

Vitesse d'une réaction chimique

* Exercice n° 1:



1) a- I_2 / I^-



=> d'équation bilan:

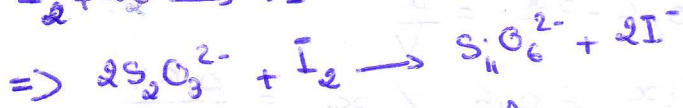


Caractéristiques:

- Apparition de la couleur brune due à la formation de diiode suite à l'oxydation des ions iodures I^- .

- Réaction rapide

1) b- $S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$



Réaction rapide et totale

1) c- Disparition de la couleur jaune

2) a- $K_2S_2O_3$ ($c = 0,24 \text{ mol/L}$)

Equation chimique		$H_2O_2 + 2I^- + H_3O^+ \longrightarrow I_2 + 4H_2O$			
Etat t	ΔV (cmol)	Quantité de matière			
$t=0$	0	$(H_2O_2)_0$	$(I^-)_0$	excès	0 0
$t>0$	x	$(H_2O_2)_0 - x$	$(I^-)_0 - x$	excès	x 4x
$t=t_f$	x_f	$(H_2O_2)_0 - x_f$	$(I^-)_0 - x_f$	excès	x_f $4x_f$

$$m(H_2O_2)_t = m(H_2O_2)_0 - x$$

$$m(H_2O_2)_{t_1} = m(H_2O_2)_0 - x_1$$

$$m(H_2O_2)_{t_2} = m(H_2O_2)_0 - x_2$$

$$t_1 = 2 \text{ min} \Rightarrow x \rightarrow x_1$$

$$t_2 = 10 \text{ min} \Rightarrow x \rightarrow x_2$$

$$\begin{cases} x_1 = m(H_2O_2)_0 - m(H_2O_2)_{t_1} \\ x_2 = m(H_2O_2)_0 - m(H_2O_2)_{t_2} \end{cases}$$

$$\begin{cases} x_1 = 18 \cdot 10^{-3} - 12 \cdot 10^{-3} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \\ x_2 = 18 \cdot 10^{-3} - 6 \cdot 10^{-3} = 12 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \end{cases}$$

$$V_{\text{moy}}(t_1, t_2) = \frac{x_2 - x_1}{t_2 - t_1} = \frac{12 \cdot 10^{-3} - 6 \cdot 10^{-3}}{10 - 2} = 0,75 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

2) b- $t_0 : V(t_0) = V_{\text{moy}}(t_1, t_2)$

D'après l'énoncé: $t_0 = 5 \text{ min}$

2) c- $t_1 = 2 \text{ min}$



$$\frac{m(S_2O_3^{2-})}{2} = m(I_2)_{t_1}$$

$$c \cdot V = 2 \times m(I_2)_{t_1}$$

$$V = \frac{2 \times m(I_2)_{t_1}}{c}$$

Tableau: $m(I_2)_t = x$

$$m(I_2)_{t_1} = x_1 = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$V = \frac{2 \times 6 \cdot 10^{-3}}{0,24} = 50 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

