

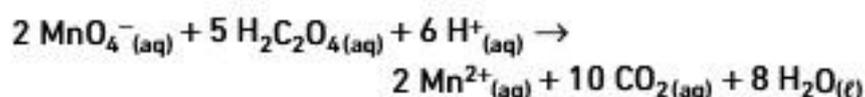
**50 Réaction autocatalysée**

## Exploiter un énoncé

On mélange à la date  $t = 0$  :

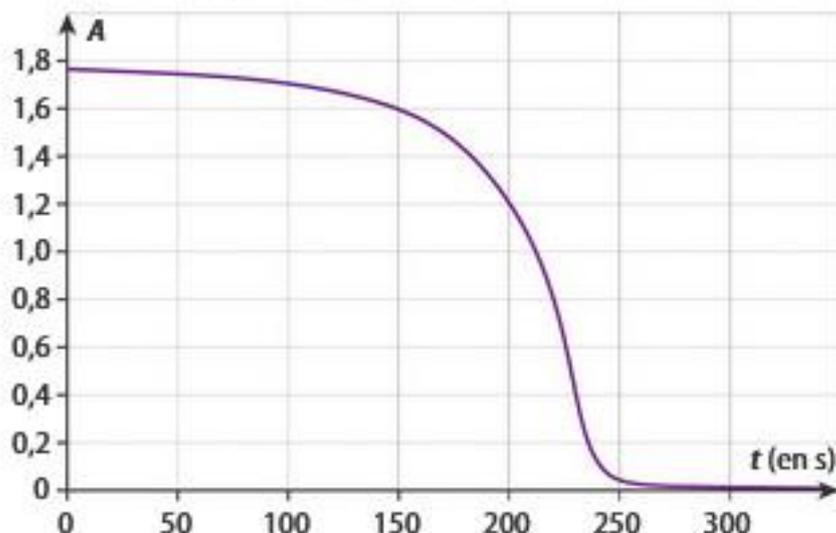
- 0,5 mL d'acide sulfurique à  $1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  ;
- 1,0 mL d'acide oxalique à  $5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  ;
- 1,0 mL de permanganate de potassium à  $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

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  $A = 2\,200 [\text{MnO}_4^-]$ .

La courbe  $A = f(t)$  est représentée ci-dessous.



- Déterminer le temps de demi-réaction.
- Rappeler la définition de la vitesse volumique de disparition de  $\text{MnO}_4^-$  et l'exprimer en fonction de  $A$ .
- Déterminer les valeurs de la vitesse de disparition de  $\text{MnO}_4^-$  aux dates  $t = 0$ ,  $t = 200 \text{ s}$  et  $t = 300 \text{ s}$ .
- Comment évolue cette vitesse au cours du temps ? À 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 ?
- À Foral** Expliquer la forme singulière de la courbe.