

# 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, béchers, 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.

**$H_2O_2$**   
  
**Danger**  
H271, H302, H314, H332,  
**H271** : Peut provoquer un incendie ou une explosion ;  
          comburant puissant  
**H302** : Nocif en cas d'ingestion  
**H314** : Provoque de graves brûlures de la peau et des lésions oculaires  
**H332** : Nocif par inhalation

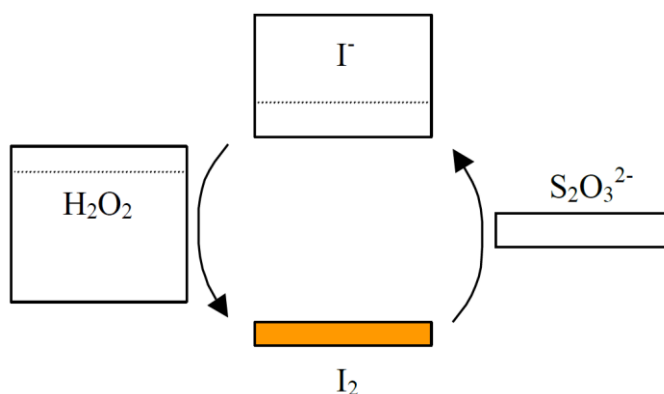
## Méthode

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  $S_2O_3^{2-} / S_4O_6^{2-}$  ).

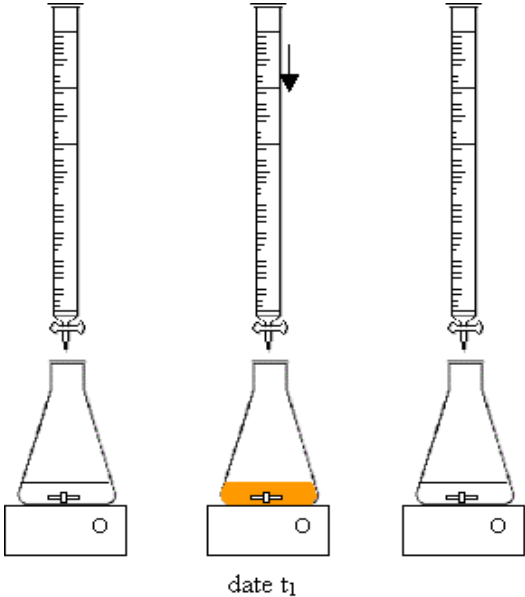
Le thiosulfate réduit le diiode  $I_2$  formé en  $I^-$  (réduction très rapide). La coloration marron du diiode n'apparaîtra que lorsque tout le thiosulfate présent aura disparu.

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"><li>- burette : solution de <math>\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3</math> à <math>0,1 \text{ mol L}^{-1}</math></li><li>- erlenmeyer : 50 mL de solution de <math>\text{KI}</math> à <math>0,1 \text{ mol L}^{-1}</math> 40 mL de solution de <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math> à <math>0,2 \text{ mol L}^{-1}</math></li></ul> <p><u>Mode opératoire :</u></p> <ul style="list-style-type: none"><li>* verser 1 ml de solution de <math>\text{S}_2\text{O}_3^{2-}</math></li><li>* à <math>t = 0</math> verser 10 ml de solution de <math>\text{H}_2\text{O}_2</math> (<math>0,1 \text{ mol L}^{-1}</math>) la réaction commence, déclencher le chronomètre</li><li>* <math>t_1</math> première apparition de la coloration (noter <math>t_1</math>, sans arrêter le chrono) ; verser aussitôt 1ml de <math>\text{S}_2\text{O}_3^{2-}</math> et agiter</li><li>* <math>t_2</math> même procédé et poursuivre jusqu'à <math>t_{15}</math></li></ul>
---	--

## Exploitation

- 1) Ecrire les demi-équations redox et l'équation bilan de la réaction étudiée (couples  $\text{I}_2 / \text{I}^-$  et  $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$ ) et de la réaction de suivi cinétique (couples  $\text{I}_2 / \text{I}^-$  et  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} / \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ )
- 2) Montrer, à l'aide des équations de réaction, que :  
" $n(\text{I}_2)$ " qui se serait formée =  $n(\text{H}_2\text{O}_2)\text{disparu} = 1/2 \ n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$  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.