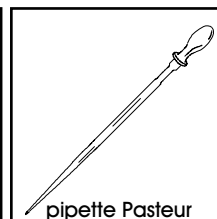
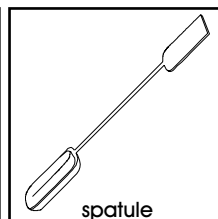
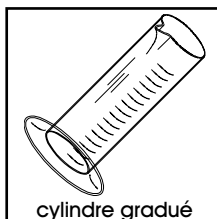
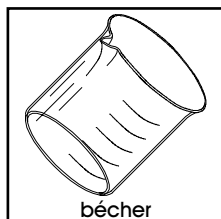


BUTS

Aborder qualitativement 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 50 ml, 1 baguette de verre, 1 spatule, pipettes Pasteur, 1 chronomètre, gants à usage unique.



REACTIFS

Iodate de potassium (KIO_3), amidon ($[\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5]_n$), métabisulfite de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$), acide sulfurique (H_2SO_4 98 %).

KIO_3	$[\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5]_n$	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$	H_2SO_4
état.....solide	état.....solide	état.....solide	état.....solution 18.8 M
MM.....214.00 g/mol	MM.....n.162.14 g/mol	MM.....190.10 g/mol	MM.....98.08 g/mol
 			
CH 3	CH F	CH 3	CH 2

RECOMMANDATIONS

Manipuler avec précaution la solution d'acide sulfurique concentré: **Porter des lunettes de sécurité et des gants jetables; ne pas ingérer ou mettre en contact avec la peau ou les yeux.**

MANIPULATIONS
ET DISCUSSION

1. Introduire dans un premier bécher une pointe de spatule généreuse d'iodate de potassium.

Ajouter 100 ml d'eau et agiter avec une baguette de verre pour dissoudre et homogénéiser. Noter "solution 1" sur ce bécher.

2. Introduire dans un second bécher une pointe de spatule d'amidon.

Ajouter 100 ml d'eau **chaude** (l'eau chaude du robinet convient); agiter avec une baguette de verre pour dissoudre au mieux l'amidon.

Ajouter une petite pointe de spatule de métabisulfite de sodium et agiter.

En portant des gants jetables et des lunettes de sécurité, ajouter une goutte d'acide sulfurique concentré au moyen d'une pipette Pasteur; agiter pour homogénéiser. Noter "solution 2" sur ce bécher.

3. Préparer deux nouveaux béchers propres; noter "bécher A" et "bécher B" sur ceux-ci.

Selon le schéma de la page suivante, introduire avec un cylindre gradué 25 ml de la solution 1 (iodate de potassium) et 25 ml d'eau dans le bécher A.

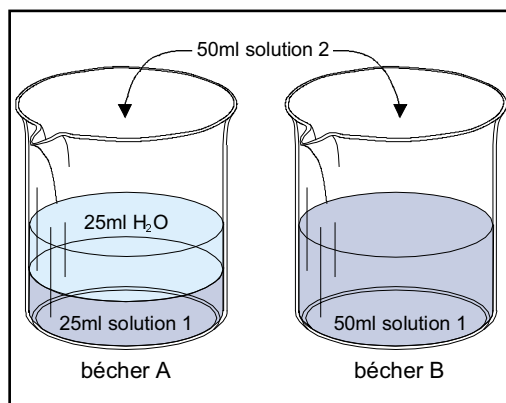
Introduire d'autre part 50 ml de cette solution 1 dans le bécher B.



4. Préparer un chronomètre pour la suite des opérations. Introduire **rapidement**, avec un cylindre gradué **propre**, 50 ml de la **solution 2** (amidon, métabisulfite, acide sulfurique) dans le **bécher A**.

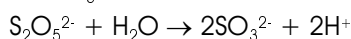
Simultanément, agiter rapidement et enclencher le chronomètre.

Noter les observations et le temps nécessaire pour que la solution change de couleur.

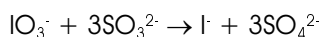


5. Répéter les opérations du point 4, en ajoutant cette fois 50 ml de la **solution 2** (amidon, métabisulfite, acide sulfurique) dans le **bécher B**.

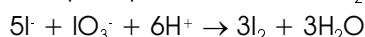
◆ Les ions métabisulfite $S_2O_5^{2-}$ ne sont pas directement impliqués dans les réactions, car ils réagissent rapidement avec l'eau pour former des ions sulfite SO_3^{2-} , selon la réaction:



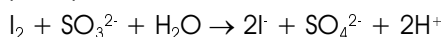
◆ La réaction entre les ions iodate IO_3^- et sulfite SO_3^{2-} conduit à la formation d'ions iodure I^- selon la réaction d'oxydation-réduction suivante:



Les ions iodure formés réagissent alors avec les ions iodate encore en solution, pour produire de l'iode I_2 selon une nouvelle oxydation-réduction:



L'iode ainsi formé réagit à son tour avec les ions sulfite encore en solution, pour produire à nouveau des ions iodure selon l'oxydation-réduction:



Lors de ces trois étapes, on constate que les ions métabisulfite disparaissent progressivement de la solution.

◆ Lorsque tous les ions sulfite ont été consommés, l'iode commence à s'accumuler en solution et peut alors enfin réagir avec l'amidon selon:



? 1. En tenant compte des informations théoriques uniquement, expliquer comment il est possible que de l'iode I_2 s'accumule en solution lorsque tous les ions métabisulfite $S_2O_5^{2-}$ (ou sulfite SO_3^{2-}) ont disparu.

? 2. En tenant compte des informations théoriques, des conditions expérimentales et des observations, expliquer la différence de temps constatée entre les béchers A et B, pour l'apparition de la coloration violette caractéristique du complexe $I_2[C_6H_{10}O_5]_n$.

Proposer le paramètre clé qui gouverne la vitesse à laquelle la coloration apparaît.

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. Iodate de potassium:

Utiliser tel quel l'iodate de potassium KIO_3 .

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

2. Amidon:

Utiliser tel quel l'amidon $[\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5]_n$.

3. Métabisulfite de sodium (disulfite de sodium, pyrosulfite de sodium):

Utiliser tel quel le $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$.

4. Acide sulfurique concentré:

Utiliser tel quel le H_2SO_4 98 %.

Toutes les précautions doivent être prises lors de la manipulation de cet acide visqueux et particulièrement corrosif. Notamment, ne pas mélanger rapidement de grands volumes d'eau et d'acide (montée brutale en température, pouvant aller jusqu'à l'ébullition) et ne jamais ajouter de l'eau sur l'acide (projections subites d'acide concentré en ébullition).

5. Matériel nécessaire pour un groupe de 2 étudiants:

4 béchers de 100 ml

2 cylindres gradués de 50 ml

1 baguette de verre

1 spatule

2-3 pipettes Pasteur avec tétines

1 chronomètre

2 paires de gants à usage unique

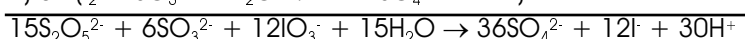
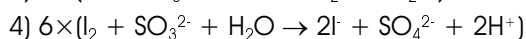
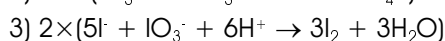
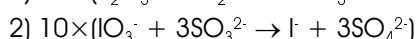
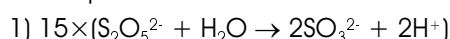
6. Durée de l'expérience:

Environ 30 min de manipulations.

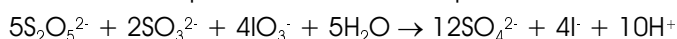
DISCUSSION

? **1. En tenant compte des informations théoriques uniquement, expliquer comment il est possible que de l'iode I_2 s'accumule en solution lorsque tous les ions métabisulfite $\text{S}_2\text{O}_5^{2-}$ (ou sulfite SO_3^{2-}) ont disparu.**

Il est utile d'équilibrer l'ensemble des réactions impliquées dans cette expérience pour déterminer le bilan net des espèces produites et consommées:



Cette réaction peut d'ailleurs être simplifiée selon:



La réaction globale indique que les ions métabisulfite et sulfite disparaissent en plus grande proportion que les ions iodure apparaissent: 5 métabisulfites (10 atomes de soufre sous forme S^{4+}) et 2 sulfites (2 atomes de soufre sous forme S^{4+}) disparaissent, tandis que 4 iodure apparaissent; en termes de cinétique globale de réaction, les atomes de soufre sous forme S^{4+} disparaissent donc trois fois plus rapidement que les iodures apparaissent.

Lorsque tous les ions métabisulfite et sulfite ont été consommés, la solution est chargée en iodures. Ces iodures peuvent alors réagir avec les iodates encore présents en solution pour former de l'iode (réaction 3 ci-dessus).

C'est la complexation de l'iode par l'amidon qui colore la solution et indique donc que la disparition des métabisulfites et sulfites est terminée.

? 2. En tenant compte des informations théoriques, des conditions expérimentales et des observations, expliquer la différence de temps constatée entre les béchers A et B, pour l'apparition de la coloration violette caractéristique du complexe $I_2[C_6H_{10}O_5]_n$.

Proposer le paramètre clé qui gouverne la vitesse à laquelle la coloration apparaît.

Lorsqu'il y a deux fois moins d'iodate de potassium dans la solution (25 ml dans le bécher A, contre 50 ml dans le bécher B), le temps d'apparition de la coloration est approximativement doublé. L'excès d'iodate étant deux fois plus faible, il faut deux fois plus de temps pour que la concentration d'iode soit suffisante pour colorer la solution par complexation avec l'amidon.

Le paramètre clé qui gouverne la cinétique de la réaction globale est par conséquent la concentration des ions iodate en solution.

Ceci n'est vrai que dans les conditions de cette expérience; en effet, les concentrations initiales des autres substances sont constantes dans les béchers A et B, de même que la température.