

**BACCALAURÉAT GÉNÉRAL****Épreuve pratique de l'enseignement de spécialité physique-chimie  
Évaluation des Compétences Expérimentales**

Cette situation d'évaluation fait partie de la banque nationale.

**ÉNONCÉ DESTINÉ AU CANDIDAT**

NOM :	Prénom :
Centre d'examen :	n° d'inscription :

Cette situation d'évaluation comporte **quatre** pages sur lesquelles le candidat doit consigner ses réponses. Le candidat doit restituer ce document avant de sortir de la salle d'examen.

Le candidat doit agir en autonomie et faire preuve d'initiative tout au long de l'épreuve.

En cas de difficulté, le candidat peut solliciter l'examineur afin de lui permettre de continuer la tâche.

L'examineur peut intervenir à tout moment, s'il le juge utile.

L'usage de calculatrice avec mode examen actif est autorisé. L'usage de calculatrice sans mémoire « type collègue » est autorisé.

**CONTEXTE DE LA SITUATION D'ÉVALUATION**

La vidéo « The iodine clock reaction », ouverte sur l'ordinateur, présente une expérience de chimie amusante. Différentes solutions deviennent subitement bleu sombre les unes après les autres.

La transformation à l'origine de l'apparition de cette couleur est une oxydation des ions iodure par le peroxyde d'hydrogène qui est une réaction lente.

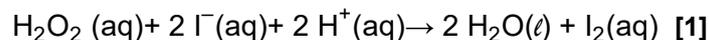
On se propose d'étudier la cinétique de cette réaction.



***Le but de cette épreuve est d'utiliser le principe de cette expérience pour réaliser le suivi cinétique de la réaction d'oxydation des ions iodure par le peroxyde d'hydrogène***

**INFORMATIONS MISES À DISPOSITION DU CANDIDAT****Réaction entre le peroxyde d'hydrogène et l'ion iodure**

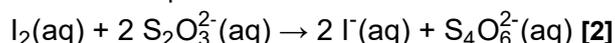
Le peroxyde d'hydrogène  $\text{H}_2\text{O}_2$  réagit en milieu acide avec les ions iodure en formant du diiode, selon la réaction d'équation :



Il s'agit d'une **réaction lente**, dont on veut étudier la cinétique.

**Réaction de disparition du diiode  $\text{I}_2$** 

Les ions thiosulfate réagissent avec le diiode pour former des ions iodure  $\text{I}^-$  selon la réaction d'équation :



Cette réaction est **rapide**.

Ainsi, si on met en présence  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{I}^-$  et  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ , le diiode formé par la première réaction est immédiatement consommé par la deuxième réaction et il n'y a pas de diiode dans la solution.

Lorsque tous les ions  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  sont consommés, le diiode formé par la première réaction ne disparaît plus : il y a du diiode dans la solution.

**Mise en évidence du diiode**

En présence d'empois d'amidon ou de Iodex, le diiode donne une couleur bleu sombre à la solution.

**Cinétique d'ordre 1**

Plusieurs méthodes existent pour vérifier qu'une réaction suit une loi de vitesse d'ordre 1 par rapport à un réactif R :

- vérifier que la vitesse volumique de disparition d'un des réactifs ou d'apparition d'un des produits est proportionnelle à la concentration en R ;
- vérifier que  $\ln([\text{R}])$  est une fonction affine du temps ;
- vérifier que le temps de demi-réaction est indépendante de la concentration initiale en R.

**Protocole de suivi cinétique de la réaction d'oxydation de  $\text{I}^-$  par  $\text{H}_2\text{O}_2$** 

- Dans un erlenmeyer contenant un barreau aimanté, introduire
  - 20,0 mL d'une solution d'iodure de potassium (contenant des ions  $\text{I}^-$ ) à  $0,40 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
  - 40 mL d'eau distillée
  - 20 mL d'acide chlorhydrique à  $2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  (contenant des ions  $\text{H}^+$ )
  - Une grosse pointe de spatule de iodex (ou une dizaine de gouttes d'empois d'amidon)
- Placer l'erlenmeyer sous une burette graduée remplie d'une solution aqueuse de thiosulfate de sodium (contenant des ions  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ) à  $0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- Mettre en route l'agitation
- Verser 2,0 mL de solution aqueuse de thiosulfate de sodium dans l'erlenmeyer
- Déclencher le chronomètre tout en versant 3,0 mL de peroxyde d'hydrogène  $\text{H}_2\text{O}_2$  à  $0,49 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  dans l'erlenmeyer
- Sans arrêter le chronomètre, lorsque la solution devient bleue, relever la durée écoulée et verser à nouveau à l'aide de la burette 2 mL de solution aqueuse de thiosulfate de sodium.
- Répéter l'opération (relever la durée et ajouter un volume supplémentaire de solution aqueuse de thiosulfate de sodium) jusqu'à avoir versé un total de 14 mL.

**TRAVAIL À EFFECTUER**

**1. Suivi cinétique (30 minutes conseillées)**

1.1. Effectuer le suivi cinétique de la réaction d'oxydation des ions iodure par le peroxyde d'hydrogène en suivant le protocole. On versera des volumes de solution aqueuse de thiosulfate de sodium de 2 mL jusqu'à un total de 10 mL, puis on versera des volumes de 1 mL.

On utilisera le tableau suivant pour relever les résultats expérimentaux,  $V$  représentant le volume total de solution aqueuse de thiosulfate de sodium versé :

V en mL	2		4		6		8		10		11		12		13		14	
t (apparition couleur bleue)																		
	min	s																

**Remarque** : si la dernière coloration ne survient pas avant 10 min, arrêter le suivi de la réaction.

APPEL n°1		
	<p><b>Appeler le professeur pour lui présenter les résultats expérimentaux ou en cas de difficulté</b></p>	

1.2. À l'aide d'un tableur, tracer le graphique représentant le volume  $V$  de solution de thiosulfate de sodium versé en fonction du temps exprimé en secondes.

**2. Lien avec la cinétique (20 minutes conseillées)**

2.1. Indiquer l'espèce ayant disparu dans l'erlenmeyer au moment de l'apparition de la couleur bleue sombre.

.....

2.2. À l'aide des deux équations des réactions qui se produisent, indiquer quelle quantité de matière de  $H_2O_2$  a été consommée lorsqu'une mole de  $S_2O_3^{2-}$  a disparu.

.....

.....

.....

2.3. Établir la relation suivante permettant de calculer la concentration en peroxyde d'hydrogène restant après chaque ajout de solution de thiosulfate de sodium (avec  $V$  en mL) :

$$[H_2O_2] = \frac{0,49 \times 3,0 \times 10^{-3} - 0,5 \times 0,2 \times 10^{-3} \times V}{(83 + V) \times 10^{-3}}$$

.....

.....

.....

.....

.....

APPEL n°2		
	<b>Appeler le professeur pour lui présenter vos réponses ou en cas de difficulté</b>	

**3. Ordre de la réaction** (10 minutes conseillées)

3.1. Dans le tableur, tracer le graphique représentant la concentration de  $\text{H}_2\text{O}_2$  dans l'erenmeyer en fonction du temps.

3.2. Tracer la courbe permettant de vérifier que la réaction d'oxydation des ions iodure par le peroxyde d'hydrogène est d'ordre 1 par rapport à  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Conclure.

.....  
.....

APPEL FACULTATIF		
	<b>Appeler le professeur en cas de difficulté</b>	

**Défaire le montage et ranger la pailasse avant de quitter la salle.**