

Cinétique

Extrait de <https://lyc-vinci-st-witz.ac-versailles.fr › IMG › doc › Esterification - Hydrolyse El -3.doc>

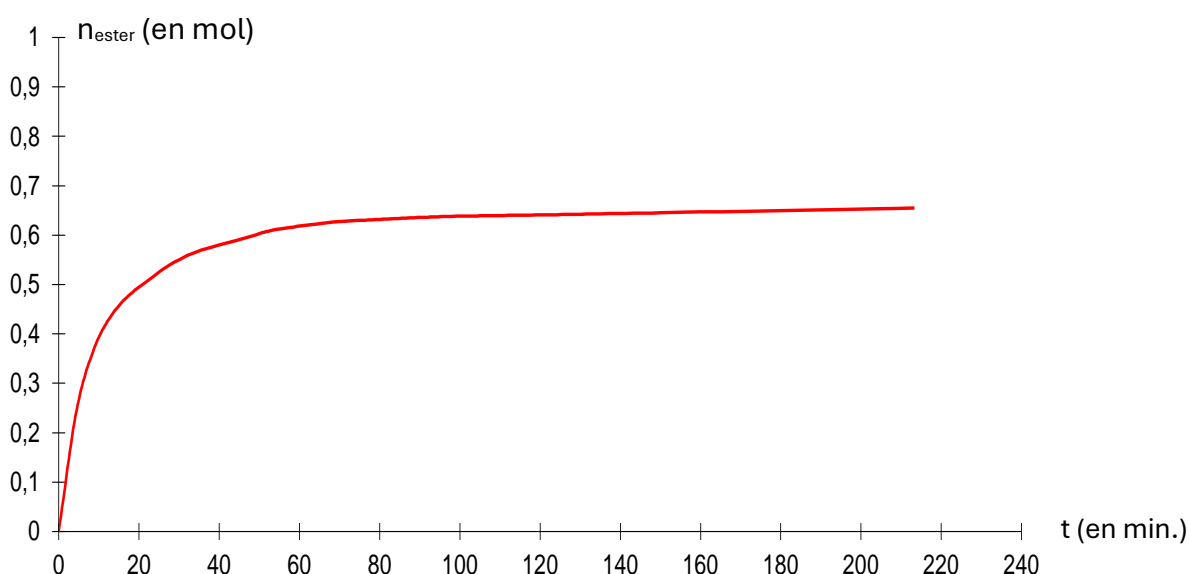
Neuf ampoules, hermétiquement fermées, remplies d'un mélange équimolaire (les réactifs sont présents dans les mêmes quantités, ici 1 mol) d'acide éthanoïque et d'éthanol sont placées dans une eau à 100 °C.

A intervalles de temps réguliers, une ampoule est retirée de l'eau bouillante pour subir une trempe et l'acide acétique restant est dosé par une solution de soude.

La quantité d'ester (éthanoate d'éthyle) formé n_{ester} se déduit de la quantité d'acide acétique initiale n_0 et de celle restant n_a ; elle est définie par : $n_{\text{ester}} = n_0 - n_a$

N° du tube	1	2	3	4	5	6	7	8	9
t (en mn)	0	2	4	10	20	40	100	150	200
n_{ester} (en mol)	0	0,1	0,26	0,375	0,485	0,58	0,65	0,655	0,66

Courbe $n_{\text{ester}} = f(t)$



La réaction non catalysée est assez lente (pour atteindre le rendement maximal, il faut plusieurs mois). La vitesse évolue aussi selon la classe des alcools : elle décroît quand on passe d'un alcool primaire à un alcool secondaire, puis à un alcool tertiaire. Quoi qu'il en soit, on cherche donc des moyens d'accélérer la réaction.

- **Augmentation de la température** : si elle n'a aucune influence sur le rendement, elle améliore grandement la cinétique.
- **Utilisation d'un catalyseur**. On utilise pour cela un acide, qui permet d'augmenter le caractère électrophile du groupe carboxyle.

