

Exercice n°1 :

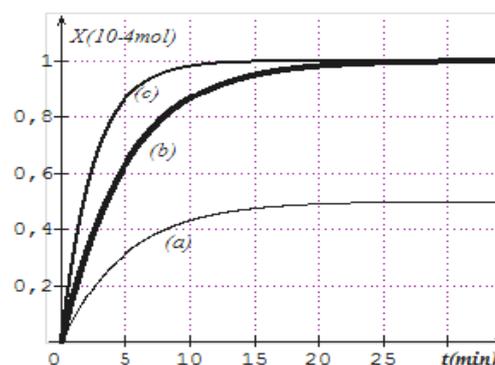
On étudie expérimentalement la réaction entre les ions iodures I^- et les ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}$ qui mène à la formation de diode I_2 et des ions sulfate SO_4^{2-} .

L'équation de la réaction qui se produit est : $S_2O_8^{2-} + 2I^- \rightarrow I_2 + 2SO_4^{2-}$.

On dispose d'une solution (S_1) d'iodure de potassium KI de concentration $C_1=0,1\text{mol.L}^{-1}$ et d'une solution (S_2) de peroxodisulfate de potassium $K_2S_2O_8$ de concentration $C_2=5.10^{-3}\text{mol.L}^{-1}$. Quatre groupes d'élèves G_1, G_2, G_3 et G_4 réalisent séparément des expériences dans différentes conditions. Pour cela chaque groupe mélange au même instant, pris comme origine du temps, un volume V_1 de (S_1) et un volume V_2 de (S_2) et complète par l'eau distillée pour obtenir un mélange de volume final $V=100\text{mL}$.

Le tableau ci-après récapitule les conditions dans lesquelles sont réalisées les quatre expériences. Le suivi de l'évolution de l'avancement x de cette réaction au cours du temps, a permis aux groupes G_1, G_2 et G_3 d'obtenir les courbes de la figure 1.

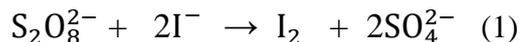
Groupe	G_1	G_2	G_3	G_4
Température (°C)	20	20	60	20
Volume V_1 en (mL)	20	10	20	20
Volume V_2 en (mL)	20	10	20	20
Volume d'eau ajouté en (mL)	60	80	60	60
Présence des ions Fe^{2+}	non	non	non	oui



- On s'intéresse à l'expérience réalisée par le groupe G_1 .
 - Déterminer à l'instant $t=0$, les nombres de moles n_{01} de I^- et n_{02} de $S_2O_8^{2-}$.
 - Dresser le tableau descriptif d'évolution du système et préciser le réactif limitant.
 - Déterminer l'avancement maximal x_{max} de la réaction.
- Préciser les facteurs cinétiques mis en jeu au cours des expériences réalisées par les groupes G_1, G_2 et G_3 .
 - Attribuer à chaque groupe la courbe correspondante à son expérience. Justifier la réponse.
 - Montrer que la réaction étudiée est totale.
- L'une des deux réactions réalisées par l'un des groupes G_1 ou G_4 atteint l'état d'équilibre plus rapidement que l'autre.
 - Donner le rôle joué par les ions Fe^{2+} au niveau de la cinétique de la réaction.
 - En le justifiant, préciser parmi G_1 ou G_4 le groupe qui atteint son état final le plus rapidement.

Exercice n°2:

Les ions iodures I^- réagissant avec les ions peroxydisulfate $S_2O_8^{2-}$ selon la réaction lente et totale d'équation



Les ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ réduisent le diiode en ions iodures I^- selon la réaction rapide et totale d'équation



Pour étudier la cinétique de cette réaction (1), on mesure la durée nécessaire à la formation d'une certaine quantité de diiode I_2 .

Pour déterminer cette durée on introduit dans un erlenmeyer :

- Un volume $V_0=25\text{mL}$ d'une solution d'iodures de potassium de concentration $C_0=0,2\text{mol.L}^{-1}$,
- Un volume $V_1=10\text{mL}$ d'une solution de thiosulfate de sodium de concentration $C_1=10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$,
- Un volume $V_2=5\text{mL}$ d'une solution d'empois d'amidon qui décolore en bleu une solution contenant du diiode.
- Puis, on verse rapidement un volume $V_3=25\text{mL}$ d'une solution de peroxydisulfate d'ammonium (2NH_4^+ , $S_2O_8^{2-}$) de concentration $C_3=5.10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$ et à un instant $t_0=0\text{s}$ pris comme origine du temps, on déclenche le chronomètre. On note Δt_1 la durée au bout de laquelle la coloration bleu apparaît soit : $\Delta t_1 = t_1 - t_0 = 91\text{s}$.

1. a. Expliquer pourquoi la couleur bleue de l'empois d'amidon, témoin de la présence du diiode n'apparaît qu'au bout d'une durée Δt_1 .

b. Déterminer la quantité de matière de diiode formé, par la réaction (1) au bout de la durée Δt_1 .

En déduire la concentration en diiode formé à cet instant par la réaction (1).

c. Donner l'expression de la vitesse moyenne volumique de la réaction (1).

Déterminer sa valeur, pendant l'intervalle de temps Δt_1 .

d. Comparer, sans calcul, la concentration en ions iodures dans le milieu réactionnel aux instants $t_0=0\text{s}$ et $t_1=91\text{s}$.

2. a. A l'instant t_1 , on rajoute un volume $V_1=10\text{mL}$ de thiosulfate de sodium de concentration $C_1=10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$. La coloration bleue disparaît. Celle-ci réapparaît plus tard à la date t_2 .

On note $\Delta t_2 = (t_2 - t_1)$.

Parmi les trois propositions suivantes choisir en justifiant la bonne réponse.

$$\Delta t_2 \geq \Delta t_1 \quad ; \quad \Delta t_2 = \Delta t_1 \quad ; \quad \Delta t_2 \leq \Delta t_1.$$

b. Quelle sera la quantité de diiode formé e par la réaction (1) au bout d'une durée infinie ?

c. On recommence l'expérience précédente dans les mêmes conditions mais en utilisant cette fois un volume $V_1=10\text{mL}$ d'une solution de thiosulfate de sodium de concentration $0,5\text{mol.L}^{-1}$. La coloration bleue va-t-elle réapparaître ? Justifier la réponse.

Exercice n°3: (bac math ; contrôle 2015)

Au cours d'une séance de TP, deux groupes d'élèves (G_a) et (G_b) étudient la cinétique de la réaction supposée totale et d'équation bilan : $H_2O_2 + 2I^- + 2H_3O^+ \rightarrow I_2 + 4H_2O$.

A l'instant $t=0$ et à une température de $25^\circ C$, les deux groupes (G_a) et (G_b) réalisent respectivement les mélanges (M_a) et (M_b) suivants :

- le mélange (M_a) contient :

- un volume $V_1=90ml$ d'une solution aqueuse d'iodure de potassium KI de concentration $C_1=0,1mol.L^{-1}$;
- un volume $V_2=10ml$ d'une solution aqueuse d'eau oxygénée H_2O_2 de concentration $C_2=0,1mol.L^{-1}$;
- un excès d'une solution d'acide sulfurique de concentration $1mol.L^{-1}$.

- le mélange (M_b) contient :

- un volume $V_3=50ml$ d'une solution aqueuse d'iodure de potassium KI de concentration $C_1=0,1mol.L^{-1}$;
- un volume $V_2=10ml$ d'une solution aqueuse d'eau oxygénée H_2O_2 de concentration $C_2=0,1mol.L^{-1}$;
- un volume $V=40mL$ d'eau distillée ;
- un excès d'une solution d'acide sulfurique de concentration $1mol.L^{-1}$.

Immédiatement après, chacun des deux groupes effectues, par une méthode appropriée, le suivi de l'évolution de l'avancement x de la réaction en fonction du temps. Ils obtiennent les courbes (F1) et (F2) de la figure 1.

1/ Dresser le tableau descriptif d'évolution du système chimique relatif à la réaction étudiée. On notera n_{01} et n_{02} les nombres de moles, respectivement, de H_2O_2 et de I^- .

2/ a- Calculer n_{01} .

b- Vérifier que, dans les deux mélanges (M_a) et (M_b), l'eau oxygénée est le réactif limitant de la réaction.

3/ a- Définir la vitesse instantanée de la réaction.

b- Déterminer graphiquement, à l'instant $t=0$, la vitesse instantanée de la réaction pour chacun des deux mélanges.

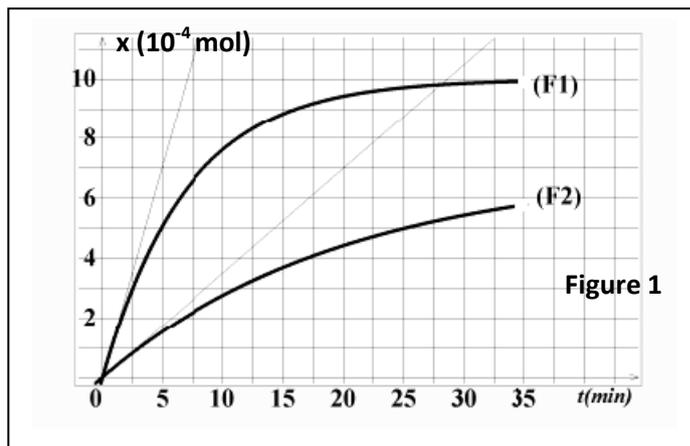
c- Préciser le facteur cinétique qui justifie la disposition relative des deux courbes. En déduire que la courbe (F1) correspond aux groupes (G_a).

4/ Préciser, en le justifiant, si la réaction est terminée pour chacun des groupes à $t=35min$.

Exercice n°4 :

On se propose d'étudier la cinétique de la réaction des ions iodures (I^-) avec les ions fer III (Fe^{3+}), modélisée par : $2I^- + 2Fe^{3+} \rightarrow 2Fe^{2+} + I_2$

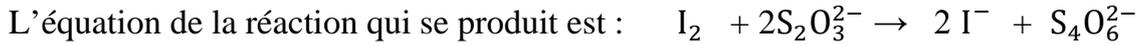
Pour cela, on introduit dans un bécher, un volume $V_1=50mL$ d'une solution aqueuse d'iodures de potassium de concentration molaire $C_1 = 0,1 mol.L^{-1}$ et un volume $V_2=50mL$ d'une solution aqueuse de sulfate de fer III de concentration molaire $C_2 = 0,02 mol.L^{-1}$.



- 1/ a. Déterminer les quantités initiales des réactifs initialement introduits dans le mélange et déduire le réactif limitant.
 b. Dresser le tableau descriptif d'évolution du système, et préciser la relation entre l'avancement x de la réaction et la quantité de matière $n(I_2)$ à un instant t .

c. En déduire l'avancement maximal.

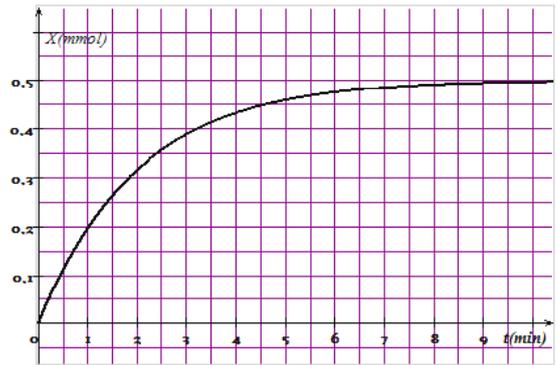
2/ Le mélange obtenu est équitablement réparti en 10 tubes à essais. A un instant t donné, on dose le contenu d'un seul tube à essais par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium $Na_2S_2O_3$ de concentration $C=5.10^{-3} mol.L^{-1}$. A l'équivalence, il y a décoloration complète du mélange après ajout d'un volume $V_E=10mL$ de la solution de thiosulfate.



- a. Interpréter la décoloration du mélange.
 b. Déterminer la quantité de matière $n(I_2)$ formé.
 c. En déduire la composition du mélange contenu dans chaque un tube à essai à cet instant.

3/ La courbe traduit l'évolution de l'avancement $x=f(t)$ de la réaction des ions I^- avec Fe^{3+} .

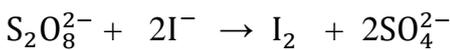
- a. Montrer que cette réaction est limitée.
 b. Déterminer la vitesse moyenne de cette réaction chimique entre les instants $t=0s$ et $t=8s$.
 c. Interpréter la variation de la vitesse de réaction au cours du temps.



Exercice n°5 :

A la température $25^\circ C$, on prépare un système chimique aqueux contenant, à un instant $t_0=0min$, $n_{O1}=2.10^{-2} mol$ de peroxydisulfate de potassium $K_2S_2O_8$ et $n_{O2}=5.10^{-2} mol$ d'iodure de potassium KI.

Le système chimique est le siège de la réaction chimique représentée par l'équation :



On détermine, à différentes instants, la quantité de matière de diiode I_2 formé. Les résultats de mesure permettent de tracer la courbe ci-contre traduisant $\tau=f(t)$.



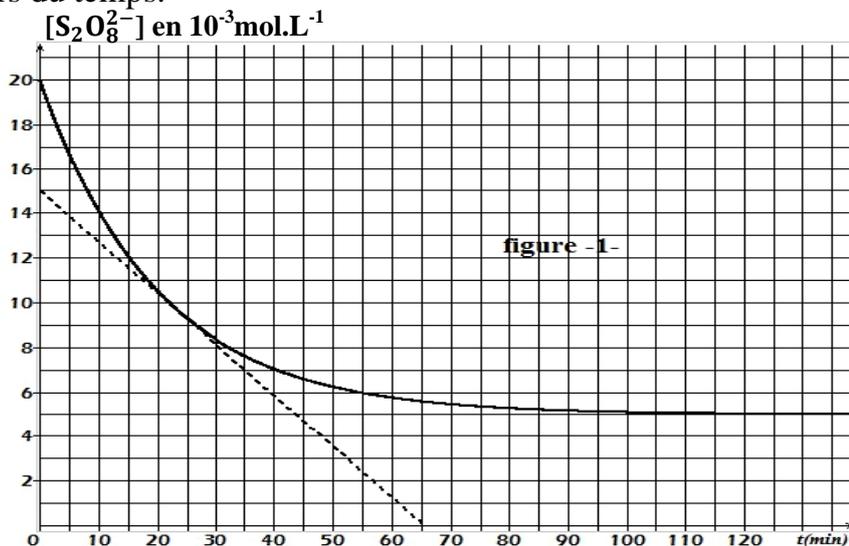
- 1) En se référant au graphique, montrer que la réaction chimique étudié est totale.
- 2) Déterminer l'avancement maximal x_m de la réaction.
- 3) a- Etablir l'expression de l'avancement x de la réaction en fonction de τ .
 b- En déduire la composition du système chimique à l'instant $t_1=10min$.
- 4) a- Définir la vitesse d'une réaction chimique.
 b- Déterminer, à l'instant t_1 , la valeur v_1 de la vitesse de réaction.
- 5) Le taux final d'avancement augmente si le système chimique est porté à une température supérieure à $25^\circ C$. Dire, en justifiant, si la proposition précédente est vraie ou fausse.

Exercice n°6 :

On se propose d'étudier la cinétique de la réaction lente et totale qui se produit entre les ions iodures I^- et les ions peroxydisulfate $S_2O_8^{2-}$. Pour cela, on mélange, à $t_0=0s$, un volume $V_1=100mL$ d'une solution d'iodures de potassium KI de concentration C_1 avec un volume $V_2=100mL$ d'une solution de peroxydisulfate de potassium $K_2S_2O_8$ de concentration C_2 .

La réaction qui se produit est modélisée par l'équation : $S_2O_8^{2-} + 2I^- \rightarrow I_2 + 2SO_4^{2-}$

La courbe de la figure-1- représente l'évolution de la concentration des ions peroxydisulfate $[S_2O_8^{2-}]$ au cours du temps.



1/ a. En exploitant la courbe de la figure-1, déterminer la concentration initiale $[S_2O_8^{2-}]_0$ et en déduire la valeur de C_2 .

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

c. Calculer l'avancement final de la réaction et en déduire C_1 .

2/ a. Définir la vitesse instantanée d'une réaction chimique.

b. Déterminer sa valeur à $t_1=25min$. Expliquer la méthode utilisée.

c. Comment varie la vitesse de cette réaction chimique au cours du temps ?

Préciser le(s) facteur(s) cinétique(s) responsable(s).

3/ A un instant t_2 , on prélève un volume V_0 du mélange réactionnel et on dose la quantité de diiode I_2 formé à l'aide d'une solution de thiosulfate de sodium ($2Na^+$, $S_2O_3^{2-}$) de concentration molaire $C=2.10^{-2}mol.L^{-1}$. L'équation de la réaction de dosage est : $I_2 + S_2O_3^{2-} \rightarrow 2I^- + S_4O_6^{2-}$
A l'équivalence le volume de la solution de thiosulfate est $V_E=12mL$.

On note x_2 la valeur de l'avancement x à l'instant t_2 .

a. Montrer que : $x_2 = \frac{CV_E}{2}$.

b. Déterminer la composition du mélange à l'instant t_2 .

c. En déduire la valeur de l'instant t_2 .