Terminale S : Thème Comprendre

Activité n°23 (Expérimentale)

Suivi cinétique d’une transformation chimique

Afin d’optimiser leurs procédés, les industries chimiques doivent être en mesure de contrôler en temps réel le bon déroulement de la réaction de synthèse menant aux espèces désirées.

**Comment suivre l’évolution temporelle d’une transformation chimique ?**

I – Choix de la méthode de suivi

Nous allons étudier la cinétique de la réaction entre les ions iodure I− et l’eau oxygénée H2O2 en solution aqueuse.

**Données :** couples **Ox**ydant / **Red**ucteur : **H2O2 (aq) / H2O (ℓ)** et  **I2 (aq) / I−(aq)**

**Donnée en annexe (au verso) : spectre d’absorbance d’une solution aqueuse de diiode I2 (aq).**

➀ Dans un tube à essai, verser environ 2 mL d’une solution d’iodure de potassium (K+(aq) + I−(aq)) de concentration 1,0.10-2 mol.L-1, ajouter environ 1 mL d'acide sulfurique à 1 mol.L-1 , puis environ 2 mL de solution d’eau oxygénée H2O2 à 0,05 mol.L-1. Noter vos observations.

➁ Ecrire l’équation de la réaction d’oxydoréduction entre les ions iodure I− (aq) et l’eau oxygénée H2O2 (aq).

➂ D’après vos observations, quel paramètre physique du milieu réactionnel permet de suivre l’évolution de ce système chimique au cours du temps ?

➃ Proposer un protocole permettant d’étudier l’évolution de la composition du système chimique au cours du temps afin de déterminer la durée de réaction, c’est-à-dire la durée nécessaire pour atteindre l’état final du système (préciser les grandeurs à mesurer et la méthode d’exploitation de ces mesures).

*Matériel à disposition : colorimètre, cuves, chronomètre manuel ou en ligne, verrerie usuelle de chimie.*

II – Suivi cinétique de la transformation

➀ A l’aide de la fiche méthode fournie, réaliser le blanc du colorimètre sans oublier le filtre correctement choisi.

➁ Noter la mesure d’absorbance A0 réalisée avec une solution étalon de diiode de concentration C0.

➂ Brancher les sorties analogiques du colorimètre sur les entrées EA0 et 0 V (masse ) de la console d’acquisition, en parallèle avec le multimètre.

➃ Ouvrir le logiciel de traitement et d’acquisition **Latis-pro** (Enseignement Général/Physique-Chimie/Physique/), faire les réglages avec la fiche fournie.

➄ Mélanger dans un bécher : 20,0 mL de solution d’iodure de potassium (K+ + I-)(aq) à 1,0.10-2 mol.L-1 (prélevés à la pipette jaugée) et 10 mL d’acide sulfurique à 1 mol.L-1 (prélevés à l’éprouvette graduée).

➅ Mesurer 20 mL de solution d’eau oxygénée H2O2 (aq) à 0,05 mol.L-1 à l’éprouvette graduée.

**➆** **A la date t = 0 s, verser l’eau oxygénée dans le bécher et lancer l’acquisition (touche F10).**

**Sans tarder : agiter le mélange, en verser un peu dans la cuve et placer la cuve dans le colorimètre.**

La courbe s’affiche automatiquement sur l’écran pendant une durée de 30 min (durée d’acquisition).

*Remarque : pour arrêter une acquisition en cours, appuyer sur la touche Echap du clavier.*

III – Exploitation

1. Loi de Beer-Lambert

➀ Rappeler la loi de Beer-Lambert que vérifie l’absorbance **A** du mélange réactionnel à une date t (on notera **[I2]** la concentration en diiode dans le mélange réactionnel à une date t et **k** une constante).

➁ Exprimer la constante **k** en fonction de l’absorbance **A0** et de la concentration **C0** de la solution étalon de diiode.

1. Titrage de la solution étalon de diiode et détermination de la constante k

Pour déterminer précisément la concentration C0 de la solution étalon de diiode, nous allons titrer cette solution par une solution de thiosulfate de sodium (2 Na+(aq) + S2O32−(aq)).

L’équation de la réaction d’oxydoréduction entre le diiode et les ions thiosulfate S2O32−(aq) est :

I2 (aq) + 2 S2O32−(aq) → 2 I−(aq) + S4O62−(aq)

➀ Rincer et remplir la burette avec une solution de thiosulfate de sodium de concentration C2 = 2,0.10-3 mol.L-1.

➁ Prélever un volume V0 = 10,0 mL de la solution étalon de diiode et les placer dans un erlenmeyer.

➂ A l’aide de la burette, verser progressivement la solution de thiosulfate de sodium. **Lorsque la solution devienne jaune clair, ajouter quelques gouttes d’empois d’amidon** : celui-ci forme avec le diiode une espèce chimique de couleur bleue foncée qui permet de mieux repérer le changement de couleur à l’équivalence.

➃Terminer l’addition de la solution de thiosulfate de sodium jusqu’à une complète décoloration de la solution (tout le diiode initialement présent est alors consommé). Noter le volume équivalent VE versé.

➄ A partir de l’équation de la réaction de dosage, écrire la relation à l’équivalence puis calculer C0.

➅ A partir de la formule établie en **1)**, calculer la constante **k**.

1. Suivi cinétique

➀ A partir du fichier d’acquisition, dans le tableau de valeurs : créer la grandeur « concentration en diiode [I2] » qu’on pourra simplement noter **C**. Cette concentration est définie par la formule : **C = EA0 / k**

avec EA0 : absorbance du mélange à une date t (mesurée sur l’entrée EA0 de la console d’acquisition).

➁ Retirer la courbe EA0 = f(t) pour afficher uniquement la courbe **C = f(t)** à l’écran (clic droit → Calibrage pour adapter l’échelle). Recopier l’allure de la courbe C = f(t) sur votre copie.

➂ Quels sont les deux faits expérimentaux qui nous indiquent que la réaction est bien terminée à t = 30 min ?

➃ Quelle caractéristique de la courbe nous renseigne sur la vitesse de réaction ? Comment évolue la vitesse de réaction au cours de la transformation ?

**Par définition, le temps de demi-réaction t1/2 est la date à laquelle l’avancement de la réaction est égal à la moitié de l’avancement final.**

➄ Déterminer le temps de demi-réaction graphiquement (laisser une trace sur la courbe de votre copie).

➅ Compléter le tableau d’avancement ci-dessous pour la réaction entre les ions iodure et l’eau oxygénée puis calculer la concentration attendue en diiode [I2] à t1/2 (valeur théorique).

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Equation | Avancement(en mol) |   |
| Etat initial | 0 |  |
| Au cours de la transformation | x |  |
| Etat final | **xf = ………………** |  |

Annexe :

**λ (nm)**

Spectre d’absorbance

d’une solution de diiode I2

**CORRECTION**

I – Choix de la méthode de suivi

➀ La solution se colore progressivement en jaune- brun (couleur due à la formation de I2 (aq)).

➁ H2O2(aq) / H2O(ℓ) : **H2O2(aq)** + 2 H+ + 2 e− = 2 H2O(ℓ)

 I2(aq) / I−(aq) : I2(aq) + 2 e− = **2 I−(aq)**

**Réaction : 2 I- + H2O2 + 2 H+ ⎯→ I2 + 2 H2O**

➂ L’évolution de la coloration de la solution peut être suivie par une mesure d’absorbance.

➃ Protocole :

- Choisir la longueur d’onde de travail au maximum d’absorption du diiode : λmax ≈ 440 nm

(λ comprise entre 400 et 480 nm)

- Faire le blanc du colorimètre avec le solvant pur (eau distillée).

- Réaliser le mélange réactionnel : eau oxygénée + acide sulfurique + ions iodure et déclencher immédiatement le chronomètre (juste après avoir versé le dernier réactif).

- Sans tarder : agiter, verser le mélange dans la cuve et placer la cuve dans le colorimètre.

- Relever l’évolution de l’absorbance A au cours du temps et tracer le graphe A = f(t).

- Déterminer graphiquement la date à partir de laquelle l’absorbance se stabilise (état final du système).

II – Suivi cinétique de la transformation

A0 = ………….…………. (valeur variable suivant les colorimètres)

III – Exploitation

1. Loi de Beer-Lambert

➀ A = k × [I2]

➁ k = $\frac{A}{[I\_{2}]}=\frac{A\_{0}}{C\_{0}}$ (relation valable à une date t ainsi qu’à la date t = 0 s).

1. Titrage de la solution étalon et détermination de la constante k

Réaction de dosage : **I2(aq) + 2 S2O32−(aq) → 2 I−(aq) + S4O62−(aq)**

➃ **VE  ≈ 10 mL**

➄ A l’équivalence, les réactifs étant introduits en proportions stoechiométriques :

 n(I2)i =

 ⇔ C0V0 = ⇔ C0 = $\frac{C\_{2}.V\_{E}}{2 V\_{0}}= \frac{2,0.10^{-3}×10}{2×10,0}$ ≈ 1,0 .10-3 mol.L-1 (attendu)

➅ k = $\frac{A\_{0}}{C\_{0}} $≈ 650 **L.mol-1** (valeur variable suivant les colorimètres)

C

t

0

[I2]f

max

[I2]f /2

max

t1/2

max

1. Suivi cinétique

➁ Allure du graphe C = f(t) :

➂ A l’état final, **la couleur** du milieu réactionnel n’évolue plus et **l’absorbance A** non plus.

➃ Plus l’augmentation de [I2] est rapide, plus la vitesse de réaction est élevée : la vitesse de réaction correspond donc au **coefficient directeur de la tangente à la courbe à une date t**.

Evolution observée : la réaction est très rapide au début, puis sa vitesse diminue.

➄ Graphiquement : **t1/2 ≈ 8 min (entre 7 et 9 minutes)**

➅

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Equation | Avancement(en mol) |  **2 I- + H2O2 + 2 H+ ⎯→ I2 + 2 H2O**  |
| Etat initial | 0 | **2,0.10-4 1.10-3 1.10-2 (excès) 0 solvant** |
| Au cours de la transformation | x | **2,0.10-4 - 2x 1.10-3 - x excès x solvant** |
| Etat final | **xf = 1,0.10-4** |  **0 9.10-4 excès xf = 1,0.10-4 solvant** |

A une date t (avancement x) : [I2] = $\frac{n(I\_{2})}{V\_{total}}=\frac{x}{V\_{total}}$ avec Vtotal = 50 mL = 50.10-3 L

**A la date t1/2 : x =** $\frac{x\_{f}}{2}$ **donc [I2] =** $\frac{n(I\_{2})f}{2 V\_{total}}$ **=** $\frac{x\_{f}}{2.V\_{total}}$ **=** $\frac{1,0.10^{-4}}{2×50.10^{-3}}$ **= 1,0.10-3 mol.L-1**

suivi cinetique d’une transformation

**REGLAGES ACQUISITION**

****

➀ Pour voir les paramètres d’acquisition :

Cliquer sur

➁ Sélectionner l’entrée EA0 où votre capteur a été

 branché.

➂ **Régler les paramètres :**

Points : 120

120

Te : 15 s

Total : 30 min (il se remplit tout seul)

30

➃ **Pour lancer l’acquisition :**

Appuyer sur la touche F10

Ou cliquer sur

***FICHE DE DEMANDE DE MATERIEL***

*TITRE DU TP :* **CINETIQUE PAR spectrophotometrie Tale**

**DATE : , HEURE : ; CLASSE : ; SALLE :**

**DATE : , HEURE : ; CLASSE : ; SALLE :**

**DATE : , HEURE : ; CLASSE : ; SALLE :**

Nécessité d'ordinateurs? **OUI + CONSOLE LATISPRO**

**Matériel par binômes : Nombre de binômes : 8 ou 9**

* 2 tubes à essais + portant.
* Colorimètre + 4 fils + multimètre + fiche d’étalonnage
* 5 béchers de 100 mL
* 2 pipettes jaugées de 10 et 20 mL (à 2 traits) + propipette
* 1 éprouvette graduée 25 mL
* 1 burette + verre à pied poubelle + agitateur magnétique.
* 1 erlenmeyer de 125 mL
* solution d'acide sulfurique à 1 mol.L-1 en flacon
* flacon d’empois d’amidon
* pissette d’eau distillée.

**Matériel pour la paillasse professeur** :

* Solution de diiode à 1,0.10-3 mol.L-1 : **notée « Solution étalon C0 »** ( 500 mL pour une classe)

 ( M(I2) = 253,8 g.mol-1 → pour V = 1 L → m = 0,25 g)

* Solution de thiosulfate C = 2,0 .10-3 mol/L
* solution diluée d'eau oxygénée à 0,05 mol.L-1 ( 500 mL pour une classe)
* solution de KI à 1,0.10-2 mol.L-1 ( 500 mL pour une classe)
* Boites avec les différents filtres pour les colorimètres.
* Barreaux aimantés + des tiges aimantées

**Flacons recup** :

Diiode I2