



Frédéric Elie on
ResearchGate

Décomposition du permanganate de potassium par l'eau oxygénée

Frédéric Élie

5 juin 2011

CopyrightFrance.com

La reproduction des articles, images ou graphiques de ce site, pour usage collectif, y compris dans le cadre des études scolaires et supérieures, est INTERDITE. Seuls sont autorisés les extraits, pour exemple ou illustration, à la seule condition de mentionner clairement l'auteur et la référence de l'article.

*« Si vous ne dites rien à votre brouillon, votre brouillon ne vous dira rien ! »
Jacques Breuneval, mathématicien, professeur à l'université Aix-Marseille I, 1980*

Abstract : Cette expérience très facile à réaliser montre une réaction du permanganate de potassium avec l'eau oxygénée, qui est un exemple d'autocatalyse...

SOMMAIRE

- 1 - Matériel, protocole
- 2 - Observation
- 3 - Explication qualitative
- 4 - Analyse quantitative

1 - Matériel, protocole

Réalisons le montage figurant dans les photos suivantes: une solution de permanganate de potassium KMnO_4 s'écoule par un léger goutte à goutte sur une solution d'eau oxygénée H_2O_2 . Ce montage est disposé sur un appareil d'agitateur magnétique pour obtenir une solution bien homogène.

2 - Observation

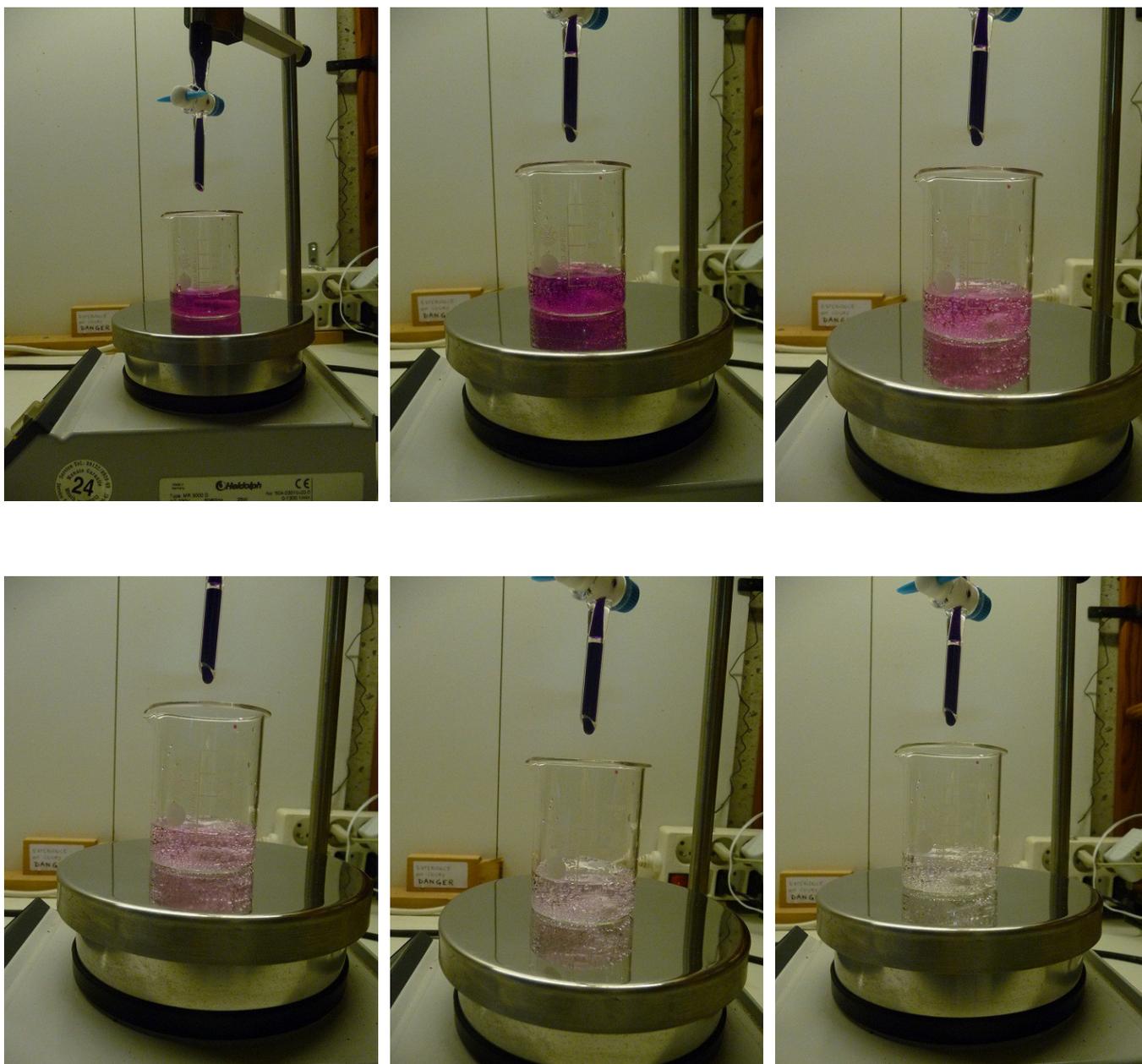
Les premières gouttes de permanganate de potassium colorent la solution d'une couleur violette persistante.

L'addition progressive de gouttes de KMnO_4 conduit à une décoloration régulière de la solution, jusqu'à obtenir une solution aussi transparente que l'eau.

3 - Explication qualitative

La réaction entre l'eau oxygénée et le permanganate de potassium libère des ions manganèse Mn^{2+} qui entretiennent à leur tour la réaction: il y a autocatalyse. Plus ils sont nombreux plus la solution se décolore parce que la concentration de permanganate de potassium diminue. En effet lorsque les ions permanganate MnO_4^- , issus du permanganate de potassium, sont en excès, la solution est violette, et quand les ions Mn^{2+} sont en excès, la solution devient

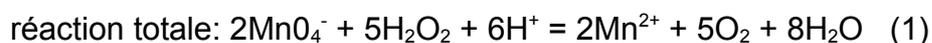
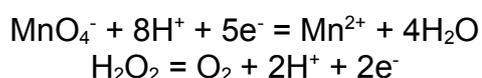
transparente.



Décoloration progressive du permanganate de potassium par formation d'ions Mn^{2+} lors de la réaction avec l'eau oxygénée

4 - Analyse quantitative

Le permanganate de potassium fournit les ions MnO_4^- qui sont oxydants. L'eau oxygénée, ou peroxyde d'hydrogène H_2O_2 est réducteur, autrement dit ses molécules peuvent céder des électrons à l'oxydant (voir article « [eau céleste et oxydoréduction](#) »), selon les réactions partielles:



Les réactions mettent en jeu 3 couples rédox:

MnO_4^- (réducteur)/ Mn^{2+} (oxydant): les ions Mn^{2+} correspondent à une solution incolore, les ions permanganate MnO_4^- à une solution violette.

H_2O (réducteur)/ H_2O_2 (oxydant)

H_2O_2 (réducteur)/ O_2 (oxydant)

Considérons la réaction totale (1) et examinons ses taux d'avancement x . A température ambiante (25°C) sa cinétique est rapide.

Le tableau d'avancement de la réaction est donné ci-après (les réactifs en vert, les produits en jaune):

phase	2MnO_4^-	$5\text{H}_2\text{O}_2$	6H^+	2Mn^{2+}	5O_2	$8\text{H}_2\text{O}$
Nombre de moles initial	n	n'		0	0	
Nombre de moles intermédiaires	$n - 2x$	$n' - 5x$		$2x$	$5x$	
Nombre de moles final	$n - 2x_{\text{MAX}}$	$n' - 5x_{\text{MAX}}$		$2x_{\text{MAX}}$	$5x_{\text{MAX}}$	

A l'équivalence (E) les ions MnO_4^- et l'eau oxygénée H_2O_2 ont totalement disparu: on a donc $x_{\text{MAX}} = x_E$ tel que

$$\begin{aligned} n' - 5x_E &= 0 \\ n - 2x_E &= 0 \end{aligned}$$

ce qui donne:

$$x_E = \frac{n'}{5} \quad (2)$$

et, éliminant x_E entre les deux égalités ci-dessus, la condition entre les nombres de moles des réactifs pour obtenir l'équivalence:

$$n = \frac{2}{5} n' \quad (3)$$

Lorsque les ions MnO_4^- ont totalement disparu, donc à l'équivalence (donc si la condition (3) est vérifiée), les ions Mn^{2+} sont en excès et la solution vire à la décoloration.

Comment la condition de l'équivalence (3) se traduit-elle en termes de concentrations et non pas de moles, les concentrations étant plus manipulables en chimie?

La relation entre le nombre de moles et la concentration C est:

$$C = n/V$$

où V est le volume de la substance. Pour les deux réactifs de la réaction (1) on a donc aux conditions initiales:

$$n = CV \quad n' = C'V'$$

La condition d'équivalence (3) donne alors: $C_E V = (2/5)C'_E V'$ soit:

$$C'_E = \frac{5}{2} C_E \frac{V}{V'} \quad (4)$$

Dans les conditions de notre expérience, calculons la concentration d'eau oxygénée initiale qu'il faut pour obtenir un état final correspondant à l'équivalence, lorsque l'on connaît celle du permanganate de potassium:

Volume initial d'eau oxygénée $V' = 20$ mL,

volume initial de permanganate de potassium $V = 15$ mL

alors (4) donne:

$$C' = (5/2)(15/20)C = 1,875 C$$

Pour obtenir l'équivalence, et donc une disparition complète des ions permanganate (et donc une décoloration parfaite de la solution) il faut une concentration d'eau oxygénée 1,875 fois plus élevée que celle du permanganate de potassium.

La relation (4) montre que si le volume d'eau oxygénée est faible devant celui du permanganate de potassium ($V/V' \gg 1$), l'équivalence est atteinte pour des concentrations d'eau oxygénée nettement plus importantes que celle du permanganate de potassium.