

CLASSE : Terminale

EXERCICE 3 : 4 points

VOIE : Générale

ENSEIGNEMENT : physique-chimie

DURÉE DE L'ÉPREUVE : 0h53

CALCULATRICE AUTORISÉE : Oui sans mémoire, « type collège »

Exercice 3 Stockage dangereux du peroxyde d'hydrogène (4 points)

A. Conditions optimales de stockage

Q1.

La décomposition du peroxyde d'hydrogène se trouve accélérée par les rayons UV qui activent la décomposition. Ainsi, il est impératif que ces conteneurs soient opaques à la lumière.

De plus, la décomposition du peroxyde d'hydrogène se trouve accélérée une augmentation de la température. Ainsi, il est impératif que ces conteneurs soient entreposés dans des endroits réfrigérés.

Q2.

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right)$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{5,0 \times 10^{-5}}{1,0}\right)$$

$$\text{pH} = 4,3$$

La stabilité maximale se situe à un pH compris entre 3,5 et 4,5 : la solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène pour laquelle la concentration en ions oxonium est mesurée à $5,0 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ se situe donc dans le domaine de stabilité maximal.

B. Étude de la vitesse de décomposition du peroxyde d'hydrogène

Q3.

L'ajout d'acide sulfurique à la solution S permet d'apporter les ions H^+ qui font parti des réactifs de la réaction.

Q4.

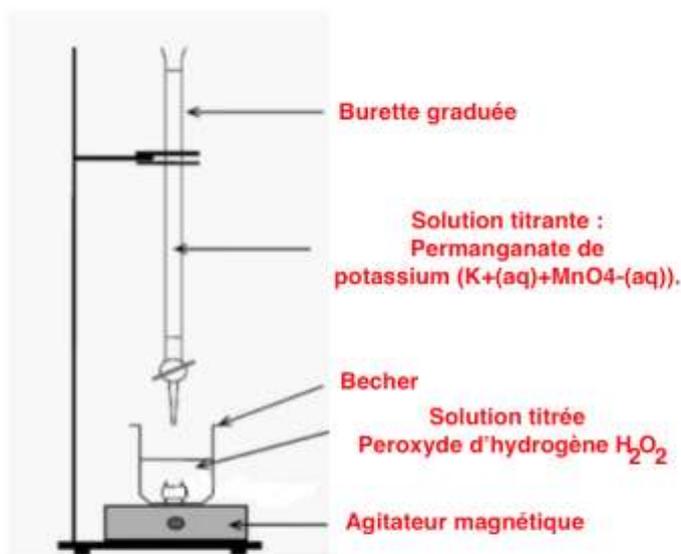
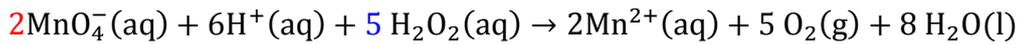


Figure 1. schéma du montage de titrage

Q5.



A l'équivalence :

$$\frac{n_{\text{H}_2\text{O}_2}^i}{5} = \frac{n_{\text{MnO}_4^-}^{\text{eq}}}{2}$$

$$\frac{C_S \times V_S}{5} = \frac{C \times V_E}{2}$$

$$C_S = \frac{5 \times C \times V_E}{2 \times V_S}$$

$$C_S = \frac{5 \times 5,00 \times 10^{-2} \times 8,0 \times 10^{-3}}{2 \times 10,0 \times 10^{-3}}$$

$$C_S = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Q6.

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

Q7.

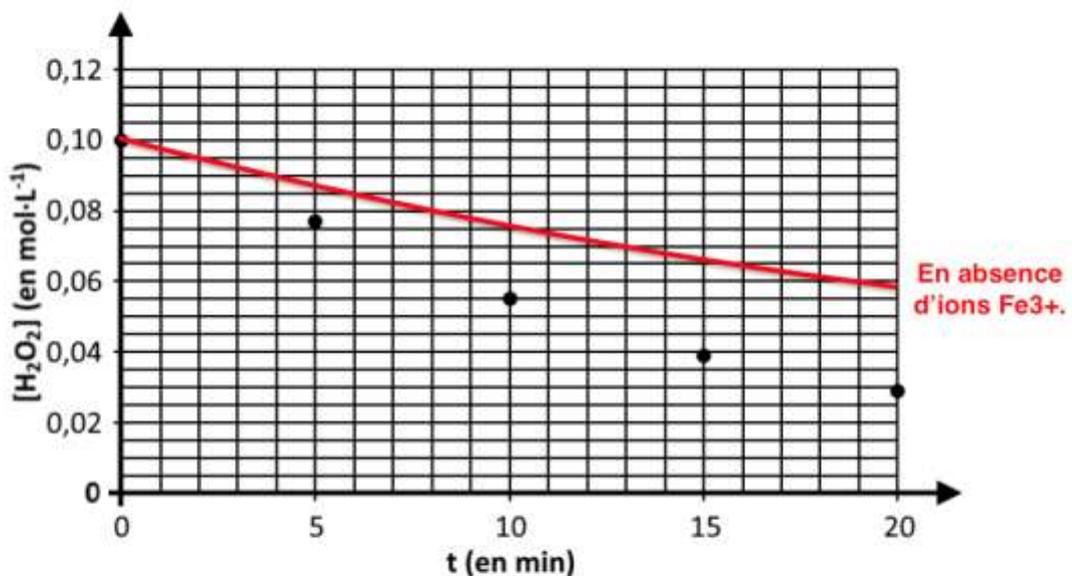


Figure 2. évolution temporelle de la concentration en quantité de matière de H_2O_2 à 20 °C

C. Étude d'un accident industriel

Q8.

$$PV = n_{\text{air}}RT$$

$$n_{\text{air}}RT = PV$$

$$n_{\text{air}} = \frac{PV}{RT}$$

$$n_{\text{air}} = \frac{1,0 \times 10^5 \times 150 \times 10^{-3}}{8,314 \times 293}$$

$$n_{\text{air}} = 6,2 \text{ mol}$$

Q9.

$$P_{\text{tot}} V_{\text{gaz}} = n_{\text{total}} RT$$

$$P_{\text{tot}} = \frac{n_{\text{total}} RT}{V_{\text{gaz}}}$$

Avec

$$n_{\text{total}} = n_{\text{air}} + n_{\text{O}_2}$$

$$P_{\text{tot}} = \frac{(n_{\text{air}} + n_{\text{O}_2}) RT}{V_{\text{gaz}}}$$

Or

D'après l'équation 1 :



$$n_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}_2}}{2}$$

$$P_{\text{tot}} = \frac{\left(n_{\text{air}} + \frac{n_{\text{H}_2\text{O}_2}}{2} \right) RT}{V_{\text{gaz}}}$$

Or

$$n_{\text{H}_2\text{O}_2} = [\text{H}_2\text{O}_2]_{\text{réservoir}} \times V$$

$$P_{\text{tot}} = \frac{\left(n_{\text{air}} + \frac{[\text{H}_2\text{O}_2]_{\text{réservoir}} \times V}{2} \right) RT}{V_{\text{gaz}}}$$

$$P_{\text{tot}} = \frac{\left(6,2 + \frac{1,2 \times 1,0 \times 10^3}{2} \right) 8,314 \times 293}{150 \times 10^{-3}}$$

$$P_{\text{tot}} = 9,8 \times 10^6 \text{ Pa}$$

$$\frac{P_{\text{tot}}}{P} = \frac{9,8 \times 10^6}{1,0 \times 10^5} = 98$$

Si le peroxyde d'hydrogène de la solution aqueuse se décompose totalement, la pression totale est 98 fois plus grande que la pression initiale d'ou l'explosion.