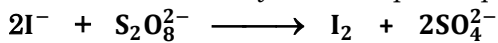


Exercice N°1 :

A une température θ donnée, on mélange dans un bécher, à l'instant $t=0$, un volume $V_1 = 150\text{mL}$ d'une solution aqueuse (S_1) d'iodure de potassium (KI) de concentration molaire C_1 avec un volume $V_2=50\text{mL}$ d'une solution aqueuse (S_2) de peroxodisulfate de potassium ($K_2S_2O_8$) de concentration molaire C_2 . La réaction d'oxydation des ions I^- par les ions $S_2O_8^{2-}$, qui se produit dans ce mélange homogénéisé, est lente et totale.

Cette réaction est symbolisée par l'équation suivante :



Par une méthode expérimentale appropriée, on suit :

- L'évolution au cours du temps de l'avancement x de la réaction qui se produit dans le mélange. On obtient la courbe $x = f(t)$ de la **figure 1**.
- L'évolution au cours du temps de la quantité de matière $n(I^-)$ d'ion I^- dans le mélange. On obtient la courbe $n(I^-) = g(t)$ de la **figure 2**.

1) Dresser le tableau descriptif en avancement x relatif à la réaction étudiée. On notera n_{01} et n_{02} les nombres de moles, respectivement, des ions I^- et des ions $S_2O_8^{2-}$ dans le mélange à $t=0$.

2) a) En exploitant les deux courbes :

- Déterminer la valeur de l'avancement final x_f de la réaction.
- Justifier que I^- n'est pas le réactif limitant.

b) Déduire les valeurs de n_{01} et n_{02}

3) Déduire les valeurs des concentrations C_1 et C_2 .

4) On reprend l'expérience précédente en modifiant uniquement la concentration de la solution (S_2)

qui devient C'_2 , de façon que le mélange à $t=0$ soit réalisé dans les proportions stœchiométriques.

Déterminer la valeur de C'_2 .

Exercice N°2 :

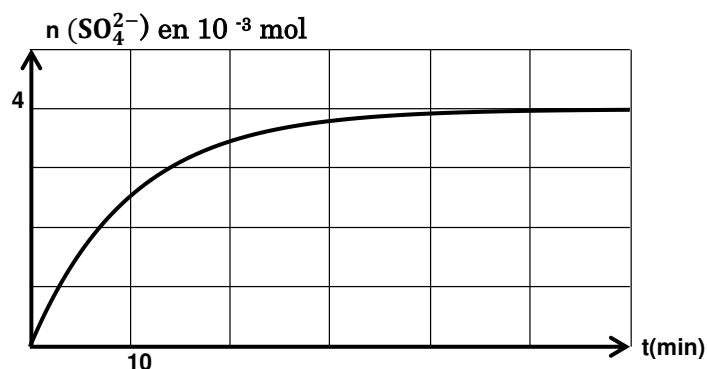
On étudie la cinétique de la réaction totale entre les ions I^- et les ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}$ d'équation :



Pour cela, on prépare à l'instant de date $t=0$:

- Un volume $V_1 = 40\text{mL}$ d'une solution d'iodure de potassium (K^+ , I^-) de concentration $C_1=0,2\text{mol.L}^{-1}$
- Un volume $V_2 = 40\text{mL}$ d'une solution de peroxodisulfate de potassium ($2K^+$, $S_2O_8^{2-}$) de concentration C_2 .

Les résultats obtenus ont permis de tracer la courbe de la variation de la quantité de matière de SO_4^{2-} en fonction du temps.



1) Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.

2) a) Déterminer l'avancement final x_f de la réaction.

b) Préciser le réactif limitant.

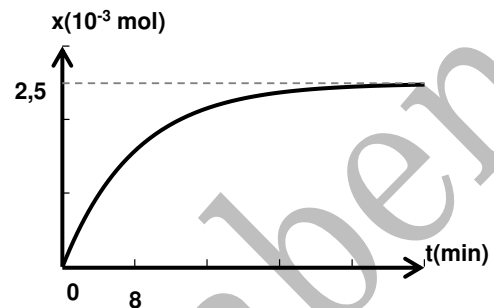


Figure-1-

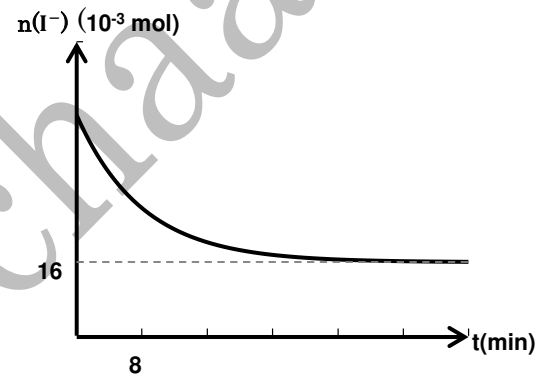


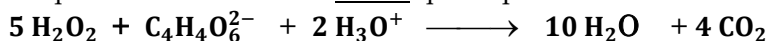
Figure-2-

- c) En déduire la valeur de la concentration C_2 .
 3) Déterminer la durée au bout de laquelle disparaît 62,5 % de la quantité initiale de $S_2O_8^{2-}$.

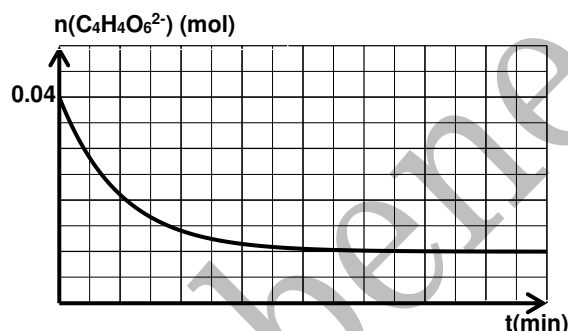
Exercice N°3 :

A un instant $t=0$, on milieue acide un volume $V_1=50 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse (S_1) de peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée) H_2O_2 de concentration C_1 avec un volume $V_2 =50 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse (S_2) d'ions tartrate $C_4H_4O_6^{2-}$ de concentration C_2 .

L'équation de la réaction **totale** qui se produit :



La courbe de la figure ci-contre représente les variations de la quantité de matière des ions tartrate $C_4H_4O_6^{2-}$ au cours du temps :

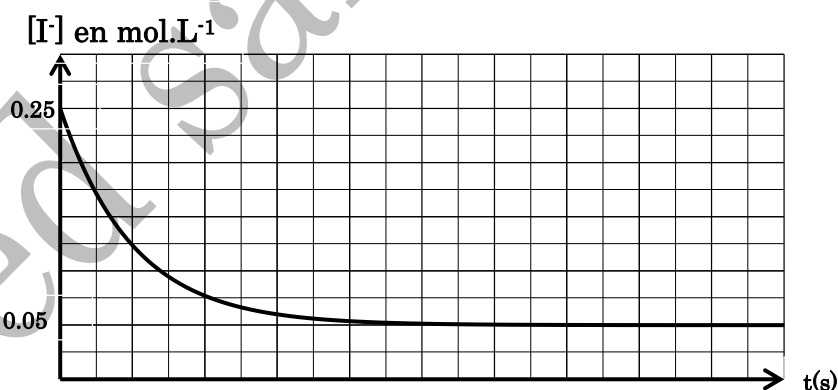


- 1) Cette réaction est-elle rapide ou lente ? Justifier.
- 2) Dresser le tableau descriptif de l'évolution du système.
- 3) Sans faire de calcul, préciser le réactif limitant.
- 4) En utilisant la courbe ci-contre déterminer la valeur de :
 - a) L'avancement final de cette réaction.
 - b) La concentration C_2 de la solution (S_2).
 - c) Déduire la valeur de la concentration C_1 de la solution (S_1)

Exercice N°4 :

On étudie l'évolution, au cours du temps d'un mélange constitué d'un volume $V_1=50 \text{ cm}^3$ d'une solution d'iodure de potassium KI de concentration C_1 et d'un volume $V_2 = 50 \text{ cm}^3$ d'une solution de peroxydisulfate de potassium $K_2S_2O_8$ de concentration C_2 .

- 1) Ecrire l'équation chimique de la réaction qui modélise l'oxydation des ions I^- par $S_2O_8^{2-}$.
- 2) Dresser un tableau descriptif de l'évolution du système (**avancement volumique y**).
- 3) Une étude expérimentale quantitative a permis de tracer le courbe $[I^-]= f(t)$.
 - a) Déterminer la valeur de C_1
 - b) Déterminer l'avancement volumique final de la réaction.
 - c) Sachant que la réaction est **totale**, déterminer déduire la concentration molaire C_2 de la solution de peroxydisulfate de potassium



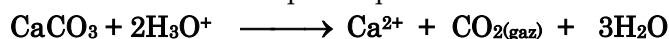
Exercice N°5 :

On donne : $M(CaCO_3) = 100 \text{ g.mol}^{-1}$

Volume molaire $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

On traite une masse $m = 2 \text{ g}$ de carbonate de calcium $CaCO_3$ par un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'une solution acide chlorhydrique (H_3O^+ , Cl^-) de concentration C .

On obtient la réaction lente et **totale** modélisée par l'équation :



A l'acide d'un dispositif approprié, on mesure le volume $V(\text{CO}_2)$ de dioxyde de carbone dégagé à des instants différents. On obtient le graphe de la **figure 1**.

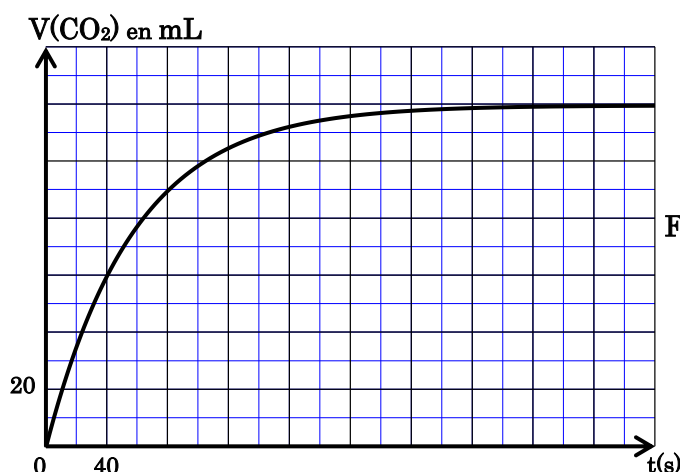
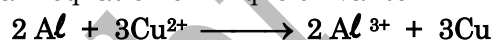


Figure 1

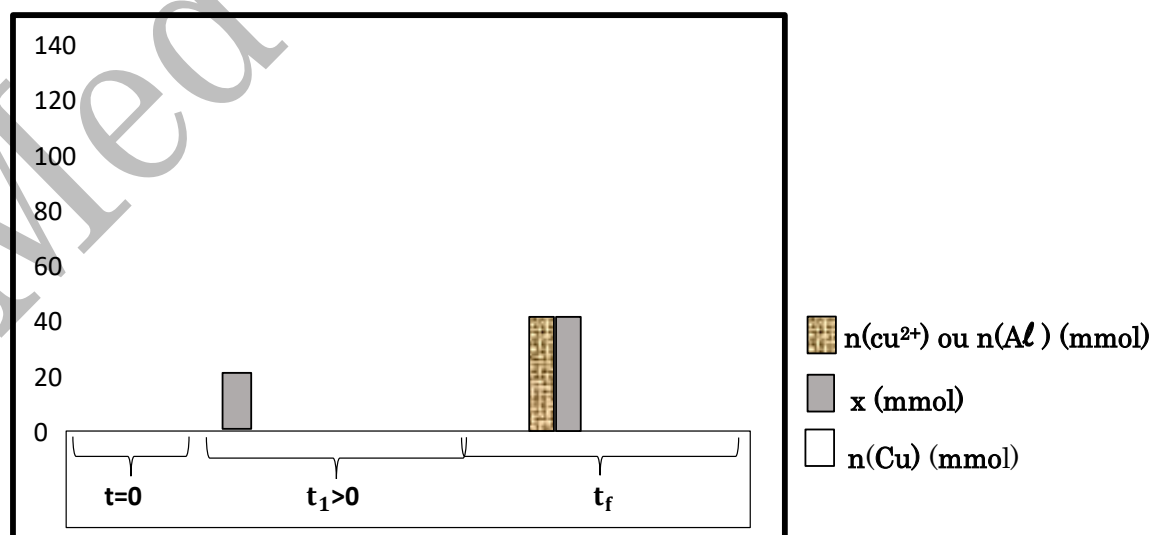
- 1) a) Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.
b) Déterminer l'avancement final x_f de la réaction.
c) Déduire **C**.
- 2) Définir le temps de demi-réaction et déterminer sa valeur.
- 3) a) Montrer que le nombre de moles de H_3O^+ est donné par la relation : $n(\text{H}_3\text{O}^+) = CV - 2 \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m}$
b) Tracer l'allure de la courbe $n(\text{H}_3\text{O}^+) = f(t)$ en indiquant les points les plus remarquables..

Exercice N°7:

A un instant de date $t=0$, on réalise la transformation chimique entre n_0 moles d'ions Cu^{2+} et n_0 moles d'aluminium **Al**, représentée par l'équation chimique suivante :



- 1) Cette transformation est lente et totale, dresser le tableau d'évolution qui lui est associée.
- 2) On donne la figure d'un diagramme indiquant les valeurs du nombre de moles de l'un des deux réactifs et celles de l'avancement x à deux dates différentes.
 - a) Déduire l'avancement final de la réaction.
 - b) Que représente la date t_1 ? Justifier.
 - c) Identifier le réactif dont la quantité de matière est représentée sur le diagramme puis déterminer n_0 .
 - d) Compléter le diagramme en représentant $n(\text{Cu}^{2+})$, $n(\text{Al})$ et $n(\text{Cu})$ qui manquent aux trois dates données.



Exercice N°8:

On considère la réaction chimique supposée **totale** modélisée par l'équation suivante :

$\alpha A + \beta D \longrightarrow \delta E$ avec α , β et δ sont les coefficients stœchiométriques respectivement des réactifs **A**, **D** et du produit **E**.

On prépare à l'instant $t_0 = 0$, un mélange (**M**) renfermant $n(A)_0$ mol de **A**, $n(D)_0$ mol de **D** et $n(E)_0$ mol de **E**.

Par une méthode appropriée, on suit l'évolution de la quantité de matière du réactif **A** et du produit **E** présente dans le mélange en fonction de l'avancement molaire x de la réaction. On obtient le graphe ci-contre.

A l'instant de date $t_{1/2}$ (temps de demi-réaction)

on constate que $n(A) = n(E) = 3.n(D)$

- 1) a) Dresser le tableau d'évolution de la réaction.
b) Identifier, en le justifiant, chaque courbe.
c) Déduire les valeurs numériques de α et δ .
- 2) a) Définir le temps de demi-réaction.
b) Préciser la nature du réactif limitant..
- 3) représenter la courbe $n(D)$ en fonction de x .
Déduire la valeur de β .

