

# DOSAGE DE L'EAU OXYGENEE PAR UNE SOLUTION DE PERMANGANATE DE POTASSIUM

## I. ETUDE DES PROPRIETES OXYDANTE ET REDUCTRICE DE L' EAU OXYGENEE.

### 1. Etude expérimentale.

a. Action de la solution de permanganate de potassium sur la solution de  $H_2O_2$  en milieu acide (réaction 1)

On observe une décoloration instantanée de la solution si l'on ajoute les ions  $MnO_4^-$  en défaut. La réaction 1 est donc une réaction **rapide**.

Lorsque la couleur violette persiste, les ions  $MnO_4^-$  sont en excès.

b. Action de la solution d'iodure de potassium sur la solution de  $H_2O_2$  en milieu acide (réaction 2).

On observe l'apparition d'une couleur jaune, la couleur s'intensifie au cours du temps jusqu'à devenir marron. Cette couleur est caractéristique du diiode qui est donc un produit de cette réaction. La réaction 2 est une réaction **lente**.

### 2. Interprétation.

Pour chaque réaction étudiée :

réaction 1	réaction 2
Oxydant : ions $MnO_4^-$ Réducteur : $H_2O_2$	Oxydant : $H_2O_2$ Réducteur : ions $I^-$
$MnO_4^- + 8 H^+ + 5 e^- = Mn^{2+} + 4 H_2O$ (×2) $H_2O_2 = O_2 + 2 H^+ + 2 e^-$ (×5)	$H_2O_2 + 2 H^+ + 2 e^- = 2 H_2O$ $2 I^- = I_2 + 2 e^-$
$2 MnO_4^- + 5 H_2O_2 + 6 H^+ \rightarrow 2 Mn^{2+} + 5 O_2 + 8 H_2O$	$H_2O_2 + 2 I^- + 2 H^+ \rightarrow I_2 + 2 H_2O$

### 3. Application au dosage de l'eau oxygénée

- Qu'est-ce qui différencie dans le temps les deux transformations ?

La durée d'évolution des systèmes de l'état initial à l'état final est très différente.

La réaction 1 est **rapide**, la réaction semble achevée à l'instant même où les réactifs entrent en contact.

La réaction est **lente**, la réaction dure plusieurs minutes.

- Rappeler les caractéristiques d'une réaction servant de support à un dosage ;

La réaction support d'un dosage doit être une réaction rapide, il faut pouvoir observer l'équivalence facilement.

*Remarque : la réaction doit être totale ; c'est à dire que l'avancement final doit être égal à l'avancement maximal.*

- Rappeler la définition de l'équivalence,

A l'équivalence, il y a changement de réactif limitant pour la réaction de titrage ; le réactif titré et le réactif titrant sont tous deux entièrement consommés.

- Des deux réactions étudiées, laquelle permet de doser facilement une solution d'eau oxygénée ? (justifier)

Avec la solution d'iodure de potassium, la réaction est lente ; avec la solution de permanganate, la réaction est rapide et l'équivalence est facilement observable.

- Etablir le tableau d'avancement de la réaction choisie. Quelle est la relation entre les quantités de matière à l'équivalence ?

	$2 MnO_4^-$	+	$5 H_2O_2$	+	$6 H^+$	$\rightarrow$	$2 Mn^{2+} +$	$5 O_2 +$	$8 H_2O$
<i>EI</i>	$n(MnO_4^-)_{ajouté}$		$n^\circ(H_2O_2)$		/		0	0	/
<i>En cours</i>	$n(MnO_4^-)_{ajouté} - 2x$		$n^\circ(H_2O_2) - 5x$		/		2x	5x	/
<i>EF</i>	$n(MnO_4^-)_{ajouté} - 2x_{max}$		$n^\circ(H_2O_2) - 5x_{max}$		/		$2 x_{max}$	$5 x_{max}$	/

A l'équivalence, les ions permanganate et l'eau oxygénée ont totalement réagi. On note l'avancement maximal à l'équivalence :  $x_E$

Donc à l'équivalence :

$$n^\circ(H_2O_2) - 5x_E = 0 \Rightarrow x_E = n^\circ(H_2O_2)/5$$

$$n(MnO_4^-)_{ajouté \text{ à l'équivalence}} - 2x_E = 0$$

$$n(MnO_4^-)_{ajouté \text{ à l'équivalence}} = \frac{2}{5} n^\circ(H_2O_2)$$

- Comment pourra-t-on détecter l' équivalence ?

A l'équivalence les ions  $MnO_4^-$  deviennent alors le réactif en excès et la solution incolore au début devient violette.

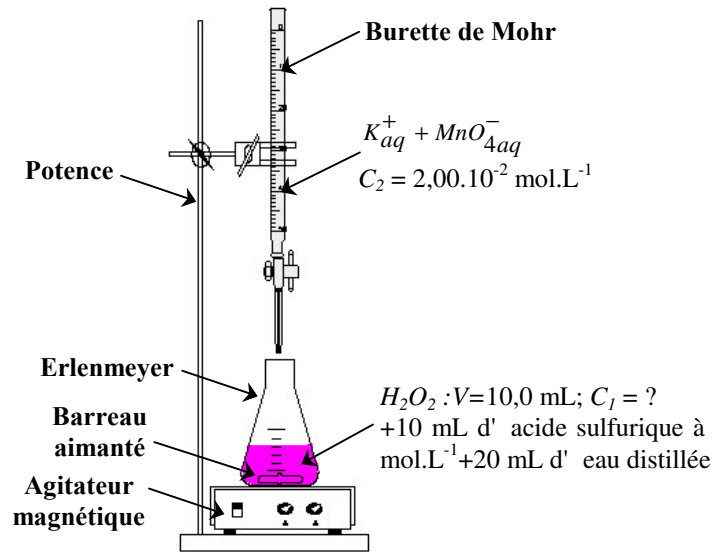
**II. DOSAGE DE L' EAUXOXYGENEE PAR LE PERMANGANATE DE POTASSIUM.**

**1. Mode opératoire.**

**2.Compte rendu.**

a. Faire un schéma annoté du dispositif de dosage : nom de la verrerie, des réactifs. Expliquer succinctement le choix de la verrerie et son utilisation correcte.

b. Quel est le rôle de l' acide sulfurique concentré ?  
 Le milieu nécessite des ions  $H^+$  donc un milieu acide pour que la réaction se produise correctement.  
 (si le milieu n'est pas suffisamment acidifié, ce ne sont pas les ions  $Mn^{2+}$  qui se forment mais de l'oxyde de manganèse  $MnO_2$  qui est un solide brun).



c. En utilisant la relation , donner la relation littérale entre  $C_1$  (concentration de la solution  $S_1$  en eau oxygénée),  $V_1$ ,  $C_2$  et  $V_E$ . En déduire la valeur de la concentration de la solution  $S_1$ .

$n(MnO_4^-)_{ajouté \ à \ l' \ équivalence} = \frac{2}{5} n^\circ(H_2O_2)$  d'où  $C_2 V_E = \frac{2}{5} C_1 V_1$ . Soit  $C_1 = \frac{5 C_2 V_E}{2 V_1}$ .

A.N. : Pour  $V_E = 17,6 \text{ mL}$  :  $C_1 = \frac{5 \cdot 2,0 \cdot 10^{-2} \times 17,6 \cdot 10^{-3}}{2 \cdot 10 \cdot 10^{-3}} = 8,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

d. On désire préparer 100 mL de solution  $S_1$  à partir de la solution  $S_0$ . Proposer et justifier un mode opératoire.  
 Cette opération est une dilution : On prélève à l'aide d'une pipette jaugée 10 mL de la solution mère  $S_0$  que l'on verse dans une fiole jaugée de 100 mL. On complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée (Attention : il faut placer l'œil dans l'axe du ménisque ; et ce dernier doit être tangent au trait de jauge). Homogénéiser la solution à l'aide d'un agitateur magnétique muni de son barreau aimanté.

e. Calculer la concentration de la solution commerciale  $S_0$  d' eau oxygénée. Le fabricant indiquait une valeur  $C_0 = 0,890 \text{ mol.L}^{-1}$ . Conclure.

La solution  $S_1$  est diluée 10 fois donc la concentration de la solution  $S_0$  vaut :

$C_0 = 10 C_1$

A.N. :  $C_0 = 10 \times 8,8 \cdot 10^{-2} = 8,8 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

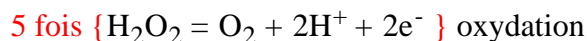
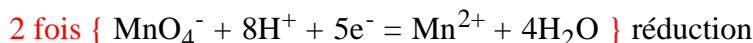
Calculons l'incertitude relative:  $\frac{\Delta C}{C_0} = \frac{8,9 \cdot 10^{-1} - 8,8 \cdot 10^{-1}}{8,9 \cdot 10^{-1}} = 1,1 \cdot 10^{-2}$  ou 1,1% On peut considérer que la solution d'eau oxygénée a été fraîchement préparée.

## Eau oxygénée

Fosage eau oxygénée  $\text{H}_2\text{O}_2$  par une solution de permanganate de potassium à 0,01 mol/L. Le volume versé à l'équivalence est  $V = 18\text{mL}$  de permanganate de potassium. Les couples redox mis en présence sont  $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$  et  $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2$ .

1. Qu'elle est l'équation bilan.
2. On prépare 100 mL de solution aqueuse contenant 5 mL d'eau oxygénée ; on verse 10 mL de cette solution dans un erlenmeyer. En considérant le gaz dioxygène pratiquement insoluble dans l'eau et en prenant pour volume molaire des gaz 22,4 L/mol, déduire du titrage précédant le volume de gaz susceptible d'être formé, après décomposition de 5mL de solution d'eau oxygénée.
3. Si un litre de solution d'eau oxygénée dégage en se dismutant totalement 30 litres d'oxygène, cette eau oxygénée est à 30 volumes. Evaluer le titre volumétrique de l'eau oxygénée du commerce.

**corrigé :**



l'eau oxygénée du commerce est diluée :  $100 / 5 = 20 \text{ fois}$ .

stoéchiométriques. On note  $[\text{H}_2\text{O}_2]_{\text{diluée}} = C$

	$\text{MnO}_4^-$ ajouté	+ 2,5 $\text{H}_2\text{O}_2$
initial	0	10 C mmol
en cours	x	10C - 2,5x
équivalence	$18 * 0,01 = 0,18 \text{ mmol}$	$10 \text{ C} - 2,5 * 0,18 = 0$

$$10C = 0,45$$

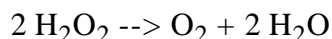
$$C = 0,045 \text{ mol/L} \text{ eau oxygénée diluée.}$$

et en tenant compte de la dilution :  $20 * 0,045 = 0,9 \text{ mol/L}$ .

volume de gaz libéré par 5 mL d'eau oxygénée concentrée lors de la réaction avec l'ion permanganate :

$$5 * 0,9 = 4,5 \text{ mmol eau oxygénée}$$

$$\text{soit } 4,5 \text{ mmol O}_2 \text{ ou } 0,0045 * 22,4 = 0,1 \text{ L}$$



la concentration de l'eau oxygénée précédente est 0,9 mol/L

0,45 mol  $\text{O}_2$  sont susceptibles d'être libérées par 1L d' $\text{H}_2\text{O}_2$

$$\text{soit } 0,45 * 22,4 = 10 \text{ litres O}_2 \text{ (ou } 10 \text{ volumes)}$$