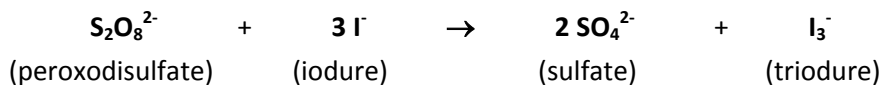


Feuille de préparation au TP4 (Cinétique Chimique) : REMPLIR TOUTES LES CASES VIDES.

NOM DE L'ETUDIANT :

Nous souhaitons caractériser la cinétique de la réaction totale R_1 suivante :



Nous allons pour cela mesurer l'évolution de la concentration $[\text{I}_3^-]$ au cours du temps.

① Remplir le tableau d'avancement ci-dessous sachant que nous prendrons $C_I V_I \gg C_{\text{peroxo}} V_{\text{peroxo}}$.

(R_1)	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} +$	3I^-	$\rightarrow$	$2 \text{SO}_4^{2-} +$	I_3^-
$n_{\text{début}}$	$C_{\text{peroxo}} V_{\text{peroxo}}$	$C_I V_I$		/	/
n_{fin}					

② Faire apparaître une constante apparente k_{app} dans la loi cinétique $v_{R_1} = k[\text{I}^-]^a[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^b$.

③ **Vous pouvez traiter la suite même si vous ne savez pas répondre à cette question !**

Déterminez, en fonction de l'ordre de la loi cinétique retenue à la question 2 :

- quelle fonction de $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_t$ devrait évoluer proportionnellement au temps (*résultat du cours*).
- **pour les ordres 0 et 1**, la loi d'évolution temporelle de $[\text{I}_3^-]_t$.

Ordre 0 :

Ordre 1 :

Ordre 2 :

Protocole Spectroscopique (S) : Nous mesurerons $[I_3^-]$ grâce à l'absorbance des ions triiodure à la longueur d'onde spécifique $\lambda_{\text{spé}} = 470 \text{ nm}$. Nous utiliserons pour cela la loi de Beer-Lambert $A_{\lambda_{\text{spé}}} = \epsilon \cdot l_{\text{cuve}} \cdot [I_3^-]$.

④ Exprimer la concentration $[I_3^-]_t$ en fonction de l'absorbance A_t mesurée au temps t , de l'absorbance A_∞ mesurée en fin de réaction, de C_{peroxo} , de V_{peroxo} et du volume V_{total} de la solution.

Protocole par dosage (D) : Nous doserons I_3^- par des ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ (réaction totale R_2). **Pour cela nous introduirons une quantité prédéterminée de thiosulfate et relèverons le temps nécessaire avant que les triiodures libérés par R_1 n'imposent leur coloration (jaune-marron). A ce stade tous les $S_2O_3^{2-}$ introduits auront été consommés et nous ajouterons un nouvel excès de thiosulfate¹.**

(R_2)	$2 S_2O_3^{2-}$	+ I_3^- (jaunes)	→	$S_4O_6^{2-}$	+ $3 I^-$ (incolores)
<i>Au moment du 1^{er} ajout</i>	$C_{\text{thio}} V_{\text{thio}}$	0		/	excès
On déclenche le chronomètre à l'ajout des ions peroxodisulfate : la réaction R_1 débute et des I_3^- sont libérés. Tant qu'il reste du thiosulfate, ils sont consommés.					
<i>Apparition de la coloration</i>	0	légèrement > 0		$\frac{1}{2} C_{\text{thio}} V_{\text{thio}}$	excès
<i>Au moment du n^{ème} ajout</i>	$C_{\text{thio}} V_{\text{thio}}$	0		$(n-1) \times \frac{1}{2} C_{\text{thio}} V_{\text{thio}}$	excès
<i>Retour de la coloration</i>	0	légèrement > 0		$n \times \frac{1}{2} C_{\text{thio}} V_{\text{thio}}$	excès

⑤ Lorsque la coloration "jaune" réapparaît après un n^{ème} ajout de $C_{\text{thio}} V_{\text{thio}}$, on a dosé moles de I_3^- . C'est le nombre de moles libérées depuis le déclenchement du chronomètre.

⑥ En déduire la concentration $[I_3^-]_t$ à l'instant t où on observe le retour de la coloration jaune-marron. Cette concentration sera exprimée en fonction de n (nombre d'ajouts) et du volume V_{total} de la solution.

CE QUI VOUS SERA DEMANDE PENDANT LES MANIPULATIONS :

- Mettre en œuvre le protocole "S" à température ambiante.
- Mettre en œuvre le protocole "D" à température ambiante et à une température $T \sim 0^\circ\text{C}$.
- Tracer $[I_3^-] = f(t)$ pour les 3 séries de mesures et conclure.
- Tracer $\ln[S_2O_8^{2-}] = f(t)$ pour l'une des séries enregistrées à T_{amb} et conclure.
- Calculer l'énergie d'activation de la réaction R_1 à partir des résultats obtenus à l'ambiante et à froid.

¹ La réaction de dosage R_2 transforme les triiodures en iodures mais cela ne modifie pas la cinétique de la réaction R_1 étudiée car la concentration en iodures est virtuellement inchangée !