Suivi temporel et modélisation macroscopique

Thibault Hiron–Bédiée

temporelle

lentes et rapides
Facteurs cinétiqu
Concentration
Température

Grandeurs cinétiques Vitesse de réacti Demi-réaction

Étude expérimenta

LC — Suivi temporel et modélisation macroscopique

Thibault Hiron–Bédiée

Élément imposé : Mettre en œuvre une méthode physique pour suivre l'évolu-

tion d'une concentration et déterminer la vitesse volumique de formation d'un produit ou de disparition d'un réactif.

Niveau : Terminale, enseignement de spécialité

Prérequis : Réactions d'oxydoréduction, spectrophotométrie, conducti-

métrie et méthodes de titrage.

Cours de mathématiques spécialité en première générale.

Sources : Physique-Chimie enseignement de spécilité, Hachette et Be-

lin; expériences de chimie, CAPES de sciences physiques tom

1, F. Souil et L. Leboutet, Bréal.

Thibault Hiron-Bédié

Évolution temporelle

lentes et rapides
Facteurs cinétiqu
Concentration
Température
Catalyse

Grandeur cinétique

Vitesse de réaction
Demi-réaction
Étude expérimental

oi d'ordre 1

I. Évolution temporelle d'une réaction

- 1. Transformations lentes et rapides
- 2. Facteurs cinétiques
 - Concentration
 - Température
 - Catalyse

II. Grandeurs caractéristiques de la cinétique d'une réaction

- 1. Vitesse volumique d'apparition d'un produit et de disparition d'un réactif
- 2. Temps de demi-réaction
- 3. Étude expérimentale : cinétique de l'oxydation des ions iodure par l'eau oxygénée

III. Loi de vitesse d'ordre 1

Suivi temporel

modélisation macroscopique

Transformations lentes et rapides

Évolution temporelle d'une réaction

Manip 1 : Mise en évidence

Bécher 1 :
$$Cl_{(aq)}^- + Ag_{(aq)}^+ \longrightarrow AgCl_{(s)}$$

Bécher 1 :
$$Cl_{(aq)}^- + Ag_{(aq)}^+ \longrightarrow AgCl_{(s)}$$

Bécher 2 : $S_2O_{3(aq)}^{2-} + 2H_3O_{(aq)}^+ \longrightarrow SO_{2(aq)} + 3H_2O_{(I)} + S_{(s)}$

Concentration

Manip 1 : Mise en évidence

Bécher 1 :
$$Cl_{(aq)}^- + Ag_{(aq)}^+ \longrightarrow AgCl_{(s)}$$

Bécher 1 :
$$CI_{(aq)}^- + Ag_{(aq)}^+ \longrightarrow AgCI_{(s)}$$

Bécher 2 : $S_2O_{3(aq)}^{2^-} + 2H_3O_{(aq)}^+ \longrightarrow SO_{2(aq)} + 3H_2O_{(I)} + S_{(s)}$

Manip 2 : influence de la concentration

On introduit 10 ml de chacun des réactifs dans un bécher aux concentrations suivantes

Bécher	$[Na_2S_2O_3]$	[HCI]
 1	$0{,}1\mathrm{mol}\mathrm{L}^{-1}$	$1{ m mol}{ m L}^{-1}$
2	$0,1\mathrm{mol}\mathrm{L}^{-1}$	$0,1\mathrm{mol}\mathrm{L}^{-1}$
3	$0,1\mathrm{mol}\mathrm{L}^{-1}$	$0,01\mathrm{mol}\mathrm{L}^{-1}$

Équation de la réaction :

$$S_2O_{3(aq)}^{2-} + 2H_3O_{(aq)}^+ \longrightarrow SO_{2(aq)} + 3H_2O_{(I)} + S_{(s)}$$

Loi d'ordre

Évolution temporelle d'une réaction

Manip 3 : influence de la température On introduit :

$$10\,\mathrm{mL}$$
 de $\mathrm{KMnO_4}$ à $2\cdot 10^{-2}\,\mathrm{mol}\,\mathrm{L}^{-1}$

$$10\,\mathrm{mL}$$
 de $\mathrm{C_2H_2O_4}$ à $0.1\,\mathrm{mol}\,\mathrm{L}^{-1}$

dans les conditions suivantes :

Erlenmeyer 1 : dans un bain eau glace (0 °C)

Erlenmeyer 2 : à température ambiante

Erlenmeyer 3 : dans un bain thermostaté à 70 °C

Equation de la réaction :

$$2\,\mathsf{MnO}_{4(\mathsf{aq})}^{\,-}\,+\,5\,\mathsf{H}_{2}\mathsf{C}_{2}\mathsf{O}_{4(\mathsf{aq})}\,+\,6\,\mathsf{H}_{3}\mathsf{O}_{(\mathsf{aq})}^{\,+}$$

→

$$2\,\mathsf{Mn}_{\mathsf{(aq)}}^{\,2+}\,+\,10\,\mathsf{CO}_{\mathsf{2(aq)}}\,+\,14\,\mathsf{H}_{\mathsf{2}}\mathsf{O}_{\mathsf{(I)}}$$

Manip 4: introduction d'un catalyseur

On introduit dans un bécher de l'eau oxygénée, on y ajoute :

Bécher 1 : rien

Bécher 2 : une solution de chlorure de fer (FeCl₃)

Bécher 3 : un fil de platine

Bécher 4 : un morceau de navet

Équation de la réaction :

$$2 H_2 O_2(aq) \longrightarrow 2 H_2 O_{(I)} + O_{2(g)}$$

Catalyse

Catalyse par le chlorure de fer, demi-équations et couples :

$$O_2/H_2O_2$$
 $2 O_{2(g)} + 2 H_3O_{(aq)}^+ + 2 e^- \iff 3 H_2O_{2(aq)}$ (1)

$$H_2O_2/H_2O$$
 $H_2O_{2(aq)} + 2 H_3O_{(aq)}^+ + 2 e^- \iff 4 H_2O_{(I)}$ (2)

$$Fe^{2+}/Fe^{3+}$$
 $Fe^{3+}_{(aq)}$ $+$ $e^{-} \iff Fe^{2+}_{(aq)}$ (3)

On fait $2 \times (3) - (1)$ et $(2) - 2 \times (3)$:

$$3 \; H_2 O_{2(aq)} \; + \; 2 \; Fe_{(aq)}^{\; 3+} \; \longrightarrow \; 2 \; Fe_{(aq)}^{\; 2+} \; + \; 2 \; H_3 O_{(aq)}^{\; +} \; + \; 2 \; O_{2(g)} \quad (4)$$

$$2 H_3 O_{(aq)}^{+} + H_2 O_{2(aq)}^{-} + 2 Fe_{(aq)}^{2+} \longrightarrow 2 Fe_{(aq)}^{3+} + 4 H_2 O_{(I)}^{-}$$
 (5)

D'où l'équation bilan de la réaction en faisant (4) + (5):

Thibault Hiron–Bédié

Évolution temporell

Iransformations lentes et rapides Facteurs cinétiq Concentration Température Catalyse

Grandeurs cinétiques Vitesse de réaction Demi-réaction Étude expérimentale

oi d'ordre

I. Évolution temporelle d'une réaction

- 1. Transformations lentes et rapides
- 2. Facteurs cinétiques
 - Concentration
 - Température
 - Catalyse

II. Grandeurs caractéristiques de la cinétique d'une réaction

- 1. Vitesse volumique d'apparition d'un produit et de disparition d'un réactif
- 2. Temps de demi-réaction
- 3. Étude expérimentale : cinétique de l'oxydation des ions iodure par l'eau oxygénée

III. Loi de vitesse d'ordre 1

pique

Suivi temporel

modélisation macrosco-

Étude expérimentale

On a introduit au début de la leçon dans un bécher :

 $5\,\mathrm{mL}$ de KI à $0.01\,\mathrm{mol}\,\mathrm{L}^{-1}$

 $1 \,\mathrm{mL} \,\mathrm{de} \,\mathrm{H}_2\mathrm{SO}_4 \,\mathrm{\grave{a}} \,0.5 \,\mathrm{mol}\,\mathrm{L}^{-1}$

 $5 \,\text{mL} \, \text{de} \, \text{H}_2\text{O}_2 \, \text{a} \, 0.2 \, \text{mol} \, \text{L}^{-1}$

On a mesuré l'absorbance A du dijode formé à 450 nm. On va maintenant analyser la courbe A = f(t) à l'aide de l'ordinateur, pour en déduire l'évolution de la concentration $[l_2] = f(t).$

On rappelle la loi de Beer-Lambert :

$$A = \varepsilon \cdot I \cdot [I_2]$$

Thibault Hiron–Bédié

Évolution temporelle

lentes et rapides
Facteurs cinétiqu
Concentration
Température

Grandeur cinétique

Vitesse de réaction

Loi d'ordre 1

I. Évolution temporelle d'une réaction

- 1. Transformations lentes et rapides
- 2. Facteurs cinétiques
 - Concentration
 - Température
 - Catalyse

II. Grandeurs caractéristiques de la cinétique d'une réaction

- 1. Vitesse volumique d'apparition d'un produit et de disparition d'un réactif
- 2. Temps de demi-réaction
- 3. Étude expérimentale : cinétique de l'oxydation des ions iodure par l'eau oxygénée

III. Loi de vitesse d'ordre 1

Thibault Hiron–Bédie

Evolutior temporel Transformat

l ranstormations entes et rapides acteurs cinétiqu Concentration Température Catalyse

Grandeurs cinétiques Vitesse de réactio Demi-réaction Étude expériment

Loi d'ordre 1

On peut vérifier qu'une vitesse d'apparition ou de disparition suit une loi d'ordre 1 par trois méthodes :

- 1. Vérifier que l'on peut modéliser l'évolution de la concentration par une exponentielle Vérifier que l'on peut modéliser ln[A] = f(t) par une fonction affine.
- 2. Vérifier que $\frac{d[A]}{dt} = f([A])$ est une fonction linéaire.
- 3. Pour un réactif, vérifier que le temps de demi-réaction est indépendant de la concentration initiale $[A]_i$