Spécialité : titrage des ions nitrate contenus dans un engrais liquide

Bac S 2009 Asie (ancien programme) · Exercice 4 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1 Quelle masse m de sel de Mohr faut-il peser pour préparer un volume V de solution de concentration molaire c ?

Données utiles $V = 50{,}0$ mL ; $c = 0{,}200\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $M = 392{,}1\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Quantité de sel de Mohr à dissoudre : $n = cV$, et $m = nM$, donc $m = cVM$.

$m = 0{,}200 \times 50{,}0 \times 10^{-3} \times 392{,}1 = 1{,}00 \times 10^{-2} \times 392{,}1$

$\boxed{m = 3{,}92\ \text{g}}$

PIÈGE
Laisser V en millilitres : la concentration est en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, il faut écrire $V = 50{,}0 \times 10^{-3}$ L.

COMPRENDRE
Trois chiffres significatifs, comme c et V, les données les moins précises. Une mole de sel de Mohr dissous libère une mole d'ions Fe^{2+} : la concentration en Fe^{2+} est aussi c.

2 Quelle est la quantité de matière n_1 d'ions Fe^{2+} présente dans le prélèvement de volume V_1 de solution de sel de Mohr ?

Données utiles $V_1 = 45{,}0$ mL ; $c_1 = 0{,}200\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$n_1 = c_1 V_1 = 0{,}200 \times 45{,}0 \times 10^{-3}$

$\boxed{n_1 = 9{,}00 \times 10^{-3}\ \text{mol}}$

3 Quel est le nom du montage utilisé dans le protocole expérimental ?

Le ballon est chauffé à ébullition et surmonté d'un réfrigérant à eau vertical.

C'est un montage de **chauffage à reflux**.

COMPRENDRE
Chauffer accélère la réaction. Les vapeurs se condensent dans le réfrigérant et retombent dans le ballon : on travaille à l'ébullition sans perte de matière, ce qui est indispensable pour un dosage.

4 À partir des couples $\text{Fe}^{3+}\,(\text{aq})$ / $\text{Fe}^{2+}\,(\text{aq})$ et $\text{NO}_3^-\,(\text{aq})$ / $\text{NO}\,(\text{g})$, retrouver l'équation (1) de la réaction entre les ions nitrate et les ions Fe^{2+}.

Oxydation des ions fer(II), à multiplier par 3 :

$$\text{Fe}^{2+}\,(\text{aq}) = \text{Fe}^{3+}\,(\text{aq}) + \text{e}^-$$

Réduction des ions nitrate :

$$\text{NO}_3^-\,(\text{aq}) + 4\,\text{H}^+\,(\text{aq}) + 3\,\text{e}^- = \text{NO}\,(\text{g}) + 2\,\text{H}_2\text{O}\,(\text{l})$$

Les électrons cédés sont aussi nombreux que les électrons captés : on additionne trois fois la première demi-équation et une fois la seconde.

$$4\,\text{H}^+\,(\text{aq}) + \text{NO}_3^-\,(\text{aq}) + 3\,\text{Fe}^{2+}\,(\text{aq}) = \text{NO}\,(\text{g}) + 2\,\text{H}_2\text{O}\,(\text{l}) + 3\,\text{Fe}^{3+}\,(\text{aq})$$

On retrouve bien l'équation (1).

PIÈGE
Laisser des électrons dans l'équation finale, ou additionner les demi-équations sans le facteur 3. Contrôler les charges : $4 - 1 + 6 = +9$ à gauche, $+9$ à droite.

MÉTHODE
Demi-équation en milieu acide : équilibrer l'élément principal, puis O avec H_2O, puis H avec H^+, enfin les charges avec des électrons. Ici 2 H_2O, 4 H^+, 3 e^-.

5 Le volume équivalent du titrage par la solution de dichromate de potassium est $V_{\text{éq}}$. En déduire la quantité de matière n_2 d'ions dichromate versée à l'équivalence.

Données utiles $c_2 = 0{,}100\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $V_{\text{éq}} = 10$ mL, pris égal à $10{,}0$ mL

$n_2 = c_2 V_{\text{éq}} = 0{,}100 \times 10{,}0 \times 10^{-3}$

$\boxed{n_2 = 1{,}00 \times 10^{-3}\ \text{mol}}$

COMPRENDRE
L'énoncé écrit « 10 mL », soit deux chiffres significatifs, mais attend $n_4 = 3{,}00 \times 10^{-3}$ mol à la question 7. On lit donc $V_{\text{éq}} = 10{,}0$ mL, précision habituelle d'une burette.

6 À partir de l'équation (2), déterminer la quantité de matière n_3 d'ions Fe^{2+} dosée par les ions dichromate.

Données utiles $n_2 = 1{,}00 \times 10^{-3}$ mol (Q5)

À l'équivalence, les réactifs ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques de l'équation (2) : 6 mol d'ions Fe^{2+} pour 1 mol d'ions $Cr_2O_7^{2-}$.

$$\frac{n_3}{6} = \frac{n_2}{1} \quad \text{donc} \quad n_3 = 6\,n_2 = 6 \times 1{,}00 \times 10^{-3}$$

$n_3 = 6{,}00 \times 10^{-3}$ mol

PIÈGE
Écrire $n_3 = \frac{n_2}{6}$. Chaque quantité se divise par son propre coefficient stœchiométrique : il faut six fois plus d'ions Fe^{2+} que d'ions dichromate.

MÉTHODE
Avec un tableau d'avancement : à l'équivalence les deux réactifs sont épuisés, donc $n_2 - x_{éq} = 0$ et $n_3 - 6\,x_{éq} = 0$. On retrouve $n_3 = 6\,n_2$.

7 Vérifier que la quantité de matière n_4 d'ions Fe^{2+} qui a réagi avec les ions nitrate est $n_4 = 3{,}00 \times 10^{-3}$ mol.

Données utiles $n_1 = 9{,}00 \times 10^{-3}$ mol (Q2) ; $n_3 = 6{,}00 \times 10^{-3}$ mol (Q6)

Les ions Fe^{2+} introduits (n_1) se partagent en deux : ceux qui ont réagi avec les ions nitrate (n_4) et ceux qui restent, titrés ensuite par les ions dichromate (n_3).

$n_1 = n_4 + n_3$, donc $n_4 = n_1 - n_3 = 9{,}00 \times 10^{-3} - 6{,}00 \times 10^{-3}$

$n_4 = 3{,}00 \times 10^{-3}$ mol : c'est la valeur attendue.

COMPRENDRE
C'est le principe d'un titrage indirect (en retour) : on ne dose pas l'espèce cherchée, mais l'excès d'un réactif introduit en quantité connue. Tout le milieu réactionnel a été transvasé, donc n_3 est bien la totalité du reste.

8 À partir de l'équation (1), déterminer la quantité de matière n_5 d'ions nitrate présente dans 1,00 g d'engrais liquide.

Données utiles $n_4 = 3{,}00 \times 10^{-3}$ mol (Q7)

Les ions Fe^{2+} sont en excès : les ions nitrate, réactif limitant, sont entièrement consommés. D'après l'équation (1), 1 mol d'ions NO_3^- réagit avec 3 mol d'ions Fe^{2+} :

$$n_5 = \frac{n_4}{3} = \frac{3{,}00 \times 10^{-3}}{3}$$

$n_5 = 1{,}00 \times 10^{-3}$ mol

PIÈGE
Utiliser n_1 à la place de n_4 : seuls les ions Fe^{2+} réellement consommés par la réaction (1) renseignent sur les ions nitrate.

9 En déduire la masse $m_{nitrate}$ d'ions nitrate présente dans 1,00 g d'engrais liquide, puis le pourcentage massique $p_{nitrate}$ en ions nitrate de l'engrais.

Données utiles $n_5 = 1{,}00 \times 10^{-3}$ mol (Q8) ; $M(N) = 14{,}0$ g · mol^{-1} ; $M(O) = 16{,}0$ g · mol^{-1} ; $m_{engrais} = 1{,}00$ g

Masse molaire de l'ion nitrate : $M(NO_3^-) = 14{,}0 + 3 \times 16{,}0 = 62{,}0$ g · mol^{-1}.

$m_{nitrate} = n_5\,M(NO_3^-) = 1{,}00 \times 10^{-3} \times 62{,}0 = 6{,}20 \times 10^{-2}$ g

$$p_{nitrate} = \frac{m_{nitrate}}{m_{engrais}} \times 100 = \frac{6{,}20 \times 10^{-2}}{1{,}00} \times 100$$

$m_{nitrate} = 6{,}20 \times 10^{-2}$ g et $p_{nitrate} = 6{,}20\ \%$

COMPRENDRE
La masse des électrons est négligeable : la masse molaire d'un ion se calcule comme celle de l'espèce neutre. L'engrais contient donc 6,20 g d'ions nitrate pour 100 g.