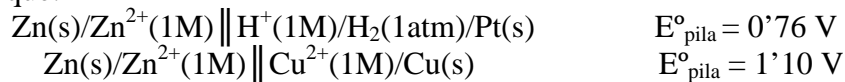


- 1.- Una muestra de un metal se disuelve en ácido clorhídrico y se realiza la electrólisis de la disolución. Cuando han pasado por la célula electrolítica 3215 C, se encuentra que en el cátodo se han depositado 1'74 g de metal. Calcule:
- La carga del ión metálico.
  - El volumen de cloro desprendido medido en condiciones normales.
- Datos:  $F = 96500 \text{ C}$ ; Masa atómica del metal =  $157'2$ .

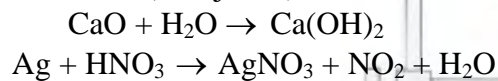
- 2.- Sabiendo que:



Calcule los siguientes potenciales estándar de reducción:

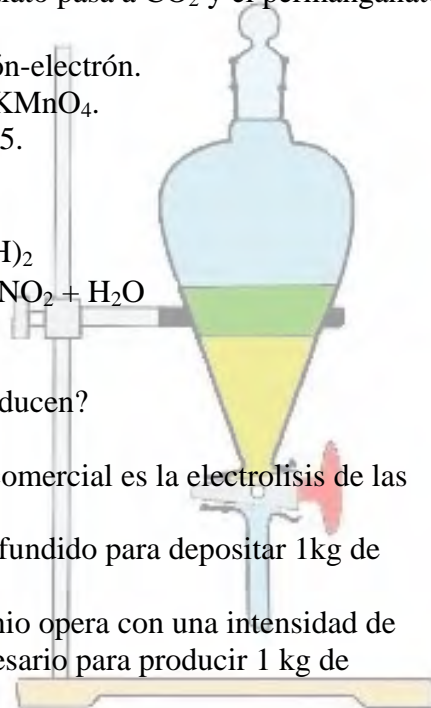
- $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$ .
  - $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$ .
- 3.- Por una cuba electrolítica que contiene cloruro de cobre (II) fundido, circula una corriente eléctrica de 3 A durante 45 minutos. Calcule:
- La masa de cobre que se deposita.
  - El volumen de cloro que se desprende, medido en condiciones normales.
- Datos:  $F = 96500 \text{ C}$ ; Masa atómica:  $\text{Cu} = 63'5$ .
- 4.- En una valoración, 31'25 mL de una disolución 0'1 M de  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  (oxalato de sodio) en medio ácido consumen 17'38 mL de una disolución de  $\text{KMnO}_4$  de concentración desconocida. Sabiendo que el oxalato pasa a  $\text{CO}_2$  y el permanganato a  $\text{Mn}^{2+}$ .
- Ajuste la ecuación iónica por el método del ión-electrón.
  - Calcule la concentración de la disolución de  $\text{KMnO}_4$ .
- Datos: Masas atómicas:  $\text{O} = 16$ ;  $\text{K} = 39$ ;  $\text{Mn} = 55$ .

- 5.- Dadas las siguientes reacciones (sin ajustar):



Razone:

- Si son de oxidación-reducción.
  - ¿Qué especies se oxidan y qué especies se reducen?
- 6.- El principal método de obtención del aluminio comercial es la electrólisis de las sales de  $\text{Al}^{3+}$  fundidas.
- ¿Cuántos culombios deben pasar a través del fundido para depositar 1kg de aluminio?
  - Si una célula electrolítica industrial de aluminio opera con una intensidad de corriente de 40.000 A. ¿Cuánto tiempo será necesario para producir 1 kg de aluminio?
- Datos: Faraday = 96500 C. Masa atómica:  $\text{Al} = 27$ .



## REACCIONES RED-OX QCA 01 ANDALUCÍA

7.- El  $\text{KMnO}_4$ , en medio ácido sulfúrico, reacciona con el  $\text{H}_2\text{O}_2$  para dar  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

a) Ajuste la reacción molecular por el método del ión-electrón.

b) ¿Qué volumen de  $\text{O}_2$  medido a 1520 mm de mercurio y  $125^\circ\text{C}$  se obtiene a partir de 100 g de  $\text{KMnO}_4$ ?

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas: C = 12; O = 16; K = 39; Mn = 55.

8.- Se construye una pila, en condiciones estándar, con un electrodo de cobre y un electrodo de aluminio.

a) Indique razonadamente cuál es el cátodo y cuál el ánodo.

b) Calcule la f.e.m de la pila.

Datos: Potenciales estándar de reducción:  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34 \text{ V}$ ;  $\text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1,65 \text{ V}$ .

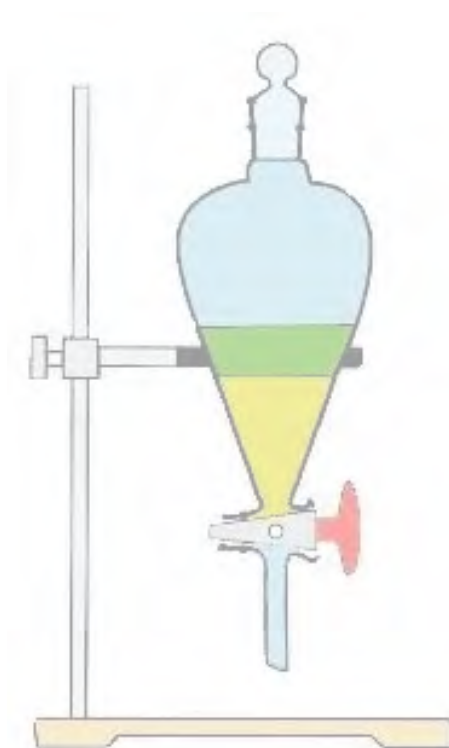
9.- En medio ácido sulfúrico, el permanganato de potasio reacciona con Fe (II) según:



a) Ajuste la reacción por el método del ión-electrón.

b) Calcule el número de moles de sulfato de hierro (III) que se obtienen cuando reaccionan 79 g de permanganato de potasio con la cantidad necesaria de Fe (II).

Masas atómicas: O = 16; K = 39; Mn = 55.



## REACCIONES RED-OX QCA 01 ANDALUCÍA

1.-

a) sabemos que un faraday (96500 C) deposita un equivalente de metal, calculamos los equivalentes depositados por 3215 C

$$\frac{96500 C}{1 eq} = \frac{3215 C}{x} \quad x = 0,0333 eq$$

como sabemos que se han depositado 1,74 g de metal, podemos calcular la masa equivalente del metal

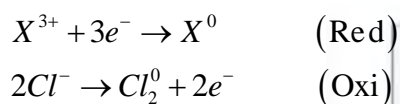
$$n_{eq} = \frac{m}{M_{eq}} \quad M_{eq} = \frac{m}{n_{eq}} = \frac{1,74 g}{0,0333 eq} = 52,2 \frac{g}{eq}$$

la masa equivalente de una sustancia que participa en un proceso redox se define como la masa de sustancia que intercambia un mol de electrones, si llamamos x al número de electrones transferidos podemos escribir

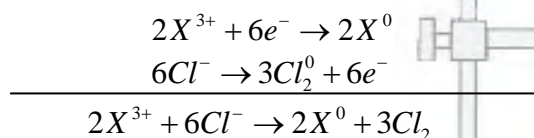
$$M_{eq} = \frac{Mm}{x} \quad x = \frac{Mm}{M_{eq}} = \frac{157,2 g / mol}{52,2 g / eq} = 3$$

hemos calculado que el metal cede tres electrones, por lo tanto su carga es +3

b) Si le llamamos X al metal podemos escribir las semireacciones de reducción y de oxidación



obtenemos la reacción total multiplicando la reducción por 3 y la oxidación por 2 para ajustar el número de electrones y sumando las semireacciones

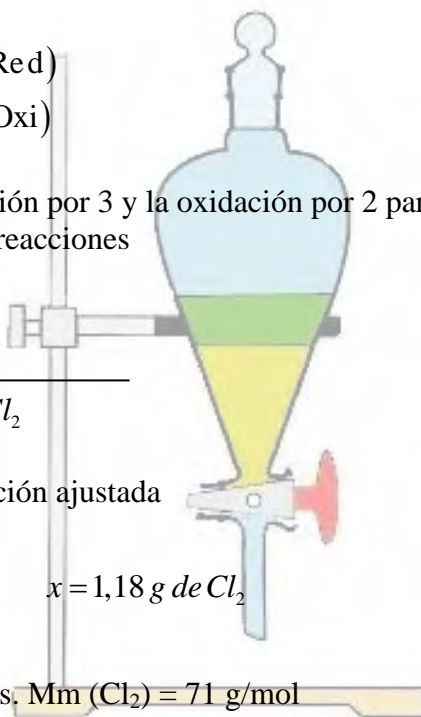


establecemos la proporción con los datos de la reacción ajustada

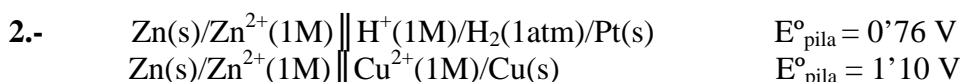
$$\frac{2 \cdot 157,2 g \text{ de metal}}{3 \cdot 71 g \text{ de } Cl_2} = \frac{1,74 g \text{ de metal}}{x} \quad x = 1,18 g \text{ de } Cl_2$$

calculamos los litros de  $Cl_2$  en condiciones normales.  $Mm(Cl_2) = 71 g/mol$

$$\frac{71 g Cl_2}{22,4 L} = \frac{1,18 g Cl_2}{x} \quad x = 0,37 L$$



## REACCIONES RED-OX QCA 01 ANDALUCÍA



a) Sabiendo que el potencial estandar de reducción del electrodo de hidrógeno es  $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ V}$  y que el potencial estandar de una pila viene dado por la expresión

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ(\text{ox}) + E^\circ(\text{red})$$

particularizamos esta ecuación para la primera pila

$$0,76 \text{ V} = E^\circ(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) + 0 \quad E^\circ(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = 0,76 \text{ V}$$

este es el potencial de oxidación, por lo tanto el de reducción será igual y de signo contrario

$$E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$$

b) Aplicando la misma ecuación para la segunda pila obtenemos

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) + E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) \quad E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = E^\circ_{\text{pila}} - E^\circ(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+})$$

$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 1,10 \text{ V} - 0,76 \text{ V} = 0,34 \text{ V}$$

3.-

a) Calculamos la carga que ha pasado por la cuba en 45 minutos (2700 s) con una intensidad de 3 A

$$Q = I \cdot t = 3 \text{ A} \cdot 2700 \text{ s} = 8100 \text{ C}$$

sabemos que un faraday (96500 C) deposita un equivalente de metal, calculamos los equivalentes depositados por 8100 C

$$\frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ eq}} = \frac{8100 \text{ C}}{x}$$

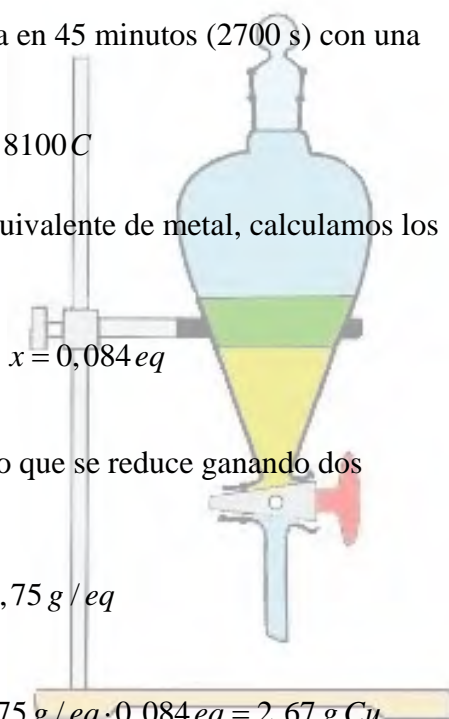
$$x = 0,084 \text{ eq}$$

calculamos la masa equivalente del cobre sabiendo que se reduce ganando dos electrones

$$M_{\text{eq}} = \frac{M_m}{n^\circ e^-} = \frac{63,5 \text{ g/mol}}{2} = 31,75 \text{ g/eq}$$

$$n_{\text{eq}} = \frac{m}{M_{\text{eq}}}$$

$$m = M_{\text{eq}} \cdot n_{\text{eq}} = 31,75 \text{ g/eq} \cdot 0,084 \text{ eq} = 2,67 \text{ g Cu}$$



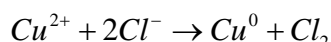
## REACCIONES RED-OX QCA 01 ANDALUCÍA

3.-

b) calculamos los moles de cobre depositados

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{2,67 \text{ g}}{63,5 \text{ g/mol}} = 0,042 \text{ mol}$$

La reacción completa que se da en la cuba electrolítica es

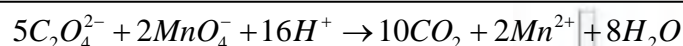
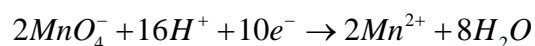
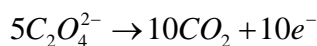
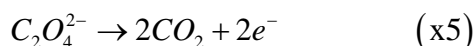


como vemos se desprenden igual número de moles de  $\text{Cl}_2$  en el ánodo que se depositan de cobre en el cátodo por lo tanto el volumen en condiciones normales es

$$V = n_{\text{Cl}_2} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 0,042 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 0,94 \text{ L}$$

4.-

a) ajustamos la ecuación iónica por el método del ión-electrón.



b) Calculamos el número de moles de oxalato cálcico

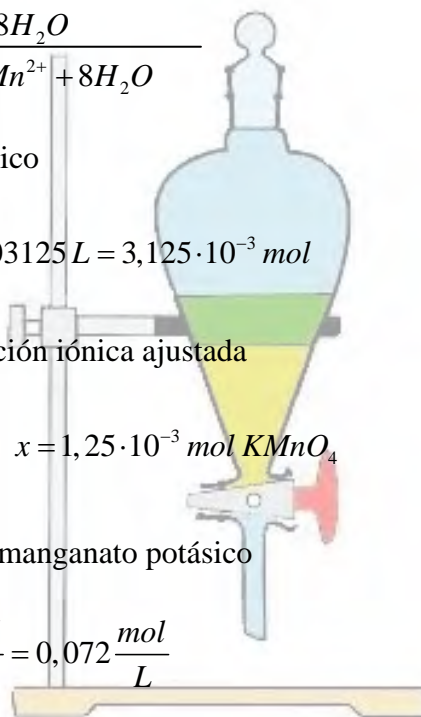
$$n_{\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = M_{\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} \cdot V_{\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,03125 \text{ L} = 3,125 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

establecemos la proporción con los datos de la reacción iónica ajustada

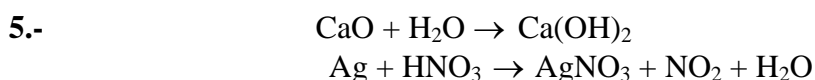
$$\frac{5 \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{2 \text{ mol KMnO}_4} = \frac{3,125 \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{x} \quad x = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4$$

calculamos la concentración de la disolución de permanganato potásico

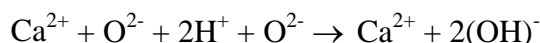
$$M_{\text{KMnO}_4} = \frac{n_{\text{KMnO}_4}}{V_{\text{KMnO}_4}} = \frac{1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,01738 \text{ L}} = 0,072 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$



## REACCIONES RED-OX QCA 01 ANDALUCÍA

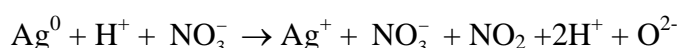


a) La primera reacción disociada es



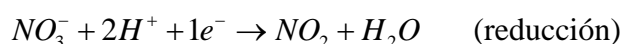
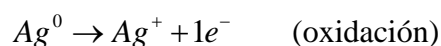
como vemos ningún elemento cambia de número de oxidación, en consecuencia no es de oxidación-reducción.

La segunda reacción disociada es



como vemos la plata cambia su número de oxidación de 0 a +1 y el nitrógeno cambia de +5 en el ión nitrato a +4 en el dióxido de nitrógeno, en consecuencia es una reacción de oxidación-reducción.

b) Las semireacciones de oxidación y de reducción de la segunda reacción son



6.-

a) Si llamamos x al número de electrones transferidos por una sustancia que participa en un proceso redox podemos escribir la masa equivalente de dicha sustancia

$$M_{eq} = \frac{Mm}{x}$$

el aluminio al reducirse cambia su número de oxidación de +3 a 0 ganando 3 electrones

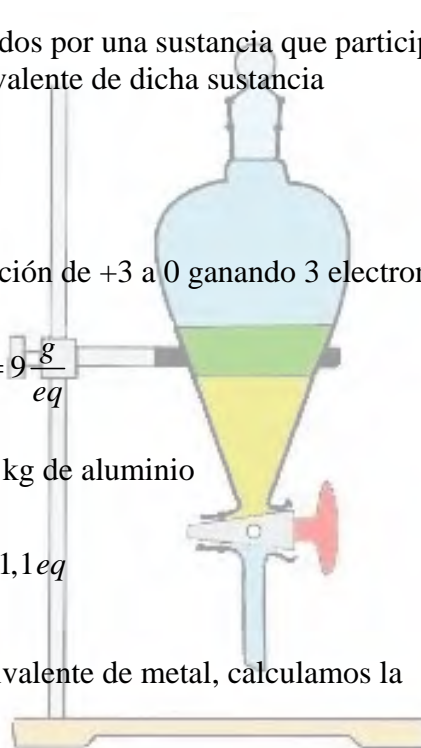
$$M_{eq} = \frac{Mm}{x} = \frac{27 \text{ g/mol}}{3e^-} = 9 \frac{\text{g}}{\text{eq}}$$

calculamos el número de equivalentes que hay en 1 kg de aluminio

$$n_{eq} = \frac{m}{M_{eq}} = \frac{1000 \text{ g}}{9 \text{ g/eq}} = 111,1 \text{ eq}$$

sabemos que un faraday (96500 C) deposita un equivalente de metal, calculamos la carga

$$q = n_{eq} \cdot F = 111,1 \text{ eq} \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{eq}} = 1,072 \cdot 10^7 \text{ C}$$



## REACCIONES RED-OX QCA 01 ANDALUCÍA

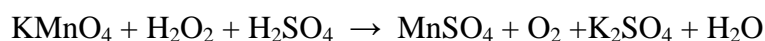
6.-

b) Para calcular el tiempo partimos de la definición de intensidad

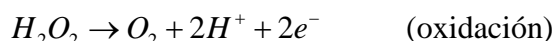
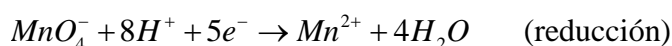
$$I = \frac{q}{t} \quad t = \frac{q}{I} = \frac{1,072 \cdot 10^7 \text{ C}}{40000 \text{ A}} = 268 \text{ s}$$

7.-

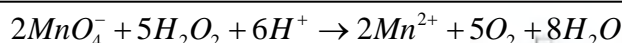
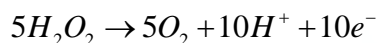
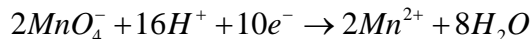
a) formulamos la reacción molecular



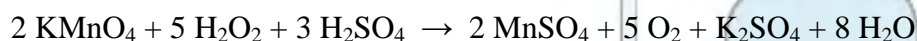
si calculáramos los números de oxidación de los elementos de esta reacción veríamos que solo cambian el manganeso de +7 en el permanganato, a +2 en el sulfato de manganeso (II) y el oxígeno de -1 en el peróxido de hidrógeno, a 0 en el oxígeno molecular por lo tanto planteamos las semireacciones iónicas y las ajustamos sabiendo que en medio ácido se añade  $\text{H}_2\text{O}$  donde falte oxígeno y  $\text{H}^+$  donde falte hidrógeno



multiplicamos la reducción x2 y la oxidación x5 para ajustar los electrones transferidos



Trasparamos los coeficientes de la reacción iónica ajustada a la molecular



b) Calculamos el número de moles de permanganato potásico  $M_m = 158 \text{ g/mol}$

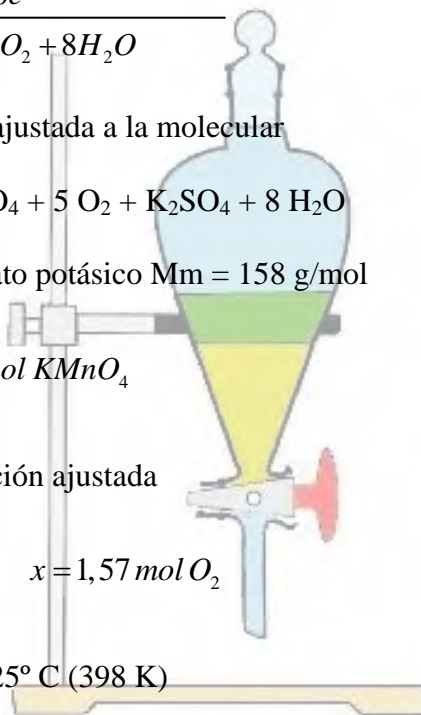
$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{100 \text{ g}}{158 \text{ g/mol}} = 0,63 \text{ mol KMnO}_4$$

establecemos la proporción con los datos de la reacción ajustada

$$\frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol O}_2} = \frac{0,63 \text{ mol KMnO}_4}{x} \quad x = 1,57 \text{ mol O}_2$$

calculamos el volumen a 1520 mm Hg (2 atm) y 125° C (398 K)

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,57 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 398 \text{ K}}{2 \text{ atm}} = 25,6 \text{ L}$$



## REACCIONES RED-OX QCA 01 ANDALUCÍA

8.-

a) El potencial de reducción más alto es el del cobre, en consecuencia será el cobre el que se reduce en el cátodo y el aluminio el que se oxida en el ánodo



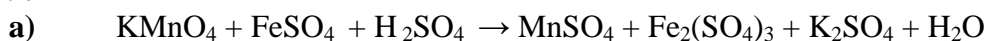
b) La f.e.m. o potencial de la pila viene dado por la expresión

$$E_{pila}^0 = E^0(\text{red}) + E^0(\text{ox})$$

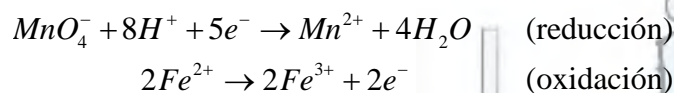
los datos del ejercicio nos dan el potencial de reducción del aluminio, el de oxidación es igual pero de signo contrario  $E^0(\text{Al}/\text{Al}^{3+}) = 1,65 \text{ V}$

$$E_{pila}^0 = E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) + E^0(\text{Al} / \text{Al}^{3+}) = 0,34\text{V} + 1,65\text{V} = 1,99\text{V}$$

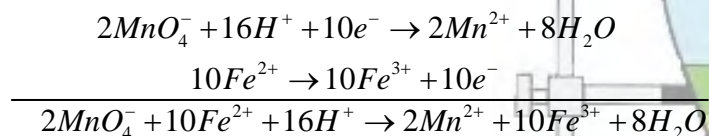
9.-



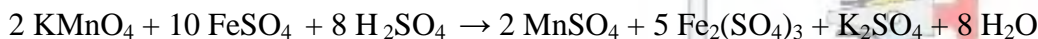
si calculáramos los números de oxidación de los elementos de esta reacción veríamos que solo cambian el manganeso de +7 en el permanganato, a +2 en el sulfato de manganeso (II) y el hierro de +2 en el sulfato ferroso, a +3 en el sulfato férrico, por lo tanto planteamos las semireacciones iónicas y las ajustamos sabiendo que en medio ácido se añade  $\text{H}_2\text{O}$  donde falte oxígeno y  $\text{H}^+$  donde falte hidrógeno



multiplicamos la reducción x2 y la oxidación x5 para ajustar los electrones transferidos

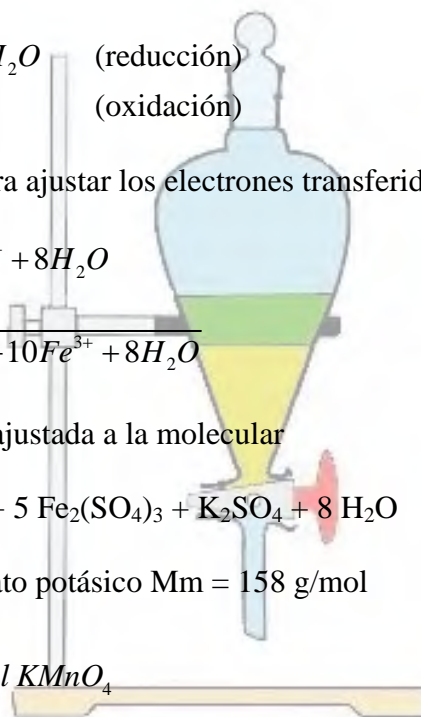


Tras pasamos los coeficientes de la reacción iónica ajustada a la molecular



b) Calculamos el número de moles de permanganato potásico  $M_m = 158 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{79 \text{ g}}{158 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mol KMnO}_4$$





## REACCIONES RED-OX QCA 01 ANDALUCÍA

9.-

b) (continuación) establecemos la proporción con los datos de la reacción ajustada

$$\frac{2 \text{ mol } KMnO_4}{5 \text{ mol } Fe_2(SO_4)_3} = \frac{0,5 \text{ mol } KMnO_4}{x} \quad x = 1,25 \text{ mol } Fe_2(SO_4)_3$$

