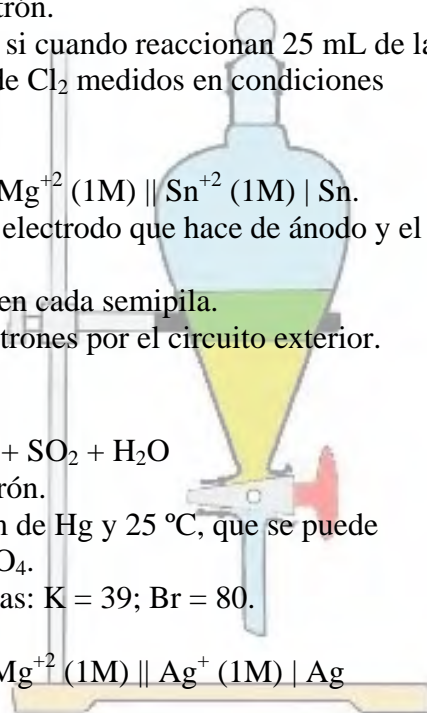
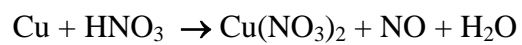


- 1.- Al realizar la electrolisis de ZnCl_2 fundido, haciendo pasar durante cierto tiempo una corriente de 3 A a través de una celda electrolítica, se depositan 24'5 g de cinc metálico en el cátodo. Calcule:
- El tiempo que ha durado la electrolisis.
 - El volumen de cloro liberado en el ánodo, medido en condiciones normales.
- Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masa atómica: $\text{Zn} = 65'4$.
- 2.- a) Se hace pasar una corriente eléctrica de 1'5 A a través de 250 mL de una disolución acuosa 0'1 M en iones Cu^{2+} . ¿Cuánto tiempo tiene que transcurrir para que todo el cobre de la disolución se deposite como cobre metálico?
- b) ¿Qué intensidad de corriente eléctrica hay que hacer pasar a través de una disolución acuosa de iones Au^{3+} si se quiere obtener 1 gramo de oro metálico en 30 minutos?
- Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masas atómicas: $\text{Au} = 197$; $\text{Cu} = 63'5$.
- 3.- Indique, razonadamente, si cada una de las siguientes transformaciones es una reacción de oxidación-reducción, identificando, en su caso, el agente oxidante y el reductor:
- $2 \text{Al} + 6 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2$
 - $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
 - $2 \text{NaBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{Br}_2$
- 4.- Dada la siguiente reacción redox:
- $$\text{HCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- Ajuste la reacción por el método del ión-electrón.
 - Calcule la molaridad de la disolución de HCl si cuando reaccionan 25 mL de la misma con exceso de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ producen 0'3 L de Cl_2 medidos en condiciones normales.
- 5.- Una pila electroquímica se representa por: $\text{Mg} | \text{Mg}^{+2} (1\text{M}) || \text{Sn}^{+2} (1\text{M}) | \text{Sn}$.
- Dibuje un esquema de la misma indicando el electrodo que hace de ánodo y el que hace de cátodo.
 - Escriba las semirreacciones que tienen lugar en cada semipila.
 - Indique el sentido del movimiento de los electrones por el circuito exterior.
- 6.- Dada la siguiente reacción redox:
- $$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KBr} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- Ajuste la reacción por el método del ión-electrón.
 - Calcule el volumen de SO_2 , medido a 700 mm de Hg y 25 °C, que se puede obtener a partir de 50 g de KBr y exceso de H_2SO_4 .
- Datos: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{K} = 39$; $\text{Br} = 80$.
- 7.- La notación de una pila electroquímica es: $\text{Mg} | \text{Mg}^{+2} (1\text{M}) || \text{Ag}^+ (1\text{M}) | \text{Ag}$
- Calcule el potencial estándar de la pila.
 - Escriba y ajuste la ecuación química para la reacción que ocurre en la pila.
 - Indique la polaridad de los electrodos.
- Datos: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0'80\text{V}$; $E^\circ(\text{Mg}^{+2}/\text{Mg}) = -2'36\text{V}$



REACCIONES RED-OX QCA 04 ANDALUCÍA

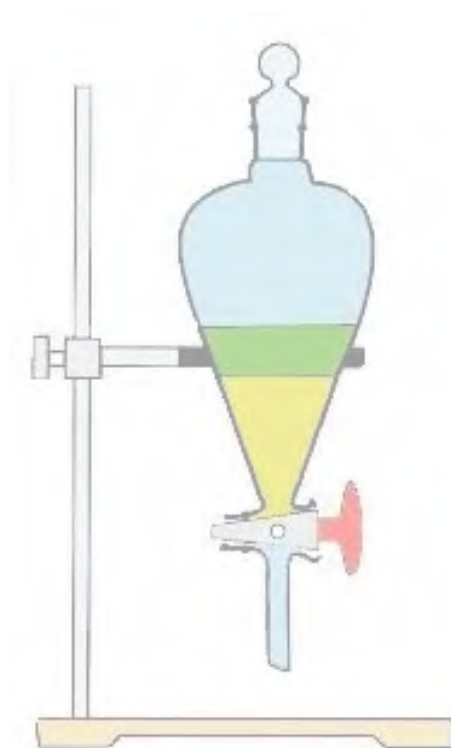
8.- Dada la siguiente reacción redox:



a) Ajústela por el método del ión-electrón.

b) Calcule el volumen de NO, medido en condiciones normales, que se obtiene a partir de 7'5 g de Cu.

Masa atómica: Cu = 63,5



REACCIONES RED-OX QCA 04 ANDALUCÍA

1.-

a) Calculamos la masa equivalente y el número de equivalentes de cinc sabiendo que se reduce ganando dos electrones

$$M_{eq} = \frac{Mm}{n^{\circ} e^{-}} = \frac{65,4 \text{ g/mol}}{2} = 32,7 \text{ g/eq}$$

$$n_{eq} = \frac{m}{M_{eq}} = \frac{24,5 \text{ g}}{32,7 \text{ g/eq}} = 0,75 \text{ eq}$$

sabemos que un faraday (96500 C) deposita un equivalente de metal, calculamos la carga que ha de pasar por la cuba para que se depositen 0,75 eq

$$\frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ eq}} = \frac{x}{0,75 \text{ eq}} \quad x = 72375 \text{ C}$$

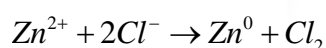
calculamos el tiempo que ha tardado en pasar esa carga sabiendo que $I = 3 \text{ A}$

$$I = \frac{q}{t} \quad t = \frac{q}{I} = \frac{72375 \text{ C}}{3 \text{ A}} = 24125 \text{ s} \quad (4\text{h } 42 \text{ min})$$

b) calculamos los moles de cinc depositados

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{24,5 \text{ g}}{65,4 \text{ g/mol}} = 0,375 \text{ mol}$$

La reacción completa que se da en la cuba electrolítica es



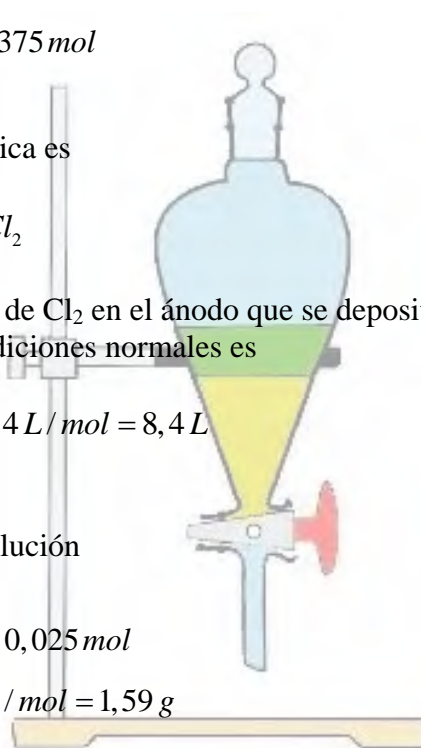
como vemos se desprenden igual número de moles de Cl_2 en el ánodo que se depositan de cinc en el cátodo por lo tanto el volumen en condiciones normales es

$$V = n_{\text{Cl}_2} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 0,375 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 8,4 \text{ L}$$

2.-

a) Calculamos la masa de cobre que hay en la disolución

$$n = M \cdot V = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,025 \text{ mol}$$
$$m = n \cdot Mm = 0,025 \text{ mol} \cdot 63,5 \text{ g/mol} = 1,59 \text{ g}$$



REACCIONES RED-OX QCA 04 ANDALUCÍA

2.-

a) (continuación) calculamos la masa equivalente y el número de equivalentes de cobre sabiendo que se reduce ganando dos electrones

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

$$n_{eq} = \frac{m}{M_{eq}} = \frac{1,59 \text{ g}}{31,75 \text{ g/eq}} = 0,05 \text{ eq}$$

sabemos que un faraday (96500 C) deposita un equivalente de metal, calculamos la carga que ha de pasar por la cuba para que se depositen 0,75 eq

$$\frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ eq}} = \frac{x}{0,05 \text{ eq}} \quad x = 4825 \text{ C}$$

calculamos el tiempo que ha tardado en pasar esa carga sabiendo que $I = 1,5 \text{ A}$

$$I = \frac{q}{t} \quad t = \frac{q}{I} = \frac{4825 \text{ C}}{1,5 \text{ A}} = 3216 \text{ s} \quad (53 \text{ min } 36 \text{ s})$$

b) Calculamos la masa equivalente y el número de equivalentes de oro sabiendo que se reduce ganando tres electrones

$$M_{eq} = \frac{Mm}{n^{\circ} e^{-}} = \frac{197 \text{ g/mol}}{3} = 65,7 \text{ g/eq}$$

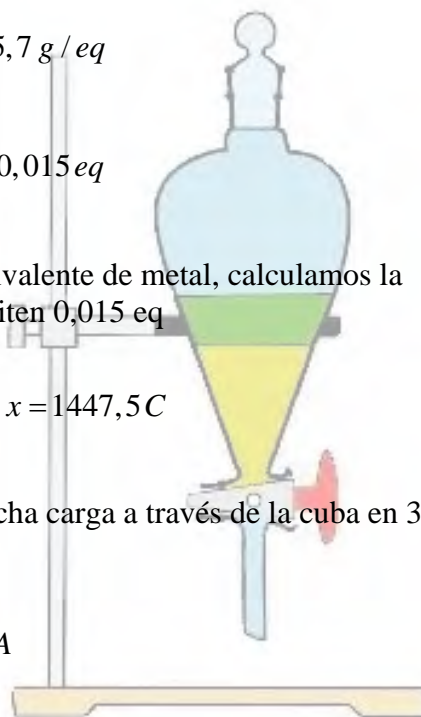
$$n_{eq} = \frac{m}{M_{eq}} = \frac{1 \text{ g}}{65,7 \text{ g/eq}} = 0,015 \text{ eq}$$

sabemos que un faraday (96500 C) deposita un equivalente de metal, calculamos la carga que ha de pasar por la cuba para que se depositen 0,015 eq

$$\frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ eq}} = \frac{x}{0,015 \text{ eq}} \quad x = 1447,5 \text{ C}$$

calculamos la intensidad necesaria para que pase dicha carga a través de la cuba en 30 minutos (1800 s)

$$I = \frac{q}{t} = \frac{1447,5 \text{ C}}{1800 \text{ s}} = 0,8 \text{ A}$$

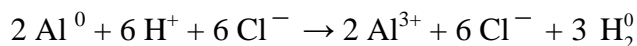


REACCIONES RED-OX QCA 04 ANDALUCÍA

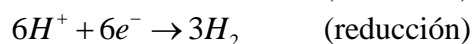
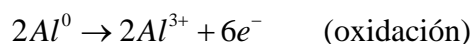
3.-



La reacción dissociada es



las semireacciones de oxidación reducción son



el agente oxidante es el ión H^+ (se reduce)

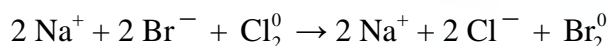
el agente reductor es el aluminio (se oxida)



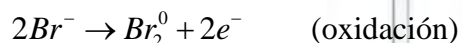
En esta reacción el oxígeno tiene un número de oxidación de -2 el hidrógeno de +1 y el azufre de +6 en ambos miembros, por lo tanto no es de oxidación reducción.



la reacción dissociada es



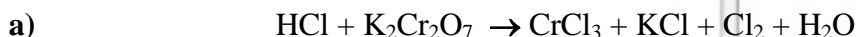
las semireacciones de oxidación reducción son



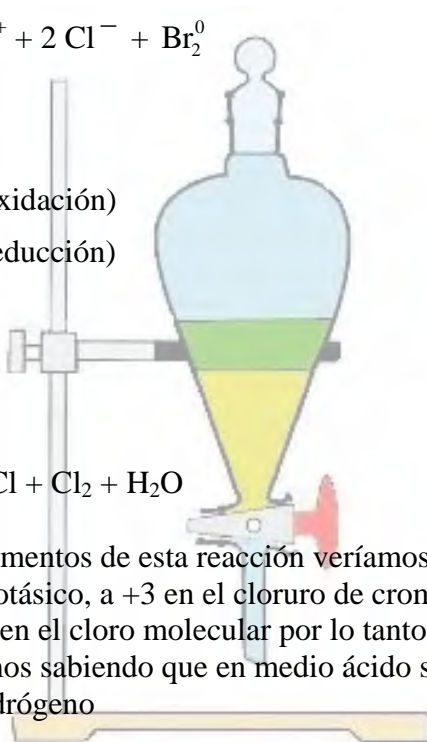
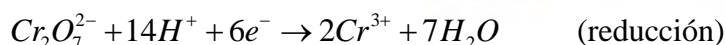
el agente oxidante es el cloro molecular (se reduce)

el agente reductor es el ión bromuro (se oxida)

4.-



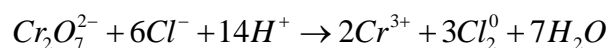
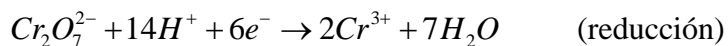
si calculáramos los números de oxidación de los elementos de esta reacción veríamos que solo cambian el cromo de +6 en el dicromato potásico, a +3 en el cloruro de cromo (III) y el cloro de -1 en el cloruro de hidrógeno, a 0 en el cloro molecular por lo tanto planteamos las semireacciones iónicas y las ajustamos sabiendo que en medio ácido se añade H_2O donde falte oxígeno y H^+ donde falte hidrógeno



REACCIONES RED-OX QCA 04 ANDALUCÍA

4.-

a) (continuación) multiplicamos la oxidación x3 para ajustar los electrones transferidos y sumamos para obtener la ecuación iónica ajustada



Tras pasamos los coeficientes de la reacción iónica ajustada a la molecular, intercalando un dos delante del cloruro potásico para ajustar el potasio



b) Calculamos los moles que son 0,3 L de Cl_2 en condiciones normales

$$\frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = \frac{x}{0,3 \text{ L}} \quad x = 0,013 \text{ mol Cl}_2$$

establecemos la proporción con los datos de la reacción ajustada

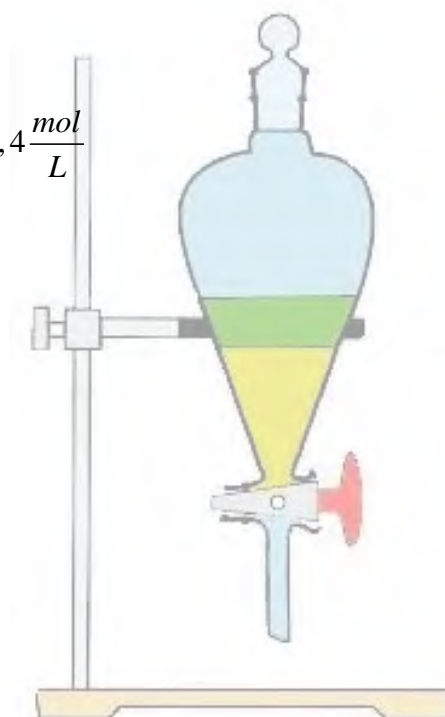
$$\frac{14 \text{ mol HCl}}{3 \text{ mol Cl}_2} = \frac{x}{0,013 \text{ mol Cl}_2} \quad x = 0,06 \text{ mol HCl}$$

calculamos la molaridad de la disolución

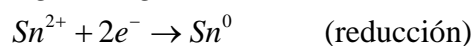
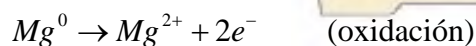
$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,06 \text{ mol}}{0,025 \text{ L}} = 2,4 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

5.-

a)



b)



REACCIONES RED-OX QCA 04 ANDALUCÍA

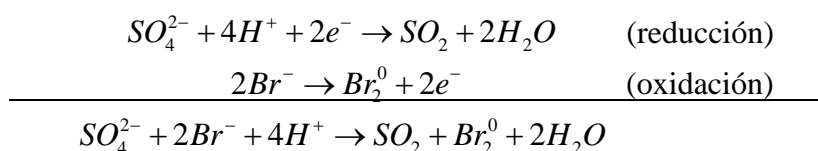
5.-

c) Tal y como indica la figura, los electrones por el circuito exterior se mueven desde el ánodo, donde el magnesio metálico del electrodo se oxida a Mg^{2+} que pasa a la disolución, hacia el cátodo donde los iones Sn^{2+} de la disolución se reducen a estaño metálico, depositándose en el electrodo

6.-



si calculáramos los números de oxidación de los elementos de esta reacción veríamos que solo cambian el azufre de +6 en ácido sulfúrico a +4 en el dióxido de azufre y el bromo de -1 en el bromuro potásico, a 0 en el bromo molecular por lo tanto planteamos las semireacciones iónicas y las ajustamos sabiendo que en medio ácido se añade H_2O donde falte oxígeno y H^+ donde falte hidrógeno



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



b) Calculamos los moles que son 50 g de KBr, $M_m = 119 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{50 \text{ g}}{119 \text{ g/mol}} = 0,42 \text{ mol KBr}$$

establecemos la proporción con los datos de la reacción ajustada

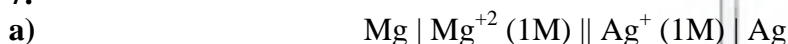
$$\frac{2 \text{ mol KBr}}{1 \text{ mol SO}_2} = \frac{0,42 \text{ mol KBr}}{x}$$

$$x = 0,21 \text{ mol SO}_2$$

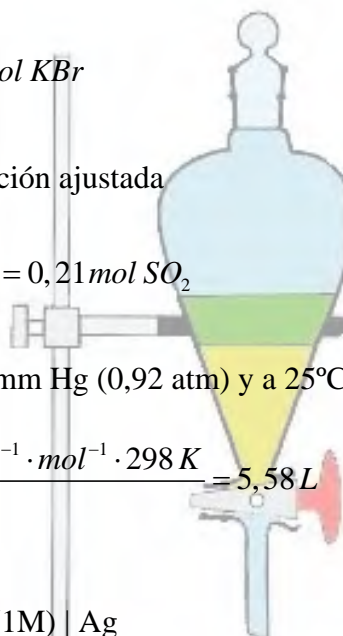
calculamos el volumen que ocupan medidos a 700 mm Hg (0,92 atm) y a 25°C (298 K)

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,21 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot K^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{0,92 \text{ atm}} = 5,58 \text{ L}$$

7.-



El magnesio se oxida en el ánodo, su potencial de oxidación será igual que el de reducción (en los datos del ejercicio) y de signo contrario $E^0 (Mg/Mg^{2+}) = 2,36 \text{ V}$.



REACCIONES RED-OX QCA 04 ANDALUCÍA

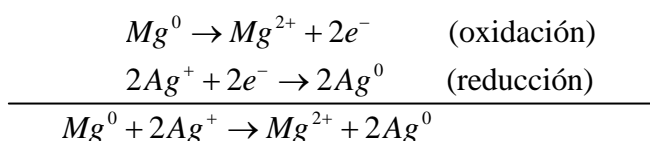
7.-

a) (continuación) La f.e.m. o potencial de la pila viene dado por la expresión

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

$$E_{pila}^0 = E^0(Ag^+ / Ag) + E^0(Mg / Mg^{2+}) = 0,80V + 2,36V = 3,16V$$

b) escribimos las semireacciones que se dan en cada electrodo y sumándolas obtenemos la reacción de la pila

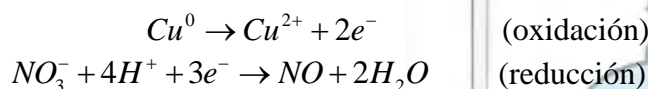


c) El ánodo (+), es el electrodo donde se produce la oxidación es decir el de magnesio. El cátodo (-), es el electrodo donde se produce la reducción es decir el de plata.

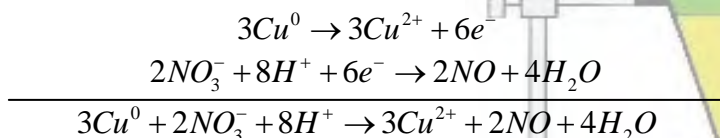
8.-

a) $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

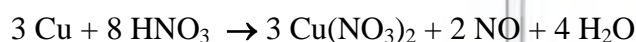
si calculáramos los números de oxidación de los elementos de esta reacción veríamos que solo cambian el cobre de 0 en el cobre metálico, a +2 en el nitrato de cobre (II) y el nitrógeno de +5 en el ácido nítrico, a +2 en el monóxido de nitrógeno, por lo tanto planteamos las semireacciones iónicas y las ajustamos sabiendo que en medio ácido se añade H_2O donde falte oxígeno y H^+ donde falte hidrógeno



multiplicamos la oxidación x3 y la reducción x2 para ajustar los electrones transferidos y sumamos para obtener la ecuación iónica ajustada

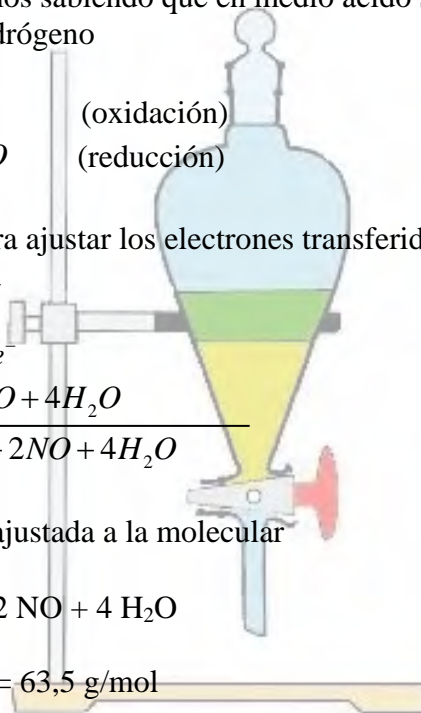


Trasparamos los coeficientes de la reacción iónica ajustada a la molecular



b) Calculamos los moles que son 7,5 g de Cu, $Mm = 63,5 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{7,5 \text{ g}}{63,5 \text{ g/mol}} = 0,12 \text{ mol Cu}$$



REACCIONES RED-OX QCA 04 ANDALUCÍA

8.-

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

$$\frac{3 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol NO}} = \frac{0,12 \text{ mol Cu}}{x} \quad x = 0,08 \text{ mol NO}$$

calculamos el volumen que ocupan en condiciones normales

$$\frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = \frac{0,08 \text{ mol}}{x} \quad x = 1,79 \text{ L}$$

