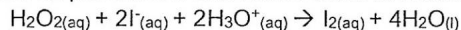


## Chapitre 7 : Temps et évolutions chimique : cinétique et catalyse - Exercices



### Exercice 1 : Eau oxygénée et ions iodure.

Eau oxygénée peut se décomposer lentement en présence d'ions iodure selon la réaction d'équation :



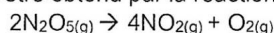
Par spectrophotométrie, on détermine la concentration en quantité de matière du diiode formé au cours du temps, voici les résultats :

t (en s)	0	126	434	682	930
[I <sub>2</sub> ] (en mmol.L <sup>-1</sup> )	0,00	1,74	4,06	5,16	5,84

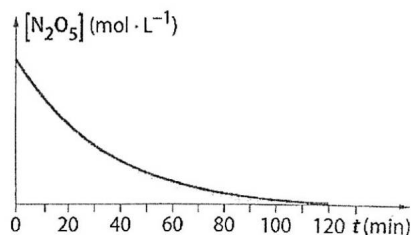
- Calculer la vitesse volumique d'apparition du diiode aux instants  $t_2 = 126$  s et  $t_4 = 682$  s.
- Comparer ces deux vitesses.

### Exercice 2 : Décomposition du pentaoxyde de diazote.

Le dioxyde d'azote NO<sub>2</sub> est un gaz roux, l'un des principaux polluant atmosphériques. Il peut être obtenu par la réaction d'ordre 1 d'équation :



Dans une enceinte de volume constant maintenue à 50°C, on introduit du pentaoxyde de diazote N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> et on suit sa décomposition avec un manomètre. On en déduit la concentration en N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> au cours du temps, représentée sur le graphique ci-contre :



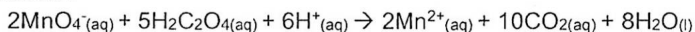
- Justifier le choix du capteur utilisé pour suivre cette réaction.
- Définir le temps de demi-réaction.
- Le déterminer graphiquement.
- Représenter qualitativement l'allure de la concentration en N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> au cours du temps à 100°C. Justifier cette allure.
- Représenter l'allure de la vitesse volumique de disparition du N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> en fonction de sa concentration. Justifier.

### Exercice 3 : Réaction autocatalysée.

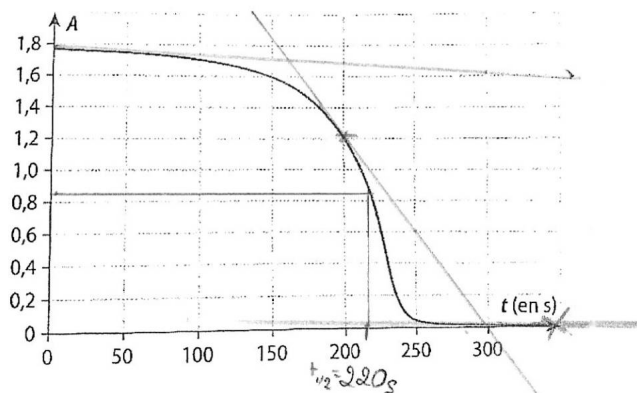
On mélange à la date  $t = 0$  s :

- 0,5 mL d'acide sulfurique à 1 mol.L<sup>-1</sup>.
- 1,0 mL d'acide oxalique à  $5,0 \times 10^{-3}$  mol.L<sup>-1</sup>.
- 1,0 mL de permanganate de potassium à  $2,0 \times 10^{-3}$  mol.L<sup>-1</sup>.

Les ions permanganate et l'acide oxalique réagissent selon la réaction suivante :



On mesure l'absorbance A de la solution pour une longueur d'onde adaptée à la couleur violette de l'ion permanganate en solution. La mesure d'étalonnage donne la relation  $A = 2200 [\text{MnO}_4^-]$ . La courbe  $A = f(t)$  est représentée ci-dessous :



- Déterminer le temps de demi-réaction.
- Rappeler la définition de la vitesse volumique de disparition  $\text{MnO}_4^-$  et l'exprimer en fonction de l'absorbance A.
- Déterminer les valeurs de la vitesse de disparition de  $\text{MnO}_4^-$  aux dates  $t = 0$  s,  $t = 200$  s et  $t = 300$  s.
- Comment évolue cette vitesse au cours du temps ? A quelle date est-elle maximale ?
- Ici l'un des produits de la réaction, l'ion manganèse  $\text{Mn}^{2+}$  catalyse la réaction. Pourquoi est-elle qualifiée de réaction « autocatalysée » ?
- Deux paramètres antagonistes d'évolution de la vitesse entrent en compte. L'un est la concentration du catalyseur dont l'augmentation permet d'accélérer la réaction. Quel est l'autre ?

$$\frac{3,7}{2} =$$