

1 ^{ère} S	Compte rendu du TP de chimie n°9 <i>Les dosages rédox</i>	2008 - 2009
--------------------	---	-------------

Introduction :

Ce TP avait pour objectif d'identifier la nature du cation métallique présent dans une solution inconnue, et d'en retrouver son titre.

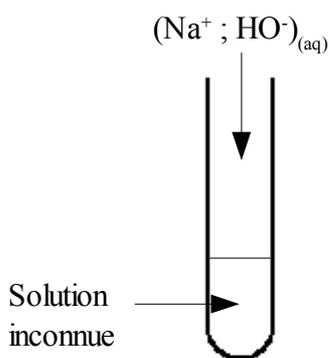
Nous allons donc effectuer une démarche en deux parties. Dans un premier temps nous tenterons d'identifier la nature du cation métallique présent dans cette solution, puis nous effectuerons le dosage de cette solution pour en déterminer son titre.

I) Identification du cation métallique contenu dans la solution :

La couleur de la solution aqueuse ne nous permet pas d'identifier la nature de ce cation. Nous allons donc effectuer un test caractéristique avec de l'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+; \text{HO}^-$), qui forme des précipités caractéristiques avec les cations métallique (*voir TP n°8 de chimie*).

Expérience :

Dans un tube à essai on introduit quelques mL de la solution inconnue puis on ajoute un peu de solution d'hydroxyde de sodium.

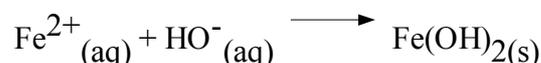
**Observation :**

On observe la formation immédiate d'un précipité vert.

Interprétation :

Les ions hydroxydes HO^- (aq), forment un précipité vert d'hydroxyde de fer (II) en présence d'ions fer (II) Fe^{2+} (aq) selon

l'équation :



Conclusion :

Vu le résultat du test nous en concluons que la solution inconnue contient des ions fer(II) Fe^{2+} (aq). Nous allons donc maintenant doser ces ions.

II) Dosages des ions Fe^{2+} (aq) contenus la solution :

L'ion Fe^{2+} (aq) a des propriétés d'oxydoréduction et c'est le réducteur du couple $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$. Il peut donc réagir avec un oxydant tel l'ion permanganate MnO_4^- selon l'équation de réaction :

réduction de l'ion MnO_4^- :



×5

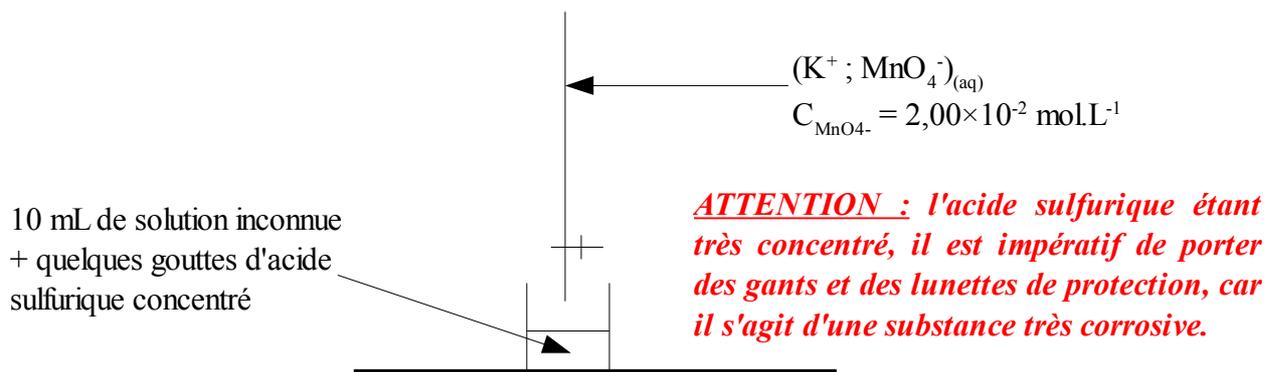


Nous allons utiliser cette réaction chimique pour doser la solution.

Protocole du dosage :

On prélève avec une pipette jaugée 10 mL de solution inconnue à titrer que l'on introduit dans un bécher avec quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. On remplit la burette d'une solution aqueuse de permanganate de potassium ($\text{K}^+; \text{MnO}_4^-$) (aq) de concentration $C_{\text{MnO}_4^-} = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

L'équivalence du dosage est repérée par la coloration de la solution en violet par l'ion permanganate MnO_4^- .

Schéma du montage :

Remarque : l'ajout de l'acide sulfurique permet de maintenir acide la solution aqueuse au cours du dosage car les ions $Fe^{2+}_{(aq)}$ n'existent qu'en milieu acide.

Observations :

Lors de l'ajout de la solution de permanganate de potassium, la solution devient peu à peu orange. A partir d'un volume de permanganate de potassium versé $V = 10 \text{ mL}$, on observe l'apparition d'une coloration violette-rouge.

Interprétation :

Les ions Fe^{3+} sont orange en solution aqueuse. L'ion permanganate est violet en solution aqueuse. L'apparition de la coloration orange de la solution est donc due à l'apparition des ions $Fe^{3+}_{(aq)}$ dans la solution. Lorsque la totalité des ions $Fe^{2+}_{(aq)}$ ont réagi avec le permanganate, on est à l'état d'équivalence, et l'ajout d'une nouvelle goutte de permanganate de potassium colore la solution en violet (violet + orange donne une couleur rouge-violet). L'équivalence est donc repérée par l'apparition de la couleur rouge-violet, et on en déduit que $V_{eq} = 10 \text{ mL}$.

Exploitation des résultats :

	MnO_4^-	$+ 8H^+$	$+ 5Fe^{2+}$	Mn^{2+}	$+ 4H_2O$	$+ 5Fe^{3+}$
État initial	n_1		n_2	0		0
État intermédiaire	$n_1 - x$		$n_2 - 5x$	x		5x
État final	$n_1 - x_{max,eq}$		$n_2 - 5x_{max,eq}$	$x_{max,eq}$		$5x_{max,eq}$

A l'équivalence, les réactifs ont été introduits en proportions stœchiométriques. A l'état final on a donc :

$$n_1 - x_{max,eq} = n_2 - 5x_{max,eq} = 0 \text{ mol}$$

On en déduit donc que : $x_{max} = n_1 = \frac{n_2}{5}$

Sachant que $n = C \times V$ on en déduit alors que : $C_1 \times V_{eq} = \frac{C_2 \times V_2}{5}$

Soit au final : $C_2 = \frac{5 \times C_1 \times V_{eq}}{V_2}$

AN : $C_2 = \frac{5 \times 2,00 \times 10^{-2} \times 10,0}{10,0} = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Précision du dosage :

La précision des burettes graduées est donné par le fabricant à 0,05 mL près. Il en est de même pour les pipettes jaugée dont le volume est précis à 0,05 mL près.

La concentration de la solution titrante étant donnée avec trois chiffres significatifs, on en déduit

une précision de 1% sur la valeur de la concentration.

Il nous est donc de déterminer une fourchette d'erreur de la valeur de la concentration que nous avons déterminé, sachant que :

$$C_2 = \frac{5 \times C_1 \times V_{eq}}{V_2}$$

On en déduit donc que :

$$C_2^{max} = \frac{5 \times C_1^{max} \times 10^{-2} \times V_{eq}^{max}}{V_2^{min}} = \frac{5 \times 2,01 \times 10^{-2} \times 10,05}{9,95} = 1,015 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C_2^{min} = \frac{5 \times C_1^{min} \times 10^{-2} \times V_{eq}^{min}}{V_2^{max}} = \frac{5 \times 1,99 \times 10^{-2} \times 9,95}{10,05} = 9,85 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

La précision de notre dosage est donc $\Delta C = \pm 0,015 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Conclusion :

Nous en déduisons donc que la concentration de la solution en ions fer(II) Fe^{2+} vaut $C = (1,00 \pm 0,02) \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

III) Conclusion :

Nous avons donc démontré que le cation contenu dans la solution inconnue est l'ion fer(II) de formule Fe^{2+} , et le titre de la solution vaut $C = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.