

Etude cinétique par analyse chimique « en continu ».

Réaction étudiée

Oxydation de I^- (ion iodure) par H_2O_2 (peroxyde d'hydrogène)

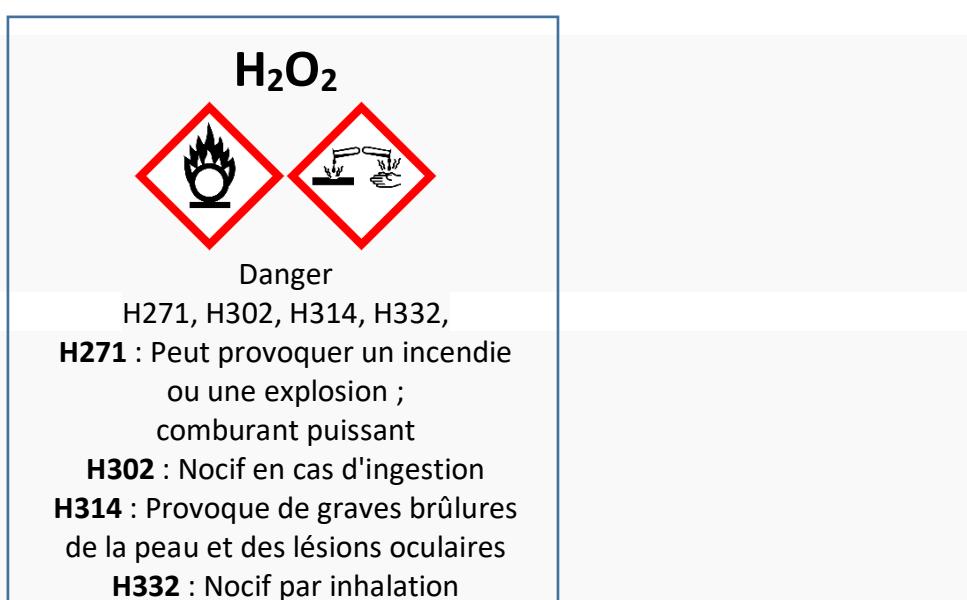
couples redox : I_2 / I^- * et H_2O_2 / H_2O

* En fait en présence de I^- le diiode I_2 est complexé en ion I_3^- . Pour simplifier on conservera la notation I_2 .

Matériel

Burette, pipette jaugée de 10 mL, erlen de 250 mL, éprouvette graduée de 100 mL, bêchers, chronomètre, agitateur magnétique.

thiosulfate de sodium 0,1 mol/L, iodure de potassium 0,1 mol/L, acide sulfurique 0,2 mol/L, eau oxygénée 0,1 mol/L.



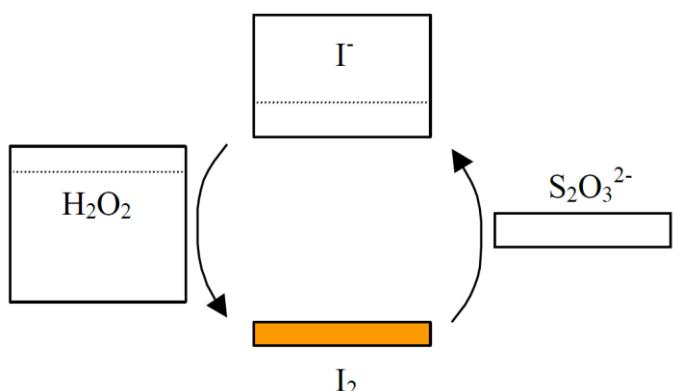
Méthode

On souhaite déterminer la quantité d'iode I_2 formée en fonction du temps sans faire de prélèvement. Pour ceci on met dans le milieu réactionnel une quantité connue de **THIOSULFATE $S_2O_3^{2-}$** (c'est un réducteur : couple $S_2O_3^{2-} / S_4O_6^{2-}$).

Le thiosulfate réduit le diiode I_2 formé en I^- (réduction très rapide). La coloration marron du diiode n'apparaîtra que lorsque tout le thiosulfate présent aura disparu.

On mesure le temps t_1 d'apparition de la coloration, et on sait que cela correspond à une certaine quantité de I_2 formée.

L'étude se poursuit en rajoutant très vite une dose de thiosulfate et en attendant la recoloration (temps t_2) ; et ainsi de suite...



Protocole

	<p><u>Préparations :</u></p> <ul style="list-style-type: none">- burette : solution de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ à 0,1 mol L⁻¹- erlenmeyer : 50 mL de solution de KI à 0,1 mol L⁻¹ 40 mL de solution de H_2SO_4 à 0,2 mol L⁻¹ <p><u>Mode opératoire :</u></p> <ul style="list-style-type: none">* verser 1 ml de solution de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$* à $t = 0$ verser 10 ml de solution de H_2O_2 (0,1 mol L⁻¹) la réaction commence, déclencher le chronomètre* t_1 première apparition de la coloration (noter t_1, sans arrêter le chrono) ; verser aussitôt 1ml de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ et agiter* t_2 même procédé et poursuivre jusqu'à t_{15}
--	---

Exploitation

- 1) Ecrire les demi-équations redox et l'équation bilan de la réaction étudiée (couples I_2 / I^- et $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$) et de la réaction de suivi cinétique (couples I_2 / I^- et $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} / \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$)
- 2) Montrer, a l'aide des équations de réaction, que :
$$\text{"n}(\text{I}_2)\text{" qui se serait formée} = \text{n}(\text{H}_2\text{O}_2)\text{disparu} = 1/2 \text{ n}(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})\text{ utilisé}$$
- 3) Pourquoi $[\text{I}^-]$ est elle approximativement constante ? Comment évolue $[\text{H}_2\text{O}_2]$? Quelle est l'allure prévisible de " $[\text{I}_2] = f(t)$ " et de " $[\text{H}_2\text{O}_2] = f(t)$ " ? Comment évolue théoriquement la vitesse de réaction et pourquoi ?
- 4) Exprimer " $[\text{I}_2]$ " en fonction du volume de thiosulfate versé (attention il tenir compte de la dilution progressive) et calculer numériquement les valeurs de " $[\text{I}_2]$ " correspondantes.
- 5) Obtenir le graphique de " $[\text{I}_2] = f(t)$ " et celui de " $[\text{H}_2\text{O}_2] = f(t)$ ". Déterminer le temps de demi-réaction.
- 6) Calculer la vitesse pour deux dates distinctes et commenter.