

# TP Ch1 : Transformations lentes ou rapides - Suivi temporel d'une transformation par titrages

## OBJECTIF :

- Étudier l'évolution temporelle de quelques systèmes chimiques.
- Connaître la méthode du suivi temporel d'une transformation par titrages du diiode par oxydoréduction.

## DONNÉES.

Quelques couples oxydant-réducteur :

$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) / \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$	$\text{CO}_2(\text{aq}) / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{aq})$	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$
$\text{I}_2(\text{aq}) / \text{I}^-(\text{aq})$	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) / \text{S}(\text{s})$	$\text{SO}_2(\text{aq}) / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$	$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\text{liq})$

## I. MISE EN ÉVIDENCE ET ÉTUDE DE TRANSFORMATIONS LENTES OU RAPIDES

### EXPLOITATION.

Pour chacune des expériences décrites ci-dessous :

- faire soigneusement un schéma légendé de l'expérience (utiliser des couleurs) en indiquant vos observations.
- indiquer si le suivi de la transformation se fait par la disparition d'un réactif ou la formation d'un produit.
- indiquer si la transformation est lente ou rapide.
- indiquer le type de transformation mise en jeu : d'oxydoréduction, acidobasique ou autre (précipitation....).
- écrire et équilibrer l'équation de la réaction associée à la transformation.

### EXPÉRIENCES.

Expérience 1 : Dans un tube à essai, introduire 5 mL de solution de chlorure de fer(II) et 1 mL d'acide sulfurique ( $2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ). ⚠️🕒 **lunettes !!**

Ajouter 2-3 gouttes d'une solution de permanganate de potassium ( $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq})$ ).

Boucher le tube à essais avec un bouchon et agiter légèrement.

Expérience 2 : Dans un tube à essai, introduire 5 mL de solution d'acide oxalique ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{aq})$ ) et 1 mL d'acide sulfurique ( $2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ). ⚠️🕒 **lunettes !!**

Ajouter 2-3 gouttes d'une solution de permanganate de potassium ( $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq})$ ).

Boucher le tube à essais avec un bouchon et agiter légèrement.

Expérience 3 : Dans un tube à essai, introduire 3 mL de solution d'iodure de potassium ( $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq})$ ).

Ajouter 2-3 gouttes de solution de nitrate de plomb ( $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{NO}_3^-(\text{aq})$ ).

Sachant que l'ion  $\text{K}^+(\text{aq})$  est spectateur écrire l'équation de précipitation.

Expérience 4 : Dans un tube à essai, introduire 5 mL de solution de thiosulfate de sodium ( $2\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ ).

Ajouter 5 mL d'acide chlorhydrique ( $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ ). La réaction observée est une **dismutation**.

## II. SUIVI TEMPOREL DE LA RÉACTION ENTRE L'EAU OXYGÉNÉE ET LES IONS IODURE

### PRINCIPE.

La manipulation consiste à :

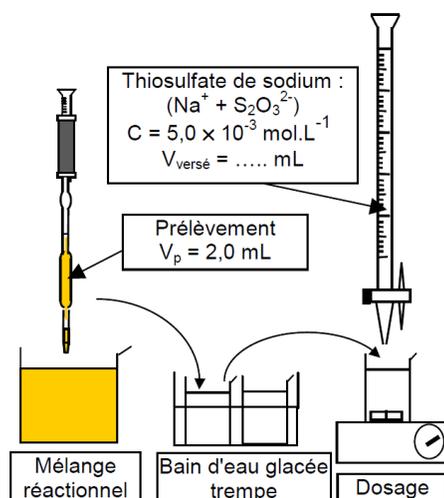
- **Suivre l'oxydation** des ions iodure par l'eau oxygénée **en effectuant des prélèvements successifs et un blocage cinétique** de la réaction à l'aide d'une **trémie** puis en **titrant le diiode formé** à l'aide d'une solution d'ions thiosulfate.
- **Représenter en fonction du temps l'évolution de la concentration molaire en diiode** au cours de la transformation.

### Remarque :

La difficulté de cette manipulation est de bien **faire la différence entre la transformation étudiée et l'outil de suivi** qui met en jeu la réaction de titrage.

### PRÉPARATION DU DISPOSITIF DE DOSAGE ET DU MÉLANGE RÉACTIONNEL.

- Rincer puis remplir une **burette graduée** avec la solution de thiosulfate de sodium. Régler le zéro.
- Dans **trois béchers**, introduire **environ 20 mL** d'eau glacée ainsi que 2 gouttes d'**empois d'amidon**. Placer les trois béchers dans un cristalliseur rempli d'un mélange eau-glace.
- Dans un **bécher** de 250 mL introduire :
  - **36 mL** d'iodure de potassium mesurés avec une éprouvette graduée de 50 mL,
  - **20 mL** d'acide sulfurique mesurés avec la même éprouvette graduée. ⚠️🕒 **lunettes !!**
- Déclencher le chronomètre au moment où l'on ajoute **4,0 mL** d'eau oxygénée,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , mesurés avec une **pipette graduée** de 5,0 mL. **Ne plus arrêter le chronomètre**. Agiter le mélange réactionnel.



### DOSAGE DU DIODE FORMÉ À UN INSTANT t.

- Prélever un volume  $V_p = 2,0 \text{ mL}$  du mélange réactionnel à l'aide d'une **pipette jaugée** et le verser à l'instant **t** dans l'un des trois béchers contenant l'eau glacée. On réalise ainsi une **trempe**.
- Doser le diiode formé avec la solution de thiosulfate de sodium dans la burette graduée. Liser sur la burette graduée, **avec précision**, le volume  $V_{\text{versé}}$  lors de la décoloration de la solution à l'équivalence du dosage.
- En déduire le volume à l'équivalence  $V_E$  et remplir le tableau. (Pour le dosage du **1<sup>er</sup> prélèvement**,  $V_{\text{versé}} = V_E$ ).
- Une fois le dosage effectué, rincer le bécher et le préparer pour un autre dosage. Il est inutile de refaire le zéro de la burette entre chaque dosage : le volume  $V_E$  se calcule par différence entre deux dosages.

### DOSAGE DU DIODE À DIFFÉRENTS INSTANTS

- Répéter le dosage précédent à différents instants t. Les dates de prélèvement doivent être proches au début (toutes les 2 minutes si possible) puis, après 10 minutes, plus espacées (toutes les 3 minutes).
- Arrêter le dosage lorsque le volume  $V_E$  reste constant à 0,1 mL près sur 3 prélèvements (ou plus de 30 min de manip).

Dosage n°	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
t (min)													
t (s)													
$V_{\text{versé}}$ (mL)													
$V_E$ (mL)													
$n_p(I_2)$ en mol ( $\times 10^{-6}$ )													
$[I_2]$ en $\text{mmol}^{-1}$													

### EXPLOITATION DES RÉSULTATS.

#### → Questions préalables

- Écrire l'équation de la réaction de la **transformation étudiée**, entre l'eau oxygénée et les ions iodure.  
Couples oxydant / réducteur :  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\text{liq})$  et  $\text{I}_2(\text{aq}) / \text{I}^-(\text{aq})$ .
- Donner l'équation de la réaction se produisant au cours des **dosages**, entre le diiode formé et les ions thiosulfate.  
Couples oxydant / réducteur :  $\text{I}_2(\text{aq}) / \text{I}^-(\text{aq})$  et  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ .
- Expliquer le rôle de la trempe.
- Comment repère-t-on l'équivalence du titrage ?

#### → Graphe $[I_2]$ en fonction du temps

- Établir le **tableau d'avancement** pour la réaction de **dosage** à l'instant t et définir l'équivalence. En déduire une relation entre la quantité de diiode formée à l'instant t **dans le prélèvement**, notée  $n_p(I_2)$ , la concentration C et le volume  $V_E$  de thiosulfate de sodium versé à l'équivalence. Compléter la 6<sup>ème</sup> ligne du tableau ci-dessus.
- Sachant que le volume du prélèvement est  $V_p = 2,0 \text{ mL}$ , exprimer la concentration en diiode dans le prélèvement à un instant t. Compléter la dernière ligne du tableau.
- Que peut-on dire de la concentration en diiode dans le mélange réactionnel au même instant ?
- Tracer le graphe  $[I_2] = f(t)$  sur une demi-feuille de papier millimétré, en choisissant vos échelles.
- Commenter l'évolution temporelle de  $[I_2]$ .
- Déterminer graphiquement la concentration finale en diiode formée lorsque  $t \rightarrow \infty$ .

#### → Étude de la réaction de la transformation

- Calculer les quantités initiales (en mmol) en eau oxygénée et en ions iodure dans le mélange réactionnel.
- Construire le tableau d'avancement de la réaction de la **transformation étudiée**, sachant que les ions  $\text{H}^+$  sont ici en excès.
- Déterminer le réactif limitant.
- Déterminer la quantité finale théorique en diiode et en déduire la concentration finale en diiode dans le mélange réactionnel de volume **60 mL** (4,0 mL + 36 mL + 20 mL).
- Comparer avec la valeur expérimentale. Calculer l'écart relatif.