

EXERCICE N°1:

L'oxydation des ions iodure par les ions peroxydisulfate est une réaction, lente supposée totale, modélisée par l'équation: $S_2O_8^{2-} + 2 I^- \longrightarrow 2 SO_4^{2-} + I_2$

Dans un erlenmeyer on introduit :

- un volume $V_1 = 50$ mL d'une solution d'iodure de potassium de molarité $C_1 = 4.10^{-1}$ mol.L⁻¹,
- un volume $V_a = 10$ mL d'une solution d'empois d'amidon ;
- un volume $V_0 = 1$ mL d'une solution de thiosulfate de sodium de molarité $C_0 = 1$ mol.L⁻¹.

A la date $t = 0$ s, on ajoute au mélange, un volume $V_2 = 50$ mL d'une solution de peroxydisulfate de potassium de molarité $C_2 = 4.10^{-2}$ mol.L⁻¹. A la date t_1 le mélange devient bleu noir.

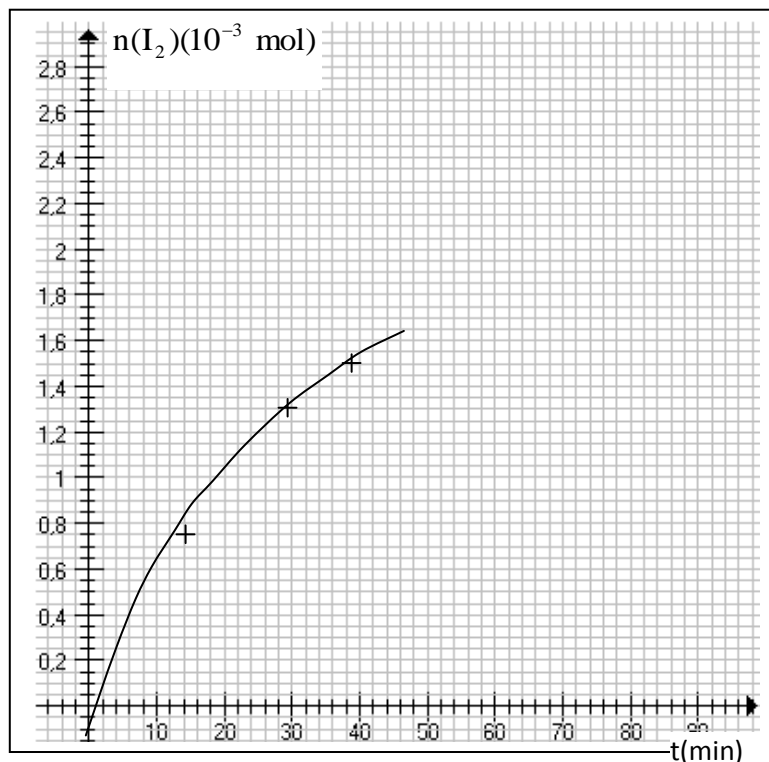
- 1) a- Préciser le rôle du thiosulfate de potassium introduit initialement.
b- Justifier l'apparition de la couleur bleu noir.

c- Montrer qu'à la date t_1 la quantité de diiode formée est $n(I_2) = \frac{C_0 V_0}{2}$

2) a- Définir l'avancement d'une réaction chimique.

b- Dresser le tableau descriptif de l'évolution du système chimique étudié.

3) Le suivi cinétique de la réaction des ions iodure avec les ions peroxydisulfate a permis de tracer la courbe ci-dessous.



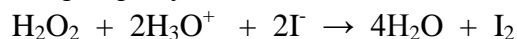
Décrire le mode opératoire qui a permis de compléter le suivi de cette réaction.

4) On appelle temps de demi réaction ($t_{1/2}$) la durée au bout de laquelle l'avancement atteint la moitié de sa valeur finale.

- a- Sachant que $t_{1/2} = 15$ min, déterminer l'avancement final de x_f .
- b- En déduire le réactif limitant.
- c- Déterminer, à la date $t_{1/2}$, la concentration des ions iodure dans le mélange.
- 5) a- Définir la vitesse d'une réaction.
- b- Déterminer la valeur de la vitesse volumique de la réaction à la date $t_{1/2}$.
- 6°) Préciser graphiquement comment varie la vitesse de la réaction au cours du temps.
Interpréter cette variation.

EXERCICE N°2:

La transformation étudiée est l'oxydation des ions iodure par le peroxyde d'hydrogène (l'eau oxygénée). L'équation chimique qui symbolise la réaction modélisant cette transformation est :



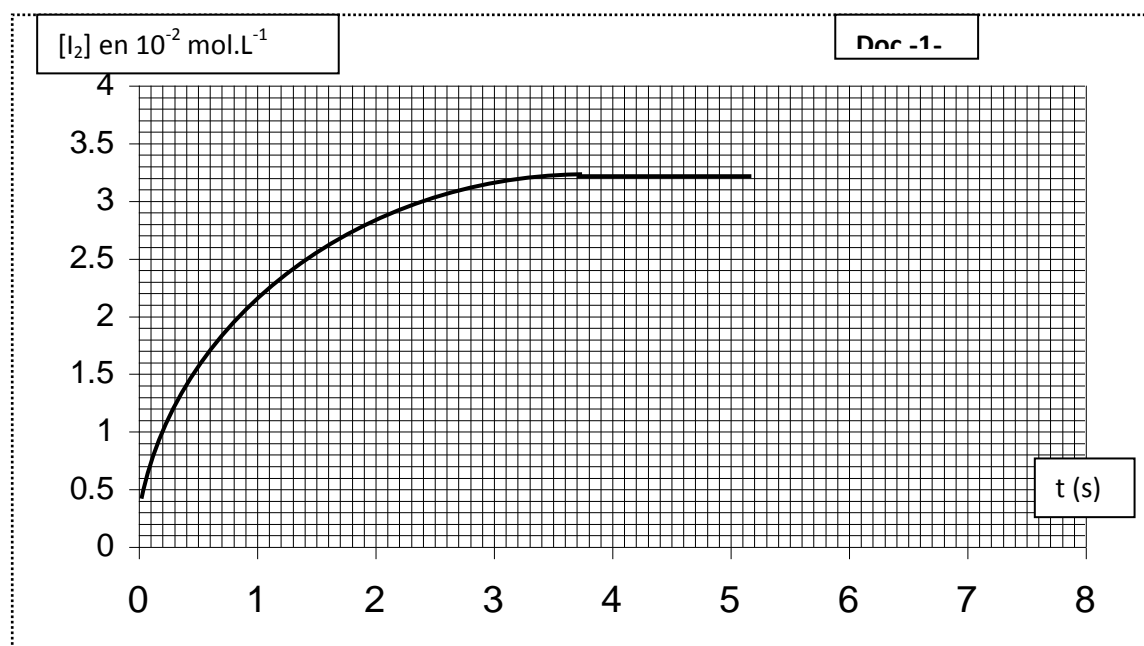
On mélange dans un bécher, à l'instant $t = 0$, $v_1 = 10$ mL d'une solution aqueuse d'acide sulfurique de concentration molaire $C_1 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$, $V_2 = 18,6$ mL d'une solution aqueuse d'iodure de potassium de concentration molaire

$C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et $V = 2$ mL d'eau oxygéné de concentration molaire $C = 7,8. \text{ mol.L}^{-1}$.

A chaque instant t on dose par une solution de thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, la quantité de matière de diiode formé.

Ce qui a permis de tracer la courbe $[\text{I}_2] = f(t)$, (**voir doc-1-**), (où $[\text{I}_2]$ désigne la concentration molaire du diiode dans la solution)

- 1/ a- Dresser le tableau descriptif de l'évolution du système au cours du temps, en calculant les nombres de mole initiale n_1 , n_2 et n respectivement des réactifs H_3O^+ , I^- et H_2O_2 .
- b- Quel est le réactif limitant la réaction ? Justifier la réponse. En déduire l'avancement x_{max} maximale de la réaction.
- c- Calculer, en s'aidant de la courbe, l'avancement final x_f de la réaction. La réaction est-elle totale ? justifier la réponse.
- 2/ a- Définir la vitesse volumique instantanée de la réaction.
- b- Calculer sa valeur à l'instant $t = 2$ s.
- c- En déduire la valeur de la vitesse instantanée de la réaction au même instant.



EXERCICE N°3:

On réalise l'oxydation des ions iodure I^- par l'eau oxygénée H_2O_2 . C'est une réaction lente. La réaction étudiée fait intervenir les couples: $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$ et I_2 / I^- .

L'équation bilan de la réaction étudiée s'écrit : $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{I}^- + 2\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow 4 \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$

Dans un bécher, on mélange **10 mL** d'acide sulfurique concentré et un volume $V_1=18 \text{ mL}$ d'iodure de potassium **KI** de concentration $C_1=10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

À l'instant de date $t = 0$, on verse dans ce bécher, en agitant, un volume $V_2 = 2\text{mL}$ d'eau oxygénée de concentration $C_2 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

À différentes dates, on suit la formation de I_2 au cours du temps.

On obtient le graphe $[\text{I}_2] = f(t)$.

1- Les ions H_3O^+ jouent, dans cette réaction,

le rôle d'un réactif ou d'un catalyseur? Justifier.

2-a- Calculer les quantités de matières initiales (en moles) des ions iodure I^- et de l'eau oxygénée

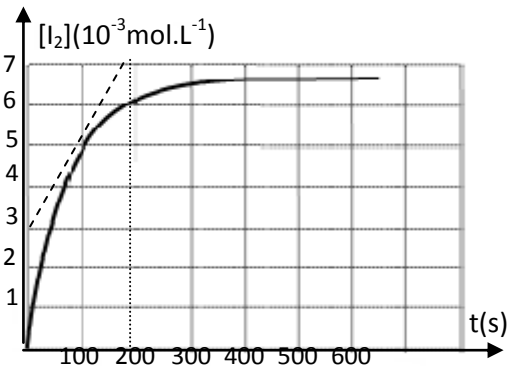
b- Dresser le tableau descriptif d'évolution système.

c- Dédire que l'eau oxygénée est le réactif en défaut.

3- a- Calculer la vitesse volumique instantanée de la réaction à $t = 100 \text{ s}$.

b- Expliquer graphiquement comment évolue la vitesse au cours du temps? Quel facteur cinétique permet d'expliquer cette évolution?

4- Calculer la concentration du diiode I_2 à la fin de la réaction, cette valeur est-elle en accord avec le graphe?



EXERCICE N°4:

On réalise une première expérience en mélangeant **0,6 mole** d'éthanol $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ et **0,6 mole** d'acide éthanoïque $\text{CH}_3 - \text{CO}_2\text{H}$, au mélange obtenu on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique. Ce mélange homogénéisé est réparti dans **10 tubes scellés** (munis d'un long tube capillaire). L'ensemble est placé dans un bain marie à une température constante $\theta_1 = 60^\circ\text{C}$. On dose l'acide restant à une date t par une solution de soude.

1- a- Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu et nommer l'ester formé.

b- Qu'appelle-t-on cette réaction? citer ces caractères.

c- Quel est le rôle joué par l'acide sulfurique?

2- On suit l'évolution de nombre de moles d'acide restant au cours de temps, on obtient la courbe de la figure ci-contre:

a- Dédire du graphe deux caractères de cette réaction avec justification.

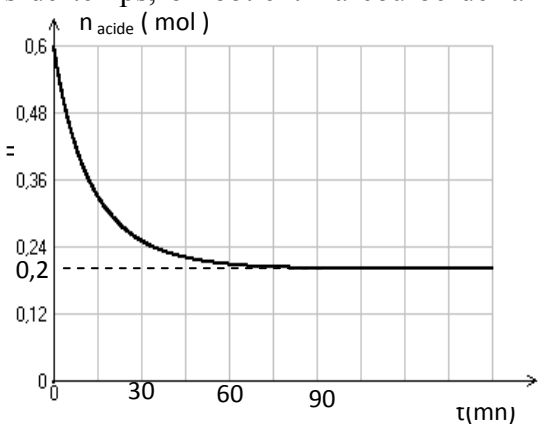
b- Calculer la vitesse moyenne de la réaction entre les instants $t_1 =$

c- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.

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

e- Calculer l'avancement maximal x_{max} de la réaction.

f- Dédire le taux d'avancement final $\tau_f = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$ de la réaction.



3- On réalise deux autres expériences en mélangeant chaque fois **0,6 mole** d'acide éthanoïque et **0,6 mol** d'éthanol.

2^{ème} expérience: le mélange réactionnel est porté à une température constante

$\theta_2 = 60^\circ\text{C}$ sans ajout d'acide sulfurique.

3^{ème} expérience : On ajoute au mélange réactionnel quelques gouttes d'acide sulfuriques et on le porte à $\theta_3 = 80^\circ\text{C}$.

a- Tracer convenablement l'allure des trois courbes donnant $n(\text{acide}) = f(t)$ sur le même graphe.

b- Préciser en le justifiant la courbe correspondant à chacune des 3 expériences

EXERCICE N°5: