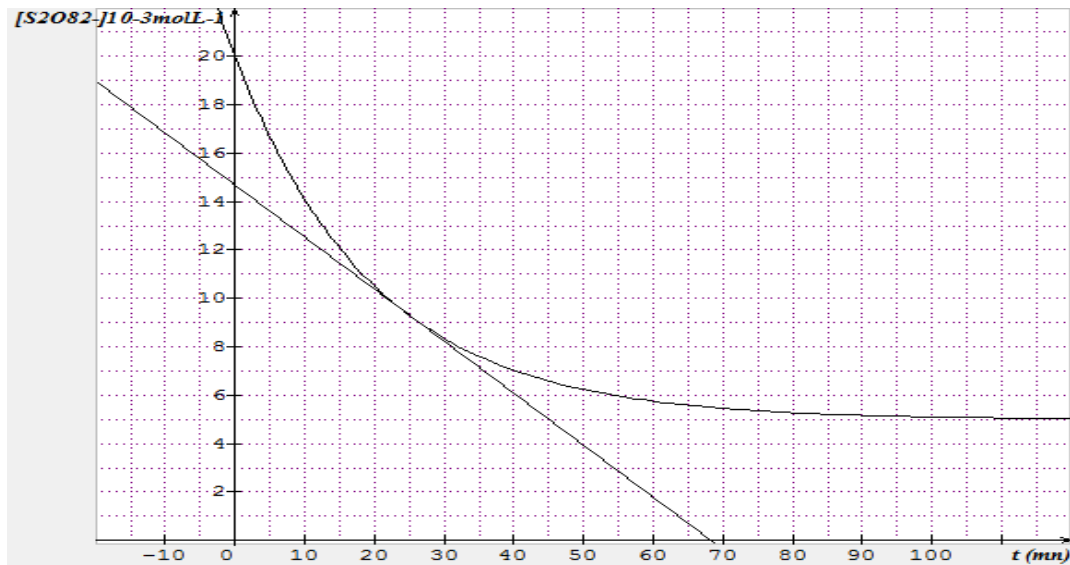


Exercice N°1

On mélange à $t = 0$ et à une température T , un volume $V_1 = 0,1$ L d'une solution S_1 d'iodure de potassium de formule chimique KI et de concentration C_1 avec un volume $V_2 = 0,1$ L d'une solution S_2 de peroxydisulfate de potassium de formule chimique $K_2S_2O_8$ et de concentration molaire C_2 . La figure ci-dessous représente la variation de $[S_2O_8^{2-}]$ dans le mélange au cours du temps :



- Ecrire l'équation de la réaction qui a eu lieu, en précisant les couples redox mis en jeu ;
- Déduire de la courbe le nombre de mole initiale n_0 de $S_2O_8^{2-}$ dans le mélange et calculer C_2 .
- Dresser le tableau d'avancement de la réaction.
 - Calculer l'avancement final de la réaction.
 - Déduire C_1 sachant que le taux d'avancement de la réaction est très proche de 1.
- Déterminer la vitesse volumique moyenne de la réaction entre les instants $t_1 = 10$ mn et $t_2 = 50$ mn
- Définir la vitesse volumique instantanée de la réaction.
 - Déterminer sa valeur à $t_3 = 25$ mn
 - Comment varie cette vitesse au cours du temps ? Justifier la réponse.
- A un instant t_4 on prélève un volume $V_0 = 10$ cm³ du mélange précédent et on dose les molécules de I_2 formées à l'aide d'une solution S de thiosulfate de sodium de formule chimique $Na_2S_2O_3$ de concentration molaire $C = 2 \cdot 10^{-2}$ mol L⁻¹. L'équation du dosage est :

$$I_2 + 2 S_2O_3^{2-} \longrightarrow 2I^- + S_4O_6^{2-}$$
 A l'équivalence, le volume de S ajouté est $V = 12$ cm³.
 - Déterminer la composition du mélange à t_4 .
 - En déduire la valeur de t_4 .

Exercice N°2

- A- Pour étudier la cinétique de la réaction d'oxydation des ions iodure I^- par les ions peroxydisulfate $S_2O_8^{2-}$. On prépare 200 cm^3 d'une solution **S** en mélangeant à la date $t_0 = 0\text{ s}$ un volume $V_1 = 0,1\text{ L}$ d'une solution d'iodure de potassium de molarité $C_1 = 0,8\text{ mol L}^{-1}$ et un volume $V_2 = 0,1\text{ L}$ d'une solution de peroxydisulfate de potassium de concentration $C_2 = 0,2\text{ mol L}^{-1}$, le mélange est maintenue à température constante.
- 1- Ecrire l'équation de la réaction en précisant les couples redox mis en jeu.
 - 2- Calculer les concentrations initiales en ions iodures $[I^-]_0$ et en ions peroxydisulfate $[S_2O_8^{2-}]_0$ dans la solution **S**. En déduire le réactif qui est en défaut
 - 3- A $t_1 = 11\text{ mn}$ la moitié de la quantité des ions $S_2O_8^{2-}$ initialement présent a réagi.
 - a- Dresser le tableau d'avancement de la réaction.
 - b- Déterminer les concentrations des réactifs et des produits dans le mélange à l'instant t_1 .
 - 4- Pour déterminer la concentration de diode I_2 dans le mélange on dose à différents instants des prélèvements de volume $V_0 = 10\text{ ml}$ chacun par une solution réductrice S_r de thiosulfate de sodium de concentration $C_r = 0,2\text{ mol L}^{-1}$.
 - a- Chaque prélèvement effectué et immédiatement dilué avec de l'eau glacée avant le dosage. Pourquoi ? préciser les facteurs cinétiques qui interviennent.
 - b- Ecrire l'équation de la réaction du dosage.
Les couples redox intervenant sont I_2/I^- et $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$.
 - c- Calculer le volume V_r de S_r nécessaire pour ce dosage à $t_2 = 15\text{ mn}$ sachant que le mélange renferme à cet instant $n = 12,2 \cdot 10^{-3}\text{ mol de } I_2$;
- B- L'étude expérimentale a fourni les résultats suivantes.

t en min	2,5	5	11	15	20	30
$[I_2]$ en $10^{-2}\text{ mol L}^{-1}$	1,5	2,8	5	6,1	7,2	9,1
$[I^-]$ en $10^{-2}\text{ mol L}^{-1}$						

- 1- Montrer qu'à chaque instant on a $[I^-] = [I^-]_0 - 2 [I_2]$.
- 2- Compléter le tableau et tracer sur un papier millimétré la courbe des variations de $[I^-]$ en fonction du temps
- 3- A quel instant la vitesse de la réaction est maximale. Calculer sa valeur.
- 4- A quel instant a-t-on $[I_2] = \frac{1}{3} [S_2O_8^{2-}]$.

Exercice N° 3

On se propose d'étudier la cinétique de la réaction d'oxydation des ions iodures I^- par les ions peroxydisulfates $S_2O_8^{2-}$. Pour ce fait, on prépare à un instant de date $t = 0\text{ s}$ un litre

d'une solution renfermant $2 \cdot 10^{-1}$ mol d'iodure de potassium KI et $1,5 \cdot 10^{-1}$ mol de peroxydisulfate de potassium $K_2S_2O_8$.

- 1- Quelle est l'observation qui montre que cette réaction est lente ?
- 2- On suit l'évolution de la réaction en déterminant par dosage la concentration du diode I_2 formé à différents instants, on effectue des prélèvements que l'on place rapidement dans l'eau glacée. Pourquoi ? préciser le ou les facteurs cinétiques qui interviennent.
- 3- Le tableau suivant représente les variations de la molarité de diode I_2 formé au cours du temps

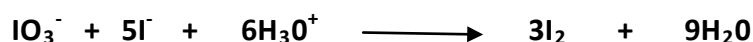
t en min	0	5	15	30
$[I_2]$ en 10^{-2} mol L ⁻¹	0	3,2	7,5	10

- a- En considérant que la réaction est totale, déterminer l'avancement final X_f de la réaction.
- b- Déterminer la valeur de la vitesse de la réaction
 - Entre les instants $t = 0$ et $t = 15$ mn.
 - Entre les instants $t = 15$ mn et $t = 30$ mn.
 Comparer ces deux valeurs, interpréter.
- c- Déterminer la valeur de la vitesse de la réaction à l'instant $t = 30$ mn.
- 4- Le diode formé dans chaque prélèvement de volume $V_0 = 20$ ml est dosé par une solution de thiosulfate de sodium $Na_2S_2O_3$ de concentration molaire $C = 2 \cdot 10^{-1}$ mol L⁻¹
 - a- Ecrire l'équation de la réaction de dosage, sachant que les couples redox sont : I_2/I^- et $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$
 - b- Exprimer le volume V de la solution de thiosulfate de sodium versé à l'équivalence pour chaque dosage en fonction de C , V_0 et $[I_2]$. En déduire le volume V nécessaire à $t = 15$ mn.

Exercice N° 4

Les ions iodate IO_3^- contenus dans une solution (S_1) d'iodate de potassium KIO_3 de volume $V_1 = 50$ ml et de concentration molaire $C_1 = 1,2$ mol L⁻¹ oxydent lentement les ions iodure I^- contenus dans une solution (S_2) d'iodure de potassium KI de volume $V_2 = 50$ ml et de concentration molaire $C_2 = 2$ mol L⁻¹.

Cette réaction est modélisée par l'équation suivante ;



- 1- Préciser le caractère cinétique de la réaction.
- 2- a- Déterminer les quantités de matière initiale n_{01} et n_{02} respectivement des ions iodate IO_3^- et iodure I^- .

- b-Préciser le rôle joué par l'ion H_3O^+ dans cette réaction. Justifier votre réponse.
- 3- a- Dresser le tableau d'avancement
- b- Déterminer l'avancement maximal, X_{max} de la réaction.
- c- Déduire alors le réactif limitant.
- 4- Lorsque la réaction est terminée, on dose la quantité de I_2 , contenue dans un prélèvement de volume $V_p = 2\text{ ml}$ du mélange, à l'aide d'une solution de thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de concentration molaire $C_0 = 0,2 \text{ mol L}^{-1}$ en présence d'empois d'amidon.
Le volume ajouté pour atteindre l'équivalence est $V_0 = 12 \text{ ml}$;
- a- Ecrire l'équation de la réaction de dosage sachant qu'elle met en jeu les couples redox I_2/I^- et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.
- b- Quelle est l'observation qui fait fin au dosage.
- c- Montrer qu'à l'état final, la quantité de I_2 , présent dans le mélange réactionnel, vérifie la relation suivante : $n(\text{I}_2) = C_0 V_0 (V_1 + V_2) / 2V_p$
- d- Déduire l'avancement final X_f de la réaction.
- e- Comparer X_f et X_{max} . Conclure.

Exercice N° 5

On donne $M_{(\text{Mg})} = 24 \text{ g mol}^{-1}$

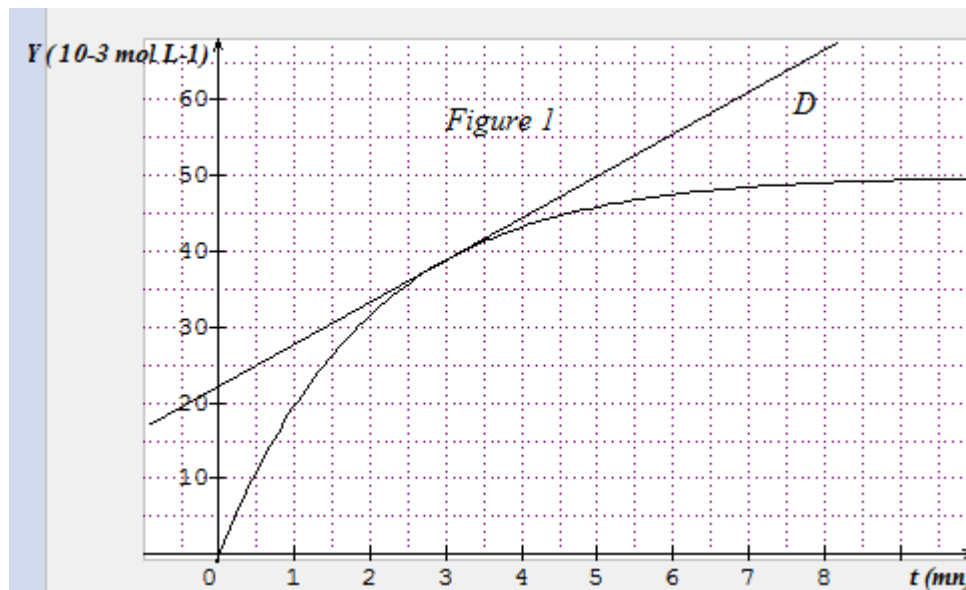
L'attaque du magnésium par une solution aqueuse d'acide chlorhydrique est modélisée par l'équation $\text{Mg} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

A une température T_1 , et à la date $t = 0 \text{ mn}$, on laisse tomber 1 g de magnésium solide dans un volume $V = 30 \text{ ml}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Le suivi temporel de l'avancement volumique $y = \frac{x}{V}$ donne la courbe de la figure 1.

(Δ) est la tangente à la courbe $y = f(t)$ à l'instant $t = 3 \text{ min}$.

- 1- Dresser le tableau d'avancement
- 2- a- Relever à partir du graphe, la valeur de l'avancement volumique final Y_f
- b- Déduire le temps $t_{1/2}$ de demi-réaction.
- 3- Définir la vitesse volumique moyenne de la réaction et la calculer entre l'état initial et l'état final.
- 4-a- Calculer la vitesse de la réaction à l'instant $t = 3 \text{ mn}$, tout en expliquant la méthode utilisée.
- b- Comparer la valeur de la vitesse trouvée à la valeur de la vitesse de la réaction à l'état final. Conclure et interpréter.

5- Représenter, sur la **figure 1**, la nouvelle allure de la courbe si la réaction se déroule à une température $T_2 > T_1$.



Exercice N° 6

On mélange à la date $t = 0 \text{ min}$, $V_1 = 200 \text{ ml}$ d'une solution (S_1) de ($K^+ + I^-$) de concentration molaire C_1 avec $V_2 = 300 \text{ ml}$ d'une solution de ($2K^+ + S_2O_8^{2-}$) de concentration $C_2 = 0,01 \text{ mol L}^{-1}$.

Il se passe alors une réaction lente et totale d'équation



L'étude expérimentale a permis de tracer la courbe ci-dessous donnant $[I^-] = f(t)$.

- 1- a- Préciser les couples redox mis en jeu au cours de cette réaction.
b- Déterminer le nombre de moles initiales n_1 d'ion iodure I^- puis déduire la valeur de C_1 .
- 2- a- Dresser le tableau d'avancement de cette réaction.
b- Définir le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.
c- Sachant que la valeur de $t_{1/2} = 10 \text{ mn}$. Déterminer l'avancement de la réaction à cet instant.
d- Montrer que I^- est le réactif limitant ?
- 3- Déterminer la composition en moles du mélange à $t_1 = 20 \text{ mn}$.
- 4- a- Définir la vitesse de la réaction à une date t .
b- Etablir son expression en fonction du volume V du mélange et de $d[I^-]/dt$.
c- Déterminer sa valeur maximale
d- En se basant sur un facteur cinétique expliqué comment varie cette vitesse au cours du temps ?

- 5- Calculer la vitesse volumique moyenne entre $t_0 = 0$ et $t_1 = 20$ mn.
- 6- Cette expérience est refaite en présence des ions Fe^{2+} .
 - a- Quel est le rôle joué par les ions Fe^{2+} au cours de cette réaction ?
 - b- Tracer la nouvelle allure de la courbe donnant $[I] = f(t)$.

