

Etude cinétique par analyse chimique « en continu ».

Consigne individuel (30 min)

Il s'agit d'élaborer un protocole d'étude de la cinétique de l'oxydation des ions iodure par l'eau oxygénée. On présentera également les éléments d'interprétation et d'exploitation des résultats.

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...

