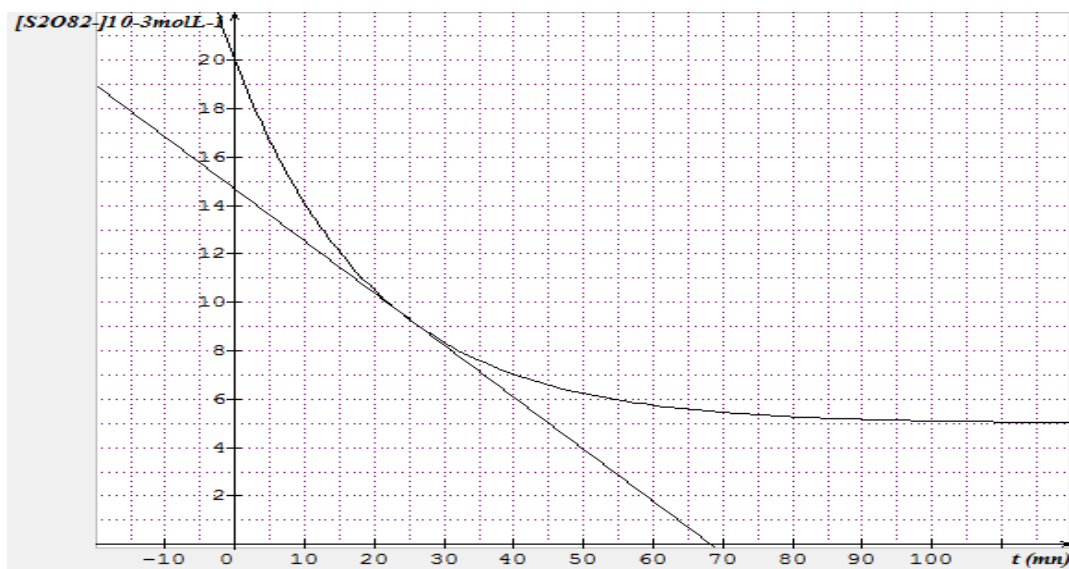


## Exercice N°1

On mélange à  $t = 0$  et à une température  $T$ , un volume  $V_1 = 0,1 \text{ L}$  d'une solution  $S_1$  d'iodure de potassium de formule chimique  $KI$  et de concentration  $C_1$  avec un volume  $V_2 = 0,1 \text{ L}$  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 :



- 1- Ecrire l'équation de la réaction qui a eu lieu, en précisant les couples redox mis en jeu ;
- 2- Déduire de la courbe le nombre de mole initiale  $n_0$  de  $S_2O_8^{2-}$  dans le mélange et calculer  $C_2$ .
- 3- a- Dresser le tableau d'avancement de la réaction.  
b- Calculer l'avancement final de la réaction.  
c- Déduire  $C_1$  sachant que le taux d'avancement de la réaction est très proche de 1.
- 4- Déterminer la vitesse volumique moyenne de la réaction entre les instants  $T_1 = 10 \text{ mn}$  et  $t_2 = 50 \text{ mn}$
- 5- a- Définir la vitesse volumique instantanée de la réaction.  
b- Déterminer sa valeur à  $t_3 = 25 \text{ mn}$   
c- Comment varie cette vitesse au cours du temps ? Justifier la réponse.
- 6- A un instant  $t_4$  on prélève un volume  $V_0 = 10 \text{ cm}^3$  du mélange précédant 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  $C = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ . L'équation du dosage est :
 
$$I_2 + 2 S_2O_3^{2-} \longrightarrow 2 I^- + S_4O_6^{2-}$$
 A l'équivalence, le volume de  $S$  ajouté est  $V = 12 \text{ cm}^3$ .
  - a- Déterminer la composition du mélange à  $t_4$ .
  - b- 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 peroxodisulfate  $S_2O_8^{2-}$ . On prépare **200 cm<sup>3</sup>** d'une solution **S** en mélangeant à la date **t<sub>0</sub> = 0s** un volume **V<sub>1</sub> = 0,1 L** d'une solution d'iodure de potassium de molarité **C<sub>1</sub> = 0,8 mol L<sup>-1</sup>** et un volume **V<sub>2</sub> = 0,1 L** d'une solution de peroxodisulfate de potassium de concentration **C<sub>2</sub> = 0,2 mol L<sup>-1</sup>**, 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 péroxodisulfate  $[S_2O_8^{2-}]_0$  dans la solution **S**. En déduire le réactif qui est en défaut
  - 3- **A t<sub>1</sub> = 11mn** 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<sub>1</sub>**.
  - 4- Pour déterminer la concentration de diode **I<sub>2</sub>** dans le mélange on dose à différents instants des prélèvements de volume **V<sub>0</sub> = 10 ml** chacun par une solution réductrice **S<sub>r</sub>** de thiosulfate de sodium de concentration **C<sub>r</sub> = 0,2 mol L<sup>-1</sup>**.
    - 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<sub>r</sub>** de **S<sub>r</sub>** nécessaire pour ce dosage à **t<sub>2</sub> = 15mn** sachant que le mélange renferme à cet instant **n = 12,2 10<sup>-3</sup> mol de I<sub>2</sub>** ;
- B- L'étude expérimentale a fournis les résultats suivantes.

t en min	2,5	5	11	15	20	30
$[I_2]$ en 10 <sup>-2</sup> mol L <sup>-1</sup>	1,5	2,8	5	6,1	7,2	9,1
$[I^-]$ en 10 <sup>-2</sup> mol L <sup>-1</sup>						

- 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 peroxodisulfates  $S_2O_8^{2-}$ . Pour ce fait, on prépare à un instant de date **t = 0s** un litre



d'une solution renfermant  $2 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$  d'iodure de potassium **KI** et  $1,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$  de peroxydisulfate de potassium **K<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>8</sub>**.

- 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<sub>2</sub>** 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<sub>2</sub>** formé au cours du temps

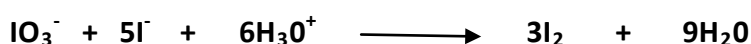
<b>t en min</b>	<b>0</b>	<b>5</b>	<b>15</b>	<b>30</b>
<b>[I<sub>2</sub>] en 10<sup>-2</sup> mol L<sup>-1</sup></b>	<b>0</b>	<b>3, 2</b>	<b>7 ,5</b>	<b>10</b>

- a- En considérant que la réaction est totale, déterminer l'avancement final **X<sub>f</sub>** 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<sub>0</sub> = 20 ml** est dosé par une solution de thiosulfate de sodium **Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** de concentration molaire **C = 2 · 10<sup>-1</sup> mol L<sup>-1</sup>**
  - a- Ecrire l'équation de la réaction de dosage, sachant que les couples redox sont :  
 $\text{I}_2/\text{I}^-$  et  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
  - b- Exprimer le volume **V** de la solution de thiosulfate de sodium versé à l'équivalence pour chaque dosage en fonction de **C, V<sub>0</sub> et [I<sub>2</sub>]**. En déduire le volume **V** nécessaire à **t = 15 mn**.

#### Exercice N° 4

Les ions iodate **IO<sub>3</sub><sup>-</sup>** contenus dans une solution (**S<sub>1</sub>**) d'iodate de potassium **KIO<sub>3</sub>** de volume **V<sub>1</sub> = 50 ml** et de concentration molaire **C<sub>1</sub> = 1,2 mol L<sup>-1</sup>** oxydent lentement les ions iodure **I<sup>-</sup>** contenus dans une solution (**S<sub>2</sub>**) d'iodure de potassium **KI** de volume **V<sub>2</sub> = 50 ml** et de concentration molaire **C<sub>2</sub> = 2 mol L<sup>-1</sup>**.

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<sub>01</sub>** et **n<sub>02</sub>** respectivement des ions iodate **IO<sub>3</sub><sup>-</sup>** et iodure **I<sup>-</sup>**.



b-Préciser le rôle joué par l'ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans cette réaction. Justifier votre réponse.

3- a- Dresser le tableau d'avancement

b- Déterminer l'avancement maximal,  $X_{\text{max}}$  de la réaction.

c- Dédire alors le réactif limitant.

4- Lorsque la réaction est terminée, on dose la quantité de  $\text{I}_2$ , 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



b- Quelle est l'observation qui fait fin au dosage.

c- Montrer qu'à l'état final, la quantité de  $\text{I}_2$ , présent dans le mélange réactionnel, vérifie la relation suivante :  $n(\text{I}_2) = C_0 V_0 (V_1 + V_2) / 2V_p$

d- Dédire l'avancement final  $X_f$  de la réaction.

e- Comparer  $X_f$  et  $X_{\text{max}}$ . 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  $1 \text{ g}$  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.

( $\Delta$ ) 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- Dédire le temps  $t_{1/2}$  de demi-réaction.

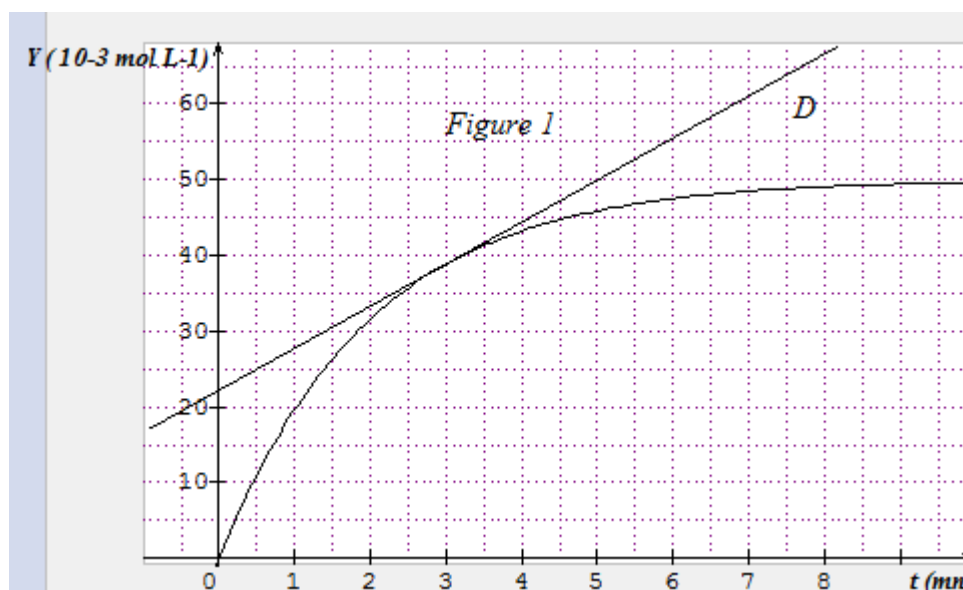
3- Définir la vitesse volumique moyenne de la réaction et la calculer entre l'état initial et l'état final.

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.



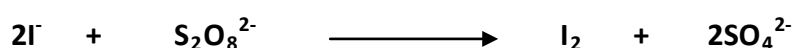
5- Représenter, sur la **figure 1**, la nouvelle allure de la courbe si la réaction se déroule à une température  $T_2 > T_1$ .



### 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  $\text{Fe}^{2+}$ .
- a- Quel est le rôle joué par les ions  $\text{Fe}^{2+}$  au cours de cette réaction ?
- b- Tracer la nouvelle allure de la courbe donnant  $[\text{I}^-] = f(t)$ .

