

Exercice n°1 :

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

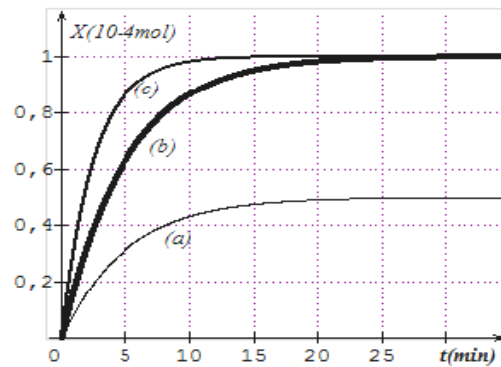
On dispose d'une solution (S_1) d'iodure de potassium KI de concentration $C_1=0,1\text{mol.L}^{-1}$ et d'une solution (S_2) de peroxydisulfate de potassium $K_2S_2O_8$ de concentration $C_2=5.10^{-3}\text{mol.L}^{-1}$.

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

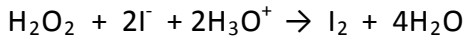


- On s'intéresse à l'expérience réalisée par le groupe G_1 .
 - Déterminer à l'instant $t=0$, les nombres de moles n_{01} de I^- et n_{02} de $S_2O_8^{2-}$.
 - Dresser le tableau descriptif d'évolution du système et préciser le réactif limitant.
 - Déterminer l'avancement maximal x_{max} de la réaction.
- 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: (bac math-principale 2016)

L'oxydation des ions iodures par l'eau oxygénée, H_2O_2 , en milieu acide, est une réaction lente et totale.

Cette réaction est symbolisée par l'équation suivante :



Dans un bécher, on mélange, à l'instant $t=0$, un volume $V_1=100\text{mL}$ d'une solution aqueuse (S_1) d'eau oxygénée H_2O_2 de concentration C_1 , avec un volume $V_2=100\text{mL}$ d'une solution aqueuse (S_2) d'iodure de potassium KI de concentration $C_2=0,1\text{mol.L}^{-1}$ et quelques gouttes d'une solution aqueuse d'acide sulfurique concentrée, dont on négligera le volume.

La courbe de la figure -1- représente l'évolution de l'avancement volumique de la réaction en fonction du temps $y=f(t)$.

1/ Les concentrations initiales des réactifs H_2O_2 et I^- sont notés respectivement $[\text{H}_2\text{O}_2]_0$ et $[\text{I}^-]_0$.

a- Calculer $[\text{I}^-]_0$.

b- Exprimer $[\text{H}_2\text{O}_2]_0$ en fonction de C_1 , V_1 et V_2 .

c- Dresser le tableau descriptif du système chimique relatif à la réaction étudiée faisant intervenir l'avancement volumique y .

2/ a- En exploitant la courbe de la figure 1, déterminer les concentrations finales $[\text{I}_2]_f$ et $[\text{I}^-]_f$.

b- Justifier que H_2O_2 est le réactif limitant de la réaction et en déduire la valeur de C_1 .

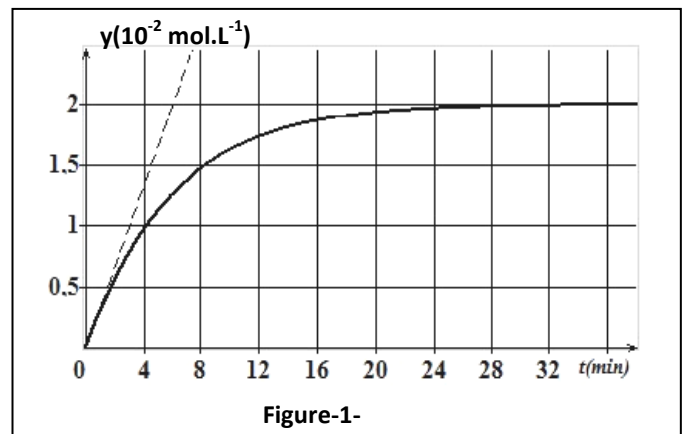
3/ a- Définir la vitesse volumique instantanée d'une réaction chimique.

b- Déterminer graphiquement la valeur la vitesse volumique de cette réaction à $t=0$.

4/ On refait l'expérience précédente mais, en utilisant une solution aqueuse d'eau oxygénée de concentration $C'_1=0,05\text{mol.L}^{-1}$. Préciser, en le justifiant :

a- si l'avancement volumique y_f est modifiée où non. Dans l'affirmative, calculer sa valeur.

b- si la valeur de la vitesse volumique instantanée de la réaction, à $t=0$, augmente ou diminue.



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 : $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{I}^- + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$.

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

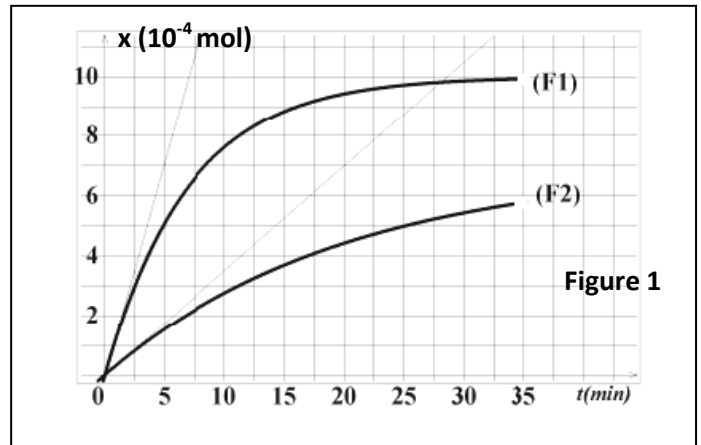
Le mélange (M_a) contient :

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

Le mélange (M_b) contient :

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

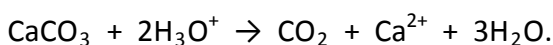
4/ Préciser, en le justifiant, si la réaction est terminée pour chacun des groupes à $t=35\text{min}$.

Exercice n°4:

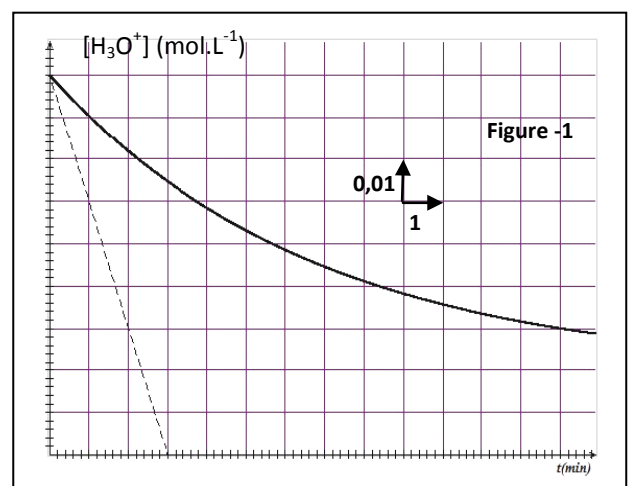
On donne : la masse molaire $M(\text{CaCO}_3) = 100\text{g.mol}^{-1}$.

A l'instant $t=0$ on verse sur un échantillon de carbonate de calcium solide CaCO_3 de masse m_0 , un volume $V_0=0,5\text{L}$ d'une solution de chlorure d'hydrogène ($\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-$) de molarité $C_0=0,09\text{mol.L}^{-1}$.

Une réaction totale se produit d'équation :



Une étude convenable a permis de tracer la courbe de la figure-1 qui représente l'évolution au cours du temps de la concentration des ions hydronium $[\text{H}_3\text{O}^+]=f(t)$.



1/ Dresser le tableau descriptif d'évolution faisant intervenir l'avancement x de la réaction.

2/ Sachant que le temps de demi réaction $t_{1/2}=4\text{min}$:

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

b. Montrer que le carbonate de calcium est le réactif limitant et en déduire que $m_0=1,6\text{g}$.

3/ a. Donner la définition de la vitesse instantanée $v(t)$ d'une réaction.

b. Montrer que : $v(t) = -\frac{V_0}{2} \frac{d[\text{H}_3\text{O}^+]}{dt}$.

En déduire la valeur de la vitesse initiale de cette réaction.

c. En justifiant la réponse, dire si les propositions suivantes sont vraies ou fausses :

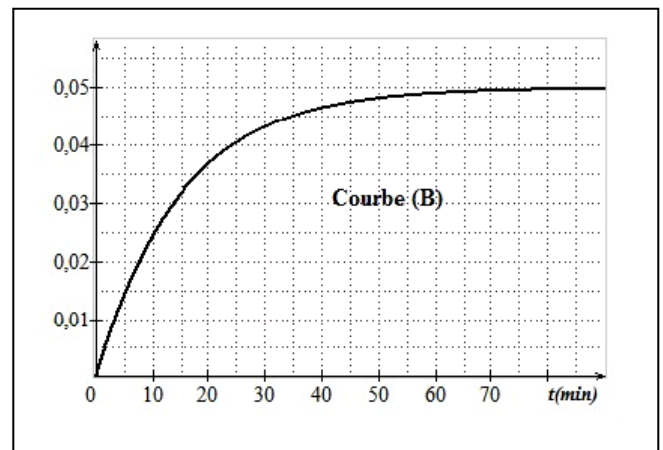
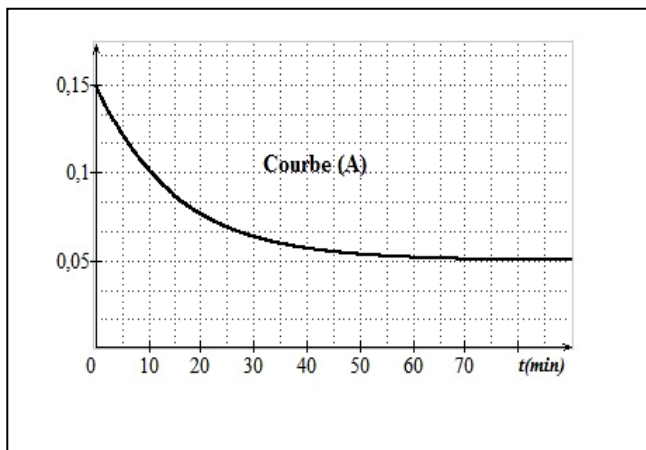
c_1 . La vitesse de la réaction augmente au cours du temps.

c_2 . La vitesse de la réaction s'annule en fin de réaction.

Exercice n°5 :

On mélange à $t=0\text{s}$, un volume $V_1=100\text{mL}$ d'une solution d'iodure de potassium (K^+ , I^-) de concentration molaire C_1 , un volume $V_2=100\text{mL}$ d'une solution d'eau oxygénée H_2O_2 de concentration C_2 et quelques gouttes d'une solution d'acide sulfurique concentrée afin d'avoir excès d'ions H_3O^+ dans le mélange réactionnel. Il se produit la réaction totale d'équation : $2\text{I}^- + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 4\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$

Les courbes A et B représentent respectivement les concentrations molaires $[\text{I}^-]$ et $[\text{I}_2]$ en fonction du temps exprimés en mol.L^{-1} .



1/ a- Justifier que cette réaction est une réaction lente.

b- Etablir le tableau d'évolution du système en fonction de l'avancement volumique y .

c- Préciser le réactif limitant et en déduire la valeur de l'avancement volumique final y_f .

2/ a- Montrer que l'avancement final x_f de cette réaction vaut 10^{-2} mol.

b- Déterminer les valeurs de C_1 et C_2 .

3/ a- Définir la vitesse volumique moyenne d'une réaction chimique.

b- Déterminer la valeur de la vitesse volumique moyenne de cette réaction entre les instants $t=0s$ et $t=t_{1/2}$ où $t_{1/2}$ représente le temps de demi réaction.