

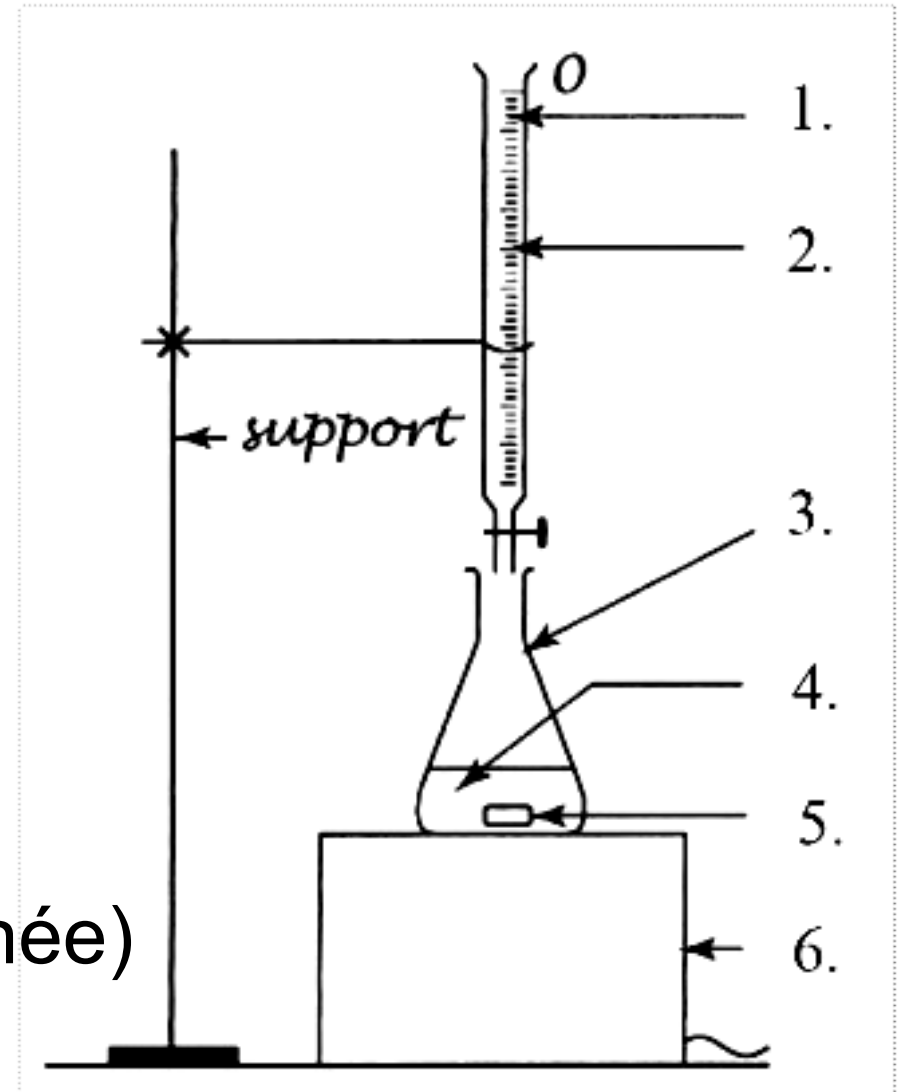
Éléments de correction

TP n°5 :
Titration d'une eau oxygénée

Etude du dosage

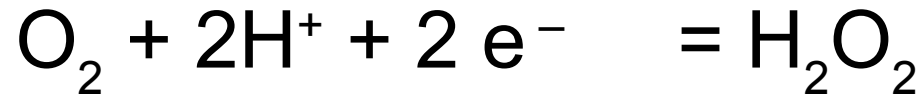
1. Schéma du montage

1. Burette graduée
2. Solution titrante (ion Permanganate)
3. Erlenmeyer
4. Solution titrée (eau oxygénée)
5. Turbulent
6. Agitation magnétique

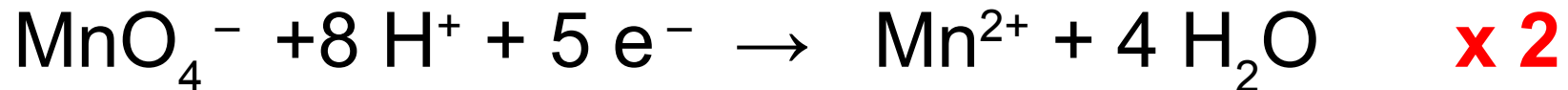


2. Equation du dosage

Demi-équations :



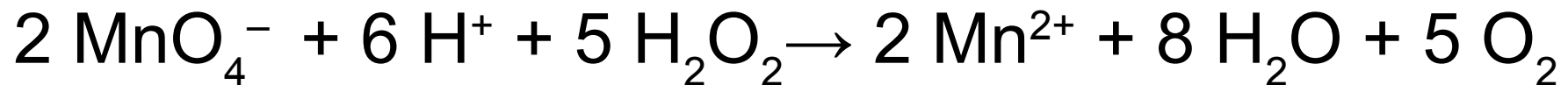
En tenant compte des réactifs :



En additionnant les deux demi-équations:

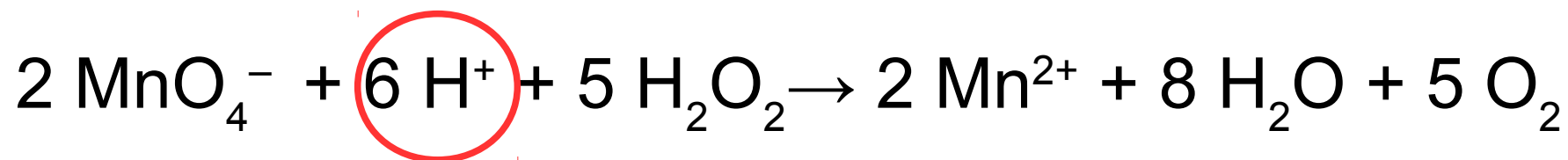


En simplifiant les H⁺ :



3. Ajout d'acide sulfurique

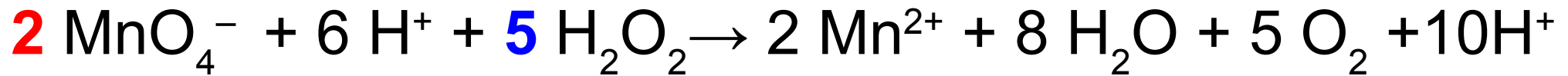
Les ions H^+ font partie des réactifs de l'équation.



Il faut donc les introduire dans le milieu réactionnel.
L'acide sulfurique étant un acide fort, il apporte des ions H^+ (ou H_3O^+)

4. L'équivalence

A l'équivalence, les réactifs ont été introduits et ont réagi dans les proportions stœchiométriques de l'équation du dosage :



On aura donc : $n(\text{MnO}_4^-) / 2 = n(\text{H}_2\text{O}_2) / 5$

Expérimentalement, à l'équivalence, toute l'eau oxygénée aura disparu. Et l'ion permanganate ne pourra donc plus réagir et restera présent dans le milieu réactionnel: la solution passera de **incolor** à **violet**

5. Calcul du volume de solution titrante à verser à l'équivalence

A l'équivalence, on a : $n(\text{MnO}_4^-) / 2 = n(\text{H}_2\text{O}_2) / 5$

Donc : $C(\text{MnO}_4^-) \times V(\text{MnO}_4^-) / 2 = C(\text{H}_2\text{O}_2) \times V(\text{H}_2\text{O}_2) / 5$

Soit :

$$V(\text{MnO}_4^-) = 2 \times C(\text{H}_2\text{O}_2) \times V(\text{H}_2\text{O}_2) / (5 \times C(\text{MnO}_4^-))$$

$$\begin{aligned} V(\text{MnO}_4^-) &= 2 \times 0,89 \times (10 \times 10^{-3}) / (5 \times 0,020) \\ &= 0,18 \text{ L} \end{aligned}$$

On trouve un volume de 180 mL. C'est beaucoup trop : une burette graduée a en général un volume de 25 mL.

Il faudrait verser 10 fois moins de solution titrante, donc doser 10 fois moins de solution d'eau oxygénée.

On peut donc :

- soit doser uniquement 1 mL d'eau oxygénée, mais cela ferait un volume de solution très faible (difficile à prélever avec précision) et de mauvaises conditions pour voir le changement de couleur.
- Soit doser 10 mL d'eau oxygénée, en ayant au préalable dilué la solution d'eau oxygénée d'un facteur 10

Matériel : bécher de prélèvement

pipette jaugée de 5 mL

fiolle jaugée de 50 mL

Questions supplémentaires

1. Préparation de la solution de permanganate de potassium

$$m = n \cdot M = C \cdot V \cdot M$$

Avec : $C = 0,020 \text{ mol/L}$

$$V = 250 \text{ mL} = 250 \times 10^{-3} \text{ L}$$

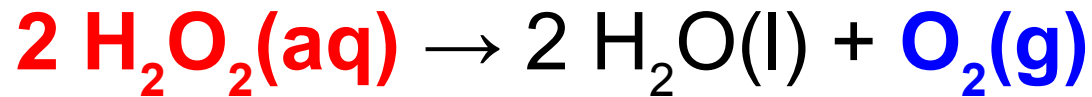
$$M = 158 \text{ g/mol}$$

$$m = 0,79 \text{ g}$$

Il faut donc prélever 0,79 g de permanganate de potassium solide pour préparer la solution.

2. Calcul de la concentration de l'eau oxygénée à 10 volumes

Par définition, **1,0 L d'eau oxygénée** réagit pour former **10 L de dioxygène gazeux** selon l'équation :



D'après les coefficients de l'équation :

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) / 2 = n(\text{O}_2)$$

Calcul de la quantité de dioxygène :

$$n(\text{O}_2) = 10 \text{ L} / V_m = 10 / 22,4 = 0,45 \text{ mol}$$

On en déduit la quantité d'eau oxygénée :

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) = 2 \times n(\text{O}_2) = 2 \times 0,45 = 0,89 \text{ mol}$$

D'après la définition, il s'agit de la quantité pour 1,0 L de solution.

Donc la concentration de l'eau oxygénée vaut 0,89 mol/L

Démonstration de la formule : $T = 11,2 \times C$

Le titre T est le volume de dioxygène gazeux libéré par 1L de solution.

Donc, la quantité de dioxygène gazeux libéré est

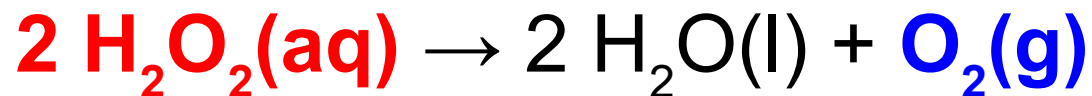
$$n(\text{O}_2) = T / V_m$$

Soit C la concentration en H_2O_2 de la solution , on a :

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) = C \cdot V$$

(avec $V=1\text{L}$, d'après la définition)

L'équation considérée est :



D'après les coefficients de l'équation :

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) / 2 = n(\text{O}_2)$$

On a donc :

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) / 2 = n(\text{O}_2)$$

Avec : $n(\text{H}_2\text{O}_2) = C \cdot V$ et $n(\text{O}_2) = T / V_m$

D'où : $C \cdot V / 2 = T / V_m$

Soit : $T = C \cdot V / 2 \times V_m$

avec $V = 1\text{L}$ (d'après la définition du titre)

et $V_m = 22,4 \text{ L}$ (volume molaire des gaz)

Donc : $T = C * 1 / 2 * 22,4$

$$T = 11,2 \times C$$