

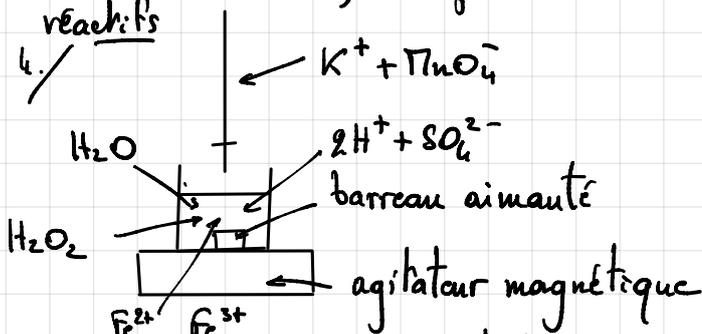
# Chap. 6,8: Décomposition d'une eau oxygénée

## 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 glacée permet de réaliser une "trempette" (c'est à dire sert à figer le milieu réactionnel). On joue sur les facteurs cinétiques température et concentration des réactifs.



R<sub>que</sub>: je n'ai pas représenté  $O_2$  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,  $MnO_4^-$  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).

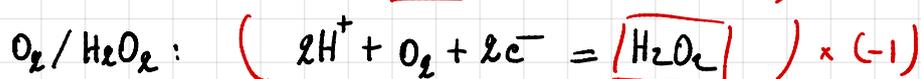
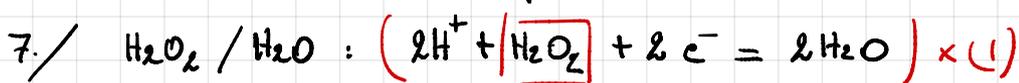
## 2. Préparation préalable de la solution de permanganate de potassium.

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 verre à pied sert essentiellement de poubelle.

## 3. Étude de la réaction de décomposition à $\theta_1 = 20^\circ C$



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

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

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

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

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  $(-\frac{1}{2})$ .

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

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

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

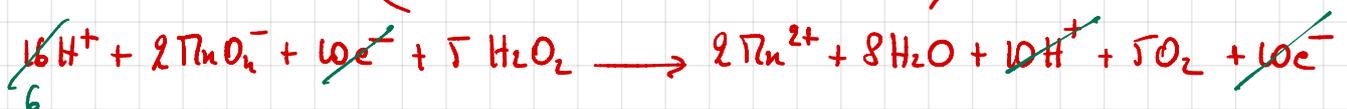
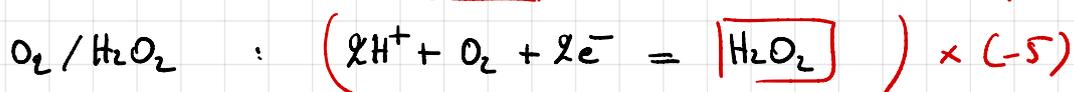
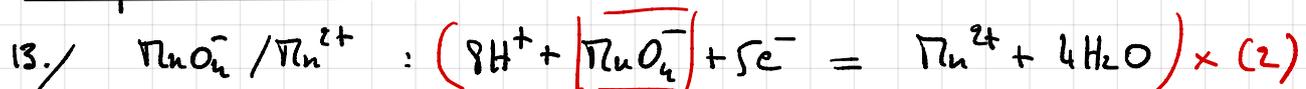
$$10./ \quad t_{1/2} \text{ est tel que } x(t_{1/2}) = \frac{x_{\max}}{2} \quad \text{Graphiquement, } t_{1/2} = 15 \text{ min}$$

#### 4. Étude de la réaction à $\theta_2 = 40^\circ\text{C}$

11./ Ce n'est pas évident sur le graphique mais les conditions initiales étant identiques, les courbes partent du même point.  $t'_{1/2} = 9 \text{ min}$ .

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 :

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

donc 
$$\frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)(t)}{5} = \frac{n_E(\text{HNO}_2^-)}{2}$$

comme 
$$\frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)(t)}{V_0} = [\text{H}_2\text{O}_2](t) \text{ et } n_E(\text{HNO}_2^-) = C_K \text{HNO}_2^- V_E$$

alors 
$$\boxed{[\text{H}_2\text{O}_2](t) = \frac{5}{2} \frac{C_K \text{HNO}_2^- V_E}{V_0}}$$