

Exercice Chapitre 7 :

exercice 1 :

$$1) \nu_f(I_2)_{t_2} = \frac{d[\text{I}_2](t)}{dt} = \frac{1}{\Delta t} \times \frac{d[\text{I}_2](t)}{\Delta t} \quad \frac{[\text{I}_2]_{434} - [\text{I}_2]_{426}}{434 - 426}$$

$$\text{A.N. : } \nu_f(I_2)_{t_2} \geq \frac{4,06 \times 10^{-3} - 1,74 \times 10^{-3}}{434 - 426} = 7,5 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}\text{s}^{-1}$$

$$2) \nu_f(I_2)_{t_2} > \nu_f(I_2)_{t_4}$$

$$\text{A.N. : } \frac{5,84 \times 10^{-3} - 5,82 \times 10^{-3}}{930 - 632} \\ = 2,7 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}\text{s}^{-1}$$

La vitesse volumique d'apparition du produit déminé au cours de l'temps donc la réaction chimique s'estompe petit à petit.

Remarque : C'est cohérent en effet la concentration des réactifs est un facteur cinétique, plus la concentration est faible plus la vitesse de la réaction est faible, ici plus la réaction avance plus la concentration chimique est donc plus la vitesse de la réaction diminue.

Exercice 2 :

1) Un manomètre est utilisé pour réaliser un suivi quantitatif en relevant des mesures de pression

2) Le temps de demi-réaction correspond à la moitié de la réaction pour consommer la moitié de m du RL.

3) La température étant un facteur cinétique, permettant de réduire le temps de réaction. Si la température augmente, la demi-vie sera obtenue plus rapidement.

$$3) \frac{[N_2O_5]}{2}$$

4) Plus la température T , + forte réaction Δ

5) Si la réaction d'ordre 1, on a que la vitesse de disparition de N_2O_5 est proportionnelle à la concentration en N_2O_5 , graphiquement cela se traduit par une droite linéaire : $v = k \times A$

Exercice 3 :

1) Le temps de demi-réaction α^r égale à $\frac{t_{\text{moy}}}{2} = \frac{1,77}{2} = 0,885$
donc $t = 220 \text{ s}$.

2) L'évolution de la concentration du réactif MnO_4^- en

fonction du temps

$$v_a = \frac{d[MnO_4^-]}{dt}_{\text{disparition}} \approx \frac{d \frac{A}{2200}}{dt} = \frac{1}{2200} \times \frac{dA}{dt}$$

$$C = \frac{A}{Exp} = \frac{A}{k}$$

$$V_d [MnO_4^-]_{t_i} = \frac{d[MnO_4^-]}{dt}$$

$$= - \frac{d \left[\frac{A}{kP} \right]}{dt}$$

$$= - \frac{d \left(\frac{A}{2200} \right)}{dt}$$

$$= - \frac{1}{2200} \times \left(\frac{dA}{dt} \right)$$

$$3) t = 0 \text{ s}, A \approx 1,775$$

$$t = 900 \text{ s}, A = 1,2$$

$$L = 300, A \approx 0,1$$

$$= 1,775$$

3) $V_d(MnO_4^-)_{t_0} = \frac{1}{2200} \times \frac{f(t_0, 775)}{\partial t}$

$$= \frac{1}{2200} \times 1,775 = \frac{1,775}{2200} = 8,1 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}\text{s}^{-1}$$

$$V_d(MnO_4^-)_{t_0} = \frac{1}{2200} \times \frac{1,2}{\partial t} = \frac{1}{2200} \times \frac{1,2}{775} = \frac{1,2}{2200} = 5,5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}\text{s}^{-1}$$

$$V_d(MnO_4^-)_{t_0} = \frac{1}{2200} \times 0,1 = 4,5 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}\text{s}^{-1}$$

4) pic de vitesse à la demi-vie, à $t = 220 \text{ s}$.

3) Connection :

$$3) V_d(MnO_4^-)_{t=0} = -\frac{1}{2200} \times p = -\frac{1}{2200} \times \frac{A_p - A_0}{t_0 - t_p}$$

$$= -\frac{1}{2200} \times \frac{1,6 - 1,75}{350 - 0} = 1,9 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}\text{s}^{-1}$$

avec A_p la pente de la tangente à l'instant $t = 0$,

$$V_d(MnO_4^-)_{t=200} = -\frac{1}{2200} \times \frac{A_p - A_0}{t_0 - t_p} = -\frac{1}{2200} \times \frac{1,6 - 0,2}{775 - 275} = 6,4 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}\text{s}^{-1}$$

p' , pente à $t = 200 \text{ s}$

$$V_d(MnO_4^-)_{t=300} = -\frac{1}{2200} \times p'' = 0 \text{ mol.L}^{-1}\text{s}^{-1} \text{ avec } p''$$

la pente de la tangente à $t = 300 \text{ s}$.

4) La vitesse augmente puis diminue au cours du temps. Elle est maximale à 225 s car la pente de la tangente est maximale à cette date.

5) L'EPPE est qualifiée de réaction "autocatalyse" car Mn^{2+} est produit par la réaction "auto" et que celui catalyse la réaction "catalyse". ~~L'EPPE produit~~ La réaction produit elle-même son catalyseur.

6) L'autre est la concentration en réactif qui diminue au cours de la réaction et donc qui diminue la vitesse de la réaction.