

1. Un catalyseur est une espèce chimique qui **accélère une réaction chimique sans être consommé**.

La dismutation de l'eau oxygénée est accélérée par les ions Fe^{3+} (énoncé).

Par ailleurs, les ions Fe^{3+} sont consommés dans l'étape ① puis régénérés dans l'étape ②.

Les ions Fe^{3+} jouent donc le rôle de catalyseur.

2. On prélève $V_R = 10 \text{ mL}$ de milieu réactionnel (eau oxygénée + chlorure de fer (III)) que l'on verse dans un erlenmeyer contenant 40 mL d'eau glacée. Ainsi on refroidit le milieu réactionnel et on diminue la concentration en réactifs. La réaction de dismutation du peroxyde d'hydrogène H_2O_2 est ainsi stoppée le temps du dosage.

Les facteurs cinétiques mis en jeu sont **la température** et **la concentration des réactifs**.

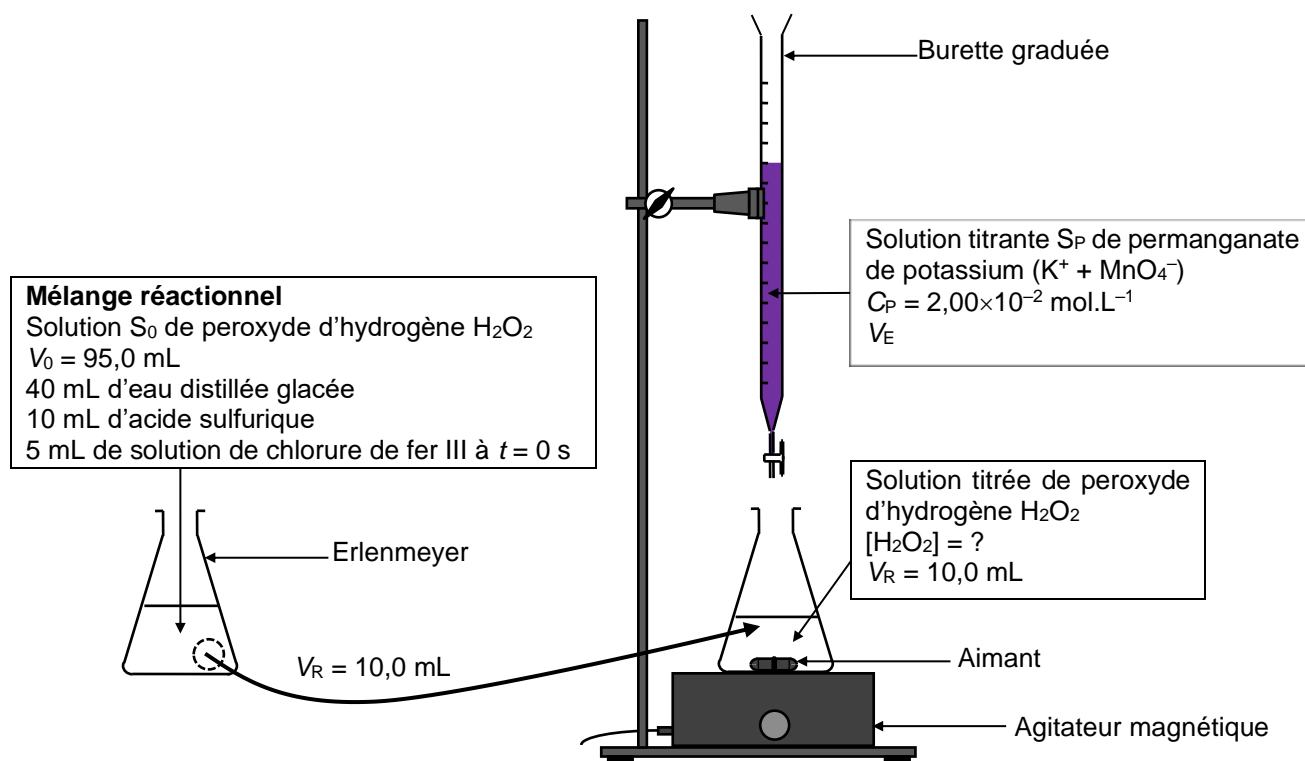
3. L'ion permanganate MnO_4^- est la seule espèce colorée en **rose-violet** lors du titrage.

La solution de permanganate de potassium est placée dans la burette graduée.

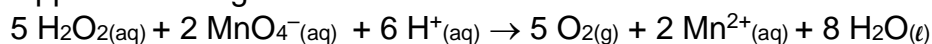
Avant l'équivalence, l'ion MnO_4^- est le **réactif limitant** ; il est totalement consommé et le mélange réactionnel dans l'erlenmeyer reste **incolore**.

Après l'équivalence, l'ion MnO_4^- est le **réactif en excès** ; il n'est plus consommé et le mélange réactionnel dans l'erlenmeyer prend une coloration **rose-violet**.

À l'équivalence, le mélange réactionnel passe **de l'incolore au rose clair** à la goutte près.



4. À l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation 2, support du dosage :



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

$$\frac{[\text{H}_2\text{O}_2] \times V_R}{5} = \frac{C_P \times V_E}{2} \quad \text{soit}$$

$$[\text{H}_2\text{O}_2] = \frac{5 \times C_P \times V_E}{2 \times V_R}$$

5. Pour $t = 12 \text{ min}$, $V_E = 11,4 \text{ mL}$ donc, en laissant les volumes en mL :

$$[\text{H}_2\text{O}_2] = \frac{5 \times 2,00 \times 10^{-2} \times 11,4}{2 \times 10,0} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 5,7 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 57 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

6. La vitesse de disparition du peroxyde d'hydrogène s'écrit : $v_{\text{disp}}(\text{H}_2\text{O}_2) = -\frac{d[\text{H}_2\text{O}_2]}{dt}$.

Si la cinétique de la dismutation du peroxyde d'hydrogène suit une loi cinétique d'ordre 1, alors : $v_{\text{disp}}(\text{H}_2\text{O}_2) = k \times [\text{H}_2\text{O}_2]$.

En égalant les deux expressions, il vient : $-\frac{d[\text{H}_2\text{O}_2]}{dt} = k \times [\text{H}_2\text{O}_2]$

Soit :

$$\boxed{\frac{d[\text{H}_2\text{O}_2]}{dt} = -k \times [\text{H}_2\text{O}_2]}$$

7. $[\text{H}_2\text{O}_2](t) = B \times e^{-k \times t}$ donc $[\text{H}_2\text{O}_2](0) = B \times e^{-k \times 0} = B = [\text{H}_2\text{O}_2]_0$.

La **constante B** est donc égale à la **concentration initiale en peroxyde d'hydrogène**.

8. La courbe représentative de $\ln\left[\frac{[\text{H}_2\text{O}_2]}{c^0}\right]$ en fonction du temps t de la figure 2, est une droite

décroissante que l'on peut modéliser par la fonction affine d'équation : $\ln\left[\frac{[\text{H}_2\text{O}_2]}{c^0}\right] = a \times t + b$

Avec a le coefficient directeur de la droite et b l'ordonnée à l'origine.

Cette expression est similaire à la relation 2 : $\ln\left[\frac{[\text{H}_2\text{O}_2]}{c^0}\right] = -k \times t + \ln\left[\frac{B}{c^0}\right]$.

La relation 2 a été obtenue à partir de la relation 1 associée à une loi cinétique d'ordre 1. L'hypothèse d'une loi cinétique d'ordre 1 pour la dismutation du peroxyde d'hydrogène est donc valide.

Par identification : $a = -k$ et $b = \ln\left[\frac{B}{c^0}\right]$.

Calcul du coefficient directeur a entre les points (0 min ; -2,5) et (80 min ; -5,1) :

$$a = \frac{-5,1 - (-2,5)}{80 - 0} \text{ min}^{-1} = -3,3 \times 10^{-2} \text{ min}^{-1}$$

Donc $k = 3,3 \times 10^{-2} \text{ min}^{-1}$.

9. Le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ est la durée pour laquelle l'avancement atteint la moitié de sa valeur finale.

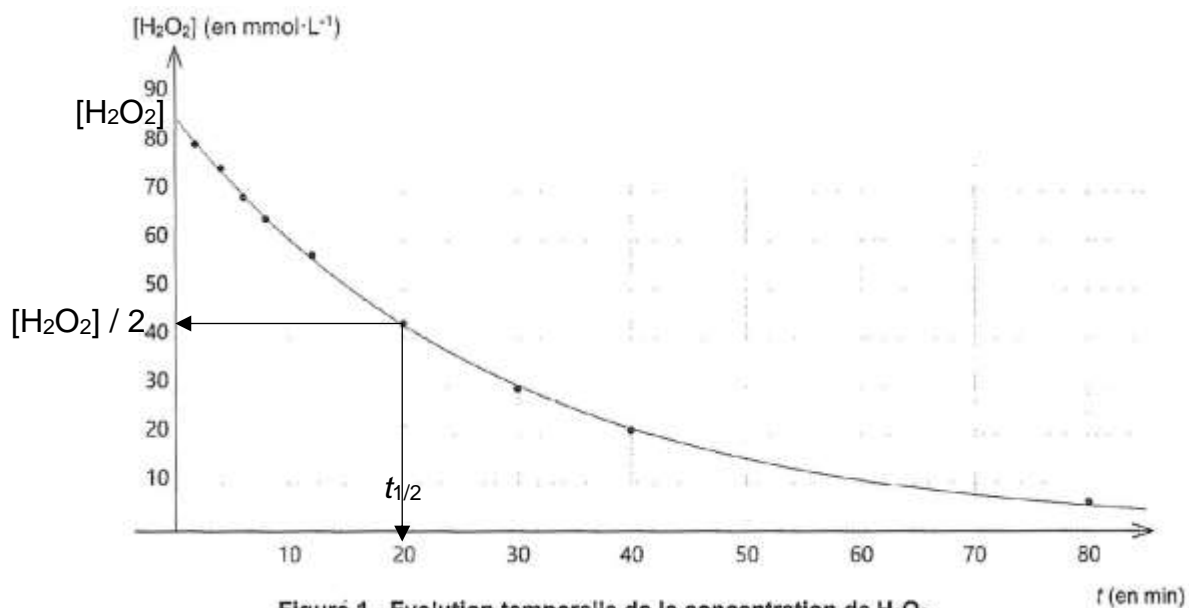
Pour $t = t_{1/2}$, la moitié du réactif limitant a été consommé. $[H_2O_2]_{t_{1/2}} = \frac{[H_2O_2]_0}{2}$

Non demandé : $[H_2O_2]_0 = \frac{(n_{H_2O_2})_0}{V}$

H_2O_2 est le réactif limitant, $[H_2O_2]_{finale} = 0 = \frac{(n_{H_2O_2})_0 - x_{max}}{V}$ ainsi la valeur finale de l'avancement est $(n_{H_2O_2})_0$.

La moitié de l'avancement final vaut $\frac{(n_{H_2O_2})_0}{2}$.

$$[H_2O_2]_{t_{1/2}} = \frac{(n_{H_2O_2})_0 - \frac{(n_{H_2O_2})_0}{2}}{V} = \frac{\frac{(n_{H_2O_2})_0}{2}}{V} = \frac{(n_{H_2O_2})_0}{2V} = \frac{[H_2O_2]_0}{2}$$



$[H_2O_2]_0 = 84 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ donc $[H_2O_2](t_{1/2}) = \frac{84}{2} \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} = 42 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Graphiquement, on lit : $t_{1/2} = 20 \text{ min}$.

Remarque : $k \times t_{1/2} = \ln 2$ donc $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$ soit $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{3,3 \times 10^{-2} \text{ min}^{-1}} = 21 \text{ min}$.

On retrouve bien une valeur voisine de 20 min.

$$\frac{\ln(2)}{3.3 \times 10^{-2}} = 21.00446002$$

10. On a $k \times t_{1/2} = \ln 2$ et pour une cinétique d'ordre 1 $t_{1/2}$ est indépendant de $[H_2O_2]_0$.
Donc k est aussi indépendant de $[H_2O_2]_0$.