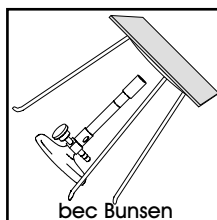
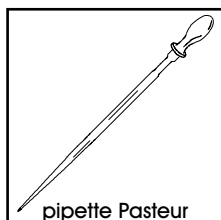
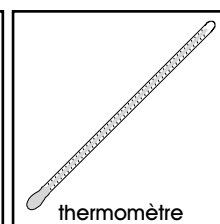
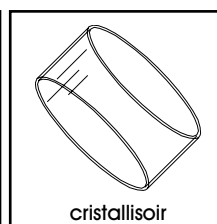
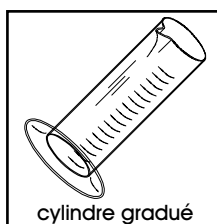
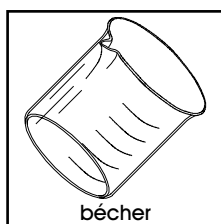


BUTS

Aborder semi-quantitativement l'influence des conditions expérimentales sur la vitesse de déroulement d'une réaction d'oxydation-réduction.

MATERIEL

4 béchers de 100 ml, 2 cylindres gradués de 10 ml, 2 cylindres gradués de 25 ml, 3 cylindres gradués de 50 ml, 1 cristalliseur, 1 baguette de verre, 1 thermomètre, pipettes Pasteur, 1 bec Bunsen avec trépied et plaque de céramique, allumettes, 1 chronomètre, glace pilée, sel de cuisine.



REACTIFS

Iodate de potassium (KIO_3 1.5 %; solution A), solution de sulfite de sodium, d'amidon et d'acide sulfurique (Na_2SO_3 1.5 % + $[\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5]_n$ 0.4 % + H_2SO_4 $2.5 \cdot 10^{-3}$ M; solution B).

KIO_3	
état.....	solution 1.5 %
MM	214.00 g/mol
CH	
3	

$\text{Na}_2\text{SO}_3/\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5/\text{H}_2\text{SO}_4$	
état...solution (mélange)	
CH	
4	

RECOMMANDATIONS

Manipuler avec précaution la solution B, contenant de l'acide sulfurique : **Ne pas ingérer ou mettre en contact avec la peau ou les yeux.**

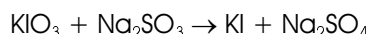
Les béchers et cylindres gradués sont marqués A ou B selon les solutions A ou B qu'ils contiendront: **Ne pas contaminer la verrerie marquée A avec la solution B, et inversement.**

MANIPULATIONS
ET DISCUSSION

- ◆ Les réactions utilisées pour illustrer cette expérience sont des oxydo-réductions, c'est-à-dire des réactions pour lesquelles des échanges d'électrons ont lieu entre les réactifs.
- ◆ La première réaction est lente et sera déterminante pour la vitesse globale de réaction. La seconde réaction est rapide et permettra de mettre en évidence la fin de la réaction, par un brusque changement de coloration.

- ◆ La première réaction, lente, fait intervenir l'iodate de potassium KIO_3 et le sulfite de sodium Na_2SO_3 .

La réaction non équilibrée est donnée par:

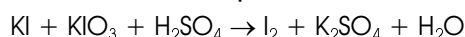


? 1. Equilibrer la réaction entre l'iodate de potassium et le sulfite de sodium.

- ◆ La seconde réaction, rapide, implique l'iodure de potassium KI formé lors de la première réaction, l'iodate de potassium KIO_3 encore présent, et l'acide sulfurique.

L'iode I_2 formé se combine à l'amidon, en colorant la solution en violet sombre (fin de réaction).

La réaction non équilibrée est donnée par:



? 2. Equilibrer la réaction entre l'iodure de potassium, l'iodate de potassium et l'acide sulfurique.

INFLUENCE DE LA CONCENTRATION SUR LA VITESSE DE REACTION

Pour toutes les manipulations, utiliser systématiquement les **cyndres gradués A** de volume adéquat pour prélever la **solution A** et l'introduire dans les **béchers A**; pour la **solution B**, utiliser les **cyndres gradués B** et les **béchers B**.

Ajuster précisément les volumes avec des pipettes Pasteur propres.

Pour les essais 1 à 4, les volumes de solutions A et B, ainsi que d'eau à ajouter sont résumés dans le tableau ci-dessous.

Essai	Bécher A		Bécher B		Volume total après mélange
	Volume de solution A	Volume d'eau	Volume de solution B	Volume d'eau	
1	5 ml	45 ml	20 ml	30 ml	100 ml
2	10 ml	40 ml	20 ml	30 ml	100 ml
3	20 ml	30 ml	20 ml	30 ml	100 ml
4	40 ml	10 ml	20 ml	30 ml	100 ml

1. ESSAI 1:

Comme indiqué dans le tableau, prélever **5 ml de solution A** avec un cylindre gradué **A** de 10ml. Introduire cette solution dans un bécher **A**, puis ajouter **45 ml d'eau** (utiliser le cylindre gradué non marqué).

Prélever **20 ml de solution B** avec un cylindre gradué **B** de 10ml. Introduire cette solution dans un bécher **B**, puis ajouter **30 ml d'eau**.

Simultanément, verser rapidement la solution du bécher **A** dans la solution du bécher **B** et enclencher le chronomètre. Stopper le chronomètre dès l'assombrissement de l'ensemble de la solution. Noter le temps.

Remettre le chronomètre à zéro, rincer et essuyer les béchers, puis passer à l'essai suivant.

2. ESSAI 2:

Procéder comme pour l'essai 1, mais en introduisant **10 ml de solution A** et **40 ml d'eau** dans le bécher **A**, ainsi que **20 ml de solution B** et **30 ml d'eau** dans le bécher **B**.

Placer un thermomètre dans le bécher **B**.

Comme pour l'essai 1, verser la solution du bécher **A** dans le bécher **B** et

chronométrer le temps nécessaire pour que la solution se colore, ainsi que la température en cours de réaction.

Noter le temps et la température, rincer les béchers et passer à l'essai suivant.

3. ESSAI 3:

Introduire cette fois **20 ml de solution A** et **30 ml d'eau** dans le bécher A, ainsi que **20 ml de solution B** et **30 ml d'eau** dans le bécher B.

Mélanger les deux solutions et chronométrer le temps nécessaire pour atteindre le changement de coloration.

Noter le temps, rincer les béchers et passer au dernier essai.

4. ESSAI 4:

Finalement, préparer **40 ml de solution A** et **10 ml d'eau** dans le bécher A, ainsi que **20 ml de solution B** et **30 ml d'eau** dans le bécher B.

Mélanger les deux solutions et chronométrer le temps nécessaire pour que la solution se colore, comme précédemment.

Noter le temps de réaction et rincer les béchers.

- ? 3. Discuter qualitativement, en justifiant, l'effet d'une augmentation de la concentration du réactif A sur la vitesse de réaction.

INFLUENCE DE LA TEMPERATURE SUR LA VITESSE DE REACTION

Pour les manipulations qui suivent, procéder comme précédemment, en utilisant la verrerie adéquate.

Pour les essais 5 à 7, les volumes de solutions A, B et d'eau à ajouter, ainsi que les températures des essais, sont résumés dans le tableau ci-dessous.

Essai	Bécher A		Bécher B		Température de l'essai
	Volume de solution A	Volume d'eau	Volume de solution B	Volume d'eau	
5	10 ml	40 ml	20 ml	30 ml	≈ 5 °C
6 (=2)	10 ml	40 ml	20 ml	30 ml	T ambiante
7	10 ml	40 ml	20 ml	30 ml	≈ 60 °C

5. ESSAI 5:

Comme indiqué dans le tableau ci-dessus, préparer les mêmes solutions A et B qu'à l'essai 2, puis placer les deux béchers dans un cristalliseur. Entourer les béchers d'un mélange de glace pilée et de sel de cuisine.

Placer le thermomètre propre dans le bécher B et attendre que la température soit descendue à environ **5 °C**.

En laissant le thermomètre dans le bécher B, introduire la solution du bécher A dans le bécher B et chronométrer le temps de réaction.

Noter la température en cours de réaction et le temps jusqu'au changement de coloration.

Remettre le chronomètre à zéro, rincer et essuyer les béchers et le thermomètre, puis passer à l'essai suivant.

6. ESSAI 6:

Cet essai a déjà été effectué auparavant (essai 2). Noter pour l'essai 6 le temps de réaction et la température de l'essai 2.

7. ESSAI 7:

Préparer les mêmes solutions A et B qu'à l'essai 2. Allumer le bec Bunsen, pla-

cer les deux béchers sur la plaque de céramique, avec le thermomètre dans le bécher **B**. Chauffer les deux solutions jusqu'à ce que leur température atteigne environ **60 °C**.

Eteindre le gaz et retirer précautionneusement les deux béchers (attention: température élevée). Verser la solution **A** dans la solution **B** et chronométrer le temps de réaction.

Noter la température en cours de réaction et le temps jusqu'au changement de coloration.

- ? 4. Discuter qualitativement, en justifiant, l'effet d'une augmentation de la température sur la vitesse de la réaction.

RECUPERATION ET NETTOYAGE

Evacuer toutes les solutions utilisées dans l'évier, sous fort courant d'eau.
Récupérer les pipettes Pasteur utilisées dans la poubelle pour verre usagé.
Laver la verrerie utilisée à l'eau, puis la rincer à l'eau déminéralisée.

PREPARATION

Expérience pour un groupe de 2 étudiants.

1. Solution A d'iodate de potassium 1.5 %:

Pour 2000 ml de solution (suffisant pour environ 15-20 groupes), peser 30 g de KIO_3 , dissoudre dans l'eau déminéralisée puis compléter à 2000 ml avec de l'eau déminéralisée.

L'iodate ne doit pas être stocké avec des substances combustibles.

2. Solution B de sulfite de sodium, d'amidon et d'acide sulfurique:

Pour 2000 ml de solution (suffisant pour environ 15-20 groupes), peser 8 g d'amidon soluble et dissoudre dans environ 1000 ml d'eau déminéralisée chaude ou bouillante.

Peser 30 g de Na_2SO_3 , dissoudre dans environ 800 ml d'eau déminéralisée et ajouter cette solution à la solution d'amidon encore chaude.

Ajouter 10 ml de H_2SO_4 0.5 M (ou 0.25 ml de H_2SO_4 concentré), agiter pour homogénéiser puis compléter à 2000 ml avec de l'eau déminéralisée après avoir laissé refroidir.

La solution finale présente généralement un léger trouble. Laisser décanter avant utilisation (la filtration de cette solution est peu efficace et n'est pas recommandée).

Les solutions de sulfite s'oxydent rapidement à l'air et doivent être préparées fraîchement.

3. Matériel nécessaire pour un groupe de 2 étudiants:

4 béchers de 100 ml: 2 béchers marqués A, 2 béchers marqués B

2 cylindres gradués de 10 ml: 1 × marqué A et 1 × marqué B

2 cylindres gradués de 25 ml: 1 × marqué A et 1 × marqué B

3 cylindres gradués de 50 ml: 1 × marqué A, 1 × marqué B et 1 × non marqué

1 petit cristalliseur

1 baguette de verre

1 thermomètre

4-5 pipettes Pasteur avec tétines

1 bec Bunsen avec trépied et plaque de céramique, allumettes

1 chronomètre

glace pilée

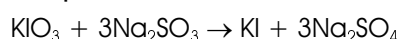
sel de cuisine

4. Durée de l'expérience:

Environ 60 min de manipulations.

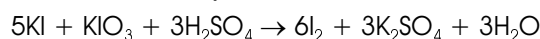
DISCUSSION

? 1. Equilibrer la réaction entre l'iodate de potassium et le sulfite de sodium.



Lors de cette réaction, l'élément iode passe de l'état d'oxydation 5+ (iodate) à 1- (iodure) en captant 6 électrons. Ces électrons lui sont fournis par l'élément soufre, qui passe de l'état d'oxydation 4+ (sulfite) à 6+ (sulfate) en cédant 2 électrons.

? 2. Equilibrer la réaction entre l'iodure de potassium, l'iodate de potassium et l'acide sulfurique.



Lors de cette réaction, l'iode de l'ion iodate passe de l'état d'oxydation 5+ à 0 (iode) en captant 5 électrons. Ces électrons lui sont fournis par l'iode de l'ion iodure, qui passe de l'état d'oxydation 1- à 0 (iode) en cédant 1 électron.

? 3. Discuter qualitativement, en justifiant, l'effet d'une augmentation de la concentration du réactif A sur la vitesse de réaction.

On constate que le temps de réaction diminue fortement, de l'ordre de quelques minutes pour l'essai 1, à quelques secondes pour l'essai 4, lorsque la concentration de KIO_3 augmente. Il peut donc être conclu que la concentration du iodate influence la vitesse de réaction.

Quantitativement, la théorie est vérifiée: L'augmentation de concentration d'un réactifs diminue le temps de réaction et accélère donc la vitesse de réaction.

? 4. Discuter qualitativement, en justifiant, l'effet d'une augmentation de la température sur la vitesse de la réaction.

A basse température, la réaction est beaucoup plus lente qu'à haute température, ce qui indique que, dans les conditions de l'expérience, la température influence notablement la vitesse de réaction; en effet, les concentrations des réactifs sont identiques entre les essais 5, 6 et 7.

D'une manière générale, mais de manière non absolue, il est constaté expérimentalement qu'une élévation de température de $10\text{ }^\circ\text{C}$ environ multiplie les vitesses de réactions par un facteur 2 approximativement.