

Cinétique chimique

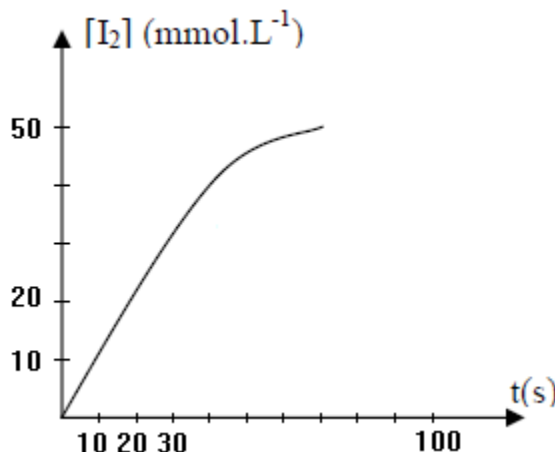
4^{ème} Sc. + Math

Exercice N° - 1 -

On considère un système chimique constitué à l'instant initial d'un volume $V_1 = 30 \text{ mL}$ d'une solution de peroxydisulfate de sodium ($2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$) et d'un volume $V_2 = 40 \text{ mL}$ d'une solution d'iodure de potassium ($\text{K}^+ + \text{I}^-$). Les deux solutions aqueuses ont une même concentration molaire $C = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$. L'équation de la réaction d'oxydoréduction qui se déroule est :



Le dosage de la diode formée au cours du temps a permis de tracer la courbe suivante :



1/

a- Calculer les quantités initiales de matière des réactifs initialement introduits.

b- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système chimique.

2/ Donner l'expression de la vitesse de réaction en fonction de la concentration $[\text{I}_2]$ du diiode.

3/ En utilisant la courbe proposée, déterminer la vitesse de réaction à la date $t = 50 \text{ s}$.

4/

a- Définir le temps de demi-réaction.

b- Déterminer graphiquement le temps de demi-réaction pour la transformation étudiée.

5/ Quel est l'effet d'une augmentation de la température du système et de la concentration initiale des réactifs sur la vitesse de réaction ainsi que sur le temps de demi réaction.

Exercice N° - 2 -

On étudie la cinétique chimique de la réaction **supposée totale** et dont l'équation bilan est :



A l'instant $t = 0 \text{ s}$, on mélange à 25°C dans un bécher : H_2O_2 , $V_1 = 100 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'eau oxygénée H_2O_2 de concentration $C_1 = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. $V_2 = 100 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'iodure de potassium KI de concentration $C_2 = 6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Un excès d'une solution aqueuse molaire d'acide sulfurique ($2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$).

1)

a- Calculer les quantités de matière initiales des ions iodures $n_0(\text{I}^-)$ et de l'eau oxygénée $n_0(\text{H}_2\text{O}_2)$

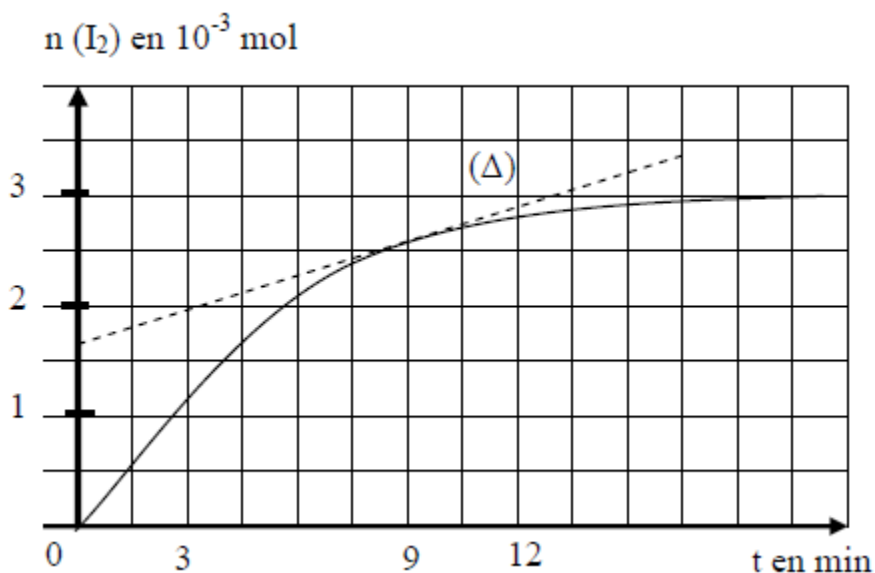
b- Montrer que dans ce mélange l'ion I^- constitue le réactif limitant



c- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système

d- Calculer l'avancement final x_f de la réaction.

2) Pour doser le diiode formé, on prélève à différents instants de date t , un volume V du mélange réactionnel que l'on verse dans un erlenmeyer et que l'on place immédiatement dans un bain d'eau glacée. Puis on dose rapidement le diiode formé par une solution de thiosulfate de sodium de concentration connue. Par suite on trace la courbe de la **figure 1** où la droite (Δ) en pointillé représente la tangente à la courbe au point d'abscisse t_1 .



a- Pourquoi a-t-on placé l'erlenmeyer dans le bain d'eau glacée ?

b- Définir la vitesse instantanée de la réaction puis calculer sa valeur à l'instant $t_1=9$ mn

c- Cette vitesse va-t-elle diminuer ou augmenter à un instant $t_1 > t_2$

Justifier la réponse à partir de l'allure de la courbe (**figure 1**).

d- Déterminer le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.

3) Indiquer deux facteurs cinétiques pouvant augmenter la vitesse initiale de la réaction.

