

Dosage d'une eau oxygénée

Ce que nous appelons « eau oxygénée » correspond en fait à deux choses :

- Du point de vue moléculaire, il s'agit de la molécule de formule H_2O_2 , que nous nommons volontiers « eau oxygénée », mais qui porte plus rigoureusement le nom de peroxyde d'hydrogène.
- Dans le commerce, on appelle « eau oxygénée » toute solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène.

La concentration en peroxyde d'hydrogène $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}$ dans l'eau oxygénée commerciale sur laquelle nous allons travailler est présentée de deux façons relativement originales pour un(e) élève de terminale S qui a plutôt l'habitude de considérer cette grandeur en mol.L^{-1} .

- « Eau oxygénée 110 volumes » (1)
- « Eau oxygénée à 30 % (massique) » (2)

Après avoir expliqué ces indications, vous les convertirez en concentrations molaires afin de vérifier qu'elles sont cohérentes.

Données, aides :

- « 110 volumes » : cette donnée signifie que, selon la réaction de décomposition d'équation $2 \text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{O}_{2(\text{g})}$, 1 L de solution d'eau oxygénée peut générer 110 L de dioxygène gazeux.
Le volume molaire d'un gaz (quel que soit ce gaz) dans les conditions dites normales sera pris égal à $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.
- « 30 % massique » : cette donnée signifie que dans 100 g de solution d'eau oxygénée, il y a 30 g de peroxyde d'hydrogène dissous.
La densité de la solution d'eau oxygénée vaut $d = 1,10$.

Dosage du peroxyde d'hydrogène

Introduction

La décomposition spontanée de l'eau oxygénée étant un phénomène courant, mais qui peut être ralenti. Nous envisageons de vérifier la concentration indiquée par l'étiquette dans une bouteille d'eau oxygénée assez ancienne mais toutefois conservée dans des conditions adaptées (obscurité + basse température = au réfrigérateur).

Pour cela nous allons mettre en œuvre une **réaction de dosage** du peroxyde d'hydrogène par l'ion permanganate et nous disposons pour cela d'une solution de permanganate de potassium ($\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$ de concentration $c_1 = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$).

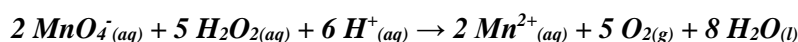
La réaction de dosage

Il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction qui sera considérée comme totale et suffisamment rapide pour que nous puissions l'utiliser pour réaliser des « bilans matière » fiables (calculs de quantités de matière formées, consommées, réagissant ensemble, ...).

Le milieu sera acidifié, ainsi le permanganate (oxydant) sera réduit en ion manganèse (II). Le couple à considérer est donc $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$

Le peroxyde d'hydrogène (réducteur) sera oxydé en dioxygène. Le couple à considérer est donc $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$.

Écrire la demi-équation de réduction du permanganate en manganèse (II)
Écrire la demi-équation d'oxydation du peroxyde d'hydrogène en dioxygène
Établir l'équation de la réaction et valider qu'elle est bien la suivante :



Parenthèse : DOSER UNE ESPÈCE CHIMIQUE

« **Doser** », c'est déterminer la quantité de matière, la masse, la concentration (massique ou molaire), etc. d'une espèce chimique présente au sein d'un milieu donné.

Au lycée, la plupart du temps, nous dosons des ions ou des molécules dissous dans des solutions aqueuses.

Il y a principalement deux façons de procéder.

Voie 1 : nous **comparons** notre solution à des solutions dans lesquelles la concentration de l'espèce qui nous intéresse est connue et lorsque ça coïncide, nous avons trouvé notre concentration inconnue.

La méthode s'appelle alors « étalonnage » et a été proposée en classe de 1^{ère} S.

Voie 2 : Nous faisons **réagir** l'espèce à doser : en la confrontant à une autre espèce chimique, (un « réactif »), il se produit une transformation chimique sur laquelle on peut travailler avec précision si :

- Nous savons écrire une équation de la réaction que l'on associe à la transformation observée ;
- Nous connaissons précisément le volume apporté de solution à doser ;
- Nous savons comment détecter avec précision le moment où nous avons apporté exactement la quantité de réactif qui permet d'en finir avec la transformation, c'est-à-dire la quantité stoechiométrique de réactif par rapport à l'espèce à doser dans le cadre de la réaction mise en œuvre (on appelle cela atteindre l'équivalence de la réaction de dosage).

Avec tous ces « si » réalisés, nous pourrions procéder à des calculs simples afin de déterminer la concentration de notre espèce en solution.

Remarque : la méthode s'appelle alors titrage et tout ce qui précède suppose que l'on verse progressivement (en maîtrisant la valeur du volume versé) le « réactif » dans un bécher contenant l'espèce à doser.

La réaction chimique considérée est alors logiquement appelée « réaction de dosage ».

Nous avons noté que l'espèce à doser est appelée réactif titré et que l'espèce que l'on va apporter progressivement est appelée réactif titrant.

La réaction de dosage... Il faut en trouver une qui convient :

- « rapide », « totale », « unique ». (*discussions*)
 - pour laquelle on sait détecter l'état suivant : « ça y est, on a fini », « ça y est, on a versé exactement la quantité de réactif nécessaire pour consommer toute l'espèce initialement apportée », « on a apporté les réactifs dans les proportions stoechiométriques », ...
- ... « **Nous avons atteint l'équivalence de la réaction de dosage** »

Comment détecter aujourd'hui l'équivalence de la réaction de dosage du peroxyde d'hydrogène par l'ion permanganate ?

Nous avons de la chance : parmi les espèces impliquées dans la réaction, une seule est colorée, c'est l'ion permanganate MnO_4^- (aq), qui est rose.

DONC ?

Proposez un dispositif de titrage et indiquez comment vous comptez repérer l'équivalence.

Présentez la relation entre la quantité de matière de permanganate versée à l'équivalence et la quantité de matière de peroxyde d'hydrogène apporté initialement dans le bécher.

En déduire une relation à l'équivalence entre la concentration en permanganate dans la solution titrante et la concentration en peroxyde d'hydrogène dans la solution titrée.

Attention : gros problème technique

Assez logiquement, le volume de solution à doser (la « prise d'essai ») sera prélevé avec précision à l'aide d'une pipette jaugée et vaudra le plus souvent 5,0 mL, 10,0 mL, 20,0 mL, etc.

Les burettes graduées dont vous disposez sont des burettes de 25 mL. Il est impératif que l'équivalence de la réaction de dosage doit être détectée avant d'avoir vidé la burette ! (Nous sommes même assez friands d'équivalences aux alentours « d'une demi-burette versée »...).

La solution de permanganate de potassium dont nous disposons est à la concentration $c_1 = 2,0 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

Dans l'eau oxygénée « 110 volumes », il a été établi que la concentration molaire en peroxyde d'hydrogène se situait aux alentours de 10 mol.L⁻¹.

Avons-nous un problème ? Comment nous y adapter ?

Mise en œuvre

Dans la burette la solution de permanganate (correctement acidifiée)

Dans le bécher 5 mL d'eau oxygénée diluée 100 fois

Barreau aimanté, agitation maîtrisée.

Au travail !

Que vaut la concentration en peroxyde d'hydrogène dans l'eau oxygénée commerciale ?

(proposer et commenter un écart relatif si une différence est constatée)

KMnO₄ 0.02

H₂SO₄ 1M

H₂O₂ 110 vol (de O₂) (« 30 % » d = 1,10, diluée 100 fois