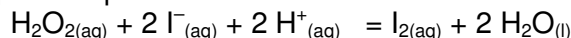


1. Étude de la réaction d'oxydoréduction et préparation de la solution



1.2. En effectuant la somme des deux demi-équations précédentes on obtient :



1.3. Au cours du temps la solution se colore en jaune de plus en plus foncé (formation de diiode, seule espèce colorée).

1.4. On effectue une dilution.

Solution mère : Solution commerciale

Solution fille : solution diluée

C_{Com}

$$C_2 = \frac{C_{Com}}{10}$$

V ? à prélever

$$V_2 = 50 \text{ mL}$$

Au cours d'une dilution la quantité de matière de soluté ne varie pas, on a donc :

$$\text{soit } n = n_2$$

$$C_{Com} \cdot V = C_2 \cdot V_2$$

$$C_{Com} \cdot V = \frac{C_{Com}}{10} \cdot V_2 \quad \text{alors } V = \frac{V_2}{10}$$

$$V = 5,0 \text{ mL.}$$

Protocole opératoire : On prélève 5,0 mL de la solution commerciale à l'aide d'une pipette jaugée de 5,0 mL munie d'un pipeteur, on les verse dans une fiole jaugée de 50 mL, on ajoute de l'eau distillée aux trois-quarts, agiter et enfin on complète jusqu'au trait de jauge.

2. Étude d'une transformation par spectrophotométrie

2.1. $A = k \cdot [I_{2(aq)}]$

$$A_0 = k \cdot C_0 \quad \text{donc } k = \frac{A_0}{C_0}$$

$$k = \frac{0,60}{1,0 \cdot 10^{-2}} = 60 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

2.2.1. L'énoncé parle d'ions oxonium H_3O^+ en large excès, il s'agit des ions hydrogène $H^+_{(aq)}$.

Équation chimique		$H_2O_{2(aq)} + 2 I^-_{(aq)} + 2 H^+_{(aq)} = 2 H_2O_{(l)} + I_{2(aq)}$				
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)				
État initial	0	$C_2 \cdot V_2$	$C_1 \cdot V_1$	Excès	beaucoup	0
État en cours de transformation	x	$C_2 \cdot V_2 - x$	$C_1 \cdot V_1 - 2x$	Excès	beaucoup	x
État final	x_{max}	$C_2 \cdot V_2 - x_{max}$	$C_1 \cdot V_1 - 2x_{max}$	Excès	beaucoup	x_{max}

2.2.2. $[I_{2(aq)}] = \frac{n_{I_2}}{V_1 + V_2}$ or d'après le tableau $n_{I_2} = x$ donc $[I_{2(aq)}] = \frac{x}{V_1 + V_2}$

2.2.3. $A = k \cdot [I_{2(aq)}] = k \cdot \frac{x}{V_1 + V_2}$

2.2.4. Si l'iode de potassium est le réactif en défaut, alors $C_1 \cdot V_1 - 2x_{max} = 0$

Soit $x_{max} = \frac{1}{2}(C_1 \cdot V_1)$

$$x_{max} = 0,5 \times 5,0 \cdot 10^{-2} \times 25 \cdot 10^{-3} = 6,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$A_{max} = k \cdot \frac{x_{max}}{V_1 + V_2}$$

$$A_{max} = 60 \times \frac{6,25 \times 10^{-4}}{(25 + 50) \times 10^{-3}} = 0,50$$

3. Exploitation de la courbe représentant l'absorbance au cours du temps

$$3.1. v = \frac{1}{V_1 + V_2} \cdot \frac{dx}{dt}$$

Or $x = \frac{A}{k}(V_1 + V_2)$ d'après la question 2.2.3.

$$\text{Soit } v = \frac{1}{V_1 + V_2} \cdot \frac{d\left(\frac{A}{k}(V_1 + V_2)\right)}{dt} = \frac{1}{k} \cdot \frac{V_1 + V_2}{V_1 + V_2} \cdot \frac{dA}{dt}$$

$$v = \frac{1}{k} \cdot \frac{dA}{dt}$$

3.2. La vitesse correspond au coefficient directeur de la tangente à la courbe $A = f(t)$ à un coefficient k près. Or Ce coefficient directeur diminue au cours du temps, donc la vitesse v diminue. Cette évolution est due à la diminution des concentrations des réactifs.

3.3. Au bout de 15 min, la tangente à la courbe est quasiment horizontale, son coefficient directeur est donc nul, on peut considérer que la vitesse de la réaction est nulle, soit que le système n'évolue plus.

3.4. Le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ correspond à la durée nécessaire pour que l'avancement de la réaction atteigne la moitié de sa valeur finale.

Or avancement et absorbance sont proportionnels d'où $t_{1/2}$ correspond à l'abscisse du point d'ordonnée $A_{\max}/2$.

$$t_{1/2} = 4 \text{ min}$$

3.5.1.

D'après le graphique $A_{\max} = 0,37$.

$$x_{\max} = \frac{A_{\max}}{k}(V_1 + V_2)$$

$$x_{\max} = \frac{0,37}{60} \times (25 + 50) \cdot 10^{-3} = 4,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

À la question 2.2.4 on a trouvé $x_{\max} = 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol} > 4,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$. L'hypothèse faite en 2.2.4. n'est pas correcte, les ions iodure ne constituent pas le réactif en défaut. L'eau oxygénée est donc le réactif limitant.

3.5.2. Si l'eau oxygénée est le réactif limitant on a : $C_2 \cdot V_2 - x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = C_2 \cdot V_2$

$$C_2 = \frac{x_{\max}}{V_2}$$

$$C_2 = \frac{4,6 \times 10^{-4}}{50 \times 10^{-3}} = 9,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C_{\text{Com}} = 10 \cdot C_2$$

$$C_{\text{Com}} = 10 \times 9,2 \cdot 10^{-3} = 9,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

3.5.3. La réaction étudiée est totale mais **pas rapide**, elle n'a pas toutes les caractéristiques d'une réaction support de titrage.

