimination de l'un des produits (l'eau ou l'ester) entraîne aussi la diminution du quotient de la réaction $Q_r < K$, ce qui conduit à l'évolution du système vers le **sens 1 (sens de l'estérification)**.

Exercice d'application 1 :

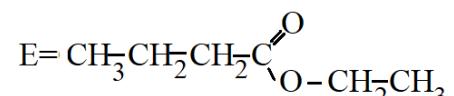
On mélange dans un ballon $n_E = 2\text{ mol}$ de butanoate d'éthyle pure avec $n_{eau} = 2\text{ mol}$ d'eau distillée, on ajoute au mélange quelques gouttes de l'acide sulfurique concentré, et on chauffe à reflux le mélange réactionnel pendant un certain temps. Une réaction chimique se produit entre le butanoate d'éthyle et l'eau distillée. À l'équilibre, il se produit une quantité $n_a = 0,67\text{ mol}$ de l'acide carboxylique noté (A) :

- 1- Donner la formule semi-développée de butanoate d'éthyle,
- 2- En utilisant les formules semi-développées, écrire l'équation de la réaction qui se produit,
- 3- Citer deux caractéristiques de cette réaction, Quel est l'intérêt du chauffage à reflux, et l'acide sulfurique ?
- 4- Calculer la valeur de la constante d'équilibre associée à la réaction étudiée,
- 5- Calculer le rendement de cette réaction,
- 6- Proposer deux méthodes pour augmenter le rendement de cette réaction.

Exercice d'application 2 :

L'ester contenu dans l'ananas par exemple est le butanoate d'éthyle dont la formule semi-développée est la suivante :

Pour subvenir aux besoins de l'industrie agroalimentaire, on synthétise cet ester facilement et à coût moins élevé.



Données : $M(H) = 1\text{ g. mol}^{-1}$; $M(C) = 12\text{ g. mol}^{-1}$ et $M(O) = 16\text{ g. mol}^{-1}$

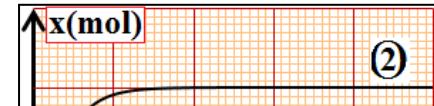
- 1- On obtient le butanoate d'éthyle en faisant réagir un acide carboxylique A avec un alcool B, en présence d'acide sulfurique, selon l'équation suivante : $A_{(l)} + B_{(l)} \rightleftharpoons E_{(l)} + H_2O_{(l)}$
 - a- Citer les caractéristiques de cette réaction,
 - b- Indiquer la formule semi-développée de chacun des réactifs A et B et les nommer.
- 2- On chauffe par reflux un mélange équimolaire contenant $n_0 = 0,3\text{ mol}$ de l'acide A et $n_0 = 0,3\text{ mol}$ de l'alcool B en présence d'acide sulfurique. à l'équilibre chimique, on obtient 23,2 g de butanoate d'éthyle :
 - a- Dresser le tableau d'avancement de l'équation précédente,
 - b- Calculer la valeur de la constante d'équilibre K associée à l'équation de la réaction étudiée,
 - c- Calculer la valeur du rendement r de cette réaction.
- 3- On refait la même réaction en utilisant $n\text{ mol}$ de l'acide A et $n_0 = 0,3\text{ mol}$ de l'alcool B,
 - a- Comment peut-on augmenter le rendement de cette réaction ?
 - b- Quelle doit être la valeur de n pour obtenir un rendement $r' = 80\%$?

Exercice d'application 3 :

On réalise séparément deux expériences à la même température :

La première expérience : On introduit dans un ballon la quantité $n_0 = 0,3\text{ mol}$ d'éthanol, la même quantité n_0 d'acide butanoïque et quelques gouttes d'acide sulfurique concentré ; puis on chauffe à reflux le mélange. Une réaction d'estérification se produit.

La deuxième expérience : On introduit dans un autre ballon la quantité $n_0 = 0,3\text{ mol}$ d'anhydride butanoïque et la même quantité n_0 d'éthanol, puis on chauffe à reflux le mélange. Une réaction chimique se produit.



Les courbes (1) et (2) de la figure ci-dessous représentent respectivement, l'évolution temporelle de l'avancement de la réaction lors de la première et de la deuxième expérience.

- 1- Quel est l'intérêt d'un chauffage à reflux ?
- 2- Déterminer pour chaque expérience, le temps de demi-réaction $t_{1/2}$. En déduire la réaction la plus rapide,
- 3- Déterminer pour chaque expérience, le taux d'avancement final de la réaction. Puis conclue,
- 4- Écrire l'équation de la réaction chimique qui se produit lors de chaque expérience,
- 5- Déterminer la composition du mélange à l'état d'équilibre du système chimique,
- 6- Calculer la valeur du rendement r de la réaction.