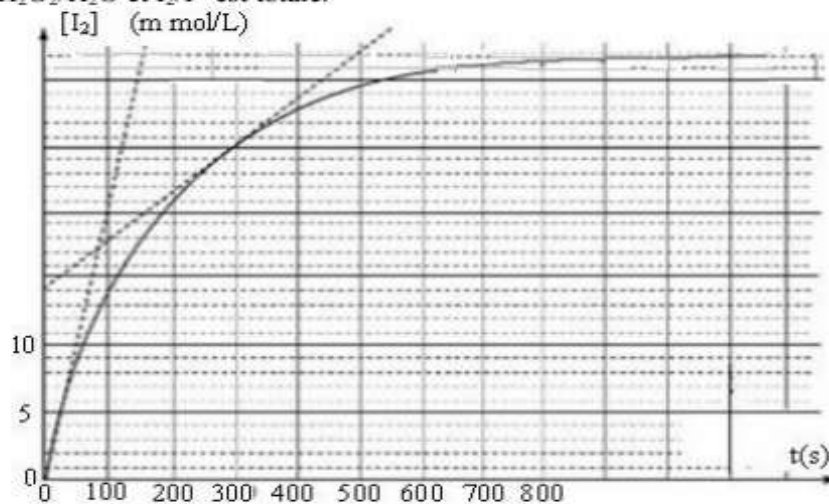


On mélange à l'instant $t=0$ une solution de H_2O_2 (acidifiée par quelques gouttes d'acide sulfurique) et une solution d'iodure de potassium ($\text{K}^+ + \text{I}^-$). La quantité de matière initiale de I^- est n_0 et celle de H_2O_2 est : 6 mmol. Le volume du mélange est $V_s = 100 \text{ cm}^3$. On donne la courbe qui représente les variations de la concentration du diiode I_2 résultant en fonction du temps. On rappelle que la réaction entre les couple $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ et I_2/I^- est totale.



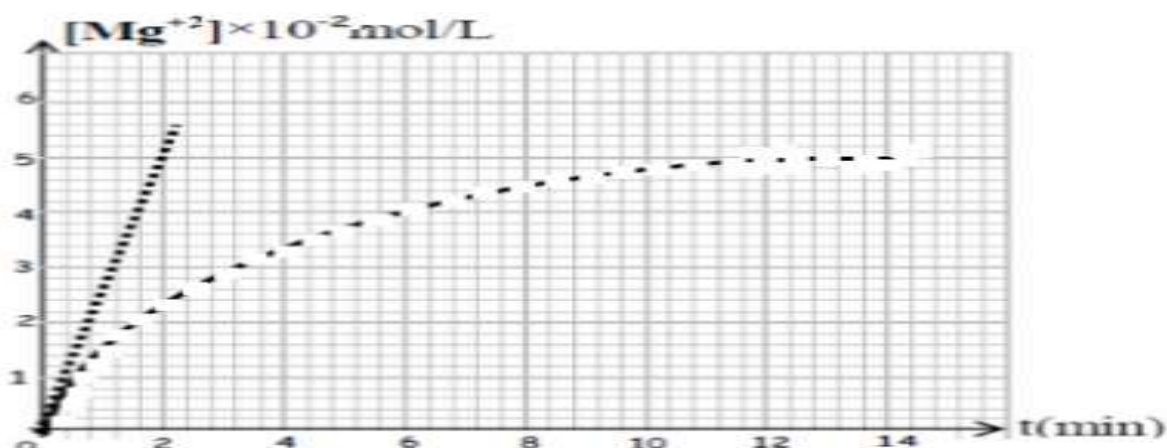
www.pc1.ma

- 1) Ecrire les demi-équations puis déduire l'équation globale de la réaction qui a eu lieu.
- 2) Etablir le tableau d'avancement de la réaction.
- 3) Exprimer la concentration du diiode résultant $[\text{I}_2]$ en fonction de l'avancement x et du volume V_s .
- 4) a) Déterminer graphiquement la valeur de $[\text{I}_2]_{\text{max}}$ puis déduire la valeur de x_{max} .
- b) Sachant que I^- est le réactif limitant, déterminer la valeur de n_0 : la quantité de matière initiale de I_2 .
- 5) 5-1- Définir le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.
- 5-2- Montrer que : $[\text{I}_2]_{t_{1/2}} = \frac{[\text{I}_2]_{\text{max}}}{2}$ puis déterminer graphiquement la valeur de $t_{1/2}$.
- 5-3- a) Définir la vitesse volumique de la réaction.
- b) Montrer que la vitesse volumique de la réaction : $v = \frac{d[\text{I}_2]}{dt}$.
- c) Déterminer la valeur de la vitesse volumique de la réaction aux instants : $t_1=0$, $t_2=300$ s et $t_3=1200$ s en (mmol/L.s).
- 4-5- Déterminer graphiquement l'instant correspondant à l'avancement $x=2,1$ mmol, puis donner la composition du mélange réactionnel à cet instant.
- 5-5- a) Définir le facteur cinétique.
- b) Comment varie la vitesse de la réaction durant l'évolution de la transformation ? Quel est le facteur cinétique responsable ?

On introduit dans un erlenmeyer un ruban de magnésium Mg de masse $m=3$ g auquel on ajoute un volume $V=30$ mL d'une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}^+_{\text{aq}} + \text{Cl}^-_{\text{aq}}$) de concentration $C=0,1$ mol/L. Il se produit un dégagement du gaz dihydrogène H_2 et il y a formation des ions magnésium Mg^{2+} .

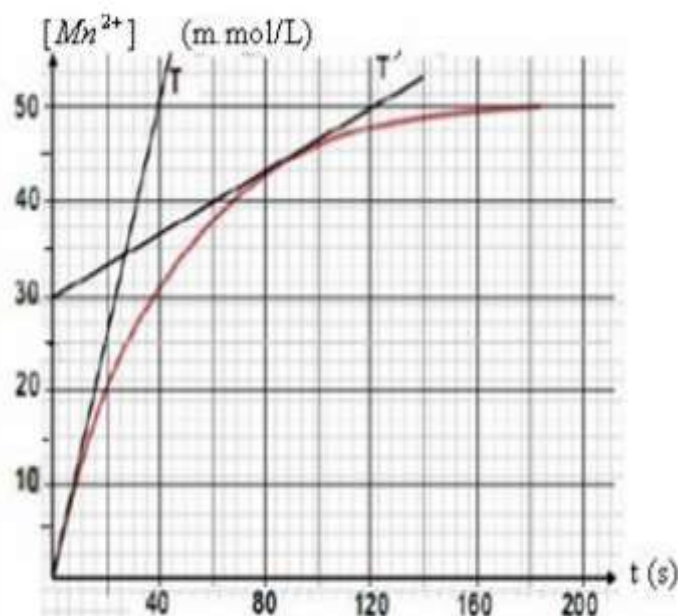
Les deux couples oxydo-rédox intervenant sont : H^+/H_2 et Mg^{2+}/Mg .

- 1) 1-1- Ecrire les demi-équations de la réaction qui se produit en précisant dans chaque cas est ce qu'il s'agit d'une réaction d'oxydation ou d'une réaction de réduction.
- 1-2- Déduire l'équation de la réaction globale qui a eu lieu.
- 2) 2-1- Déterminer la quantité de matière initiale de chacun des deux réactifs. (On donne $M_{(\text{Mg})}=24$ g/mol)
- 2-2- Etablir le tableau d'avancement de la réaction puis déterminer l'avancement maximal et le réactif limitant.
- 2-3- Déduire la concentration des ions Mg^{2+} à la fin de la réaction.
- 3) On donne la courbe qui représente les variations de la concentration des ions magnésium en fonction du temps.
- 3-1- Déterminer l'instant auquel l'avancement de la réaction devient : $x=1,2$ mmol/L puis déduire la composition du mélange réactionnel à cet instant.
- 3-2- a) Définir le temps de demi-réaction puis montrer que : $x(t_{1/2}) = \frac{[\text{I}_2]_{\text{max}}}{2}$
- b) Déterminer graphiquement la valeur de temps de demi-réaction.
- 3-3- a) Définir la vitesse volumique de la réaction.
- b) Exprimer vitesse volumique de la réaction en fonction de $[\text{Mg}^{2+}]$.
- c) Déterminer graphiquement la valeur de la vitesse volumique en (mol/L.s) à l'instant $t=0$ puis à l'instant $t=14$ mn
- d) Comment varie la vitesse de la réaction au cours de l'évolution de la réaction ? Quelle est la cause de cette variation ? Justifier votre réponse.



On mélange à l'instant $t=0$ une solution S_1 d'acide oxalique $H_2C_2O_4$ de volume $V_1=50\text{mL}$ et de concentration $C_1=0,5\text{mol/L}$ et une solution aqueuse de permanganate de potassium ($K^+ + MnO_4^-$) acidifié de volume $V_2=50\text{mL}$ et de concentration $C_2=0,1\text{mol/L}$ et les ions permanganate MnO_4^- réagissent avec $H_2C_2O_4$. On donne les couples: $CO_2 / H_2C_2O_4$ et MnO_4^- / Mn^{2+} .

- 1) Ecrire les demi-équations de la réaction puis déduire l'équation globale de la réaction.
- 2) Dresser le tableau d'avancement de la réaction puis déterminer l'avancement maximal et déduire le réactif limitant.
- 3) Trouver la relation entre la concentration des ions manganèse $[Mn^{2+}]$ et l'avancement x de la réaction.
- 4) Par suivi temporel, en mesurant la concentration des ions manganèse $[Mn^{2+}]$ en fonction du temps et on a obtenu la courbe de la figure suivante :



4-1-Définir le temps de demi réaction $t_{1/2}$.

4-2- Sachant que cette réaction est totale, exprimer la concentration des ions manganèse $[Mn^{2+}]_{t_{1/2}}$ à l'instant $t_{1/2}$ en fonction de x_{\max} , V_1 et V_2 .

4-3- Déterminer graphiquement la valeur de $t_{1/2}$.

5) 5-1- Définir la vitesse volumique de la réaction.

5-2-Montrer que la vitesse volumique de la réaction:
$$v = \frac{1}{2} \cdot \frac{d[Mn^{2+}]}{dt}$$

5-3-Calculer la valeur de la vitesse volumique de la réaction à l'instant $t=0$.

5-4-Calculer la valeur de la vitesse volumique de la réaction à l'instant $t=80\text{s}$.

6) On peut réaliser le suivi temporel de cette réaction par mesure du volume du gaz CO_2 résultant.

6-1-Calculer le volume de CO_2 résultant à l'instant $t=20\text{s}$ dans les conditions normales dans lesquelles le volume molaire est : $V_M=22,4\text{L/mol}$.

6-2- Donner l'expression de la vitesse volumique de la réaction en fonction de V_M , V_S (volume du mélange) et $\frac{dV_{(CO_2)}}{dt}$.