

Exercice 19 p 155 :

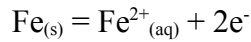
a) Équation de la réaction du fer avec l'acide sulfurique :

L'énoncé nous dit que le fer se transforme en ion $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$, nous sommes donc en présence du couple $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}_{(\text{s})}$.

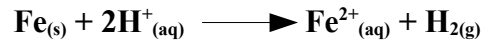
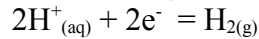
De plus, il se forme également du dihydrogène. Nous avons donc également le couple $\text{H}^{+}_{(\text{aq})}/\text{H}_{2(\text{g})}$.

On a donc au final :

oxydation du fer :



réduction de l'ion hydrogène :



Il y a donc un échange d'électrons entre deux espèces au cours de cette transformation chimique. Il s'agit donc d'une réaction d'oxydoréduction.

b) Dissolution de l'acide sulfurique dans l'eau :

L'équation de la réaction de dissolution de l'acide sulfurique dans l'eau est :



Pour déterminer la quantité de matière d'ions hydrogène présent dans la solution nous faisons un tableau d'avancement :

	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{l})}$	$\longrightarrow$	$2\text{H}^{+}_{(\text{aq})}$	+	$\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$
État initial	n_A		0		0
État intermédiaire	$n_A - x$		$2x$		x
État final	$n_A - x_{\text{max}}$		$2x_{\text{max}}$		x_{max}

A l'état final on a : $n_A - x_{\text{max}} = 0$ soit $n_{\text{H}^{+}} = 2x_{\text{max}} = 2n_A$

or $n_A = C_A \times V_A$

On en déduit que $n_{\text{H}^{+}} = 2 \times C_A \times V_A$

AN : $n_{\text{H}^{+}} = 2 \times 1 \times 50 \times 10^{-3}$

$$n_{\text{H}^{+}} = 1 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

c) Quantité de matière de $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ à l'état final :

On réalise un tableau d'avancement :

	$\text{Fe}_{(\text{s})}$	+	$2\text{H}^{+}_{(\text{aq})}$	$\longrightarrow$	$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	$\text{H}_{2(\text{g})}$
État initial	n_{Fe}		$n_{\text{H}^{+}}$		0		0
État intermédiaire	$n_{\text{Fe}} - x$		$n_{\text{H}^{+}} - 2x$		x		x
État final	$n_{\text{Fe}} - x_{\text{max}}$		$n_{\text{H}^{+}} - 2x_{\text{max}}$		x_{max}		x_{max}

Déterminons le réactif limitant :

$$\bullet \quad n_{\text{H}^{+}} - 2x_{\text{max}} = 0 \quad \text{soit} \quad x_{\text{max}} = \frac{1}{2} n_{\text{H}^{+}} = 0,5 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

$$\bullet \quad n_{\text{Fe}} - x_{\text{max}} = 0 \quad \text{soit} \quad x_{\text{max}} = n_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = \frac{0,725}{55,8} = 1,29 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

On constate donc que x_{max} est plus petit pour $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ qui est donc le réactif limitant. On en déduit alors que :

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = x_{\text{max}} = 1,29 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

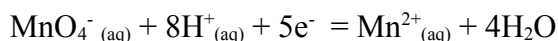
d) Concentration en ions $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ de la solution S :

$$\text{Par définition : } [\text{Fe}^{2+}] = \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{1,29 \times 10^{-2}}{100,0 \times 10^{-3}}$$

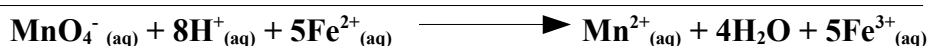
$$[\text{Fe}^{2+}] = 1,29 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

e) Équation de la réaction du dosage :

réduction de l'ion permanganate :



oxydation de l'ion fer II :



Remarque : On introduit le réactif titré (ici permanganate de potassium) dans la burette et non dans le bécher comme d'habitude (on inverse les positions des réactifs titrant et titré) afin d'éviter une réaction parasite qui perturbe le dosage.

En effet sachant que la réaction de dosage produit des ions manganèse $\text{Mn}^{2+} (\text{aq})$, et sachant que ces ions appartiennent à deux couples oxydant/réducteur ($\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ et $\text{MnO}_2 / \text{Mn}^{2+}$), si le réactif titré $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$ est placé dans le bécher et qu'il est donc en excès avant l'équivalence, alors l'excès n'ayant pas réagi au cours de la réaction du dosage, va réagir avec les ions Mn^{2+} formés par la réaction du dosage, selon l'équation :



Cette réaction parasite faussera le dosage. En plaçant le réactif titré dans la burette, il devient alors le réactif limitant avant l'équivalence, et on a ainsi aucun contact entre les ions MnO_4^- et Mn^{2+} avant l'équivalence.

f) Il faut $V_{\text{eq}} = 8,7$ mL de la solution de permanganate de potassium pour que le mélange prenne une légère coloration violette persistante. Nous en déduisons donc qu'il s'agit du volume de permanganate de potassium nécessaire pour atteindre l'équivalence.

g) Concentration de la solution titrée :

On réalise un tableau d'avancement à l'équivalence de la réaction de dosage :

	$\text{MnO}_4^- (\text{aq})$	$+ 8\text{H}^+ (\text{aq})$	$+ 5\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$	$\longrightarrow$	$\text{Mn}^{2+} (\text{aq})$	$+ 4\text{H}_2\text{O}$	$+ 5\text{Fe}^{3+} (\text{aq})$
État initial	n_{Ox}	excès	n_{Red}		0	excès	0
État intermédiaire	$n_{\text{Ox}} - x$	excès	$n_{\text{Red}} - 5x$		x	excès	5x
État final	$n_{\text{Ox}} - x_{\text{max,eq}}$	excès	$n_{\text{Red}} - 5x_{\text{max,eq}}$		$x_{\text{max,eq}}$	excès	$5x_{\text{max,eq}}$

À l'état final on a $n_{\text{Ox}} - x_{\text{max,eq}} = n_{\text{Red}} - 5x_{\text{max,eq}} = 0$

Soit $x_{\text{max}} = n_{\text{Ox}} = \frac{n_{\text{Red}}}{5}$

Soit $C_{\text{Ox}} \times V_{\text{eq}} = \frac{C_{\text{Red}} \times V_{\text{Red}}}{5}$

D'où $C_{\text{Ox}} = \frac{C_{\text{Red}} \times V_{\text{Red}}}{5 \times V_{\text{eq}}}$

AN $C_{\text{Ox}} = \frac{1,29 \times 10^{-1} \times 20,0}{5 \times 8,7}$

$C_{\text{Ox}} = 5,93 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$