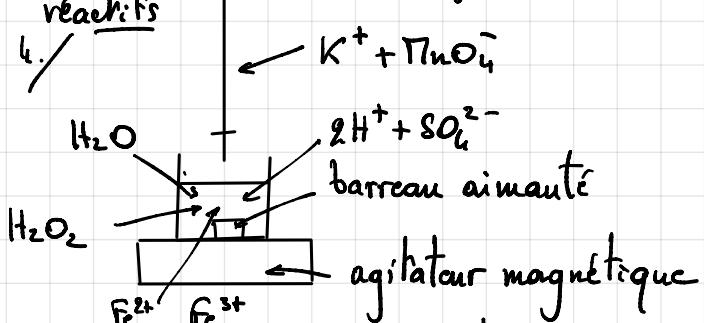


Chap. 6,8 : Décomposition d'une eau oxygénée

1. À propos du protocole

- 1./ Les ions fer (II) catalysent la réaction.
- 2./ Prélèvement de 10 mL : pipette jaugée car cette étape est cruciale, il faut utiliser la verrerie la plus précise possible.
- 3./ L'eau glaciée permet de réaliser une "trempe" (c'est à dire sert à figer le milieu réactionnel). On joue sur les facteurs quiétiques température et concentration des réactifs.



Rq: je n'ai pas représenté O2 dans la solution car il la quitte sous forme de gaz.

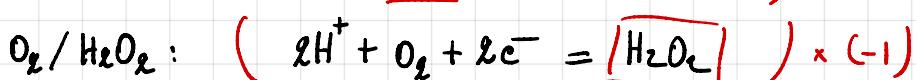
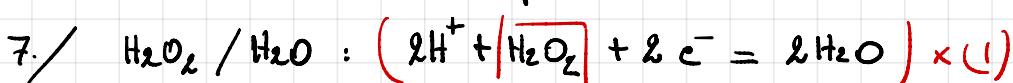
- 5./ La solution possède initialement une couleur située entre le vert et le brun très clair, en fonction de la concentration et du volume des ions Fe (II) introduits. Lorsque l'équivalence est passée, MnO4- devient le réactif en excès et la solution devient violette. Donc en résumé, on passe d'une solution légèrement colorée à une solution violette (couleur prononcée).

2. Préparation préalable de la solution de permanganate de potassium.

- 6./ Il faut utiliser une fiole jaugée de 200 mL et pas un bêcher (manque de précision).

- Il faut prélever 20 mL et pas 10 mL pour diviser la concentration par 10.
- Un rème à pied sert essentiellement de poubelle.

3. Étude de la réaction de décomposition à $\theta_i = 20^\circ\text{C}$



$$8./ \quad v(t) = \frac{1}{V} \frac{dx}{dt} \quad n(\text{H}_2\text{O}_2) = n_0(\text{H}_2\text{O}_2) - 2x$$

Donc $x = \frac{n_0(\text{H}_2\text{O}_2) - n(\text{H}_2\text{O}_2)}{2}$

$$\text{et } \frac{dx}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{d n(\text{H}_2\text{O}_2)}{dt}$$

Finalement $v(t) = -\frac{1}{2} \frac{d [\text{H}_2\text{O}_2]}{dt}$

Il faut donc mesurer la pente de la courbe $[\text{H}_2\text{O}_2] = f(t)$ à la date souhaitée et la multiplier par $(-\frac{1}{2})$.

$$9./ \quad v(t_1) = -0,5 \times \frac{\frac{32,83 \text{ mmol/L}}{12 \text{ min}} - \frac{32,05 \text{ mmol/L}}{12,51 \text{ min}}}{12 \text{ min} - 12,51 \text{ min}} = 0,76 \text{ mmol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$$

$$v(t_2) = -0,5 \times \frac{\frac{22,40 \text{ mmol/L}}{20 \text{ min}} - \frac{21,89 \text{ mmol/L}}{20,51 \text{ min}}}{20 \text{ min} - 20,51 \text{ min}} = 0,50 \text{ mmol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$$

La vitesse volumique de réaction diminue au cours de la transformation, comportement attendu puisque la concentration des réactifs est un facteur cinétique.

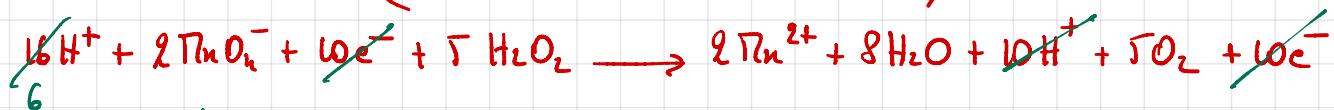
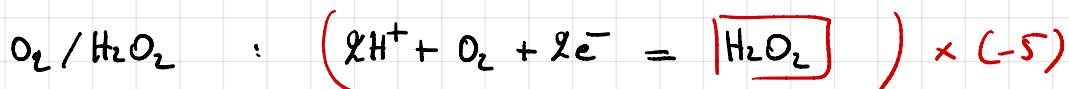
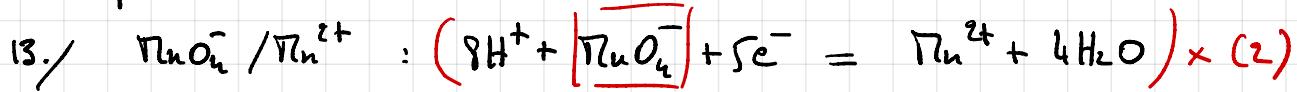
$$10./ \quad t_{1/2} \text{ est tel que } x(t_{1/2}) = \frac{x_{\max}}{2} \quad \text{Graphiquement, } t_{1/2} = 16,1 \text{ min}$$

4. Étude de la réaction à } \theta_c = 40^\circ\text{C}

11./ Ce n'est pas évident sur le graphique mais les conditions initiales étant identiques, les courbes partent du même point. $t'_{1/2} = 10 \text{ min}$.

12./ $t'_{1/2} < t_{1/2}$ comportement attendu puisque la température est un facteur cinétique.

5. Expression de $[\text{H}_2\text{O}_2]$



14. Tableau d'avancement à l'équivalence du titrage :

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) = n(\text{H}_2\text{O}_2)(t) - 5x_E = 0 \quad \text{et} \quad n(\text{PbO}_4^{\cdot-}) = n_E(\text{PbO}_4^{\cdot-}) - 2x_E = 0$$

done $\frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)(t)}{5} = \frac{n_E(\text{MnO}_4^-)}{2}$

comme $\frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)}{V_0}(t) = [\text{H}_2\text{O}_2](t)$ et $n_E(\text{MnO}_4^-) = C_{\text{KmnO}_4} V_E$

alors
$$[\text{H}_2\text{O}_2](t) = \sum \frac{C_{\text{KmnO}_4} V_E}{V_0}$$