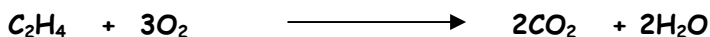


Chimie : Thème : cinétique chimique

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**

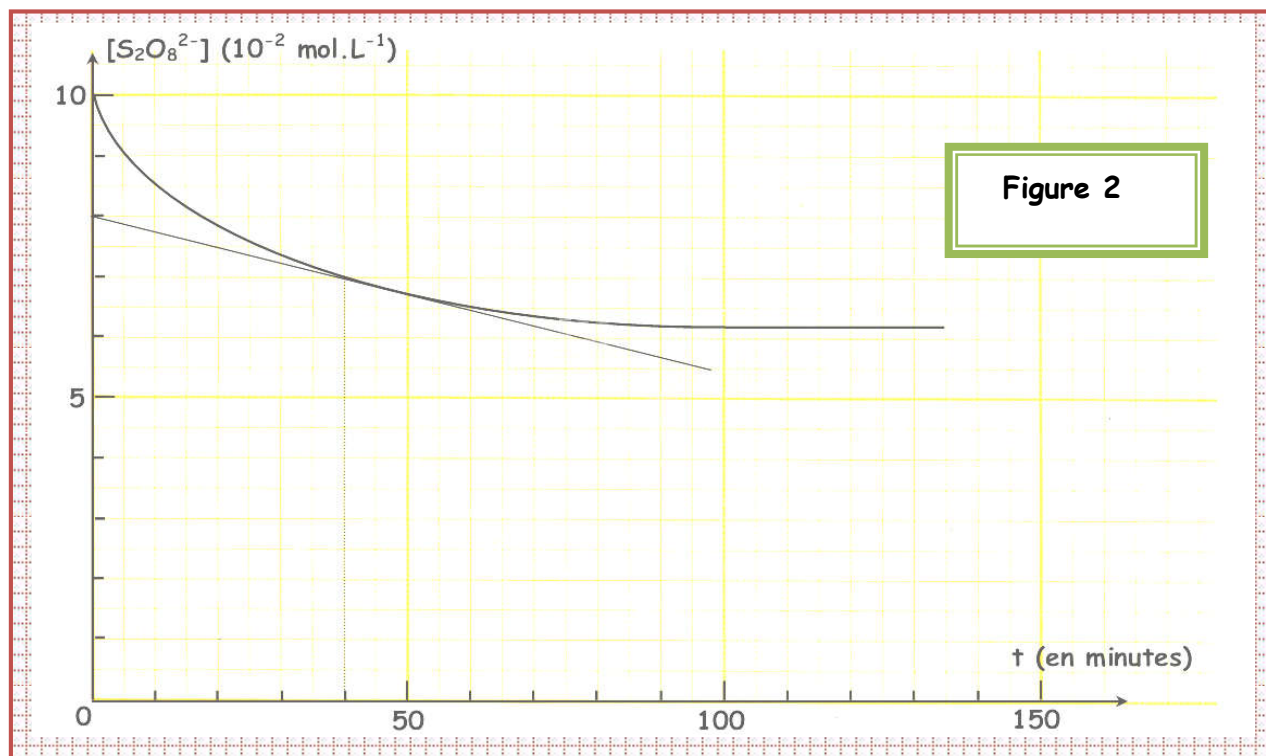
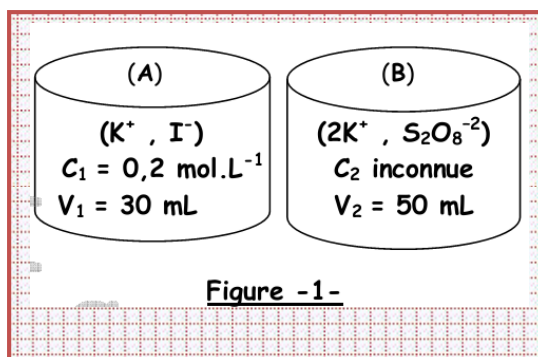
A une date  $t=0$ , on mélange les contenus des deux béchers portés à la température  $\theta_1$ .

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  $C_2$ .



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.

Figure 3

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

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

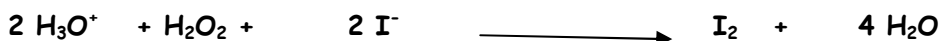
La calculer à la date  $t_1 = 300\text{s}$ .

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  $n(H_3O^+) = f(t)$  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  $25^\circ\text{C}$ , dans un bécher :

\*  $V_1 = 50\text{mL}$  d'une solution aqueuse d'eau oxygénée  $\text{H}_2\text{O}_2$  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  $\text{KI}$  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  $\text{H}_2\text{O}_2$  et  $n_0(\text{I}^-)$  des ions iodures  $\text{I}^-$  dans le mélange, à l'instant  $t = 0$ , sont respectivement  $2,25 \cdot 10^{-3} \text{mol}$  et  $3 \cdot 10^{-3} \text{mol}$ .

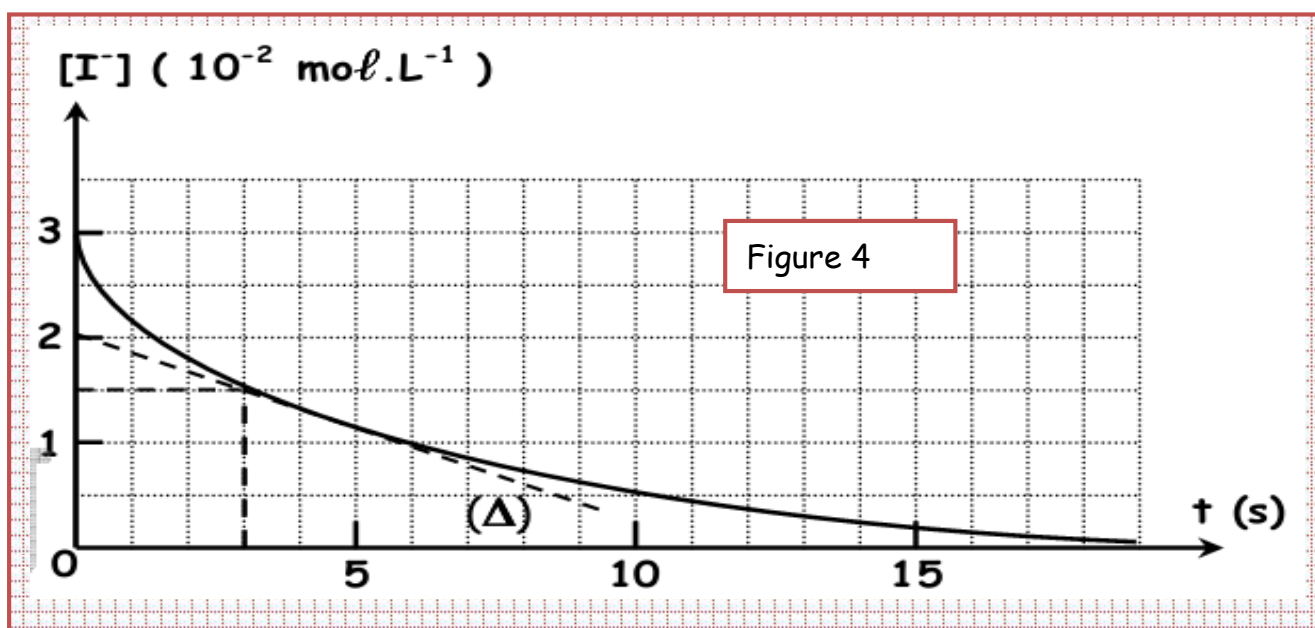
b°) Montrer que dans ce mélange, l'ion  $\text{I}^-$  constitue le réactif limitant (en défaut).

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  $\text{I}_2$  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  $(\Delta)$  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.