

Transformations
chimique
Oxydo réduction en
milieu acide
Spé Chimie

LA SOLUTION ANTIMOUSSE



Objectifs :

- Utiliser équations d'oxydoréduction en solution aqueuse pour déterminer la concentration en ions fer (II) dans une solution antimousse.
- Calcul d'incertitude sur la mesure.

Mise en situation :

Ma pelouse étant envahie de mousse, J'ai utilisé un « produit » pour traiter celle-ci, ce produit contient du sulfate de fer(II) en solution aqueuse ($\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$)

J'aimerais en connaître précisément sa concentration en ion $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$

Pour cela je vous ai préparé 1 L d'une solution diluée avec un facteur 10 par rapport à la concentration de la solution commerciale

Solutions à votre disposition :

- La solution antimousse diluée.
- Une solution oxydante de permanganate de potassium de concentration : $C_0 = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \pm 0,05 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
- Une solution d'acide sulfurique à 6 mol/L

Matériel à votre disposition

- Burette de Mohr
- Agitateur magnétique et turbulent
- Erlenmeyer
- Pipette graduée de 10 mL et propipette
- Autre verrerie de « remplissage »

Couples oxydant – réducteur

$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) / \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$

$\text{MnO}_4^{-}(\text{aq}) / \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$

Le Fe^{2+} est pratiquement incolore (légèrement jaunâtre), le Fe^{3+} est de couleur rouille en solution.

L'ion permanganate est de couleur violette en solution, l'ion Mn^{2+} est incolore.

L'incertitude ΔA sur une valeur A , obtenue par l'opération $A = \frac{B \times C}{D}$ est donnée par :

$$\Delta A = A \times \sqrt{\left[\frac{(\Delta B)^2}{B^2} + \frac{(\Delta C)^2}{C^2} + \frac{(\Delta D)^2}{D^2}\right]}$$

Travail demandé

- Indiquer le protocole expérimental pour préparer la solution diluée d'antimousse.
- Établir un protocole expérimental permettant de mesurer la concentration de cette solution diluée.
- Le mettre en œuvre après l'avoir fait valider par le professeur.
- Calculer alors les concentrations demandées avec leur incertitude, de la solution diluée puis de la solution commerciale.
- Le fabricant indique sur sa solution que sa concentration massique en fer est de 6 %, est-ce compatible avec vos résultats

Correction.

L'objectif du Tp est d'estimer la concentration en fer II dans la solution d'antimoine.

1) Protocole expérimental pour la dissolution

La dissolution étant une dissolution faite avec un facteur de dilution de 10

$$f = \frac{V_f}{V_{mp}} \text{ on en tire que } V_{mp} = \frac{V_f}{f} = \frac{1,0 L}{10} = 0,1 L \text{ soit } 100 mL$$

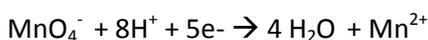
On prélève donc 100 mL de solution antimoine à l'aide d'une fiole jaugée de 100mL, que l'on verse ensuite dans une grande fiole jaugée de 1,0 L, on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, on mélange, puis on verse la solution dans un grand bécher, histoire de ne pas tâcher la fiole.

2) Equation de la réaction de titrage



Les réactifs de départ sont en rouge

On écrit les deux demi-équations dans le bon sens



Il ne doit plus rester d'e- dans l'équation globale, on multiplie par 5 la première ½ équation



3) Protocole experimental.

On prélève 10 mL de solution diluée d'antimoine à l'aide d'une pipette jaugée de 10 mL, et on les verse dans un Erlenmeyer, on y ajoute 2 mL d'acide sulfurique à l'aide d'une pipette pasteur, on y dépose ensuite un turbulent.

On prépare la burette en la remplissant de permanganate de potassium à 0,02 mol/L

On verse ensuite le permanganate dans le bécher, maintenu sous agitation douce, jusqu'au changement de couleur de la solution (passage au rose clair), à ce moment les réactifs permanganate et fer II ont été ajoutés dans les proportions stœchiométriques, leur quantité finale est nulle

Le virage se fait pour un volume versé V_e de 11 mL

4) Quantités initiales connues versées.

$$\text{Pour le permanganate } n = C \times V_e = 0,02 \times 11 \cdot 10^{-3} = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{Pour l'acide } n_A = c_A \times v_A = 6 \times 2 \cdot 10^{-3} = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Tableau d'avancement

Equation de la réaction		$5 \text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^{-} + 8\text{H}^{+} \rightarrow 4 \text{H}_2\text{O} + \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+}$					
Etat initial	$x = 0$	n_i	$2,2 \cdot 10^{-4}$	$1,2 \cdot 10^{-2}$	0	0	0
Etat Intermédiaire	$x(t)$	$n_i - 5x$	$2,2 \cdot 10^{-4} - x$	$1,2 \cdot 10^{-2} - 8x$	$4x$	x	$5x$
Etat Final	$x_{\max} = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$	$n_i - 5x_{\max} = 0$	$2,2 \cdot 10^{-4} - x_{\max} = 0$	$1,2 \cdot 10^{-2} - 8x_{\max} = 0,01024$	$4 x_{\max}$	x_{\max}	$5x_{\max}$

Le réactif limitant est le permanganate car il donne le plus petit x_{\max} , celui-ci vaut $2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

On en tire que comme $n_i - 5x_{\max}=0$, alors $n_i = 5 x_{\max} = 1,1 \cdot 10^{-3}$ mol

On peut alors calculer la concentration de la solution diluée d'antimoine.

Comme on a versé 10 mL de solution, on a

$$n_i = C \times V \text{ d'où } C = \frac{n_i}{V} = \frac{1,1 \cdot 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-3}} = 0,11 \text{ mol/L}$$

Ce qui donnera pour la concentration en fer dans la solution commerciale, une concentration 10 fois plus grande (dilution par 10)

$C_{\text{Fe}} = 10 \times 0,11 = 1,1 \text{ mol/L}$ dans la solution d'antimoine.

5) Pourcentage massique en fer

Un litre de solution contient 1,1 mol de fer, on peut déduire la masse de fer dans un litre d'antimoine.

$$m = n \times M = 1,1 \times 56 = 61,6 \text{ g}$$

Or un litre d'antimoine a une masse de 1000 g

$$1000 \text{ g} \rightarrow 100\%$$

$$61,6 \text{ g} \rightarrow x \%$$

on en déduit que $x = 6,16 \%$, ce qui est proche des 6 % annoncé par le vendeur (il faudrait faire les calculs d'incertitudes sur la verrerie).

