

Bilans de matière : exercices

Situation n°1 : l'eau ferrugineuse, oui !

Le fer est un des métaux les plus abondants de la croûte terrestre. Sa présence dans l'eau est due principalement au lessivage des sols (avec dissolution des roches et minerais), aux rejets industriels et à la corrosion des canalisations métalliques. A l'état de trace, le fer est un oligoélément indispensable à la santé humaine.

Une concentration en fer, même élevée, ne constitue pas de risques pour la santé humaine. Néanmoins, une forte concentration dans l'eau est source de désagrément : goût métallique, odeurs putrides, taches sur le linge et les sanitaires, dépôts ferrugineux bouchant les canalisations et corrosion liée au développement de bactéries.

A $\text{pH} > 4$, le fer dissous est présent sous forme de fer ferreux. Il suffit de l'oxyder en fer ferrique pour qu'il précipite. La présence de matières organiques contraint souvent à utiliser des oxydants puissants tels que le permanganate de potassium (que l'on a déjà rencontré dans la liqueur de Dakin).

D'après eau.seine-et-marne.fr

On étudie la réaction entre les ions permanganate, $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$, et les ions ferreux ou fer(II), $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$, qui génère des ions manganèse $\text{Mn}^{2+} (\text{aq})$ incolores, des ions fer(III) $\text{Fe}^{3+} (\text{aq})$ incolores et de l'eau. Pour cela, on dispose

- d'une solution aqueuse de permanganate de potassium $\{\text{K}^+ (\text{aq}) + \text{MnO}_4^- (\text{aq})\}$ à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- d'une solution aqueuse de sulfate de fer(II) $\{\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})\}$ à $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Pour que la réaction ait lieu, il faut que le milieu soit suffisamment acide : quelques gouttes d'acide sulfurique $\{2 \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})\}$ concentré ont été ajoutées à la solution de permanganate à cette fin.

Une méthode de dosage a montré que 1 L de l'eau contenait autant d'ions ferreux que 20,0 mL de la solution du laboratoire.

Quel volume de solution de permanganate de potassium faut-il ajouter à 20,0 mL de la solution de sulfate de fer(II) pour que le mélange soit stœchiométrique ? Pourquoi ce volume est-il intéressant ?

Vous répondrez à la question de façon théorique et de façon expérimentale, en proposant votre démarche au professeur avant de la réaliser et de rédiger un compte rendu détaillé.

Situation n°2 : pas de fumée sans feu ?

Lors de la préparation d'un spectacle de magie, le prestidigitateur s'interroge sur la possibilité de générer un panache de fumée pour que « ça en jette ». Un des moyens les plus simples est d'aller en pharmacie acheter un peu de permanganate de potassium et de l'eau oxygénée. Le frisson est garanti, même si la transformation dégage beaucoup, beaucoup de chaleur.

On s'intéresse au laboratoire à la réaction entre les ions permanganate MnO_4^- et le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 : cette réaction libère du dioxygène, des ions manganèse $\text{Mn}^{2+} (\text{aq})$ incolores et de l'eau.

Nous disposons pour cela d'une solution acidifiée de permanganate de potassium $\{\text{K}^+ (\text{aq}) + \text{MnO}_4^- (\text{aq})\}$ à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et d'une eau oxygénée à 20 volumes diluée 100 fois, soit à $1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ en peroxyde d'hydrogène $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$.

Dans un bécher, on introduit 10,0 mL d'eau oxygénée diluée et 10,0 mL de solution de permanganate de potassium.

Les proportions ne sont vraisemblablement pas stœchiométriques, et l'un des réactifs est en excès : lequel ?

Comparer la quantité de matière théorique du réactif en excès à la quantité de matière de réactif en excès obtenue par l'expérience.

Pour cette dernière, on profite des résultats obtenus lors du TP n°4b à propos du Dakin : la courbe d'étalonnage du permanganate de potassium pour $\lambda = 530 \text{ nm}$ avait retourné la modélisation $A = 2\,332 \times c$. Ici, on a mesuré l'absorbance du mélange final : $A = 1,05 \dots$