



# Activités de la séquence n°4

## Cinétique d'une réaction chimique



### Fiche de synthèse mobilisée :

Fiche n°4 : cinétique d'une réaction chimique



### Sommaire des activités

ACTIVITÉ 1 :	suivi cinétique de la saponification de l'éthanoate d'éthyle .....	1
ACTIVITÉ 2 :	étude expérimentale de deux facteurs cinétiques.....	4
ACTIVITÉ 3 :	étude expérimentale de différentes catalyses.....	6

### ACTIVITÉ 1 : suivi cinétique de la saponification de l'éthanoate d'éthyle

**Objectif :** suivre l'évolution temporelle de la concentration d'un réactif au cours du temps pour en déduire sa vitesse de disparition.

#### 1<sup>ère</sup> partie : suivi cinétique de la réaction

Nous allons étudier une réaction de saponification : il s'agit de la réaction entre un ester et les ions hydroxyde, conduisant à un ion carboxylate et un alcool. Cette activité propose de faire réagir l'éthanoate d'éthyle et les ions hydroxyde. La réaction que nous allons mettre en œuvre est décrite dans le document 1. C'est une réaction totale mais lente.

- Nous allons représenter graphiquement l'évolution de la concentration des ions hydroxyde en fonction du temps. Parmi les propositions ci-dessous, quelle est l'allure de la courbe que l'on s'attend à obtenir ? Justifier à l'aide de l'équation de la réaction.



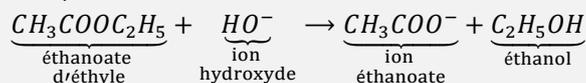
- Lire attentivement la composition du mélange réactionnel étudié (document 1) et le protocole permettant de mesurer la concentration des ions hydroxyde dans une solution (document 2). À l'aide des informations données dans ces documents, élaborer un protocole permettant de représenter graphiquement la concentration des ions hydroxyde en fonction du temps à partir de l'instant où la réaction chimique démarre.
- Après validation par l'enseignant : réaliser le protocole de la question 1, reporter les mesures effectuées dans un tableur et représenter graphiquement l'évolution de la concentration des ions hydroxyde  $[HO^-]$  en fonction du temps.

#### DOCUMENT 1 : mélange réactionnel étudié

On va faire réagir :

- 1,0 L de solution d'hydroxyde de sodium  $Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$  de concentration  $c_B = 0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;
- 5,0 mL d'éthanoate d'éthyle  $CH_3COOC_2H_5$ .

La réaction attendue a pour équation :

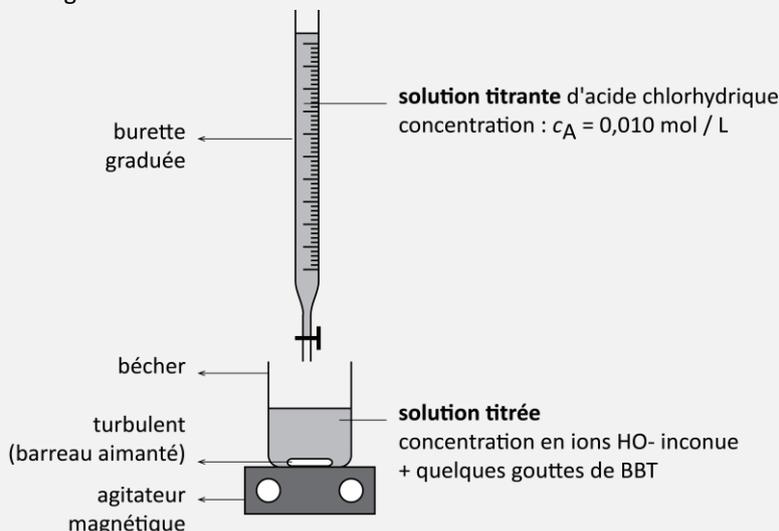


**DOCUMENT 2 : mesure de la concentration en ions  $HO^-$  en solution**

Le protocole ci-dessous permet de mesurer la concentration des ions hydroxyde dans une solution. La méthode employée est le titrage acido-basique avec indicateur coloré.

**Protocole :**

- Réaliser le montage suivant :



- La couleur initiale de la solution titrée est bleue : le BBT prend cette couleur lorsque les ions  $HO^-$  prédominent.
- Verser progressivement la solution d'acide chlorhydrique présente dans la burette et observant attentivement la couleur de la solution titrée.
- Stopper les ajouts de solution titrante dès que la couleur de la solution titrée devient jaune.
- Mesurer, à l'aide de la burette graduée, le volume  $V_{AE}$  de solution d'acide chlorhydrique versé.
- La concentration des ions hydroxyde initialement présents dans la solution titrée se calcule par :

$$[HO^-] = \frac{c_A V_{AE}}{V_B}$$

 Voir la vidéo illustrant la mise en œuvre de ce protocole.

**DOCUMENT 3 : matériel mis à disposition****Espèces chimiques disponibles :**

- solution d'hydroxyde de sodium  $Na^+ + HO^-$  de concentration  $0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;
- éthanoate d'éthyle ;
- solution d'acide chlorhydrique de concentration  $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;
- bleu de Bromothymol (BBT) ;

**Matériel et verrerie :**

- burette graduée ;
- chronomètre ;
- agitateur magnétique + turbulent ;
- bécher de 1 L ;
- bécher de 50 mL ;
- pipette jaugée de 5,0 mL et 10,0 mL ;
- poire à pipeter.

**DOCUMENT 3 : données sur la sécurité**

Solutions à disposition	Pictogrammes	Danger
Solution d'hydroxyde de sodium $Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ Concentration $0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$		H314 - Provoque des brûlures de la peau et des lésions oculaires graves
Éthanoate d'éthyle $CH_3COOC_2H_5$	 	H225 - Liquide et vapeurs très inflammables H319 - Provoque une sévère irritation des yeux H336 - Peut provoquer somnolence ou vertiges
Solution d'acide chlorhydrique Concentration $0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	 	H314 - Provoque des brûlures de la peau et des lésions oculaires graves H335 : Peut irriter les voies respiratoires.

**2<sup>ème</sup> partie : exploitation des mesures**

4. Lire la définition du temps de demi-réaction (document 4). Exploiter le graphique obtenu dans la partie précédente pour mesurer le temps de demi-réaction de la saponification étudiée.
5. On va à présent calculer la vitesse de disparition des ions hydroxyde en solution : lire la définition donnée dans le document 5. Quel est le signe de la vitesse de disparition des ions hydroxyde lors de la réaction étudiée ici ? Justifier sans faire de calcul.
6. Programmer le tableur afin que la vitesse de disparition des ions  $HO^-$  soit calculée pour chaque date. Pourquoi ne peut-on pas effectuer ce calcul pour la dernière date du tableau de mesures ?
7. Comment évolue la vitesse de disparition des ions hydroxyde au cours du temps ? Proposer une explication.

**DOCUMENT 4 : le temps de demi-réaction**

Le temps de demi-réaction, noté  $t_{1/2}$ , est la durée au bout de laquelle l'avancement de la réaction chimique a atteint la moitié de sa valeur finale. C'est donc la durée au bout de laquelle :

- un produit a atteint la moitié de sa quantité de matière finale ;
- un réactif limitant a atteint la moitié de sa quantité de matière initiale.

**Attention** : le temps de demi-réaction n'est pas le « demi-temps de réaction » !

**DOCUMENT 5 : vitesse de disparition d'un réactif**

Si « R » désigne un réactif, on définit sa vitesse de disparition à une date  $t$  comme l'opposé du nombre dérivé de sa concentration à la date  $t$ . Soit :

$$v(t) = -\frac{d[R]}{dt}(t)$$

Géométriquement, la vitesse de disparition du réactif est l'opposé du coefficient directeur de la tangente à la courbe représentant  $[R]$  en fonction du temps, à la date  $t$ .

En pratique, lorsque l'on dispose d'une série de valeur de  $[R]$ , notées  $[R]_0$ ,  $[R]_1$ ,  $[R]_2$ , etc., on utilise l'approximation suivante :

$$v(t_n) \approx -\frac{\Delta[R]}{\Delta t} = -\frac{[R]_{n+1} - [R]_n}{t_{n+1} - t_n}$$

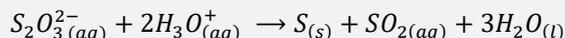


## ACTIVITÉ 2 : étude expérimentale de deux facteurs cinétiques

### 1<sup>ère</sup> partie : mise en évidence d'un facteur cinétique

#### DOCUMENT 1 : la dismutation des ions thiosulfate

En solution acide, les ions thiosulfate sont le réactif d'une réaction de dismutation, d'équation :



Cette réaction est suffisamment lente pour que l'apparition du soufre solide soit observable à l'œil nu.

#### DOCUMENT 2 : solutions disponibles et sécurité

Solutions à disposition	Pictogrammes	Danger
Solution de thiosulfate de sodium $2Na^+(aq) + S_2O_3^{2-}(aq)$ Concentration $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$		H315 : Provoque une irritation cutanée H319 : Provoque une sévère irritation des yeux H335 : Peut irriter les voies respiratoires
Solution d'acide chlorhydrique $H_3O^+ + Cl^-(aq)$ Concentrations : $0,20 ; 0,50 \text{ et } 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$		H314 - Provoque des brûlures de la peau et des lésions oculaires graves H335 : Peut irriter les voies respiratoires

#### Expérience :

- Se munir de trois béchers identiques numérotés 1, 2 et 3.
- Placer chaque bécher sur un papier blanc sur lequel une croix a été tracée avec un feutre foncé.
- Dans chaque bécher, introduire 10 mL d'une solution de thiosulfate de sodium de concentration  $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- Préparer 3 éprouvettes graduées contenant respectivement :
  - 10 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;
  - 10 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;
  - 10 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;
- Verser simultanément le contenu de chaque éprouvette dans un des béchers et déclencher le chronomètre ;
- Mesurer et noter la durée au bout de laquelle, vue de dessus, la croix n'est plus visible dans chaque bécher.

#### Questions :

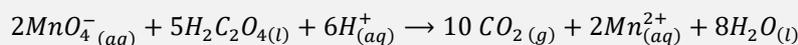
1. Cette expérience permet de comparer les vitesses d'apparition d'un des produits de la réaction : lequel ? Justifier à l'aide de l'équation de la réaction.
2. Dans quel bécher la vitesse d'apparition de ce produit est-elle la plus faible ? la plus élevée ?
3. Un facteur cinétique est une grandeur physique ou chimique dont la valeur a une influence sur la vitesse de la réaction. Quel facteur cinétique cette expérience met-elle en évidence ?  
NB : on admet que dans les trois mélanges réalisés, les ions thiosulfate sont le réactif limitant.

### 2<sup>nde</sup> partie : influence de la température

4. On souhaite mettre en évidence l'influence de la température sur la vitesse de disparition des ions permanganate lors de leur réaction avec l'acide oxalique. La réaction et sa mise en œuvre sont décrites dans le document 3 et le matériel disponible est listé dans le document 4. Proposer un protocole expérimental permettant d'étudier qualitativement l'influence de la température sur la cinétique de cette réaction.
5. Faire valider le protocole par l'enseignant et le réaliser. Noter ce que l'on observe et les résultats des mesures effectuées.
6. Conclure : la température est-elle un facteur cinétique ? Si oui, comment influe-t-elle sur la cinétique des réactions chimiques ?

**DOCUMENT 3 : réaction entre les ions permanganate et l'acide oxalique****Équation de la réaction**

La réaction entre les ions permanganate et l'acide oxalique a pour équation :



La seule espèce chimique colorée intervenant dans cette réaction est l'ion permanganate, de couleur rose ou violet foncé selon sa concentration.

**Protocole expérimental :**

Pour mettre en œuvre cette réaction chimique on donne le protocole suivant :

- Dans un bécher : introduire 10 mL de solution d'acide oxalique à 0,10 mol·L<sup>-1</sup> et 5 mL d'acide sulfurique dilué.
- Prélever, à l'aide d'une éprouvette graduée, 10 mL de solution de permanganate de potassium de concentration 0,020 mol·L<sup>-1</sup> et les introduire dans le bécher.

**DOCUMENT 4 : matériel mis à disposition**

- solution de permanganate de potassium de concentration 0,020 mol·L<sup>-1</sup> ;
- solution d'acide oxalique de concentration 0,10 mol·L<sup>-1</sup> ;
- solution d'acide sulfurique dilué ;
- 3 béchers ;
- 3 éprouvettes graduées ;
- un chronomètre ;
- un cristalliseur avec de la glace ;
- un bain thermostatique maintenu à 70°C.

**DOCUMENT 5 : données sur la sécurité**

Solutions à disposition	Pictogrammes	Danger
Solution de permanganate de potassium $K^+ + MnO_4^-$ concentration $c = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	  	H272 : peut aggraver un incendie ; comburant H302 : nocif en cas d'ingestion. H410 : très toxique pour les organismes aquatiques.
Solution d'acide oxalique $H_2C_2O_4$ concentration 0,1 mol · L <sup>-1</sup>		H302 : nocif en cas d'ingestion. H312 : nocif par contact cutané.
Acide sulfurique dilué	 	H314 - Provoque des brûlures de la peau et des lésions oculaires graves H335 - Peut irriter les voies respiratoires



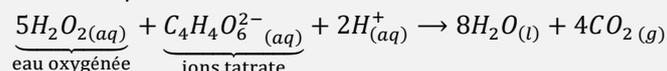
## ACTIVITÉ 3 : étude expérimentale de différentes catalyses

Un catalyseur est une espèce chimique qui augmente la vitesse d'une réaction sans intervenir dans son bilan. Il ne fait pas partie ni des réactifs ni des produits. L'objectif de cette activité est de mettre en évidence deux types de catalyse.

### 1<sup>ère</sup> partie : catalyse de l'oxydation des ions tartrate par l'eau oxygénée

#### DOCUMENT 1 : la réaction entre les ions tartrate et l'eau oxygénée

Il s'agit d'une réaction lente d'équation :



#### DOCUMENT 2 : données sur la sécurité

Solutions à disposition	Pictogrammes	Danger
Cristaux de tartrate double (Sel de Seignette)		H 318 : Provoque de graves lésions des yeux.
Solution d'eau oxygénée à 20 volumes		H 319 : Provoque une sévère irritation des yeux. H 302 : Nocif en cas d'ingestion.
Solution de chlorure de cobalt $CoCl_2 \cdot 6H_2O$		H 302 : Nocif en cas d'ingestion. H 410 : Très toxique pour les organismes aquatiques. H350 : Peut provoquer le cancer par inhalation.

#### Expérience :

- Se munir de trois béchers identiques, que nous noterons A, B et C.
- Introduire :
  - 20 mL d'eau distillée dans le bécher A ;
  - 20 mL d'eau oxygénée dans les béchers B et C ;
  - 5 mL de solution de chlorure de cobalt dans les béchers A et C.
  - 5 g de cristaux de tartrate double (sel de Seignette) dans les béchers A, B et C.
- Déclencher un chronomètre.

#### Questions :

1. Observer attentivement et noter ce que l'on observe dans chacun des béchers aux différentes phases de leurs évolutions.
2. Justifier que les ions cobalt soient un catalyseur et non réactif de la réaction en utilisant les observations. Vérifier que l'équation de la réaction confirme qu'il s'agit bien d'un catalyseur.
3. On souhaite vérifier que l'absence d'évolution observée dans le bécher B est dû au fait que la réaction y est très lente mais pas stoppée. Comment peut-on rendre plus rapide la réaction dans le bécher B sans modifier sa composition ? Proposer une méthode en exploitant vos connaissances.
4. Après validation de la réponse précédente par l'enseignant, réaliser le protocole proposé, noter ce que l'on observe et conclure.

**2<sup>ème</sup> partie : catalyse de la réaction entre le diiode et l'aluminium****DOCUMENT 3 : la réaction entre le diiode et l'aluminium**

Le diiode et l'aluminium réagissent pour donner de l'iodure d'aluminium. L'équation de la réaction est :

**DOCUMENT 4 : titre du document**

Réactifs à disposition	Pictogrammes	Danger
Poudre d'aluminium : $Al_{(s)}$		H 250 : S'enflamme spontanément au contact de l'air. H 261 : Dégage au contact de l'eau des gaz inflammables.
Poudre de diiode $I_{2(s)}$		H 312 : Nocif en cas de contact cutané H 410 : Très toxique pour les organismes aquatiques.

**Expérience :**

- Mélanger, sous hotte, dans un mortier 1 g de poudre d'aluminium avec 7 g de poudre de diiode à l'aide d'un pilon.
- Observer : le système semble-t-il évoluer ?
- Ajouter un peu d'eau distillée.
- Fermer la hotte.
- Observer attentivement l'évolution du milieu.

 [Voir la vidéo](#) de cette expérience.

**Questions :**

5. Schématiser l'expérience et décrire l'évolution observée.
6. Quel est le rôle de l'eau dans cette transformation ?

**3<sup>ème</sup> partie : bilan sur les différentes catalyses observées**

7. Une des expériences que nous venons d'étudier illustre la catalyse homogène, l'autre illustre la catalyse hétérogène. Associer chaque expérience à l'un de ces deux types de catalyse et proposer une définition de chacune d'elles.