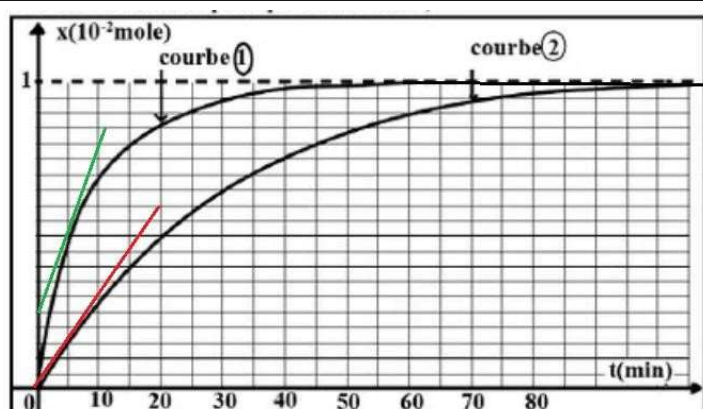


EX1

Deux groupes d'élèves, veulent étudier l'évolution dans le temps de la réaction d'oxydation des ions iodure I^- par les ions peroxydisulfate $S_2O_8^{2-}$ dans deux conditions expérimentales différentes. Cette réaction est lente et pratiquement totale. Ils ont partie à $t = 0$ de la même mélange : $V_1 = 50$ mL d'une solution aqueuse ($K^+(aq) + I^-(aq)$) et de concentration $C_1 = 0,5$ mol $\cdot L^{-1}$ et $V_2 = 50$ mL d'une solution aqueuse ($2 Na^+(aq) + S_2O_8^{2-}(aq)$) de concentration C_2 . Le groupe A suit l'évolution de la réaction chimique à la température ambiante ($T_A = 25^\circ C$), par contre le groupe B suit l'évolution de la réaction dans un bain marie dont la température est maintenue à $T_B = 80^\circ C$. À l'aide d'un protocole bien approprié n'est pas décrit ici les deux groupes ont tracé les deux courbes qui traduisent l'évolution de l'avancement x au cours du temps sur le même graphique ci-contre,



1. Établir l'équation bilan de la réaction chimique sachant que les couples mis en jeu sont : $I_2(aq)/I^-(aq)$ et $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$.
2. Identifier la courbe tracée par le groupe B. justifier votre réponse
3. Préciser l'effet de la température sur le déroulement de la réaction chimique étudiée. Que peut-on dire de la température.
4. Dresser le tableau d'avancement descriptif qui décrit l'évolution de la réaction chimique
5. Déterminer l'avancement maximal x_{max}
6. Montrer que $S_2O_8^{2-}$ est le réactif limitant et déduire la valeur de la concentration C_2 .
7. Déterminer la composition de chaque système après un quart d'heure du départ de la réaction.
8. Déterminer la vitesse de la réaction chimique dans chaque condition à la même date $t = 5$ min, que peut-on conclure.
9. Définir le temps de demi-réaction $t_{1/2}$, puis déterminer sa valeur dans chaque expérience.

EX2

On modélise la réaction du zinc $Zn(s)$ avec une solution d'acide sulfurique ($2 H_3O^+(aq) + SO_4^{2-}$), par l'équation chimique suivante :



Pour étudier la cinétique de cette réaction, on introduit dans un ballon de volume constant $V = 1$ L, une quantité de masse $m = 0,6$ g de poudre de Zinc $Zn(s)$, et on y verse à l'instant $t_0 = 0$, un volume $V_a = 75$ mL de la solution aqueuse d'acide sulfurique de concentration en ions oxonium $[H_3O^+] = 0,4$ mol $\cdot L^{-1}$.

On mesure la pression P à l'intérieur du ballon, à chaque instant,

à l'aide d'un capteur de pression.

1. dresser le tableau d'avancement.

2. Calculer $n_i(H_3O^+)$ et $n_i(Zn)$

3. Déterminer le réactif limitant et déduire l'avancement maximal x_{max} de la réaction.

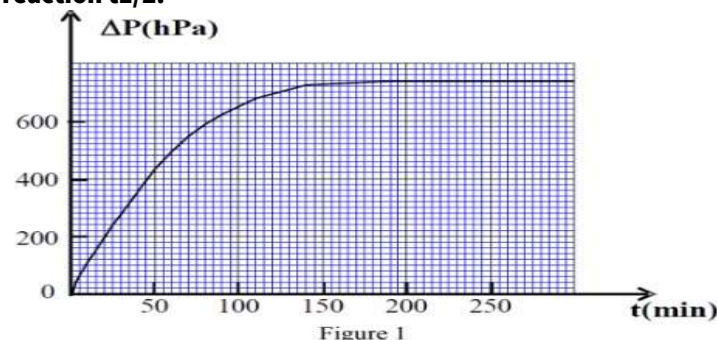
4. Par application de la loi des gaz parfaits, et à l'aide du tableau descriptif précédent, établir l'expression de l'avancement $x(t)$ de la réaction à un instant t en fonction de R , T , V et ΔP , où $\Delta P = P - P_0$, avec P_0 la pression initiale mesurée à l'instant $t_0 = 0$ et P la pression mesurée à l'instant t .

5. Soit $\Delta P_{max} = P_{max} - P_0$ la variation maximale de la pression et x_{max} l'avancement maximal de la réaction. Montrer la relation :

$$x(t) = x_{max} \frac{\Delta P}{\Delta P_{max}}$$

6. Une étude expérimentale a permis de tracer la courbe de la figure

1, traduisant les variations de ΔP en fonction du temps. Trouver graphiquement la valeur du temps de demi-réaction $t_{1/2}$.



Données :

- Tous les gaz sont considérés comme parfaits ;
- Toutes les mesures ont été faites à $25^\circ C$;
- On rappelle la loi des gaz parfaits : $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$;
- La masse molaire atomique du zinc : $M(Zn) = 65,4$ g $\cdot mol^{-1}$.

قاتل من اجل النجاح