

C14n – FACTEURS CINÉTIQUES

TI-Nspire™ CAS

Mots-clés : conductimétrie, facteurs cinétiques, temps de demi-réaction.

Fichier associé : NoticeConductimetre_CAS.pdf.

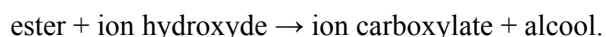
1. Objectifs

- Réaliser des mesures de **conductimétrie**,
- Effectuer le **suiti cinétique** d'une réaction de **chimie organique**,
- Mettre en évidence l'effet de l'élévation de **température** et celui des **concentrations initiales**.

2. Problème

► La **saponification**, encore connue sous le nom d'**hydrolyse basique**, est la réaction utilisée pour la fabrication de savons (hydrolyse basique de corps gras, c'est-à-dire de triesters du glycérol).

Si l'on fait régir un **ester** avec des **ions hydroxyde**, il se produit la réaction :



Cette réaction est totale. On souhaite ici étudier sa **cinétique** : l'hydrolyse basique est-elle une réaction rapide à température ambiante ? Comment augmenter sa **vitesse de réaction** ?

Pour répondre à ces questions, on choisit d'effectuer le suivi conductimétrique de la réaction entre l'**éthanoate d'éthyle** et les **ions hydroxyde**.



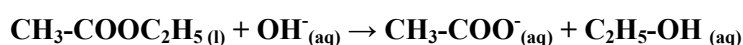
Matériel nécessaire :

Calculatrice **TI-Nspire** + **LabCradle**, sonde conductimétrique, porte-électrode, béchers de 50 à 250 mL, erlenmeyer de 250 mL, pipette graduée de 1 mL, poire aspirante, éprouvette graduée de 200 mL, agitateur magnétique chauffant, récipient pour bain marie, pissette d'eau distillée, papier Joseph, solution étalon (de l'ordre de 5 000 $\mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1}$), hydroxyde de sodium 0,05 M, éthanoate d'éthyle 99,5 %.

Pour l'étalonnage et l'utilisation de la sonde conductimétrique avec **TI-Nspire** et le **LabCradle**, une fiche d'aide est à votre disposition : *NoticeConductimetre_CAS.pdf*.

3. Etude théorique

L'équation bilan de la réaction étudiée est :



On va étudier la cinétique de la réaction dans les **trois situations suivantes** :

- **Situation 1** : On mélange 100 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 0,050 mol.L⁻¹ et 0,50 mL d'éthanoate d'éthyle dans 100 mL d'eau distillée. On garde le mélange réactionnel à température ambiante (22,5°C).

- **Situation 2** : Même mélange que dans la situation 1, mais grâce à un bain-marie on maintient le milieu réactionnel à une température égale à 45°C.

- **Situation 3** : On mélange 200 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 0,050 mol.L⁻¹ et 0,50 mL d'éthanoate d'éthyle. On garde le mélange réactionnel à température ambiante (22,5°C).

Les trois situations sont résumées dans le tableau :

	Situation 1	Situation 2	Situation 3
Volume (mL) d'hydroxyde de sodium 0,050 M	100	100	200
Volume (mL) d'éthanoate d'éthyle 99,5%	0,50	0,50	0,50
Volume (mL) d'eau distillée	100	100	0
Température (°C)	22,5	45	22,5

Questions

1) Calculer les **concentrations initiales** :

	Situation 1	Situation 2	Situation 3
Concentration en hydroxyde de sodium (mol.L ⁻¹)			
Concentration en éthanoate d'éthyle (mol.L ⁻¹)			

2) Prévoir comment va évoluer la **conductivité** du milieu réactionnel au cours du temps.

Données : Conductivités molaires ioniques à 25°C

$\lambda(\text{Na}^+) = 5,01 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$; $\lambda(\text{OH}^-) = 19,80 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$; $\lambda(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,09 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$.

3) Calculer les **conductivités théoriques initiales** des solutions (à 25°C) :

	Situation 1	Situation 2	Situation 3
Conductivité initiale à 25°C (μS.cm ⁻¹)			

4) En déduire, parmi les **calibres** suivants, celui qui semble le plus adapté pour réaliser un suivi conductimétrique de la réaction :

0-200 μS.cm⁻¹ ; 0-2000 μS.cm⁻¹ ; 0-20000 μS.cm⁻¹.

5) Montrer que $x(t) = \left(\frac{\sigma_0 - \sigma(t)}{\sigma_0 - \sigma_\infty} \right) \cdot x_{\max}$.

4. Suivi expérimental

Pour chacune des **trois situations** envisagées :

1) Mettre en place un **protocole expérimental** (préciser la verrerie utilisée) pour effectuer le **suivi conductimétrique** de la réaction (on définira par défaut une durée d'acquisition d'une heure et on stoppera les acquisitions lorsque la réaction n'évoluera plus).

2) Tracer l'évolution de l'**avancement** de la réaction **en fonction du temps**.

3) Calculer le **temps de demi-réaction**.

	Situation 1	Situation 2	Situation 3
Temps de demi-réaction $t_{1/2}$ (min:s)			

4) Commenter en quelques lignes les résultats obtenus.

Conclusion :

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....