

CLASSE : Terminale

EXERCICE 2 : 4,5 points

VOIE : Générale

ENSEIGNEMENT : physique-chimie

DURÉE DE L'ÉPREUVE : 0h47

CALCULATRICE AUTORISÉE : Oui sans mémoire, « type collègue »

Exercice 2 Contrôle de l'ordre d'une réaction (4,5 points)

1.

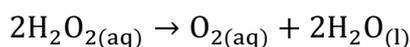
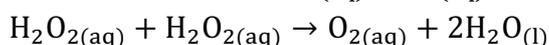
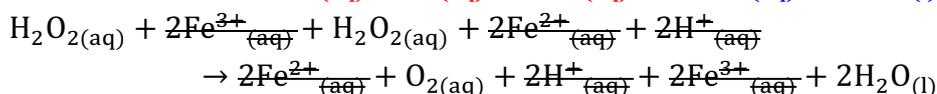
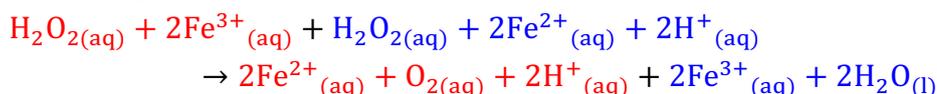
étape 1



étape 2



Equation globale : étape 1+ étape 2



Un catalyseur est une espèce qui augmente la vitesse d'une transformation, sans figurer dans l'équation de la réaction.

L'ion fer Fe^{3+} est un réactif de l'étape 1 et un produit de l'étape 2 : il ne figure pas dans le bilan de la réaction.

De plus, l'ion fer Fe^{3+} permet d'accélérer la réaction.

L'ion fer Fe^{3+} est donc un catalyseur

2.

Les sept erlenmeyers contiennent de l'eau distillée glacée :

- L'eau distillée permet de diluer le prélèvement et ainsi diminuer la concentration et donc la vitesse de réaction.
- Le fait que l'eau soit glacée permet de diminuer la température et donc la vitesse de réaction.

Ces deux facteurs cinétiques sont mis en œuvre pour stopper la réaction de dismutation le temps du dosage.

3.

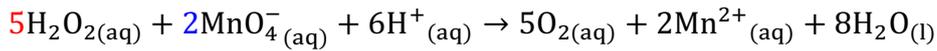
La seule espèce chimique colorée est l'ion permanganate.

Avant l'équivalence, le permanganate est le réactif limitant. La solution reste incolore.

Après l'équivalence, le permanganate est le réactif en excès. La solution devient rose-violet.

A l'équivalence on observe un changement de couleur de l'incolore au rose-violet.

4.



A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stoechiométrique :

$$\frac{n_{\text{H}_2\text{O}_2}^i}{5} = \frac{n_{\text{MnO}_4^-}^{\text{eq}}}{2}$$
$$\frac{[\text{H}_2\text{O}_2] \times V_R}{5} = \frac{C_p \times V_E}{2}$$
$$[\text{H}_2\text{O}_2] = \frac{5 \times C_p \times V_E}{2 \times V_R}$$

5.

$$[\text{H}_2\text{O}_2] = \frac{5 \times C_p \times V_E}{2 \times V_R}$$
$$[\text{H}_2\text{O}_2] = \frac{5 \times 2,00 \times 10^{-2} \times 11,4 \times 10^{-3}}{2 \times 10,0 \times 10^{-3}}$$
$$[\text{H}_2\text{O}_2] = 5,70 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$$
$$[\text{H}_2\text{O}_2] = 57,0 \times 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$
$$[\text{H}_2\text{O}_2] = 57,0 \text{ mmol. L}^{-1}$$

6.

$$v_d = -\frac{d[\text{H}_2\text{O}_2]}{dt}$$

Dans le cas d'une loi de vitesse d'ordre 1 : $v_d = k \times [\text{H}_2\text{O}_2]$

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

7.

$$[\text{H}_2\text{O}_2]_{(t)} = B \times e^{-k \times t}$$

A instant initial :

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

$$[\text{H}_2\text{O}_2]_{(t=0)} = B \times 1$$

$$[\text{H}_2\text{O}_2]_{(t=0)} = B$$

B est la concentration en peroxyde d'hydrogène initiale.

8.

Dans le cas d'une loi de vitesse d'ordre 1, on obtient la relation (2) suivante :

$$\ln \left[\frac{[\text{H}_2\text{O}_2]}{c^0} \right] = \ln \left[\frac{B}{c^0} \right] - kt$$

$\ln([R]_{(t)})$ est une fonction affine décroissante (le coefficient directeur est négatif).

Expérimentalement, on obtient une droite qui ne passe pas par l'origine : c'est une fonction affine du type $\ln \left[\frac{[\text{H}_2\text{O}_2]}{c^0} \right] = at + b$, avec a le coefficient directeur.

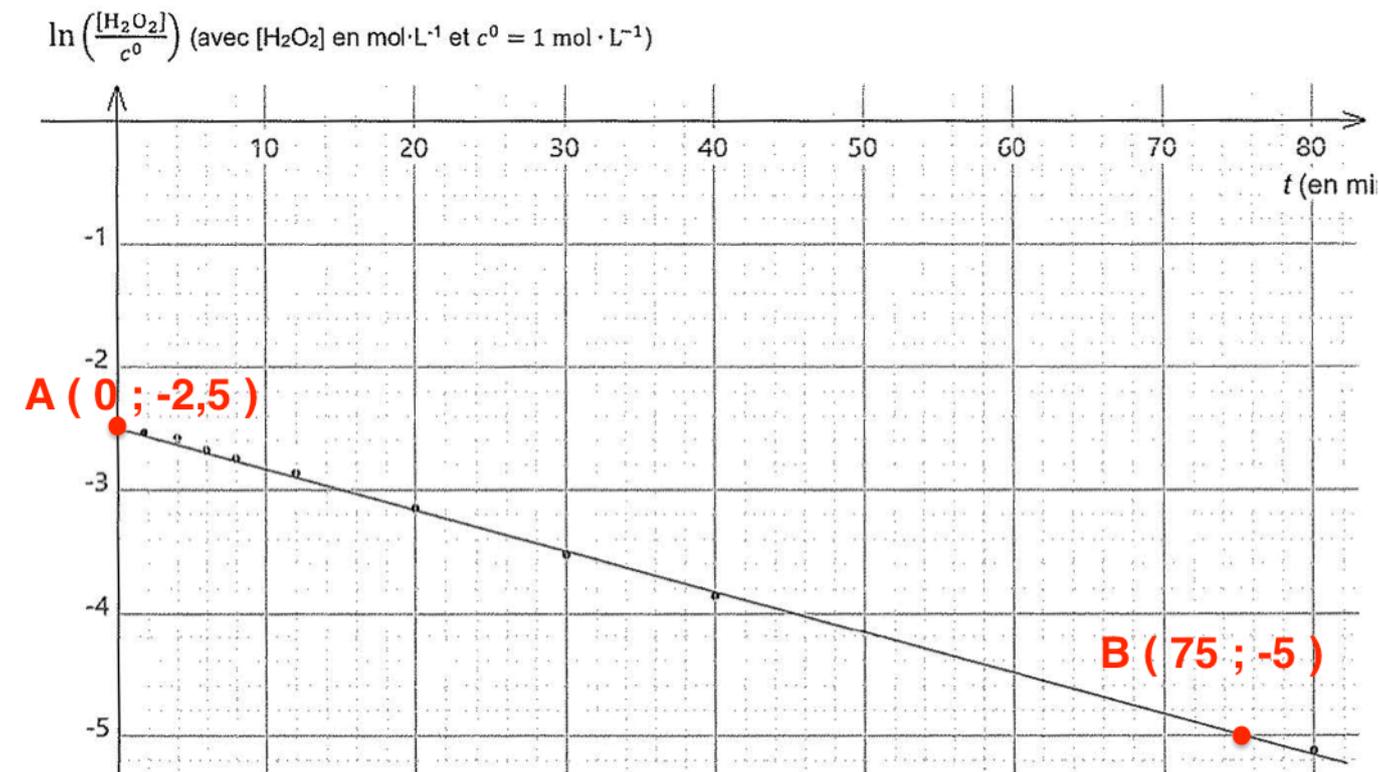


Figure 2 - Évolution temporelle de $\ln \left[\frac{[\text{H}_2\text{O}_2]}{c^0} \right]$ avec $[\text{H}_2\text{O}_2]$ en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $c^0 = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

L'hypothèse selon laquelle la dismutation du peroxyde d'hydrogène suit une loi cinétique d'ordre 1 est bien valide.

« a » est le coefficient directeur de la droite :

$$a = \frac{y_B - y_A}{x_B - x_A}$$

$$a = \frac{-5 - (-2,5)}{75 - 0} = -3,3 \cdot 10^{-2} \text{ min}^{-1}$$

$$k = -a$$

$$k = 3,3 \cdot 10^{-2} \text{ min}^{-1}$$

9.

$t_{1/2}$ est la durée nécessaire pour que l'avancement atteigne la moitié de sa valeur finale :
 $x(t_{1/2}) = x_f/2$.

$$[H_2O_2]_{(t=t_{1/2})} = \frac{[H_2O_2]_i}{2}$$

Dans les conditions de l'expérience :

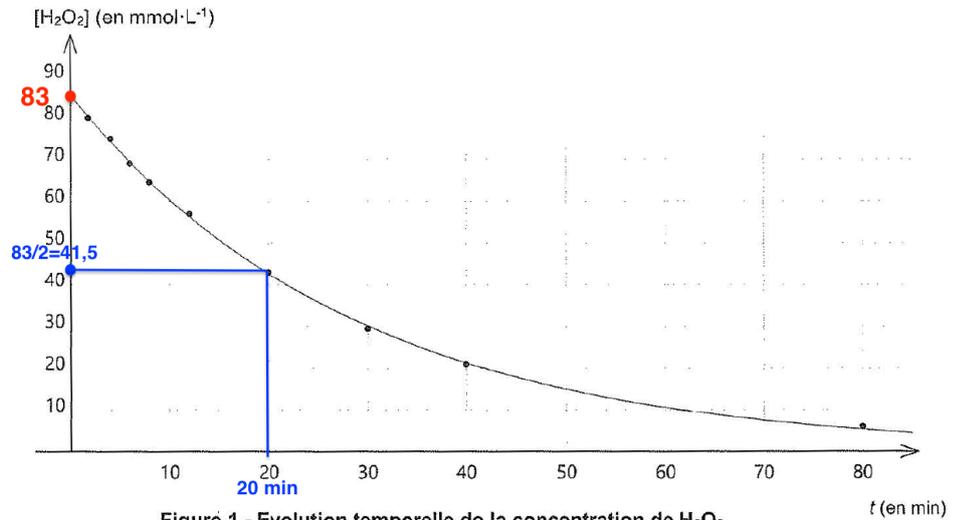


Figure 1 - Evolution temporelle de la concentration de H₂O₂

$$[H_2O_2]_{(t=t_{1/2})} = \frac{[H_2O_2]_i}{2} = \frac{83}{2} = 41,5 \text{ mmol. L}^{-1}$$

Par lecture graphique : $t_{1/2} = 20 \text{ min}$.

10.

$$k \times t_{1/2} = \ln(2)$$

$$k = \frac{\ln(2)}{t_{1/2}}$$

Or d'après l'énoncé, pour une réaction qui suit une cinétique d'ordre 1, $t_{1/2}$ est indépendant de la concentration initiale. Ainsi, k qui ne dépend que de $t_{1/2}$ est indépendant de la concentration initiale $[H_2O_2]_0$.

Ainsi, si $[H_2O_2]_0$ diminue, k reste inchangé.