

## Complément à l'article « Sensibiliser les étudiants à la démarche scientifique », Xavier Bataille, Erwan Beauvineau, Hélène Carrié, Nicolas Cheymol et Michel Vigneron (*L'Act. Chim.*, 2010, 340, p. 33)

### Sujet distribué aux étudiants deux semaines avant le début des séances

La réaction de réduction du peroxyde d'hydrogène par les ions iodure a pour équation chimique :



On fait l'hypothèse que cette réaction lente admet un ordre ; sa vitesse se met alors sous la forme :

$$v = k [\text{H}_2\text{O}_2]^\alpha [\text{I}^-]^\beta [\text{H}^+]^\gamma$$

L'objectif de ce TP est de mettre au point un protocole expérimental permettant de :

- vérifier que l'ordre partiel par rapport au peroxyde d'hydrogène vaut 1,
- déterminer les ordres partiels par rapport aux deux autres réactifs,
- éventuellement déterminer l'énergie d'activation.

Le compte rendu final se présentera sous la forme d'un énoncé de sujet de TP suivi de ses résultats.

Le travail se fera en équipe. Un groupe de deux ou trois étudiants commencera la mise au point du protocole pendant la première séance de travail et transmettra ses travaux à un groupe de deux ou trois étudiants qui achèvera et/ou validera les résultats du premier groupe lors de la deuxième séance. Il est donc très important que les étudiants de la première séance soignent leur « cahier de laboratoire ».

Le choix du mode de suivi de la réaction et la méthode de détermination des ordres sont laissés libres. Vous indiquerez les grandes lignes du protocole que vous élaborerez au tableau. Sur votre « cahier de laboratoire », vous indiquerez le but et les résultats de toutes les expériences que vous aurez menées pour mettre au point ce protocole. Le compte rendu final que vous proposerez à la fin des deux séances devra s'articuler en trois parties : principe de la méthode, protocole expérimental, exploitation des résultats. Les « cahiers de laboratoire » seront également joints.

#### Matériel et produits mis à disposition

- iodure de potassium KI solide
- eau oxygénée commerciale à 10 volumes ( $C = 0,89 \text{ mol.L}^{-1}$ )
- acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$  à  $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$  (attention aux calculs de concentrations, l'acide sulfurique sera assimilé à un diacide fort)
- empois d'amidon ou thiodène
- solution de thiosulfate de sodium  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  à 1 M
- pipettes jaugées de diverses capacités
- fioles jaugées de diverses capacités
- burette de 25 mL
- chronomètre
- bain thermostaté
- spectrophotomètre et ses cuves
- conductimètre
- pH-mètre

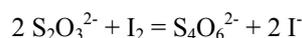
Une demande argumentée d'autres matériels ou produits est acceptée.

#### Annexe

L'exercice suivant peut **éventuellement** vous aider dans l'élaboration de votre protocole.

On se propose dans cet exercice de comprendre le principe d'un suivi de la réaction de réduction du peroxyde d'hydrogène par les ions iodure ne mettant en jeu que l'œil comme « instrument ».

La réaction étudiée produit lentement du diiode. Le diiode de couleur brune est la seule espèce colorée mise en jeu. Il réagit très rapidement avec le thiosulfate selon la réaction d'équation :



On introduit dans un bécher des ions iodure, des ions oxonium, du peroxyde d'hydrogène, de l'empois d'amidon et des ions thiosulfate en faible quantité connue. À une date  $t_1$ , on constate une coloration du mélange réactionnel. Si on ajoute de nouveau des ions thiosulfate toujours en faible quantité, la coloration disparaît et réapparaît à une date  $t_2$ . L'opération peut être répétée plusieurs fois.

Q1. Qu'indique l'apparition de la coloration à la date  $t_1$  ?

Q2. Pourquoi la coloration n'apparaît-elle pas tout de suite, bien que la réaction étudiée produise du diiode ?

Q3. Pourquoi la coloration disparaît-elle lorsque l'on ajoute de nouveau des ions thiosulfate ?

Q4. Tant qu'il reste des ions thiosulfate que peut-on dire de la concentration en ions iodure dans le milieu ?