

# Terminale S T.P. Étude expérimentale d'une cinétique par colorimétrie.

## 1. Objectifs du TP.

On se propose, par l'étude d'une **transformation chimique lente**, d'analyser l'évolution d'un système chimique **au cours du temps**, par comparaison de la couleur du milieu réactionnel avec une échelle de teinte (=colorimétrie). On calcule ensuite des vitesses de réactions à des instants différents. Enfin on recherche des facteurs pouvant modifier la vitesse de réaction.

## 2. Le milieu réactionnel.

On fait réagir une solution d'eau oxygénée avec une solution d'iodure de potassium acidifiée. L'eau oxygénée oxyde les ions iodure en diiode.

a) **Écrivez les 2 couples oxydant/réducteur mis en jeu ainsi que leur demi-équations électroniques.**

b) **En déduire l'équation-bilan de la réaction.**

Rem : les molécules de diiode  $I_2$  ne sont solubles en solution aqueuse qu'en présence d'ions iodure  $I^-$ . Les molécules  $I_2$  s'associent à des ions  $I^-$  pour donner des complexes  $I_3^-$  de couleur jaune-brun qu'on appelle souvent improprement iode. On a donc en fait le couple  $I_3^-/I^-$  de demi-équation  $I_3^- + 2 e^- = 3 I^-$

c) **Réécrivez l'équation-bilan en tenant compte de cette remarque ?**

d) **Les proportions stoechiométriques ont-elles changé ?**

## 3. Étude colorimétrique.

On dispose d'une gamme de tubes à essais contenant 10 mL de solutions de concentrations en  $I_2$  (en réalité en ions  $I_3^-$ ) variant entre 0,5 et 8 mmol.L<sup>-1</sup> d'iodure. Remarquez l'évolution de la teinte des solutions avec la concentration.

N°	1	2	3	4	5	6	7	8	9
$[I_3^-]$ mmol.L <sup>-1</sup>	0,5	0,75	1,0	1,5	2	3	4	6	8
t(s)									

- Placer dans un bécher environ 30 mL de solution d'iodure de potassium (concentration 0,1 mol.L<sup>-1</sup>)
- Ajouter avec précautions quelques gouttes de la solution d'acide sulfurique.
- Prélever 5mL de cette solution d'iodure de potassium acidifiée et la placer dans un tube à essais.
- Prélever 5 mL de la solution d'eau oxygénée (concentration 0,02 mol.L<sup>-1</sup>) et se tenir prêt à chronométrer.
- Introduire ces 5 mL d'eau oxygénée dans le tube à essais en déclenchant simultanément le chronomètre, boucher rapidement le tube et homogénéiser.
- Relever ensuite les dates pour lesquelles la teinte du mélange réactionnel coïncide avec celle d'une des solutions de l'échelle (ATTENTION : ça va très vite au début) et compléter le tableau ci-dessus.

page1

- Tracer la courbe représentant l'évolution de la concentration en fonction du temps. (sur papier millimétré et/ou avec les logiciels REGRESSI ou EXCEL)

## 4. Facteurs cinétiques.

- Influence de la concentration des réactifs.**

Cela a déjà été montré qualitativement dans le chapitre précédent.

- Influence d'un catalyseur.**

Refaites la même étude en ajoutant au mélange réactionnel, 3 à 5 gouttes de la solution d'ions fer III. (ATTENTION à ne pas vous tacher)

Notez le temps nécessaire pour que le tube ait la couleur du tube de référence 6 mmol.L<sup>-1</sup>.

Comparez le résultat obtenu avec celui obtenu précédemment et conclure.

- Influence de la température.**

Cela a déjà été montré qualitativement dans le chapitre précédent.

On recommence l'expérience au bureau avec 2 tubes à essais placés dans des conditions de températures différentes.

Notez le temps nécessaire pour que chaque tube ait la couleur du tube de référence 6 mmol.L<sup>-1</sup>.

Tube	1	2	3
Température	0°C	20°C	60°C
Temps			

Comparez le résultat obtenu avec celui obtenu précédemment et conclure.

## 5. Exploitation : vitesse volumique (instantanée) de réaction.

La vitesse volumique (instantanée) de réaction est définie par

$$v = \frac{1}{V} \frac{dx(t)}{dt}$$

Compléter le tableau d'avancement de la réaction.

Avancement	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	2H <sup>+</sup>	3I <sup>-</sup>	2H <sub>2</sub> O	I <sub>3</sub> <sup>-</sup>
0		?		Beaucoup	
x		?		Beaucoup	
x <sub>max</sub>		?		Beaucoup	

Que vaut la concentration en ions  $I_3^-$  lorsque la réaction est terminée ? Compléter votre graphique avec cette valeur (asymptote).

Déduire de ce tableau la relation entre l'avancement x et la quantité de matière d'ions  $I_3^-$  notée  $n_{I_3^-}$ .

Donner alors l'expression la vitesse volumique de réaction en fonction de la concentration en ions  $I_3^-$  puis de la concentration en  $I_2$ .

Détermination de la vitesse volumique instantanée : pour déterminer sa valeur on trace la tangente à la courbe au point d'abscisse considérée (= instant considéré) et on détermine son coefficient directeur.

Calculer la vitesse instantanée de formation des ions triiodure  $I_3^-$  aux instants 0 et 3 minutes pour la réaction sans catalyseur.

Comment la vitesse de réaction évolue-t-elle au cours du temps ? Justifier.

Aurait-on pu étudier l'évolution de la réaction dans un bécher en utilisant l'échelle de teinte proposée ?

La solution mère de diiode ayant permis de préparer l'échelle de teinte avait pour concentration massique 2,54 g.L<sup>-1</sup>. On dispose d'une fiole jaugée de 100 mL et de pipettes de 5, 10 et 20 mL.

Décrire précisément la préparation de la solution contenue dans le tube n°5 de l'échelle de teinte.