

Suivi cinétique de la décomposition de l'eau oxygénée par titrage

But de la manipulation

C'est l'étude de la cinétique de la réaction de décomposition de l'eau oxygénée.

L'eau oxygénée est une solution de peroxyde d'hydrogène H_2O_2 .

Cette molécule se décompose spontanément, mais lentement, en dioxygène et en eau : $H_2O_2 \rightarrow H_2O + \frac{1}{2} O_2$

On va étudier cette réaction lente en déterminant, à plusieurs instants, la concentration de peroxyde d'hydrogène restant. Cette détermination se fera par titrage à l'aide d'une solution de permanganate de potassium.

On donne les couples suivants: H_2O_2/H_2O O_2/H_2O_2 MnO_4^-/Mn^{2+}

I) Principe

Pour accélérer la décomposition de l'eau oxygénée, on utilise un catalyseur, l'ion fer III qui accélère la réaction.

On effectuera des prélèvements dans le milieu réactionnel à des instants précis, on les placera dans de l'eau glacée pour stopper la réaction, puis on effectuera le dosage.

4 groupes travailleront sur le même mélange réactionnel en faisant 2 prélèvements chacun.

La solution commerciale d'eau oxygénée a une concentration initiale de $1,8 \text{ mol.L}^{-1}$ en peroxyde d'hydrogène.

II) Etude expérimentale

Préparation du dosage :

- Remplir la burette de la solution de permanganate de potassium de concentration : $c_p = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- Régler le zéro, puis installer l'agitateur magnétique.
- Préparer deux erlenmeyers contenant 40 mL environ d'eau glacée et 10 mL d'acide sulfurique.

Préparation du mélange réactionnel (par 2 groupes) :

Prélever 25,0 mL de solution commerciale à l'aide de pipette(s) jaugée(s) munie(s) de pipeteur, les introduire dans un bécher de 250 mL. Y ajouter 70 mL d'eau distillée et 5,0 mL de solution de chlorure de fer au moment où on déclenche le chronomètre.

Prélèvements et dosages :

Les groupes 1 à 4 travailleront sur un mélange. Les groupes 5 à 8 travailleront sur l'autre.

Les groupes 1 et 5 feront le dosage aux instants 1 et 15 min.

Les groupes 2 et 6 feront le dosage aux instants 3 et 20 min.

Les groupes 3 et 7 feront le dosage aux instants 5 et 25 min.

Les groupes 4 et 8 feront le dosage aux instants 10 et 30 min.

- Juste avant l'instant choisi pour le prélèvement de la solution, agiter, puis prélever un volume $V = 10 \text{ mL}$ du mélange et les verser dans l'erlenmeyer préparé.
- Doser l'eau oxygénée restante par le permanganate; noter le volume équivalent V_E (lorsque la coloration rose persiste).
- Compléter le tableau en mettant en commun les résultats :

t (min)	0	1	3	5	10	15	20	25	30	35
V_E (mL)	/									
$[H_2O_2]$ (mol.L^{-1})										

III) Exploitation des résultats:

- Calculer la concentration initiale de H_2O_2 dans le mélange réactionnel.
- Écrire l'équation de réaction servant de support au dosage.
- Utiliser la relation à l'équivalence : $[H_2O_2] = 5/2(c_p V_E/V)$ pour compléter le tableau précédent.
- Démontrer la relation permettant de calculer la concentration en eau oxygénée restant dans la solution à l'instant t.
- Tracer sur un graphique l'évolution de la concentration effective d'eau oxygénée en fonction du temps sans oublier la date $t=0$. Analysez l'évolution de $[H_2O_2]$

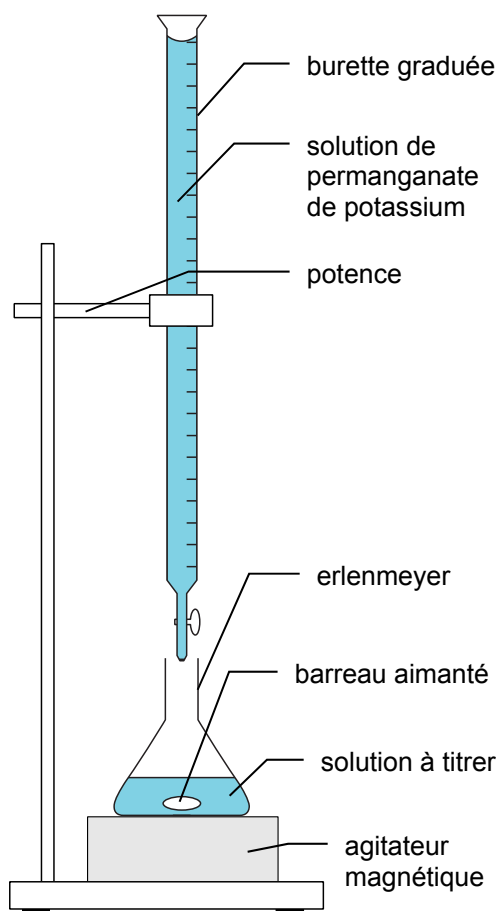
TP χ 01 - Suivi cinétique de la décomposition de l'eau oxygénée par titrage

– éléments de correction –

Suite à cette séance de travaux pratiques, voici ce qu'il faut savoir / savoir faire :

- Savoir écrire les demi-équations correspondant à deux couples rédox, et les combiner pour écrire l'équation globale entre l'oxydant et le réducteur.
- À partir du volume prélevé d'une solution commerciale dont on connaît la concentration, et du volume total de la solution diluée, savoir calculer la concentration après dilution.
- Connaître les noms des instruments employés dans cette séance (verrerie) et savoir réaliser un schéma annoté du montage utilisé.
- Savoir, à partir de l'équation de la réaction d'un titrage, déduire la relation entre la concentration de la solution titrée et le volume équivalent (en tenant compte des nombres stœchiométriques).
- Savoir tracer une courbe représentant l'évolution d'une concentration en fonction du temps.
- Savoir nettoyer convenablement la verrerie, avant et après les manipulations :-)

Schéma du montage



Soient :

- $c_0 = 1,8 \text{ mol.L}^{-1}$ la concentration en peroxyde d'hydrogène de la solution commerciale,
- $V_{\text{prél}} = 25,0 \text{ mL}$ le volume prélevé de solution commerciale pour réaliser le mélange réactionnel,
- $V_{\text{total}} = 100 \text{ mL}$ le volume du mélange réactionnel.

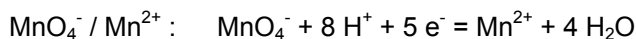
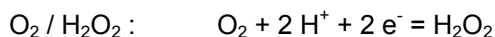
La concentration initiale en peroxyde d'hydrogène H_2O_2 dans le mélange réactionnel, est

$$[\text{H}_2\text{O}_2]_{(0)} = \frac{c_0 \times V_{\text{prél}}}{V_{\text{total}}}$$

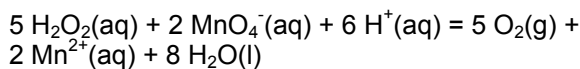
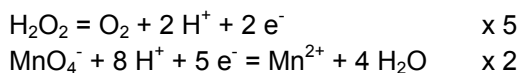
Application numérique :

$$[\text{H}_2\text{O}_2]_{(0)} = \frac{1,8 \times 25,0 \cdot 10^{-3}}{100 \cdot 10^{-3}} = 0,45 \text{ mol.L}^{-1}$$

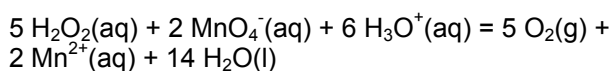
L'équation de la réaction servant de support au dosage fait intervenir les couples $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2$ et $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$:



Nous combinons ces deux demi-équations afin d'obtenir l'équation de la réaction:



que l'on peut écrire, aussi :



(car les ions H^+ n'existent pas en tant que tels, en solution aqueuse)

À l'équivalence, les réactifs sont mélangés en proportions stœchiométriques. Nous avons alors :

$$\frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)}{5} = \frac{n(\text{MnO}_4^-)_{\text{versé}}}{2}$$

où $n(\text{H}_2\text{O}_2)$ est la quantité de peroxyde d'hydrogène que l'on dose, et $n(\text{MnO}_4^-)_{\text{versé}}$ est la quantité d'ions permanganates versés à l'équivalence.

Sachant que nous avons $n(\text{MnO}_4^-)_{\text{versé}} = c_p \times V_E$ et

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) = [\text{H}_2\text{O}_2] \times V, \text{ il vient : } \frac{[\text{H}_2\text{O}_2] \times V}{5} = \frac{c_p \times V_E}{2},$$

$$\text{c'est-à-dire } [\text{H}_2\text{O}_2] = \frac{5}{2} \times \frac{c_p \times V_E}{V}.$$

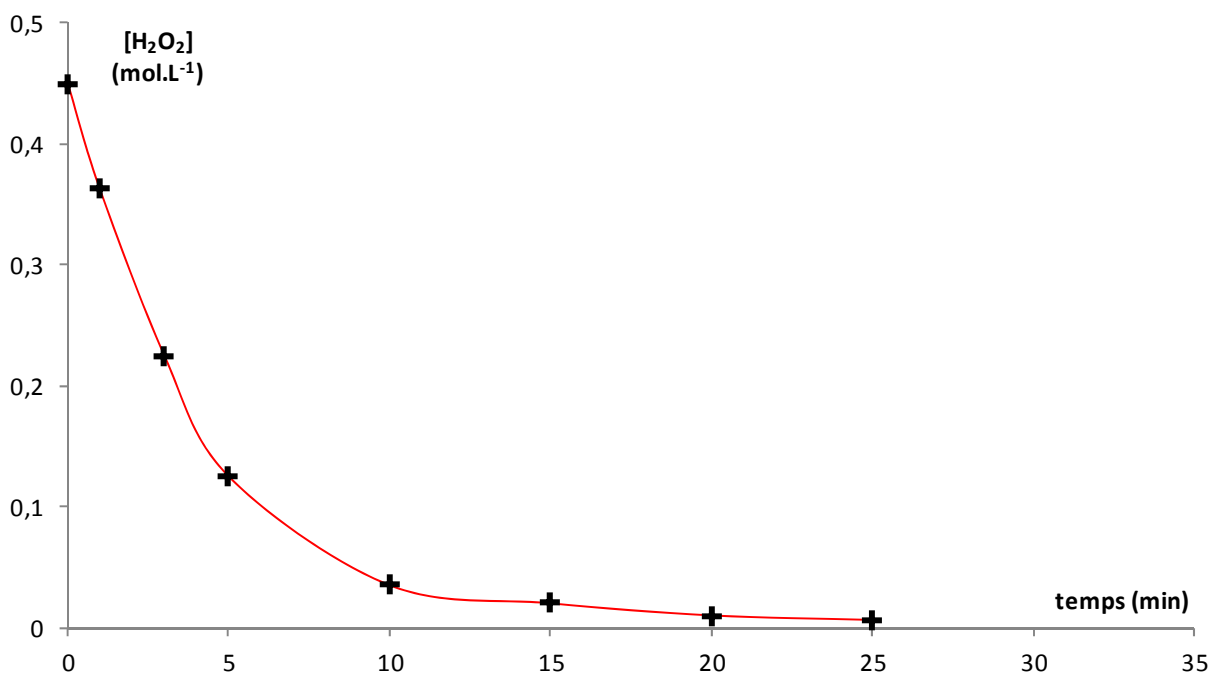
Précisons les valeurs suivantes : $c_p = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$;
 V_E : variable ; $V = 10 \text{ mL} = 0,010 \text{ L}$: le volume de mélange réactionnel prélevé (attention, beaucoup d'élèves se trompent habituellement sur cette valeur).

À l'aide de cette formule, nous pouvons compléter le tableau :

t (min)	0,0	1,0	3,0	5,0	10,0	15,0	20,0	25,0	30,0	35,0
V_E (mL)	/	29	18	10	2,8	1,6	0,8	0,5	/	/
$[\text{H}_2\text{O}_2]$ (mol.L ⁻¹)	0,45	3,6E-01	2,3E-01	1,3E-01	3,5E-02	2,0E-02	1,E-02	6,E-03	/	/

(la valeur de $[\text{H}_2\text{O}_2]$ pour $t = 0$ a été calculée précédemment)

Nous pouvons tracer l'évolution de la concentration effective de peroxyde d'hydrogène en fonction du temps :



La concentration du peroxyde d'hydrogène tend vers une valeur nulle, au cours du temps. À 25 minutes, il ne reste presque plus de peroxyde d'hydrogène, car il s'est presque totalement dismuté en eau et en dioxygène.

Nous nous apercevons que la concentration $[\text{H}_2\text{O}_2]$ diminue fortement au début de l'expérience, puis la variation devient moins importante au cours du temps. Cela s'explique par le fait que la concentration des réactifs est un facteur cinétique ; H_2O_2 est le réactif de la réaction lente $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$.