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'examinateur afin de lui permettre de continuer la tâche.
L'examinateur 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 collège » 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 H_2O_2 réagit en milieu acide avec les ions iodure en formant du diiode, selon la réaction d'équation :

$$H_2O_2\,(aq) + 2\,I^-(aq) + 2\,H^+(aq) \rightarrow 2\,H_2O(\ell) + I_2(aq) \quad \textbf{[Réaction 1]}$$

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

Réaction de disparition du diiode I_2

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

$$I_2(aq) + 2\,S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2\,I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq) \quad \textbf{[Réaction 2]}$$

Cette réaction est **rapide**.
Ainsi, si on met en présence H_2O_2, I^- et $S_2O_3^{2-}$, 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 $S_2O_3^{2-}$ sont consommés, le diiode formé par la première réaction ne disparait 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 $\ell n([R])$ est une fonction affine du temps avec [R], la concentration du réactif R dans le milieu ;
- vérifier que le temps de demi-réaction est indépendant de la concentration initiale en R.

Protocole de suivi cinétique de la réaction d'oxydation de I^- par H_2O_2

- Dans un erlenmeyer contenant un barreau aimanté, introduire :
  - 20,0 mL d'une solution d'iodure de potassium (contenant des ions I^-) à 0,40 mol·L^{-1}
  - 40 mL d'eau distillée
  - 20 mL d'acide chlorhydrique à 2 mol·L^{-1} (contenant des ions 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 $S_2O_3^{2-}$) à 0,20 mol·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 H_2O_2 à 0,49 mol·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 2,0 mL de solution aqueuse de thiosulfate de sodium.
- Renouveler l'opération en relevant la durée et ajouter un volume supplémentaire de solution aqueuse de thiosulfate de sodium jusqu'à avoir versé un total de 14,0 mL.

TRAVAIL À EFFECTUER

1. Suivi cinétique (40 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 2,0 mL jusqu'à un total de 10,0 mL, puis on versera des volumes de 1,0 mL.
Utiliser le tableau suivant pour relever les résultats expérimentaux, *V* représentant le volume total de solution aqueuse de thiosulfate de sodium versé :

Attention : ces données sont des données simulées. Vous allez trouver des résultats expérimentaux différents.

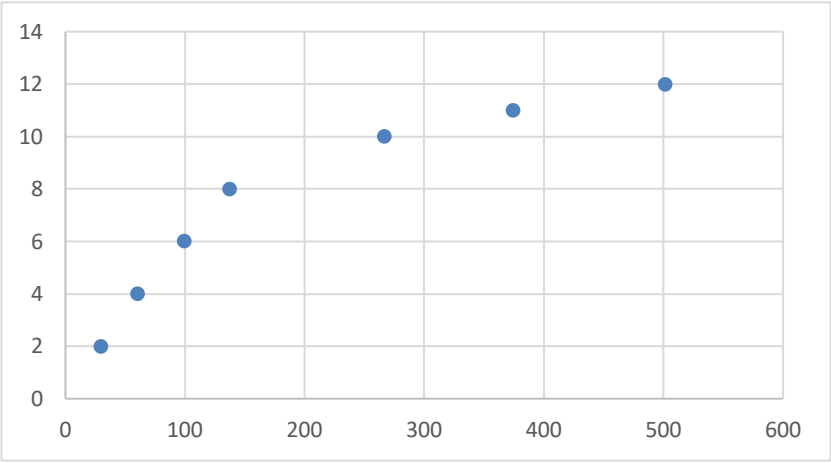
V en mL	2		4		6		8		10		11		12		13		14	
t (apparition couleur bleue)	0	30	1	1	2	18	4	27	6	15	6	54	8	22				
	min	s	min	s	min	s	min	s	min	s	min	s	min	s	min	s	min	s

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

APPEL n°1		
	Appeler le professeur pour lui présenter les résultats expérimentaux ou en cas de difficulté	

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

V en mL	2	4	6	8	10	11	12
t (apparition couleur bleue)	30	61	100	138	267	375	502



2. Détermination de l'ordre de la réaction (20 minutes conseillées)

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

Lorsque tous les ions $S_2O_3^{2-}$ sont consommés, le diiode formé par la première réaction ne disparait plus et la couleur bleue sombre apparait (à cause du diode présent dans la solution).

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.

$H_2O_2\ (aq) + 2\ I^-(aq) + 2\ H^+(aq) \rightarrow 2\ H_2O(\ell) + I_2(aq)$

$$\frac{n_{H_2O_2}^{consommé}}{1} = \frac{n_{I_2}}{1}$$

$I_2(aq) + 2\ S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2\ I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$

$$\frac{n_{I_2}}{1} = \frac{n_{S_2O_3^{2-}}}{2}$$

Ainsi :

$$\frac{n_{H_2O_2}^{consommé}}{1} = \frac{n_{S_2O_3^{2-}}}{2}$$

$$n_{H_2O_2}^{consommé} = \frac{n_{S_2O_3^{2-}}}{2} = \frac{1}{2} = 0{,}5\ mol$$

Lorsqu'une mole de $S_2O_3^{2-}$ a disparu, 0,5 mol de H_2O_2 a été consommée.

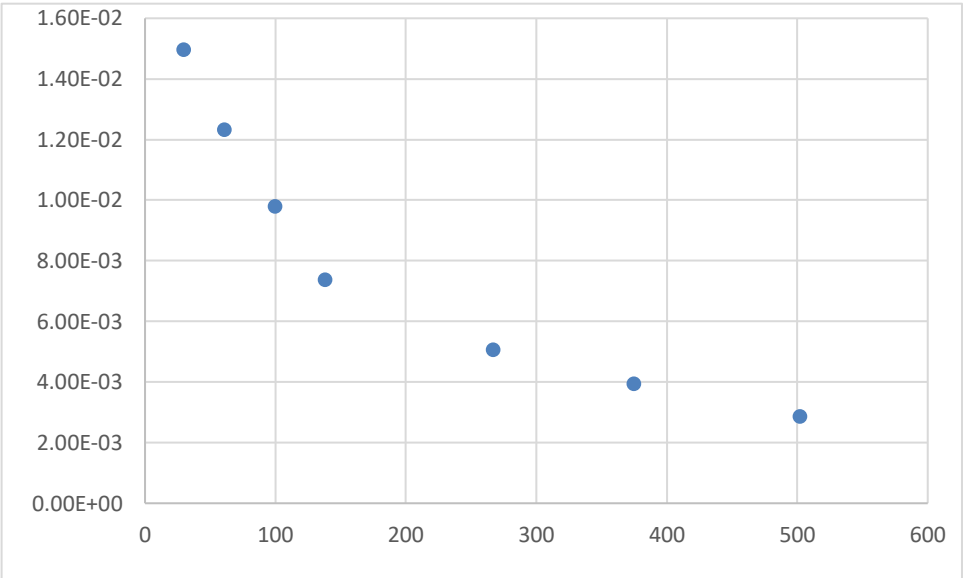
APPEL FACULTATIF		
	Appeler le professeur pour lui présenter vos réponses ou en cas de difficulté	

2.3. À l'aide du logiciel tableur-grapheur, tracer le graphique représentant la concentration de H_2O_2 dans l'erlenmeyer en fonction du temps.
Pour ce faire, on utilise la formule :

$$[H_2O_2] = n_{H2O2} / V_{solution} = [n_{i\ H2O2} - 0{,}5 \times n_{S2032-\ ajouté}] / (Vi + V)$$

$n_{i\ H2O2}$ = ...

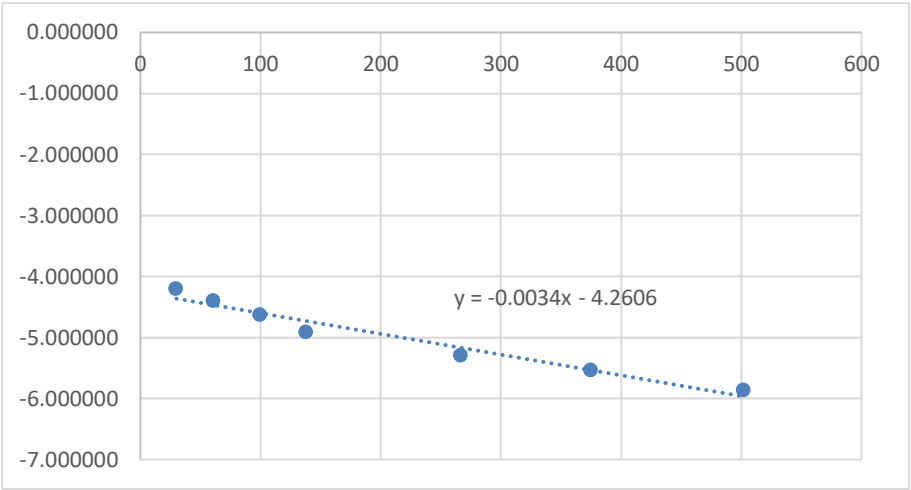
t (apparition couleur bleue)	30	61	100	138	267	375	502
$[H_2O_2]$	1,49E-02	1,23E-02	9,78E-03	7,36E-03	5,05E-03	3,94E-03	2,84E-03



APPEL n°2		
	Appeler le professeur pour lui présenter votre graphique ou en cas de difficulté	

2.4. Tracer la courbe $\ell n([H_2O_2])$ en fonction du temps.
Expliquer si cette courbe permet de vérifier que la réaction d'oxydation des ions iodure par le peroxyde d'hydrogène est d'ordre 1 par rapport à H_2O_2.

t (apparition couleur bleue)	30	61	100	138	267	375	502
$ln[H_2O_2]$	-4,203634	-4,398249	-4,627898	-4,911337	-5,287622	-5,537547	-5,863210



$ln[H_2O_2]$ est une fonction affine du temps : la réaction d'oxydation des ions iodure par le peroxyde d'hydrogène est d'ordre 1 par rapport à H_2O_2

Défaire le montage et ranger la paillasse avant de quitter la salle.