

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 <sup>-1</sup> )	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.



Espèces présentes :  $\text{Fe}^{2+}$  ;  $\text{SO}_4^{2-}$  ;  $\text{NH}_4^+$

$$C_1(\text{sel}) = [\text{Fe}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}]/2 = [\text{NH}_4^+]/2$$

$$\text{Donc } [\text{Fe}^{2+}] = C_1 = \underline{1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}} ;$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = [\text{NH}_4^+] = 2C_1 = \underline{3,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

- 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 SOLUTION1) 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  $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq})$

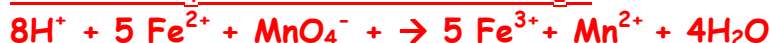
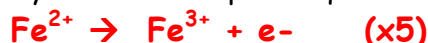
a une intense coloration violette et l'ion manganèse  $\text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+}$  est incolore .

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

Réactif titrant =  $\text{MnO}_4^{-}$  ; Réactif titré =  $\text{Fe}^{2+}$

(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 ? :

$\text{MnO}_4^{-}$  n'est réduit en ions  $\text{Mn}^{2+}$  qu'en milieu acide (En milieu non acide,  $\text{MnO}_4^{-}$  est réduit en  $\text{MnO}_2$  insoluble de couleur brune qui empêche la détection de l'équivalence par un net changement de teinte du mélange)

- 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 ( $\text{Fe}^{2+}$ ) donc est quasi-incolore**

**Après équivalence : La solution a la couleur du réactif titrant en excès donc est violette ( $\text{MnO}_4^-$ )**

- 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	$x = 0$	$n_0$	$n_1$	$(n_2)_{\text{eq}}$	0	0	0
Etat intermédiaire	$0 < x < x_{\text{max}}$	$n_0 - 8x$	$n_1 - 5x$	$(n_2)_{\text{eq}} - x$	$5x$	$x$	$4x$
Etat final (Equivalence)	$x_{\text{max}} = x_{\text{eq}}$	$n_0 - 8x_{\text{eq}}$	$n_1 - 5x_{\text{eq}} = 0$	$(n_2)_{\text{eq}} - x_{\text{eq}} = 0$	$5x_{\text{eq}}$	$x_{\text{eq}}$	$4x_{\text{eq}}$

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

donc  $n_1/5 = (n_2)_{\text{eq}}$

et  $C_1V_1/5 = C_2(V_2)_{\text{eq}}$  ;  $C_1 = 5 C_2(V_2)_{\text{eq}} / V_1$

## 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

## 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 :  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{H}^+$  en excès (ou  $\text{H}_3\text{O}^+$ )**

$$n(\text{Fe}^{3+}) = 5x_{\text{eq}} = n_1 = C_1V_1 \text{ donc } [\text{Fe}^{3+}] = n(\text{Fe}^{3+})/V_{\text{mélange}} = \underline{C_1V_1/(V_1+V_{2\text{eq}}+V_{\text{eau}})}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = 1,48 \cdot 10^{-1} \times 10 / (10+14,8+20) = \underline{3,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$n(\text{Mn}^{2+}) = x_{\text{eq}} = n(\text{Fe}^{3+})/5 \text{ donc } [\text{Mn}^{2+}] = [\text{Fe}^{3+}]/5 = \underline{6,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$