

TP 1.2 : Lutte contre la pollution par les métaux lourds

Les métaux lourds sont présents naturellement dans l'environnement et existent sous forme ionique dans l'eau. Ils sont souvent toxiques.

De plus, ils ne sont pas dégradés biologiquement ou chimiquement. Ce sont donc des polluants persistants qui s'accumulent à chaque étape de la chaîne alimentaire.

Il faut donc veiller à dépolluer les eaux usées contaminées par des métaux lourds avant rejet dans la Nature.

Objectif

Comment éliminer le manganèse d'une solution de permanganate de potassium ?

Document 1 : Les métaux lourds

La notion de « métal lourd » est un concept empirique, sans définition scientifique précise, ni technique unanimement reconnue. La notion d'éléments-traces métalliques, ou ETM tend à remplacer celle de métaux lourds.

Les ETM massivement rejetés par l'Homme dans l'eau, l'air, et sols sont d'importants contaminants des écosystèmes. À la différence de la plupart des autres polluants, ils ne sont pas dégradables ni biodégradables.

On les retrouve en particulier très concentrés par les animaux situés en tête de chaîne alimentaire (oiseaux marins prédateurs et cétacés super-prédateurs notamment) et donc dans la chaîne alimentaire humaine.

L'impact toxicologique des ETM dépend de leur forme chimique, de leur concentration, de leur biodisponibilité et de la possibilité de passage dans la chaîne du vivant.

On distingue en particulier les trois métaux mercure, plomb, cadmium, pour lesquels d'une part on n'a pas pu mettre en évidence de rôle positif pour l'activité biologique, et qui d'autre part peuvent être à l'origine d'intoxications ou de maladies chroniques graves, même à faibles doses ; par exemple l'absorption de plomb provoque le saturnisme, le cadmium détruit les reins et dégrade le foie, et le mercure est un puissant neurotoxique. L'aluminium, plus commun, est considéré comme neuro-toxique ; il est cependant largement utilisé comme composant alimentaire et cosmétique.

Inversement, d'autres métaux sont nécessaires (oligo-éléments), et d'autres encore semblent, au moins sous forme métallique, sans effets sur l'organisme.

Document 2 : solubilité

La solubilité d'une espèce donnée, dans un solvant donné, à une température donnée, est la quantité de matière ou la masse maximale (tout dépend de l'unité dans laquelle elle est exprimée) de cette espèce qui peut être dissous dans la solution.

Consignes de sécurité

La manipulation d'acides et de bases dilués nécessite le port de lunettes de sécurité.

I. Réduction des ions permanganate

La solution de permanganate de potassium ($K^+ + MnO_4^-$) contient du manganèse qui est un ETM. La première étape du traitement consiste à réduire les ions permanganate en ions manganèse (II) Mn^{2+} (vous comprendrez pourquoi dans la suite du TP).

Questions préalables

Donner les demi-équations d'oxydoréduction associées aux couples MnO_4^- / Mn^{2+} et Fe^{3+} / Fe^{2+} .



Écrivez l'équation de la réaction entre les ions Fe^{2+} et les ions MnO_4^- .



Justifier que cette réaction doit se faire en milieu acide

Cette réaction nécessite des ions H^+ apportés par une espèce acide.

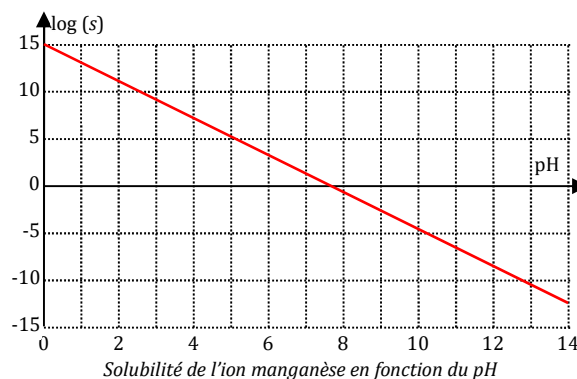
Travail demandé

• Verser 50 mL environ de la solution de permanganate de potassium dans un grand bécher. Ajouter de l'acide sulfurique ($2H^+ + SO_4^{2-}$) jusqu'à ce que le pH de la solution soit inférieur à 3.

• Ajouter à la solution, en agitant, de toutes petites quantités de sel de Mohr [de formule $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$] jusqu'à obtention d'une solution incolore. Le sel de Mohr contient des ions Fe^{2+} .

II. Précipitation des ions Mn^{2+}

Comme pour la plupart des ions métalliques, la solubilité de l'ion Mn^{2+} dépend du pH de la solution dans laquelle ils se trouvent.



La solubilité des ions Fe^{3+} en fonction du pH suit la même évolution.

L'hydroxyde de fer II $Fe(OH)_2$ est vert.

L'hydroxyde de fer III $Fe(OH)_3$ est rouille.

L'hydroxyde de manganèse $Mn(OH)_2$ est brun.

Questions

Comment est le pH de la solution à la fin de l'étape n°1 ?

Le pH est toujours voisin de 3

Que va-t-il se passer si l'on verse, dans cette solution, une certaine quantité d'hydroxyde de sodium ($Na^+ + HO^-$) ?

Réaction : $H_3O^+ + HO^- \rightarrow 2H_2O$. Donc $[H_3O^+]$ diminue et donc le milieu devient moins acide (ou plus basique).

Travail demandé

• Ajouter à la solution précédente, en agitant, de la soude (solution d'hydroxyde de sodium), jusqu'à obtenir un précipité. Vérifier que $pH > 10$.

Question

Quel est la composition des précipités formés ?

$Mn(OH)_2$;

Si les ions Fe^{2+} ont été introduits en excès : $Fe(OH)_2$ couleur verte

Si les ions Fe^{2+} n'ont pas été introduits en excès : ils ont tous réagi avec le permanganate et se sont tous transformés en $Fe^{3+} \rightarrow Fe(OH)_3$ couleur rouille.

III. Filtration et neutralisation

Questions

Que faut-il faire pour pouvoir jeter la solution à l'évier sachant que :

• les ions sulfate SO_4^{2-} , les ions ammonium NH_4^+ , l'ammoniac NH_3 et les ions potassium K^+ et sodium Na^+ ne sont pas nocifs pour l'environnement ;

• Les solutions de pH trop bas ou trop élevés ne doivent pas être mises à l'évier sans être neutralisées (pH acceptable entre 4 et 9).

On filtre le précipité contenant les ions métalliques.

On neutralise l'excès de basicité de la solution avec de l'acide chlorhydrique.

Travail demandé

• Jeter la solution à l'évier après lui avoir appliqué les traitements adéquats.

Synthèse du TP

Faites la liste des traitements physico-chimiques successifs appliqués à la solution de permanganate de potassium pour la rendre inoffensive.

- 1) Transformation des ions MnO_4^- en ions Mn^{2+}
- 2) Ajout de soude pour obtenir un précipité de $\text{Mn}(\text{OH})_2$
- 3) Filtration pour retirer le précipité, puis ajout d'acide pour neutraliser le filtrat.