

1 ^{ère} S	Exercice : décomposition de l'eau oxygénée	2008-2009
--------------------	---	-----------

L'eau oxygénée est une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène H_2O_2 , qui est souvent utilisée comme cosmétique pour éclaircir les cheveux par réaction d'oxydoréduction.

1- L'eau oxygénée est instable et se décompose lentement suivant la réaction :



Une solution d'eau oxygénée à n volumes peut dégager n litres de dioxygène par litre de solution (volume gazeux mesuré sous la pression $P = 101,3$ kPa et à la température $T = 273,15$ K).

Vérifier que la concentration en $mol.L^{-1}$ d'une eau oxygénée à 10 volumes est le $0,892 mol.L^{-1}$.

2- On réalise le dosage d'une solution d'eau oxygénée à 10 volumes par une solution de permanganate de potassium (K^+ ; MnO_4^-) de concentration $C_{ox} = 0,116 mol.L^{-1}$.

L'eau oxygénée appartient à deux couples oxydant/réducteur : $O_{2(g)}/H_2O_{2(aq)}$ et $H_2O_{2(aq)}/H_2O_{(l)}$

L'ion permanganate appartient au couple $MnO_4^- (aq)/Mn^{2+} (aq)$

2-1) Quelle est la définition d'un oxydant et d'un réducteur ?

2-2) Écrire l'équation de la réaction de H_2O_2 et de l'ion permanganate MnO_4^- .

2-3) Comment repère t-on pratiquement l'équivalence du dosage ?

2-4) Faire le schéma du montage expérimental permettant de réaliser ce dosage.

2-5) Établir la relation entre la concentration C de la solution d'eau oxygénée, le volume dosé V d'eau oxygénée, C_{ox} et le volume $V_{ox,eq}$ de la solution de permanganate nécessaire pour obtenir l'équivalence.

2-6) Calculer la concentration de la solution d'eau oxygénée sachant que le volume de solution dosée vaut $V = 10$ mL et que le volume de permanganate versé pour atteindre l'équivalence vaut $V_{ox,eq} = 5,5$. Conclure.

1 ^{ère} S	Exercice : décomposition de l'eau oxygénée	2008-2009
--------------------	---	-----------

L'eau oxygénée est une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène H_2O_2 , qui est souvent utilisée comme cosmétique pour éclaircir les cheveux par réaction d'oxydoréduction.

1- L'eau oxygénée est instable et se décompose lentement suivant la réaction :



Une solution d'eau oxygénée à n volumes peut dégager n litres de dioxygène par litre de solution (volume gazeux mesuré sous la pression $P = 101,3$ kPa et à la température $T = 273,15$ K).

Vérifier que la concentration en $mol.L^{-1}$ d'une eau oxygénée à 10 volumes est le $0,892 mol.L^{-1}$.

2- On réalise le dosage d'une solution d'eau oxygénée à 10 volumes par une solution de permanganate de potassium (K^+ ; MnO_4^-) de concentration $C_{ox} = 0,116 mol.L^{-1}$.

L'eau oxygénée appartient à deux couples oxydant/réducteur : $O_{2(g)}/H_2O_{2(aq)}$ et $H_2O_{2(aq)}/H_2O_{(l)}$

L'ion permanganate appartient au couple $MnO_4^- (aq)/Mn^{2+} (aq)$

2-1) Quelle est la définition d'un oxydant et d'un réducteur ?

2-2) Écrire l'équation de la réaction de H_2O_2 et de l'ion permanganate MnO_4^- .

2-3) Comment repère t-on pratiquement l'équivalence du dosage ?

2-4) Faire le schéma du montage expérimental permettant de réaliser ce dosage.

2-5) Établir la relation entre la concentration C de la solution d'eau oxygénée, le volume dosé V d'eau oxygénée, C_{ox} et le volume $V_{ox,eq}$ de la solution de permanganate nécessaire pour obtenir l'équivalence.

2-6) Calculer la concentration de la solution d'eau oxygénée sachant que le volume de solution dosée vaut $V = 10$ mL et que le volume de permanganate versé pour atteindre l'équivalence vaut $V_{ox,eq} = 5,5$ mL. Conclure.

1 ^{ère} S	Exercice : décomposition de l'eau oxygénée (correction)	2008-2009
--------------------	--	-----------

1- Concentration de l'eau oxygénée :

On réalise un tableau d'avancement de la réaction de décomposition de l'eau oxygénée.

	$2 \text{H}_2\text{O}_2$	$\longrightarrow$	$\text{O}_{2(g)}$	+	$2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
État initial	n_0		0		0
État intermédiaire	$n_0 - x$		x		2x
État final	$n_0 - 2x_{\max}$		$x_{\max}$		$2x_{\max}$

A l'état final on a : $n_0 - 2x_{\max} = 0$

Soit $n_0 = 2 x_{\max}$

Or on sait que $x_{\max} = n_{\text{O}_2}$

Et d'après l'équation d'état des gaz parfait (en supposant que O_2 en soit un) on a : $P \times V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \times R \times T$

$$\text{Soit } n_0 = 2 \times x_{\max} = \frac{2 \times P \times V_{\text{O}_2}}{R \times T} = \frac{2 \times 101,3 \times 10^3 \times 10 \times 10^{-3}}{8,314 \times 273,15} = 8,92 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

On en déduit alors la concentration de la solution à 10 volumes en peroxyde d'hydrogène :

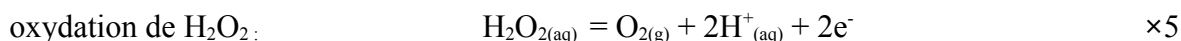
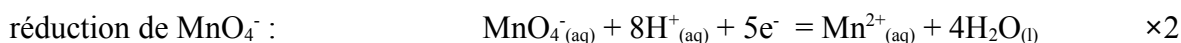
$$C_0 = \frac{n_0}{V_{\text{solution}}} = \frac{8,92 \times 10^{-1}}{1}$$

$$C_0 = 8,92 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

2-1) Définitions :

Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons. Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons.

2-2) Équation de la réaction de H_2O_2 avec MnO_4^- :

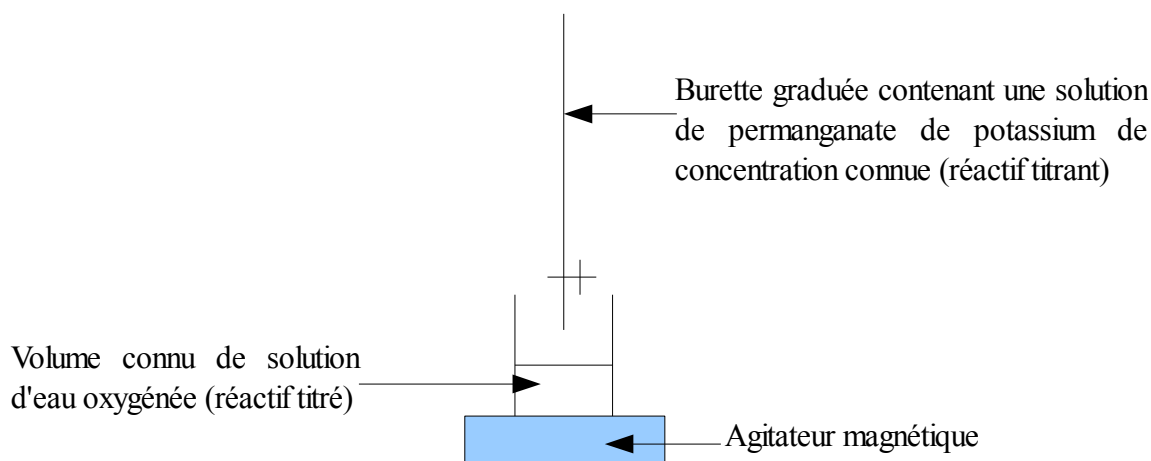


2-3) Comment repérer l'équivalence ?

A l'équivalence, l'ion permanganate (le réactif titrant) initialement le réactif limitant devient le réactif en excès. Sachant que l'ion permanganate est violet en solution aqueuse, nous verrons donc apparaître une coloration violette très intense dès que l'équivalence sera dépassée.

L'état d'équivalence pourra donc être repéré par l'apparition de la coloration violette de la solution.

2-4) Schéma expérimental du dosage :



2-5) Relation à l'équivalence :

On réalise un tableau d'avancement de la réaction de dosage à l'équivalence :

	2MnO_4^- (aq)	$+ 6\text{H}^+$ (aq)	$+ 5\text{H}_2\text{O}_{2\text{(aq)}}$	2Mn^{2+} (aq)	$+ 8\text{H}_2\text{O}_{\text{(l)}}$	$+ 5 \text{O}_{2\text{(g)}}$
Etat initial	n		n_{OX}	0	excès	0
Etat intermédiaire	$n - 2x$		$n_{\text{OX}} - 5x$	2x	excès	5x
Etat final	$n - 2x_{\text{max,eq}}$		$n_{\text{OX}} - 5x_{\text{max,eq}}$	$2x_{\text{max,eq}}$	excès	$5x_{\text{max,eq}}$

A l'état final on a : $n - 2x_{\text{max,eq}} = n_{\text{OX}} - 5x_{\text{max,eq}} = 0$

Soit
$$x_{\text{max,eq}} = \frac{n}{2} = \frac{n_{\text{OX}}}{5}$$

On en déduit que
$$n = \frac{2 \times n_{\text{OX}}}{5}$$

Soit
$$C \times V = \frac{2 \times C_{\text{OX}} \times V_{\text{OX,eq}}}{5}$$

D'où
$$C = \frac{2 \times C_{\text{OX}} \times V_{\text{OX,eq}}}{5 \times V}$$

2-6) Application numérique :

$$C = \frac{2 \times 0,116 \times 5,5}{5 \times 10}$$

$$C = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

On obtient donc $C = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} < 8,92 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. On en déduit donc la solution d'eau oxygénée a perdu son titre. Sa concentration a diminué du fait de sa décomposition.