

Problema834: En la valoración, en presencia de ácido sulfúrico, de 30 ml de disolución de FeSO_4 se gastan 18,5 ml de una disolución de permanganato de potasio, KMnO_4 , de concentración 0,50M. Obteniéndose como productos los sulfatos de Mn^{2+} , de Fe^{3+} y de K^+ .

- a) Ajusta la ecuación y calcula la concentración de la disolución de Fe^{2+} .
 b) Detalla el material y procedimiento necesarios para llevar a cabo esta valoración en el laboratorio.

a) Ajustamos la reacción en medio ácido:

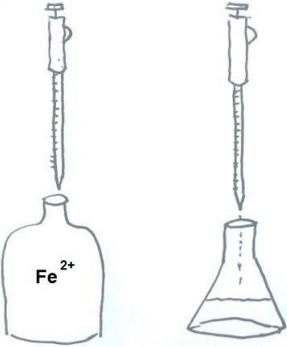
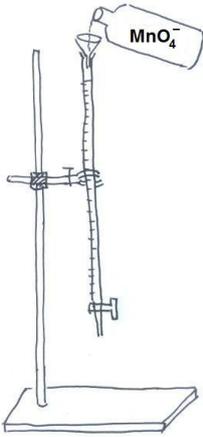
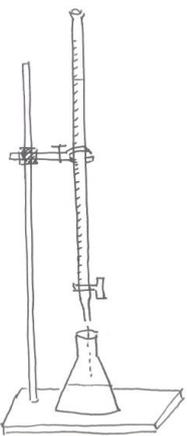


Números de oxidación que cambian:	$\begin{array}{l} \overset{+7}{\text{K}^+} + \overset{+2}{\text{MnO}_4^-} + \overset{+2}{\text{Fe}^{2+}} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \\ \rightarrow \overset{+2}{\text{Mn}^{2+}} + \text{SO}_4^{2-} + 2\overset{+3}{\text{Fe}^{3+}} + 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} \\ \overset{+7}{\text{MnO}_4^-} + \overset{+2}{\text{Fe}^{2+}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Mn}^{2+}} + \overset{+3}{\text{Fe}^{3+}} \end{array}$
Semirreacciones:	$\begin{array}{ll} \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} & \text{oxidación} \\ \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} & \text{reducción} \end{array}$
Ajustar elementos:	$\begin{array}{l} \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} \\ \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} \end{array}$
Ajustar oxígeno:	$\begin{array}{l} \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} \\ \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} \end{array}$
Ajustar hidrógeno:	$\begin{array}{l} \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} \\ \text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} \end{array}$
Ajustar carga:	$\begin{array}{l} \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \\ \text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} \end{array}$
Igualar e^- :	$\begin{array}{l} 5 \text{Fe}^{2+} \rightarrow 5 \text{Fe}^{3+} + 5 \text{e}^- \\ \text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} \end{array}$
Sumar y añadir iones de acompañamiento:	$\begin{array}{l} \text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O} \\ \mathbf{2 \text{KMnO}_4 + 10 \text{FeSO}_4 + 8 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + 5 \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}} \end{array}$

$$\frac{[\text{FeSO}_4] \cdot V(\text{FeSO}_4)}{10} = \frac{[\text{KMnO}_4] \cdot V(\text{KMnO}_4)}{2}$$

$$[\text{FeSO}_4] = \frac{10 \cdot [\text{KMnO}_4] \cdot V(\text{KMnO}_4)}{2 \cdot V(\text{FeSO}_4)} = \frac{10 \cdot 0,50 \text{ M} \cdot 0,0185 \text{ L}}{2 \cdot 0,030 \text{ L}} = \underline{1,54 \text{ M}}$$

b)

	<p>Medimos con una <u>pipeta</u> los 30mL de la disolución de Fe^{2+} de concentración desconocida y los vertemos en un <u>matraz Erlenmeyer</u>. Añadimos también una cantidad de disolución de ácido sulfúrico para acidificar la disolución, ya que esta tiene lugar en medio ácido.</p>
	<p>Hacemos un montaje para colocar la <u>bureta</u>. Sujetamos la bureta a un <u>soporte con barra</u> a través de una <u>nuez</u> y una <u>pinza</u>. Colocamos un <u>papel blanco</u> sobre el soporte para apreciar mejor el cambio de color. Con ayuda de un <u>embudo</u> llenamos la bureta con la disolución de permanganato 0,50M.</p> <p>Hacemos dos experimentos. Un primer ensayo rápido para saber el volumen aproximado de permanganato que se precisa y una determinación más lenta del volumen de permanganato.</p>
	<p>Para el ensayo, colocamos el matraz Erlenmeyer debajo de la bureta, medimos la cantidad inicial de permanganato de la bureta y abrimos la llave de la misma de forma que salga líquido con cierta rapidez. Movemos el Erlenmeyer continuamente con una mano, para homogeneizar la disolución, y sujetamos la llave de la bureta con la otra mano. Mientras haya iones Fe^{2+} en el Erlenmeyer el permanganato reacciona con ellos para dar Mn^{2+} y Fe^{3+}, de forma que apreciamos la pérdida de color del permanganato (el permanganato tiene un color violeta característico). Cuando se consumen todos los iones Fe^{2+} el permanganato ya no reacciona y en el Erlenmeyer aparece el color del permanganato que ya no se disipa. En este momento cerramos la llave. Medimos la cantidad final de permanganato en la bureta, y calculamos por diferencia el volumen de permanganato gastado. Este volumen es un volumen aproximado.</p>

Repetimos el experimento. Para hacer la determinación del volumen con precisión dejamos caer sobre el Erlenmeyer un volumen de permanganato de 3 o 4 mL menos del que precisamos en el ensayo, y a partir de ese volumen vamos dejando caer el permanganato gota a gota para cerrar la llave justo en la gota en la que la disolución cambie de color. La diferencia entre la cantidad inicial y final de permanganato nos da el volumen de permanganato que precisamos para consumir todo el Fe^{2+} , y a partir del cual podemos hacer los cálculos. En este caso este volumen es de 18,5mL.

El nombre de los materiales utilizados está subrayado en el texto.