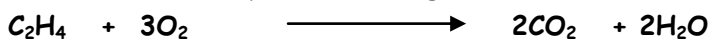


Chimie : Thème : cinétique chimique

Exercice n°1 :

Quatre moles d'éthylène C_2H_4 réagissent avec six moles de dioxygène O_2 . L'équation de la réaction est :



1°) Dresser le tableau descriptif d'avancement de la réaction étudiée.

2°) A la date t_1 , la quantité de matière d'éthylène C_2H_4 restante est 2,5 mol.

Déterminer à la date t_1 :

a°) L'avancement x_1 de la réaction.

b°) La composition du mélange.

3°) Sachant que la réaction étudiée est totale, déterminer la composition du mélange à la fin de la réaction.

Exercice n°2 :

On dispose de deux béchers (A) et (B) correspondant à la description de la **figure 1**

A une date $t=0$, on mélange les contenus des deux béchers portés à la température θ_1 .

Le mélange réactionnel prend une coloration jaune brunâtre qui devient de plus en plus foncée au cours du temps.

1°) a°) Préciser les deux couples redox mis en jeu.

b°) Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.

2°) La **figure 2** représente les variations $[S_2O_8^{2-}]$ dans le mélange au cours du temps. Déduire le nombre initial ($n_{S_2O_8^{2-}})_0$ dans le mélange et calculer C_2 .

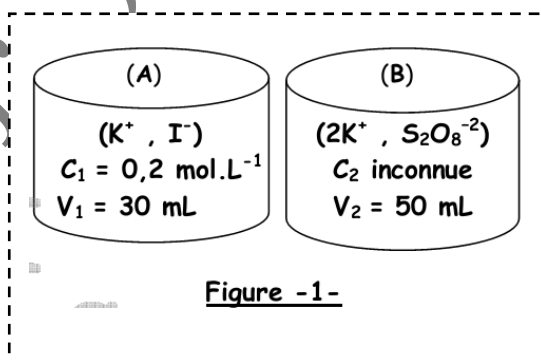


Figure -1-

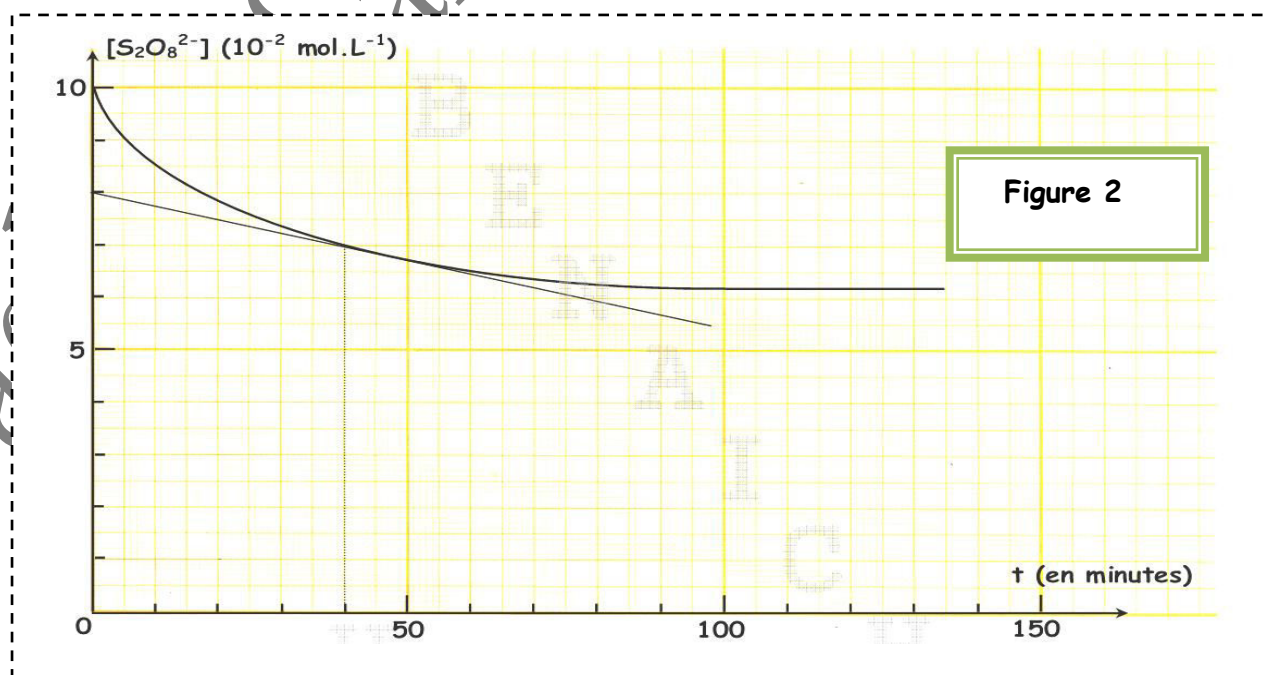
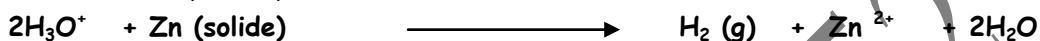


Figure 2

- 3°) a°) Dresser le tableau descriptif d'avancement de la réaction étudiée.
 b°) Déduire le réactif limitant. Vérifier ce résultat à partir du graphe.
 c°) Déterminer l'avancement final x_f et déduire le temps de demi réaction $t_{1/2}$.
 4°) a°) Etablir l'expression de la vitesse volumique instantanée de la réaction en fonction de $[S_2O_8^{2-}]$.
 La calculer à la date $t_1 = 40\text{min}$.
 b°) Comment varie cette vitesse au cours du temps ? Préciser le facteur responsable de cette variation.
 5°) L'expérience précédente est refaite dans les mêmes conditions expérimentales, mais à une température $\theta_2 < \theta_1$. Tracer approximativement la nouvelle allure de la courbe $[S_2O_8^{2-}]$ en fonction du temps sur le même graphique de la figure 2 de la page annexe (à remplir par le candidat).

Exercice n°3 :

On étudie, à température constante, la cinétique de la transformation totale et lente modélisée par la réaction chimique d'équation :



A une date $t=0$, on introduit une masse $m_{Zn} = 3,27\text{ g}$ de zinc en poudre dans un ballon contenant $V_A = 40\text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_A = 0,5\text{ mol.L}^{-1}$.

1°) a°) Déterminer les quantités de matière initiale $n(H_3O^+)_0$ et $n(Zn)_0$ des deux réactifs.

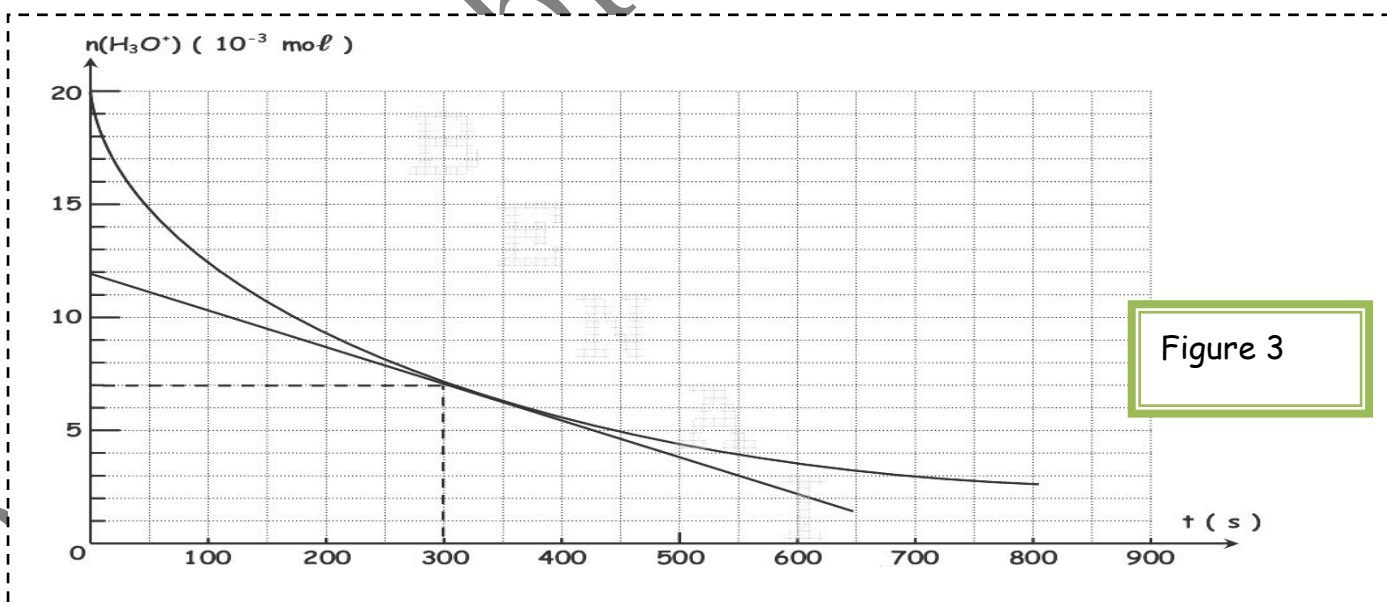
On donne : Masse molaire : $M(Zn) = 65,4\text{ g.mol}^{-1}$.

b°) Déduire que H_3O^+ est le réactif limitant.

2°) a°) Dresser le tableau descriptif d'évolution du système chimique.

b°) Déduire la valeur de l'avancement final x_f de la réaction.

3°) La figure 3 représente les variations de la quantité de matière en ions H_3O^+ dans le mélange réactionnel au cours du temps.



a°) Définir la vitesse instantanée $V(t)$ d'une réaction chimique.

b°) Montrer que la vitesse instantanée de cette réaction a pour expression : $V(t) = -\frac{1}{2} \cdot \frac{dn(H_3O^+)}{dt}$.

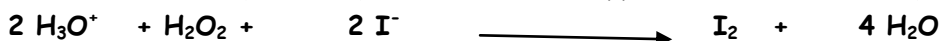
La calculer à la date $t_1 = 300\text{s}$.

c°) Dire , sans faire de calcul , si cette vitesse serait plus grande ou plus petite à une date $t_2 > t_1$. Justifier votre réponse.

4°) L'expérience précédente est refaite dans les mêmes conditions expérimentales, mais en présence d'un catalyseur . Tracer approximativement , en justifiant votre réponse , la nouvelle allure de la courbe $n(\text{H}_3\text{O}^+) = f(t)$ sur le même graphique de la figure 3.

Exercice n°4 :

On étudie la cinétique chimique de la réaction supposée totale et dont l'équation bilan est :



A l'instant $t = 0$, on mélange à 25°C , dans un bécher :

* $V_1 = 50\text{mL}$ d'une solution aqueuse d'eau oxygénée H_2O_2 de concentration molaire $C_1 = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{mol.L}^{-1}$.

* $V_2 = 50\text{mL}$ d'une solution aqueuse d'iodure de potassium KI de concentration molaire $C_2 = 6 \cdot 10^{-2} \text{mol.L}^{-1}$.

* Un excès d'une solution aqueuse d'acide sulfurique ($2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$).

1°) a°) Vérifier que les quantités de matière initiales $n_0(\text{H}_2\text{O}_2)$ de l'eau oxygénée H_2O_2 et $n_0(\text{I}^-)$ des ions iodures I^- dans le mélange , à l'instant $t = 0$, sont respectivement $2,25 \cdot 10^{-3} \text{mol}$ et $3 \cdot 10^{-3} \text{mol}$.

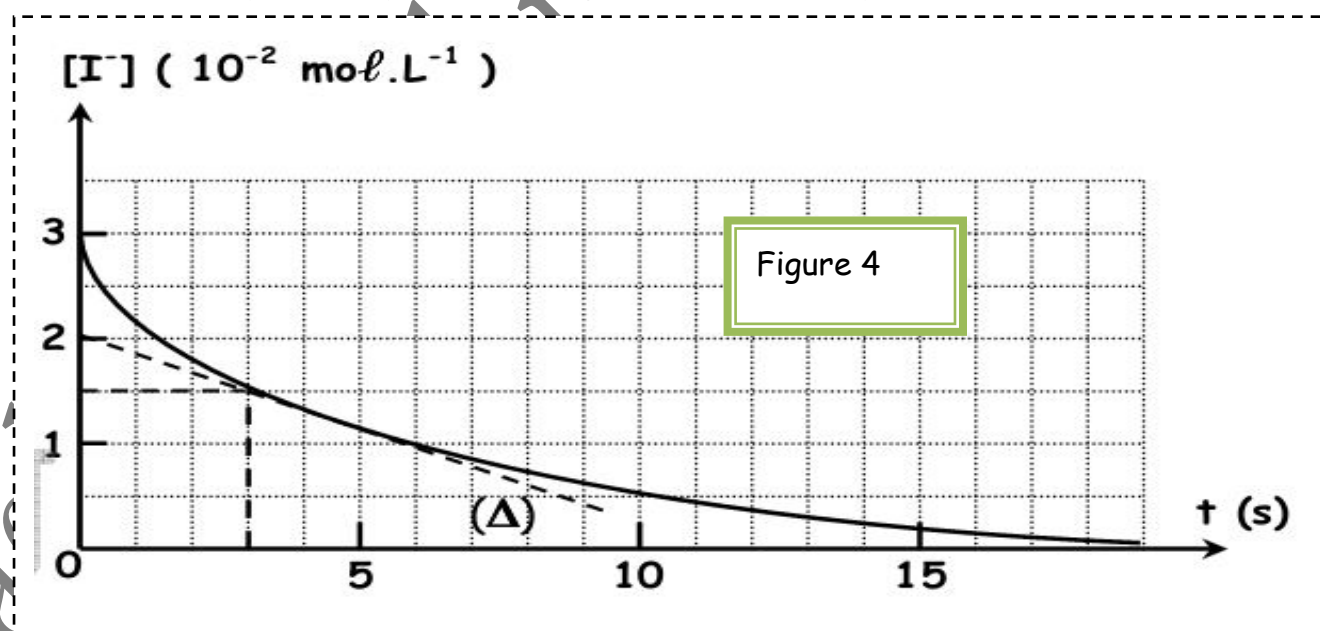
b°) Montrer que dans ce mélange, l'ion I^- constitue le réactif limitant (en défaut).

c°) Dresser le tableau descriptif relatif à ce système et déduire la quantité de matière maximale de diiode $n(\text{I}_2)_{\text{max}}$ formé à la fin de la réaction .

2°) Pour doser le diiode I_2 formé , on prélève , à différents instants de dates t , un volume V du mélange réactionnel que l'on verse dans un erlenmeyer et que l'on place immédiatement dans un bain d'eau glacée . Puis , on dose rapidement le diiode formé par une solution de thiosulfate de sodium de concentration connue .

Ceci permet de tracer la courbe correspondant à la concentration en ions iodure restant $[\text{I}^-]$ en fonction du temps . Par la suite , on trace la courbe de la figure 4 :

ou la droite (Δ) en pointillé représente la tangente à la courbe au point d'abscisse t_1 .



a°) Pourquoi a-t-on placé l'erlenmeyer dans le bain d'eau glacée ?

b°) Définir la vitesse volumique instantanée $V_v(t)$ d'une réaction chimique et montrer qu'elle a pour

expression : $V_v(t) = -\frac{1}{2} \frac{d[\text{I}^-]}{dt}$ La calculer à la date $t_1 = 3\text{s}$.

c°) Cette vitesse v a-t-elle diminuer ou augmenter à un instant t_2 tel que $t_2 > t_1$? Justifier la réponse à partir

de l'allure de la courbe.

3°) Indiquer deux facteurs cinétiques pouvant augmenter la vitesse initiale de la réaction.

Daghani Sahbi Tel: 52 924 529