

OBJECTIFS:

- Réaliser par dissolution du sel de Mohr (solide ionique de formule $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$), une solution aqueuse de concentration connue en ion fer (II)
- Vérifier la concentration de la solution obtenue en dosant les ions $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$ par oxydoréduction.

I- PRÉPARATION de la SOLUTION AQUEUSE

On souhaite préparer de façon précise 100,0 mL d'une solution aqueuse S_1 de concentration $C_1 = 1,50 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ en sel de Mohr.

- Déterminer la masse m de sel de Mohr à dissoudre

$$n = C_1 \cdot V = 1,50 \cdot 10^{-1} \times 0,1000 = 1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m = n \cdot M \text{ avec } M = M(\text{Fe}) + 2M(\text{S}) + 2M(\text{N}) + 20M(\text{H}) + 14M(\text{O})$$

$$= 55,8 + 2 \times 32,1 + 2 \times 14,0 + 20 \times 1,0 + 14 \times 16,0 = 392 \text{ g/mol}$$

$$\text{Soit : } m = 1,50 \cdot 10^{-2} \times 392 = \underline{5,88 \text{ g}}$$

Données :

masses molaires (g.mol ⁻¹)	Fe	S	O	N	H
	55,8	32,1	16,0	14,0	1,0

- Écrire l'équation de dissolution du sel de Mohr ; préciser les espèces présentes dans la solution et leurs concentrations effectives.



- Décrire les étapes de la préparation puis la réaliser.

- pesée de la masse calculée de sel de Mohr
- introduction du sel de Mohr dans une fiole jaugée de 100 mL à l'aide d'un entonnoir
- fiole remplie à moitié d'eau distillée puis agitation jusqu'à dissolution complète du sel
- fiole complétée d'eau distillée jusqu'au trait de jauge

II- DOSAGE des IONS FER (II) dans la SOLUTION**1) Principe**

On réalise le dosage des ions $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$ de S_1 par une solution acidifiée de permanganate de potassium ($\text{K}_{(\text{aq})}^+ \text{MnO}_4^{-}(\text{aq})$) de concentration $C_2 = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Les couples mis en jeu sont : ($\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} / \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$) et ($\text{MnO}_4^{-}(\text{aq}) / \text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+}$) en milieu acide ; les colorations des

ions $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$ et $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$ sont peu intenses pour de telles concentrations, l'ion permanganate $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq})$

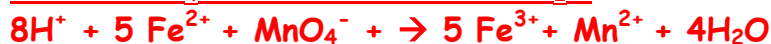
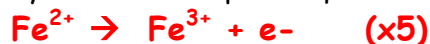
a une intense coloration violette et l'ion manganèse $\text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+}$ est incolore .

- Faire le schéma annoté du montage nécessaire au dosage. Préciser les réactifs titrant et titré.



(schéma : burette graduée, bécher ou erlenmeyer, agitateur magnétique

- Établir les demi-équations d'oxydoréduction puis l'équation de la réaction de dosage.



- Pourquoi doit-on acidifier la solution de permanganate de potassium ? :

MnO_4^{-} n'est réduit en ions Mn^{2+} qu'en milieu acide (En milieu non acide, MnO_4^{-} est réduit en MnO_2 insoluble de couleur brune qui empêche la détection de l'équivalence par un net changement de teinte du mélange : marron puis marron violacé)

- On utilise ici la technique du dosage colorimétrique : l'équivalence est détectée par un changement de teinte qui doit être net et facilement détectable. Expliquer comment va varier la couleur de la solution à doser.

Avant équivalence : La solution a la couleur du réactif titré en excès (Fe^{2+}) donc est quasi-incolore

Après équivalence : La solution a la couleur du réactif titrant en excès donc est violette (MnO_4^-)

- Créer le tableau d'avancement de la réaction de dosage et démontrer que :

$$C_1 = \frac{5C_2 \times (V_2)_{\text{eq}}}{V_1}$$

C_1 = concentration de la solution S_1 de sel de Mohr,

V_1 = volume de solution S_1 prélevé,

C_2 = concentration de la solution de permanganate de potassium,

$(V_2)_{\text{eq}}$ = volume de solution de permanganate de potassium versé à l'équivalence.

	avancement	$8\text{H}^+ + 5\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- \rightarrow 5\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$					
Etat initial	$x = 0$	n_{H^+}	n_1	$(n_2)_{\text{eq}}$	0	0	beaucoup
Etat intermédiaire	$0 < x < x_{\text{max}}$	$n_{\text{H}^+} - 8x$	$n_1 - 5x$	$(n_2)_{\text{eq}} - x$	$5x$	x	beaucoup
Etat final (Equivalence)	$x_{\text{max}} = x_{\text{eq}}$	$n_{\text{H}^+} - 8x_{\text{eq}}$	$n_1 - 5x_{\text{eq}} = 0$	$(n_2)_{\text{eq}} - x_{\text{eq}} = 0$	$5x_{\text{eq}}$	x_{eq}	beaucoup

À l'équivalence : $5x_{\text{eq}} = n_1$ soit $x_{\text{eq}} = n_1/5$ et $x_{\text{eq}} = (n_2)_{\text{eq}}$

donc $n_1/5 = (n_2)_{\text{eq}}$ soit : $C_1V_1/5 = C_2(V_2)_{\text{eq}}$; $C_1 = 5 C_2(V_2)_{\text{eq}} / V_1$

Remarque : L'équation bilan seule permet de trouver C_1 :

$n_1/5 = (n_2)_{\text{eq}}$ soit : $C_1V_1/5 = C_2(V_2)_{\text{eq}}$

2) Protocole

- Préparer avec soin $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de la solution de sel de Mohr dans l'erlenmeyer puis ajouter environ 20 mL d'eau.
- Préparer la burette, la remplir de la solution de permanganate de potassium.
- Placer une feuille blanche sous l'erlenmeyer, préparer l'agitateur magnétique.
- Effectuer un premier dosage pour déterminer l'ordre de grandeur (au mL près) du volume $(V_2)_{\text{eq}}$
- Effectuer un second dosage pour déterminer le volume $(V_2)_{\text{eq}}$ à la goutte près

Appeler le professeur pour qu'il vérifie au second dosage la lecture de $(V_2)_{\text{eq}}$.

III- EXPLOITATION DU DOSAGE

- Déterminer la concentration C_1 de la solution de sel de Mohr.

$$C_1 = 5 C_2(V_2)_{\text{eq}} / V_1 = 5 \times 2,00 \cdot 10^{-2} \times 14,8 / 10 = \underline{1,48 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}}$$

- Comparer à la valeur théorique (calculer l'écart relatif) et conclure

Écart relatif = $100 \times |C_{1\text{exp}} - C_{1\text{calc}}| / C_{1\text{calc}} = 100 \times |1,48 - 1,50| / 1,50 = \underline{1,3\%}$; la concentration de la solution de sel de Mohr est vérifiée avec une bonne précision.

- Déterminer les concentrations effectives des différentes espèces chimiques présentes dans le milieu réactionnel à l'équivalence.

• Ions présents à l'équivalence : K^+ , Fe^{3+} , Mn^{2+} , H^+ en excès (ou H_3O^+)

- $n(\text{Fe}^{3+}) = 5x_{\text{eq}} = n_1 = C_1V_1$ donc $[\text{Fe}^{3+}] = n(\text{Fe}^{3+})/V_{\text{mélange}}$ soit $[\text{Fe}^{3+}] = C_1V_1/V_{\text{mélange}}$

$$V_{\text{mélange}} = V_1 + V_{\text{eau}} + V_{\text{acide}} + (V_2)_{\text{eq}} = 10 + 20 + 10 + 14,8 = \underline{54,8 \text{ mL}}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = 1,48 \times 10^{-1} \times 10 \times 10^{-3} / (54,8 \times 10^{-3}) = \underline{2,7 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

- $n(\text{Mn}^{2+}) = x_{\text{eq}} = n(\text{Fe}^{3+})/5$ donc $[\text{Mn}^{2+}] = [\text{Fe}^{3+}]/5 = \underline{5,4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$

• La solution de permanganate de potassium est totalement ionisée :



$[\text{K}^+] = n(\text{K}^+)/V_{\text{mélange}}$ soit : $[\text{K}^+] = C_2(V_2)_{\text{eq}} / V_{\text{mélange}}$

$[\text{K}^+] = 2,00 \times 10^{-2} \times 10 \times 10^{-3} / (54,8 \times 10^{-3}) = \underline{3,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$

