

A. Conditions optimales de stockage

Q.1. Le stockage des solutions de peroxyde d'hydrogène s'effectue dans des conteneurs en acier inoxydable. Justifier qu'il est impératif que ces conteneurs soient opaques à la lumière et entreposés dans des endroits réfrigérés.

La décomposition du peroxyde d'hydrogène peut être favorisée par les radiations ainsi le conteneur opaque bloque ces radiations.

De plus une augmentation de la température facilite aussi cette décomposition, ainsi dans un endroit réfrigéré où la température est réduite on limite la décomposition.

Q.2. Une 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-t-elle dans le domaine de stabilité maximale ? Justifier par un calcul.

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log(5,0 \times 10^{-5}) = 4,3$$

Ce pH est compris dans la zone de stabilité maximale $3,5 < pH < 4,5$.

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

Q.3. Expliquer l'intérêt de l'ajout d'acide sulfurique à la solution S.

L'équation (2) montre la présence d'ions H^+ du côté des réactifs, ces ions H^+ sont apportés par la solution d'acide sulfurique.

Q.4. Légender le schéma du montage de titrage donné sur la figure 1 en annexe.

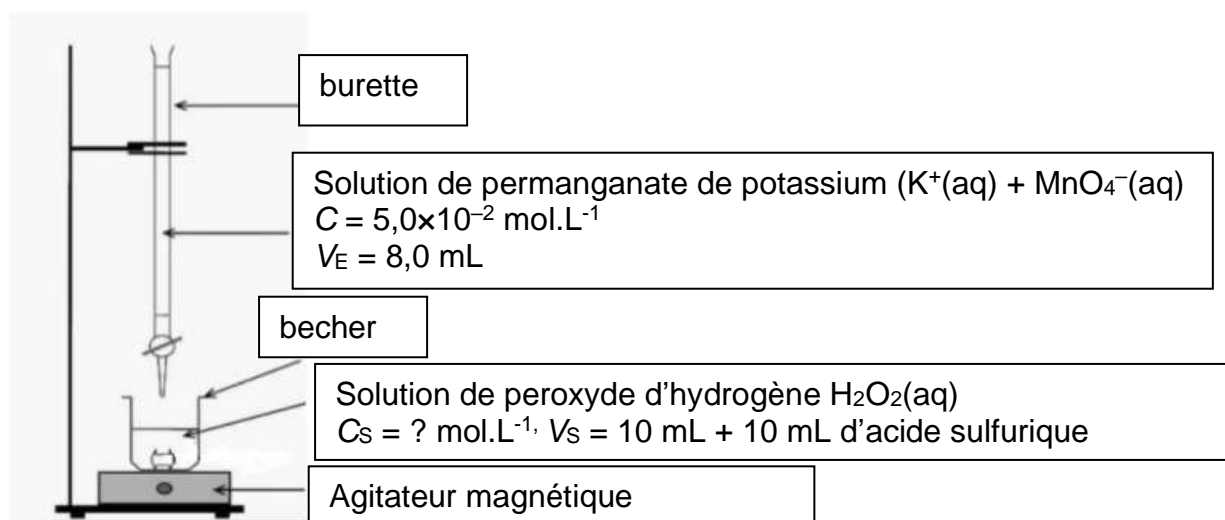


Figure 1. schéma du montage de titrage

Q.5. En exploitant l'équation 2, déterminer la concentration C_S de la solution S.

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques ,

$$\text{ainsi } \frac{n_{H_2O_2} \text{ initiale}}{5} = \frac{n_{MnO_4^-} \text{ versée}}{2}$$

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

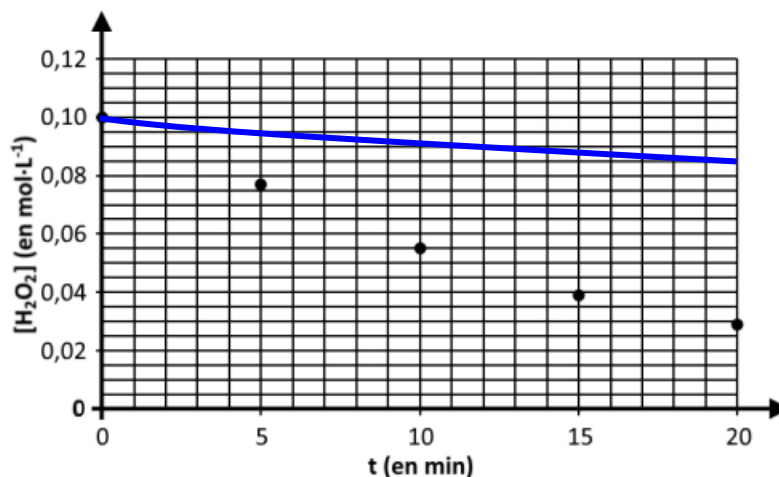
$$C_S = \frac{5 \cdot C \cdot V_E}{2 \cdot V_S}$$

$$C_S = \frac{5 \times 5,0 \times 10^{-2} \times 8,0}{2 \times 10} = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ de } H_2O_2$$

Q.6. Indiquer le rôle des ions Fe^{3+} dans la décomposition du peroxyde d'hydrogène.

La décomposition du peroxyde d'hydrogène est très lente, mais en présence d'ions Fe^{3+} elle a lieu spontanément et de façon plus rapide.

Les ions Fe^{3+} n'apparaissent pas dans l'équation (1), Fe^{3+} est un catalyseur.

Q.7. Compléter la figure 2 en annexe en traçant ce que serait l'évolution temporelle de la concentration en quantité de matière de H_2O_2 en absence d'ions Fe^{3+} .**C. Étude d'un accident industriel****Q.8. Déterminer la quantité de matière d'air, notée n_{air} , qui occupe la partie supérieure du réservoir.**

D'après la loi des gaz parfaits $P.V = n_{\text{air}}.R.T$

$$n_{\text{air}} = \frac{P.V}{R.T}$$

$$n_{\text{air}} = \frac{1,0 \times 10^5 \times 0,150}{8,314 \times 293} = 6,2 \text{ mol d'air}$$

$$\frac{1E5*0.15}{8.314*293} = 6.157630412E0$$

Q.9. Calculer la pression finale atteinte dans le réservoir, notée P_{tot} , si le peroxyde d'hydrogène de la solution aqueuse se décompose totalement en considérant que la température est maintenue constante. Commenter.

Il faut calculer la quantité de matière de H_2O_2 présente dans la solution.

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

$$n_{\text{H}_2\text{O}_2} = 1,2 \times 1,0 \times 10^3 = 1,2 \times 10^3 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}_2$$

D'après l'équation 1, la décomposition de 2 mol de H_2O_2 libère 1 mol de O_2 .

$$\text{On a donc } \frac{n_{\text{H}_2\text{O}_2}}{2} = n_{\text{O}_2},$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{1,2 \times 10^3}{2} = 6,0 \times 10^2 \text{ mol}$$

La loi des gaz parfait donne $P_{\text{tot}} \cdot V_{\text{gaz}} = (n_{\text{air}} + n_{\text{O}_2}) \cdot R.T$

$$P_{\text{tot}} = \frac{(n_{\text{air}} + n_{\text{O}_2}) \cdot R.T}{V_{\text{gaz}}}$$

$$\frac{(6.2+6.0E2)*8.314*293}{0.15} = 9.844696083E6$$

$$P_{\text{tot}} = \frac{(6,2 + 6,0 \times 10^2) \times 8,314 \times 293}{0,150} = 9,8 \times 10^6 \text{ Pa}$$

La pression a été multipliée par 98, on comprend que le réservoir ait pu exploser.

Merci de nous signaler d'éventuelles erreurs à labolycee@labolycee.org