

TP C1 : DOSAGE DE L'EAU OXYGÉNÉE PAR UNE SOLUTION DE PERMANGANATE DE POTASSIUM

Objectif

Déterminer la concentration exacte d'une solution S_0 d'eau oxygénée que nous possédons au laboratoire.

Données

Espèce chimique étudiée	Peroxyde d'hydrogène ou eau oxygénée	ions permanganate	solutions de diode
Formule	H_2O_2	MnO_4^-	Diode I_2
Couples rédox	H_2O_2 / H_2O O_2 / H_2O_2	MnO_4^- / Mn^{2+}	I_2 / I^-
Caractéristiques		Les solutions de permanganate de potassium sont violettes ; les ions Mn^{2+} (aq) (manganèse) sont incolores	Les solutions de diode sont brunes à jaune selon leur concentration. Les ions $I^-(aq)$ (ions iodure) sont incolores

I. ETUDE DES PROPRIÉTÉS OXYDANTE ET RÉDUCTRICE DE L'EAU OXYGÉNÉE.

1. Etude expérimentale.

Réaliser les 2 expériences décrites ci-dessous et *noter avec précision vos observations : changements de couleur, rapidité, composés formés.*

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

- ◆ 1 mL de solution de H_2O_2 diluée (1V environ) + 2 mL de H_2SO_4 ; ajouter goutte à goutte environ 1 mL de solution de MnO_4^- .

On observe une décoloration instantanée de la solution.

L'ion permanganate disparaît au cours de la réaction. C'est donc un réactif de la réaction 1.

La réaction 1 est une réaction **rapide**.

- ◆ Puis ajouter un excès de permanganate de potassium.

La couleur violette persiste.

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

- ◆ 2 mL de solution de H_2O_2 diluée (1V) + 2 mL de H_2SO_4 .
- ◆ Ajouter environ 1 mL de solution d'iodure de potassium.

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 diode qui est donc un produit de la réaction.

La réaction 2 est une réaction **lente**.

2. Interprétation.

Pour chaque réaction étudiée :

- Indiquer l'oxydant et le réducteur ;
- Faire apparaître les deux couples rédox mis en jeu et écrire les demi-équations rédox associées ;
- En déduire l'équation des réactions 1 et 2.

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

3. Application au dosage de l'eau oxygénée

- 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 rapidement.

(d'autre part la réaction doit être totale ; c'est à dire que l'avancement final doit être égal à l'avancement maximal ... à voir dans les prochains chapitres)

- Rappeler la définition de l'équivalence,

A l'équivalence, on change de réactif limitant.

- 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 (1) entre les quantités de matière à l'équivalence ?

	2MnO_4^-	+	$5 \text{H}_2\text{O}_2$	+	6H^+	\rightarrow	2Mn^{2+}	+	5O_2	+	$8 \text{H}_2\text{O}$
EI	$n(\text{MnO}_4^-)_{\text{ajouté}}$		$n^i(\text{H}_2\text{O}_2)$		/		0		0		/
En cours	$n(\text{MnO}_4^-)_{\text{ajouté}} - 2x$		$n^i(\text{H}_2\text{O}_2) - 5x$		/		$2x$		$5x$		/
EF	$n(\text{MnO}_4^-)_{\text{ajouté}} - 2x_{\text{max}}$		$n^i(\text{H}_2\text{O}_2) - 5x_{\text{max}}$		/		$2 x_{\text{max}}$		$5 x_{\text{max}}$		/

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 :

$$n^i(\text{H}_2\text{O}_2) - 5x_E = 0 \Rightarrow x_E = n^i(\text{H}_2\text{O}_2)/5$$

$$n(\text{MnO}_4^-)_{\text{ajouté à l'équivalence}} - 2x_E = 0$$

$$\Rightarrow n(\text{MnO}_4^-)_{\text{ajouté à l'équivalence}} = 2 n^i(\text{H}_2\text{O}_2)/5 \quad (1)$$

- 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'EAU OXYGÉNÉE PAR LE PERMANGANATE DE POTASSIUM.

1. Mode opératoire.

- ◆ La solution dont on dispose, notée S_1 a été obtenue en diluant 10 fois la solution S_0 .
- ◆ Placer un peu de solution S_1 dans un bécher (propre et rincé auparavant avec un peu de S_1).
- ◆ Prélever, à l'aide d'une pipette jaugée (rincée au préalable avec un peu de S_1), un volume $V = 10,0 \text{ mL}$ de la solution diluée S_1 , le placer dans un erlenmeyer (propre et sec).
- ◆ Ajouter 20 mL d'eau distillée et 10 mL d'acide sulfurique à 1 mol.L^{-1} (volumes prélevés avec une éprouvette graduée).
- ◆ Préparer la burette : vérifier le bon fonctionnement du robinet, rincer la burette avec un peu de la solution titrée de permanganate de potassium (de concentration $C_2 = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$), remplir la burette avec la solution titrée et ajuster le zéro.
- ◆ Verser la solution de permanganate de potassium et noter le volume nécessaire pour que la coloration rose persiste. **Faire 2 dosage : un rapide et un précis à la goutte près.** Noter toutes les valeurs obtenues (V_e).

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.

c- *En utilisant la relation (1), donner la relation littérale entre C_1 (concentration de la solution S_1 en eau oxygénée), V , C_2 et V_E . En déduire la valeur de la concentration de la solution S_1 .*

$n(MnO_4^-)_{ajouté \ à \ l'équivalence} = 2 n^i(H_2O_2)/5$ soit $C_1 = 5 C_2 \cdot V_E / 2V$

Pour $V_E = 17,8 \text{ mL}$: $C_1 = 0,089 \text{ mol.L}^{-1}$

d- *On désire préparer 100 mL de solution S_1 à partir de la solution S_0 . Proposer et justifier un mode opératoire.*

Voir « Préparation d'une solution par dilution » ci-dessous

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.*

$C_1 = 0,089 \text{ mol.L}^{-1}$ donc $C_0 = 0,890 \text{ mol.L}^{-1}$

Préparation d'une solution par dilution d'une solution de concentration connue.
--

Pour fabriquer une solution diluée à partir d'une solution plus concentrée il faudra prélever un volume connu de la solution mère à l'aide d'une **pipette** puis diluer dans une **fiolle**.

Par précaution la fiole doit être rincée au préalable avec de l'eau distillée.

On ne doit pas prélever directement dans la solution mère car on risque de la souiller si la pipette n'est pas parfaitement propre : on introduit donc la solution mère dans un becher à partir duquel on fera les prélèvements.

Ce becher sera rincé avec un peu de solution mère avant d'y introduire la solution à prélever. On peut alors prélever la solution mère avec la pipette préalablement rincée avec cette même solution.

Le contenu de la pipette est versé dans la fiole. Attention ! au cas où la solution mère est de l'acide concentré, comme il faut éviter de verser de l'eau sur l'acide concentré, on aura préalablement mis un fond d'eau distillée dans la fiole et on introduira l'acide avec précaution. La fiole sera remplie d'eau distillée jusqu'au bas du col. Avant de poursuivre le remplissage il faut éventuellement attendre le retour du mélange à température ambiante car la fiole est calibrée pour un volume mesuré à température ambiante.

On peut alors ajuster le niveau de liquide au trait de jauge.

Enfin, la fiole doit être bouchée puis retournée afin d'homogénéiser la solution.

Voir sur internet : http://www.labotp.org/Capacite_Exp.html