Spécialité : La pollution par les nitrates

Bac S 2017 Amérique du Nord (ancien programme) · Exercice 4 **5 points** **Durée conseillée 50 min**

1 Identifier la réaction chimique mise en œuvre lors de la première étape du protocole. Justifier.

Dans l'erlenmeyer, on met en présence :

- les ions nitrate NO_3^- de l'eau, oxydant du couple NO_3^-/NO (le protocole précise qu'ils sont transformés en NO) ;
- les ions fer (II) Fe^{2+} du sel de Mohr, réducteur du couple Fe^{3+}/Fe^{2+} ;
- les ions H^+ de l'acide sulfurique (milieu acide).

Il se produit donc une réaction d'oxydoréduction : les ions Fe^{2+} cèdent des électrons aux ions NO_3^-.

$$NO_3^- + 3\,Fe^{2+} + 4\,H^+ \longrightarrow NO + 2\,H_2O + 3\,Fe^{3+}$$

COMPRENDRE
Ancien programme : le thème « L'eau » de l'enseignement de spécialité a disparu. L'oxydoréduction et le titrage avec changement de couleur se travaillent aujourd'hui en première et servent encore en terminale.

MÉTHODE
Pour identifier une réaction, repérer les espèces introduites, puis chercher parmi les couples donnés un oxydant et un réducteur de deux couples différents. Ici, la seconde équation fait intervenir MnO_4^-, absent à l'étape 1.

2 Préciser les ions majoritairement présents dans l'erlenmeyer lors de la première étape : avant l'ajout de la solution de sel de Mohr, puis au bout des 45 min de chauffage.

Avant l'ajout du sel de Mohr. L'erlenmeyer contient l'eau traitée et l'acide sulfurique :

- H^+ et SO_4^{2-} apportés par l'acide ;
- NO_3^- encore présents dans l'eau après traitement ;
- Cl^- libérés par la résine en échange des ions nitrate.

Après 45 min de chauffage. La transformation est totale et les ions Fe^{2+} sont en excès : les ions NO_3^- ont disparu. Il reste :

- Fe^{2+} en excès et Fe^{3+} formés ;
- NH_4^+ et SO_4^{2-} du sel de Mohr, Cl^- : ions spectateurs ;
- H^+, si l'acide a été introduit en excès.

Avant : H^+, SO_4^{2-}, NO_3^-, Cl^-. Après : Fe^{2+}, Fe^{3+}, NH_4^+, SO_4^{2-}, Cl^- (et H^+).

PIÈGE
Oublier les ions chlorure : l'eau analysée sort de la résine, qui a remplacé les ions nitrate par des ions Cl^-. Oublier aussi les ions NH_4^+, visibles dans la formule du sel de Mohr.

COMPRENDRE
Le sujet ne donne pas la concentration de l'acide : on ne peut pas prouver qu'il reste des ions H^+. C'est toutefois probable, car l'étape 2 en consomme encore.

3 À partir des demi-équations électroniques, vérifier l'équation de la réaction de la deuxième étape. Schématiser et légender le montage utilisé dans cette étape.

Réduction de l'ion permanganate (couple MnO_4^-/Mn^{2+}) :

$$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- = Mn^{2+} + 4\,H_2O \quad (\times 1)$$

Oxydation de l'ion fer (II) (couple Fe^{3+}/Fe^{2+}) :

$$Fe^{2+} = Fe^{3+} + e^- \quad (\times 5)$$

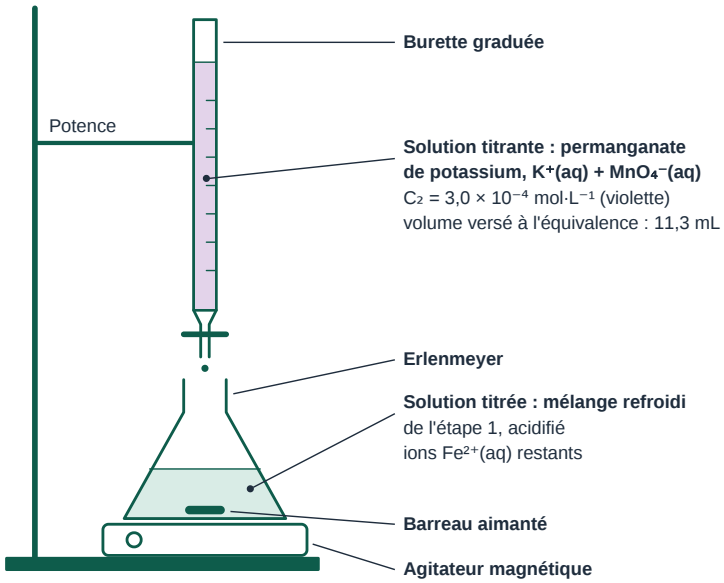
On multiplie la seconde par 5 pour échanger autant d'électrons, puis on additionne : on retrouve bien l'équation donnée.

Le montage est celui d'un titrage avec repérage de l'équivalence par changement de couleur (schéma ci-contre).

$$5\,Fe^{2+} + MnO_4^- + 8\,H^+ \longrightarrow 5\,Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4\,H_2O$$

COMPRENDRE
Seul l'ion MnO_4^- est nettement coloré (violet). Avant l'équivalence, il est consommé dès qu'il tombe dans l'erlenmeyer ; à l'équivalence, la première goutte en excès donne une teinte rose persistante.

MÉTHODE
Demi-équation en milieu acide : équilibrer l'élément principal, puis l'oxygène avec H_2O, l'hydrogène avec H^+, enfin les charges avec des électrons. Vérifier les charges : ici $+17$ de chaque côté de l'équation finale.



3 · Montage du titrage des ions fer (II) restants par la solution de permanganate de potassium

P Problème. La dénitratation est-elle assez efficace pour que l'eau soit considérée comme potable ? Quelle quantité maximale de cette eau un enfant de 35 kg peut-il boire sans conséquences néfastes pour sa santé ?

Données utiles $V_{\text{EAU}} = 50$ mL ; $C_1 = 1{,}00$ mmol $\cdot$ L^{-1} ; $V_1 = 100$ mL ; $C_2 = 3{,}0 \times 10^{-4}$ mol $\cdot$ L^{-1} ; $V_E = 11{,}3$ mL ; $M(\text{N}) = 14{,}0$ et $M(\text{O}) = 16{,}0$ g $\cdot$ mol^{-1} ; norme : 50 mg $\cdot$ L^{-1} ; dose maximale : 3,65 mg par kg et par jour

Démarche. Le titrage est indirect : on dose les ions Fe^{2+} qui restent après l'étape 1 ; on en déduit ceux qui ont réagi avec les ions nitrate, puis la quantité d'ions nitrate.

1. Ions fer (II) restants. À l'équivalence de l'étape 2, les réactifs sont dans les proportions de l'équation : $\dfrac{n_{\text{restant}}(\text{Fe}^{2+})}{5} = n_E(\text{MnO}_4^-)$, donc

$$n_{\text{restant}}(\text{Fe}^{2+}) = 5\,C_2\,V_E = 5 \times 3{,}0 \times 10^{-4} \times 11{,}3 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{restant}}(\text{Fe}^{2+}) = 1{,}7 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

2. Ions fer (II) consommés à l'étape 1. $n_i(\text{Fe}^{2+}) = C_1V_1 = 1{,}00 \times 10^{-3} \times 0{,}100 = 1{,}00 \times 10^{-4}$ mol.

$$n_{\text{conso}}(\text{Fe}^{2+}) = C_1V_1 - 5\,C_2\,V_E = 1{,}00 \times 10^{-4} - 1{,}7 \times 10^{-5}$$

$$n_{\text{conso}}(\text{Fe}^{2+}) = 8{,}3 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

3. Ions nitrate. D'après l'équation de l'étape 1, un ion nitrate réagit avec trois ions fer (II) :

$$n(\text{NO}_3^-) = \frac{n_{\text{conso}}(\text{Fe}^{2+})}{3} = \frac{8{,}3 \times 10^{-5}}{3} = 2{,}8 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

4. Teneur de l'eau traitée. $M(\text{NO}_3^-) = 14{,}0 + 3 \times 16{,}0 = 62{,}0$ g $\cdot$ mol^{-1}.

$$t = \frac{n(\text{NO}_3^-) \times M(\text{NO}_3^-)}{V_{\text{EAU}}} = \frac{2{,}77 \times 10^{-5} \times 62{,}0}{50 \times 10^{-3}}$$

$$t = 3{,}4 \times 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 34 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

$t < 50$ mg $\cdot$ L^{-1} : l'eau traitée respecte la norme, le traitement est suffisamment efficace.

5. Volume maximal pour l'enfant. Masse d'ions nitrate tolérée par jour : $m_{\text{max}} = 3{,}65 \times 35 = 1{,}3 \times 10^2$ mg.

$$V_{\text{max}} = \frac{m_{\text{max}}}{t} = \frac{128}{34{,}3} = 3{,}7 \text{ L}$$

Regard critique. La teneur trouvée est nettement sous la norme, mais elle reste plus de trente fois supérieure à celle d'une eau naturelle non polluée (moins de 1 mg $\cdot$ L^{-1}) ; l'eau n'est déclarée potable que pour le critère des nitrates. Le volume de 3,7 L par jour dépasse ce que boit un enfant : l'eau seule ne lui fait pas atteindre la dose limite. L'alimentation (légumes, charcuterie) apporte cependant aussi des ions nitrate, ce qui réduit la marge réelle.

$t \approx 34$ mg $\cdot$ L^{-1} < 50 mg $\cdot$ L^{-1} : eau potable ; $V_{\text{max}} \approx 3{,}7$ L par jour pour l'enfant.

PIÈGE
Calculer $n(\text{NO}_3^-)$ à partir des ions Fe^{2+} dosés : le permanganate dose ceux qui restent, pas ceux qui ont réagi. Ne pas inverser non plus les coefficients 5 (étape 2) et 3 (étape 1).

COMPRENDRE
Chiffres significatifs : C_2 et V_{EAU} n'en ont que deux, les résultats sont donc donnés avec deux chiffres. On garde les valeurs non arrondies en mémoire pour enchaîner les calculs.

MÉTHODE
Titrage indirect (en retour) : réactif introduit en excès connu, dosage de l'excès, puis $n_{\text{consommé}} = n_{\text{initial}} - n_{\text{restant}}$. Convertir tous les volumes en litres et C_1 en mol $\cdot$ L^{-1}.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$5 \times 3.0 \times 10^{-4} \times 11.3 \times 10^{-3}$
$\approx 1.695 \times 10^{-5}$

$1.00 \times 10^{-3} \times 0.100 - 1.695 \times 10^{-5}$
$\approx 8.305 \times 10^{-5}$

$\dfrac{8.305 \times 10^{-5}}{3}$
$\approx 2.768333 \times 10^{-5}$

$\dfrac{2.768333333 \times 10^{-5} \times 62.0}{50 \times 10^{-3}}$
≈ 0.03432733

3.65×35
≈ 127.75

$\dfrac{127.75}{34.32733333}$
≈ 3.721524