

## TP-DOSAGE D'UNE EAU OXYGENEE COMMERCIALE

**Objectif :** On peut lire sur l'étiquette d'une solution d'eau oxygénée commerciale notée  $S_0$  : « eau oxygénée à 10 volumes ». L'objectif de ce sujet est de vérifier cette indication, à l'aide d'un dosage redox.

**Données :** Potentiel standard redox :  $E^0 (\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2) = 0,68 \text{ V}$   $E^0 (\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$   
Violet incolore

La solution commerciale étant trop concentrée pour un dosage, vous allez la **diluer 10 fois**.

### 1 PROTOCOLE EXPERIMENTAL DE LA DILUTION AU 1/10<sup>ème</sup>

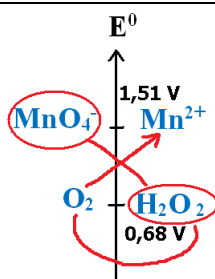
- 1.1 Verser **environ** 50 mL de la solution  $S_0$  dans un petit bécher.
- 1.2 Prélever **précisément** du bécher **10 mL** de  $S_0$  à l'aide de la pipette jaugée.
- 1.3 Verser totalement cette prise dans la fiole jaugée de **100 mL**.
- 1.4 Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, afin d'obtenir un volume de 100 mL.
- 1.5 Homogénéiser à l'aide du barreau aimanté et l'agitateur magnétique.
- 1.6 Verser le contenu de la fiole dans un grand bécher  
 ⇒ La solution d'eau oxygénée diluée ainsi préparée est notée  $S_1$ .

### 2 PROTOCOLE EXPERIMENTAL DU DOSAGE

- 2.1 Verser la solution notée  $S_2$  de permanganate de potassium  $\text{KMnO}_4$  (de concentration  $C_2 = 2.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ) dans un petit bécher. Verser le contenu du bécher dans la burette, et ajuster le zéro.
- 2.2 Prélever **précisément** à l'aide d'une pipette jaugée un volume  $V_1 = 10,0 \text{ mL}$  de solution d'eau oxygénée.  
Verser cette solution dans un erlen.
- 2.3 Ajouter dans l'eren **environ** 50 mL d'eau distillée prélevée à l'aide d'une éprouvette graduée  
Ajouter dans l'eren **environ** 5 mL d'acide sulfurique concentré. Prélevée à l'aide d'une éprouvette graduée.
- 2.4 Verser mL par mL la solution titrante de permanganate de potassium
- 2.5 Noter le volume nécessaire versé à l'équivalence  $V_{2E}$  pour que la coloration rose persiste.  $V_{2E} = 17,0 \text{ mL}$
- 2.7 Vider le contenu de l'eren dans la poubelle
- 2.8 Vider les solutions dans la poubelle. Ranger et nettoyer la verrerie et la paille.

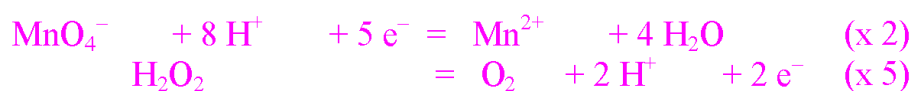
### 3 COMPTE RENDU

2.1 Placer sur un axe les couples redox mis en jeu dans cette réaction. Indiquer l'oxydant et le réducteur qui vont réagir ;



L'oxydant le plus fort ( $\text{MnO}_4^-$ ) réagit avec le réducteur le plus fort ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) suivant la règle du gamma.

2.3 Ecrire les demi-équations redox associées puis en déduire l'équation bilan :



#### 2.4 Rappeler la définition de l'équivalence

**A l'équivalence les réactifs ont été mélangés dans les proportions stoechiométriques  $\Rightarrow$  ils ont donc été entièrement consommés.**

#### 2.5 Justifier le changement de couleur à l'équivalence

**Avant l'équivalence :**

les ions  $\text{MnO}_4^-$  (violets) sont réduits en  $\text{Mn}^{2+}$  (**incolor**) par  $\text{H}_2\text{O}_2$  en excès. Le mélange est incolore.

**A l'équivalence :**

$\text{H}_2\text{O}_2$  est entièrement neutralisé.

**Juste après l'équivalence :**

les ions  $\text{MnO}_4^-$  ne sont plus consommés. Ils sont ajoutés en excès et colorent donc la solution en **violet**.

#### 2.6 Etablir la relation entre les quantités de matière à l'équivalence

|                  |                        |
|------------------|------------------------|
| $\text{MnO}_4^-$ | $\text{H}_2\text{O}_2$ |
| 2 moles          | 5 moles                |
| $n_{2E}$         | $n_1$                  |

$$n_1 = \frac{5 \times n_{2E}}{2}$$

#### 2.7 En déduire la relation entre $C_1$ , $V_1$ , $C_2$ et $V_{2E}$ à l'équivalence

$$C_1 \times V_1 = \frac{5 \times C_2 \times V_{2E}}{2}$$

#### 2.8 Déterminer la concentration $C_1$ de la solution $S_1$

$$C_1 = \frac{5 \times C_2 \times V_{2E}}{2 \times V_1} = \frac{5 \times 2 \times 10^{-2} \times 17}{2 \times 10} = 0,085 \text{ mol.L}^{-1}$$

#### 2.9 Déterminer la concentration $C_0$ de la solution commerciale $S_0$ .

$$C_0 = 10 \times C_1 = 10 \times 0,085 = 0,85 \text{ mol.L}^{-1}$$

2.10 Légènder le schéma du dosage en Annexe. Reporter les noms des solutions avec concentrations et volumes.

#### 2.11 Quel est le rôle de l'acide sulfurique concentré

L'acide  $\text{H}_2\text{SO}_4$  amène des ions  $\text{H}^+$  en excès.

2.12 L'eau oxygénée peut se décomposer spontanément suivant la réaction :  $2 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{liq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 (\text{g})$

Déterminer le volume de dioxygène qu'est susceptible de fournir 1 L de la solution commerciale  $S_0$ .

**Donnée :** Volume molaire des gaz  $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

|                                     |               |                         |
|-------------------------------------|---------------|-------------------------|
| $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{liq})$ | $\rightarrow$ | $\text{O}_2 (\text{g})$ |
| 2 moles                             |               | 1 mole                  |
| 0,85 mole                           |               | ? = 0,425 mole          |

**1 L** de solution commerciale  $S_1$  contient 0,85 mole de  $\text{H}_2\text{O}_2$  qui peut se décomposer en **0,425 mole** de gaz  $\text{O}_2 (\text{g})$   
soit un volume gazeux  $V = 0,425 \text{ mol} \times 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} = 10,2 \text{ L}$  de  $\text{O}_2 (\text{g})$

#### 2.13 Comparer avec la valeur lue sur l'étiquette. Calculer l'écart relatif.

L'étiquette indique : « 10 vol » qui signifie que 1 L d'eau oxygénée se décompose en 10 L de  $\text{O}_2$

$$\text{écart relatif} = \frac{|\text{exp} - \text{théorique}|}{\text{théorique}} = \frac{10,2 - 10}{10} = 0,02 = 2\%$$

## ANNEXE

- ① burette graduée : solution aqueuse de  $\text{KMnO}_4$  :  $C_2=2.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  ;  $V_{2E}=17 \text{ mL}$
- ② solution d'eau oxygénée  $C_1 = ?$   $V_1=10 \text{ mL}$   
+ eau distillée + acide sulfurique conc.
- ③ agitateur magnétique
- ④ barreau aimanté
- ⑤ statif ou potence

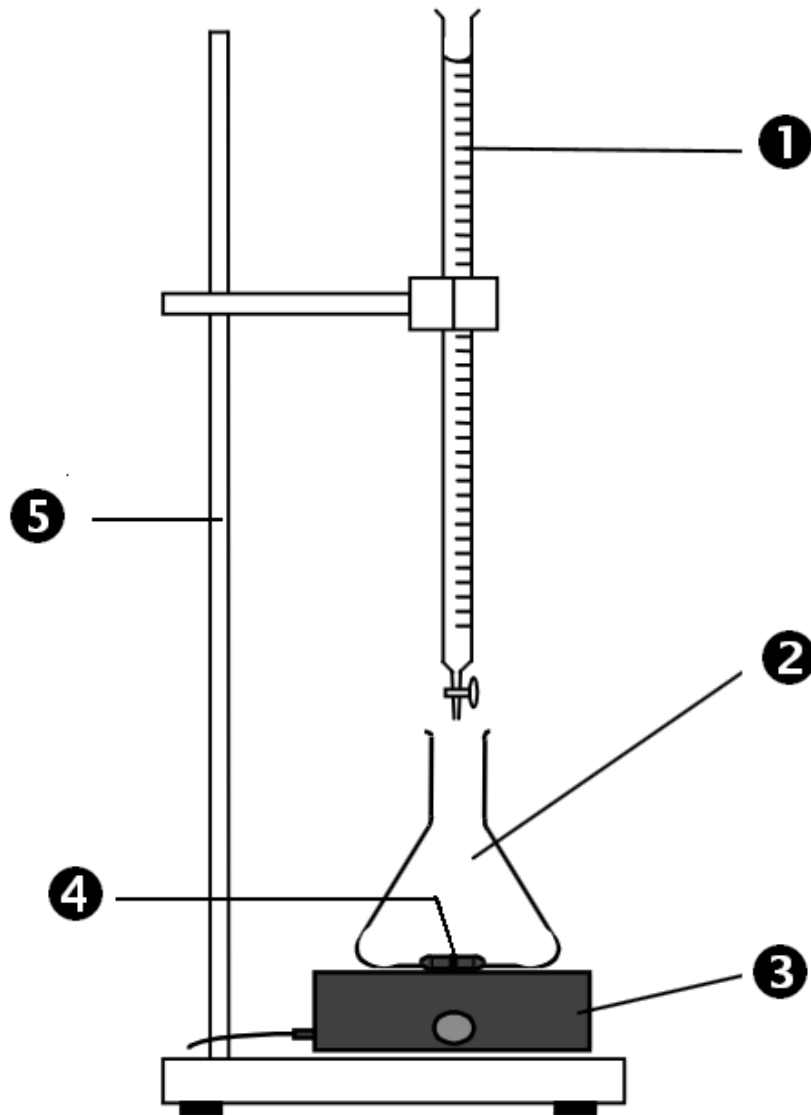


Schéma du dosage