

1.- Se dispone de una pila con dos electrodos de Cu y Ag sumergidos en una disolución 1 M de sus respectivos iones, Cu^{2+} y Ag^+ . Conteste sobre la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

- El electrodo de plata es el cátodo y el de cobre el ánodo.
- El potencial de la pila es 0'46 V.
- En el ánodo de la pila tiene lugar la reducción del oxidante.

Datos: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$.

2.- Se hace pasar durante 2'5 horas una corriente eléctrica de 5 amperios a través de una celda electrolítica que contiene SnI_2 . Calcule:

- La masa de estaño metálico depositado en el cátodo.
- Los moles de I_2 liberados en el ánodo.

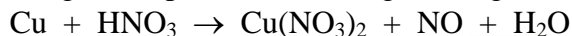
Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masa atómica: $\text{Sn} = 118'7$.

3.- Dada la reacción: $3 \text{Cu} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Justifique la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

- El Cu acepta electrones experimentando, por tanto, una reducción.
- El número de oxidación del nitrógeno en el ácido nítrico es +5.
- El ácido nítrico es el reductor y el cobre el oxidante.

4.- El monóxido de nitrógeno se puede obtener según la siguiente reacción:



- Ajuste por el método del ión-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.
- Calcule la masa de cobre que se necesita para obtener 5 litros de NO medidos a 750 mm de Hg y 40 °C.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masa atómica: $\text{Cu} = 63'5$.

5.- a) ¿Tiene el Zn^{2+} capacidad para oxidar el Br^- a Br_2 en condiciones estándar? Razone la respuesta. Datos: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0'76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1'06 \text{ V}$.

b) Escriba, según el convenio establecido, la notación simbólica de la pila que se puede formar con los siguientes electrodos: Zn^{2+}/Zn ($E^\circ = -0'76 \text{ V}$); Cu^{2+}/Cu ($E^\circ = 0'34 \text{ V}$).

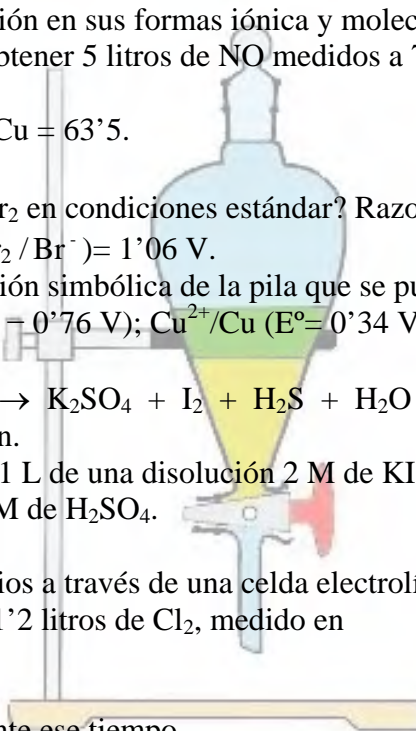
6.- Dada la siguiente reacción redox: $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

- Ajuste la reacción por el método del ión-electrón.
- Calcule los moles de I_2 que se obtienen cuando 1 L de una disolución 2 M de KI se ponen a reaccionar con 2 L de una disolución 0'5 M de H_2SO_4 .

7.- Se hace pasar una corriente eléctrica de 6'5 amperios a través de una celda electrolítica que contiene NaCl fundido hasta que se obtienen 1'2 litros de Cl_2 , medido en condiciones normales. Calcule:

- El tiempo que ha durado la electrolisis.
- La masa de sodio depositado en el cátodo durante ese tiempo.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masa atómica: $\text{Na} = 23$.

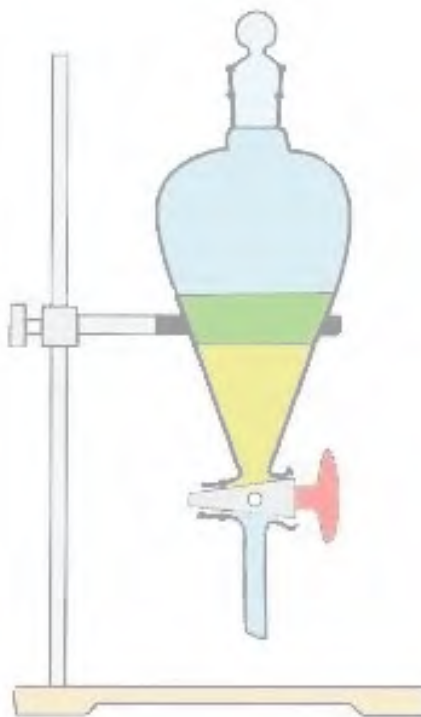


REACCIONES RED-OX QCA 05 ANDALUCÍA

8.- La siguiente reacción tiene lugar en medio ácido: $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+}$

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

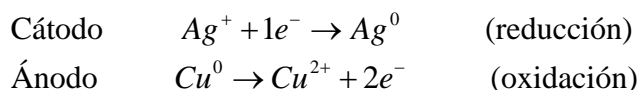
b) Calcule la molaridad de una disolución de KMnO_4 , sabiendo que a partir de 50 mL de la misma se pueden obtener 0'34 moles de Fe^{3+} .



REACCIONES RED-OX QCA 05 ANDALUCÍA

1.- $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$.

a) Cuanto mayor sea el potencial de reducción, más acentuada será la tendencia de una especie a reducirse; es decir, mayor será su poder oxidante. En esta pila se aprecia que el valor más alto corresponde a la plata y como sabemos la reducción se lleva a cabo en el cátodo por lo tanto las reacciones en los electrodos son:



Esta afirmación es cierta.

b) El potencial de la pila se calcula mediante la ecuación: $E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{red}} + E_{\text{ox}}$
el potencial de oxidación del cobre es igual y de signo contrario al de reducción, por tanto:

$$E_{\text{pila}}^0 = 0,8 - 0,34 = 0,46 \text{ V}$$

Esta afirmación es cierta.

c) Como vemos en el apartado anterior, en el ánodo se produce la oxidación del reductor. Esta afirmación es falsa

2.- $t = 2,5 \text{ h} = 9000 \text{ s}$ $I = 5 \text{ A}$

a) Calculamos los culombios que han pasado por la pila

$$q = I \cdot t = 5 \text{ A} \cdot 9000 \text{ s} = 45.000 \text{ C}$$

sabemos que un faraday (96.500 C) deposita un equivalente de metal en el cátodo, calculamos el número de equivalentes de estaño depositados

$$\frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ eq}} = \frac{45000 \text{ C}}{x}$$

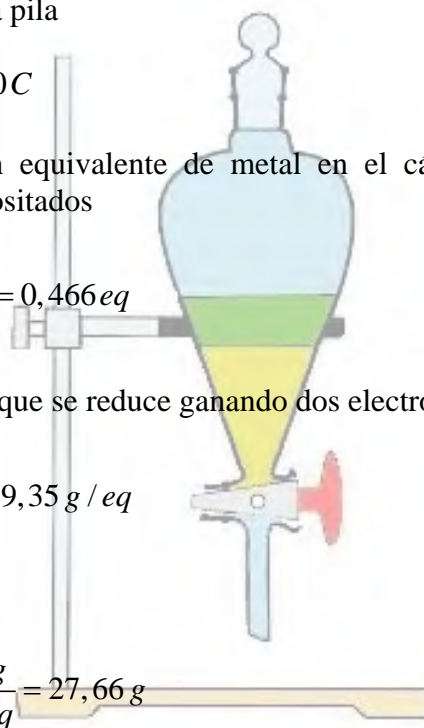
$$x = 0,466 \text{ eq}$$

Calculamos la masa equivalente del estaño sabiendo que se reduce ganando dos electrones

$$M_{\text{eq}} = \frac{Mm}{n^\circ e^-} = \frac{118,7 \text{ g/mol}}{2} = 59,35 \text{ g/eq}$$

Calculamos la masa de estaño depositado

$$m = n_{\text{eq}} \cdot M_{\text{eq}} = 0,466 \text{ eq} \cdot 59,35 \frac{\text{g}}{\text{eq}} = 27,66 \text{ g}$$



REACCIONES RED-OX QCA 05 ANDALUCÍA

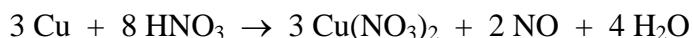
2.-

b) la reacción total de la pila es $SnI_2 \rightarrow Sn^0 + I_2^0$ por lo tanto se libera un mol de yodo molecular en el ánodo por cada mol de estaño que se deposita en el cátodo. Calculamos los moles de estaño

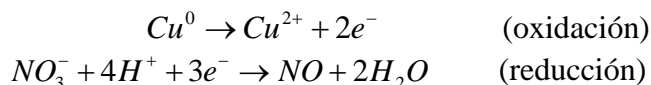
$$n_{Sn} = \frac{m_{Sn}}{Mm_{Sn}} = \frac{27,66 \text{ g}}{118,7 \text{ g/mol}} = 0,23 \text{ mol}$$

se liberan 0,23 moles de I_2

3.-



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



a) El cobre cede electrones y se oxida, por lo tanto la afirmación es falsa

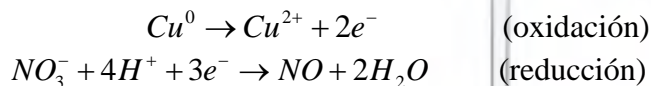
b) Los números de oxidación del ácido nítrico son N^{5+} , H^{1+} y O^{2-} . La afirmación es verdadera

c) El reductor es el que se oxida es decir el cobre y el oxidante es el que se reduce, es decir el ácido nítrico. La afirmación es falsa.

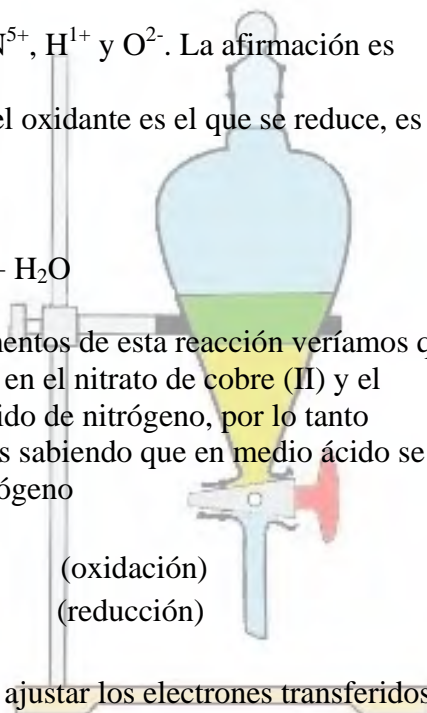
4.-



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



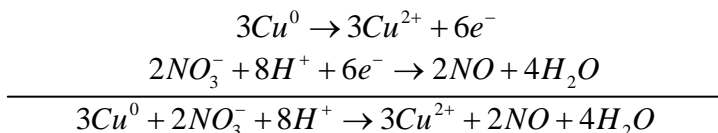
multiplicamos la oxidación x3 y la reducción x2 para ajustar los electrones transferidos y sumamos para obtener la ecuación iónica ajustada



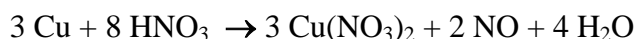
REACCIONES RED-OX QCA 05 ANDALUCÍA

4.-

a) (continuación)



Trasparamos los coeficientes de la reacción iónica ajustada a la molecular



b) Calculamos los moles que hay en 5 L de NO medidos a 750 mm Hg (0,99 atm) y 40° C (313° K)

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,99 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 313 \text{ K}} = 0,19 \text{ mol NO}$$

establecemos la proporción con la reacción ajustada

$$\frac{3 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol NO}} = \frac{x}{0,19 \text{ mol NO}} \quad x = 0,28 \text{ mol Cu}$$

calculamos la masa de cobre

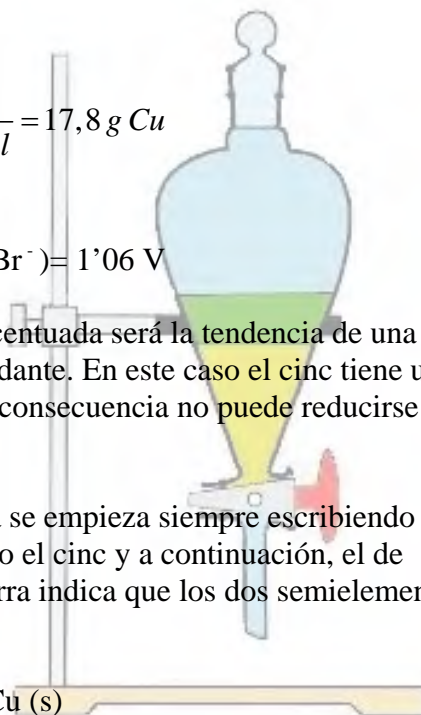
$$m = n \cdot Mm = 0,28 \text{ mol} \cdot 63,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 17,8 \text{ g Cu}$$

5.-

a) $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ $E^\circ (\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,06 \text{ V}$

Cuanto mayor sea el potencial de reducción, más acentuada será la tendencia de una especie a reducirse; es decir, mayor será su poder oxidante. En este caso el cinc tiene un potencial de reducción muy inferior al del bromo, en consecuencia no puede reducirse para oxidar al bromo.

b) Para escribir la notación convencional de una pila se empieza siempre escribiendo a la izquierda el proceso de oxidación (ánodo) en este caso el cinc y a continuación, el de reducción (cátodo) en este caso el cobre. La doble barra indica que los dos semielementos están separados por un puente salino



REACCIONES RED-OX QCA 05 ANDALUCÍA

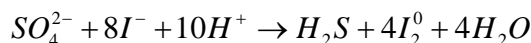
6.-



si calculáramos los números de oxidación de los elementos de esta reacción veríamos que solo cambian el azufre de +6 en el ácido sulfúrico a -2 en el sulfuro de hidrógeno y el yodo de -1 en el yoduro potásico, a 0 en el yodo 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



multiplicamos la oxidación x4 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 existentes en ambas disoluciones

$$n_{KI} = M_{KI} \cdot V_{KI} = 2 \frac{\text{mol}}{L} \cdot 1L = 2 \text{ mol KI}$$

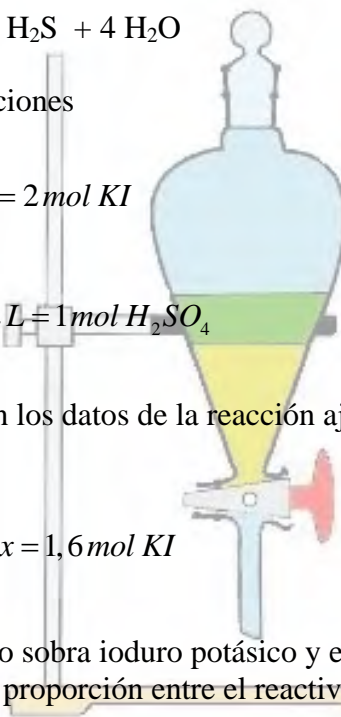
$$n_{H_2SO_4} = M_{H_2SO_4} \cdot V_{H_2SO_4} = 0,5 \frac{\text{mol}}{L} \cdot 2L = 1 \text{ mol } H_2SO_4$$

establecemos la proporción entre los dos reactivos con los datos de la reacción ajustada para determinar el reactivo limitante

$$\frac{8 \text{ mol KI}}{5 \text{ mol } H_2SO_4} = \frac{x}{1 \text{ mol } H_2SO_4}$$

$$x = 1,6 \text{ mol KI}$$

1 mol de H_2SO_4 consume 1,6 moles de KI, por lo tanto sobra yoduro potásico y el reactivo limitante es el ácido sulfúrico. Ahora establecemos la proporción entre el reactivo limitante y el problema con los datos de la reacción ajustada



REACCIONES RED-OX QCA 05 ANDALUCÍA

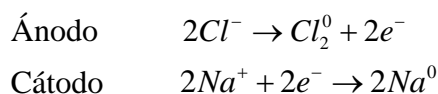
6.-

b) (continuación)

$$\frac{5 \text{ mol } H_2SO_4}{4 \text{ mol } I_2} = \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{x} \quad x = 0,8 \text{ mol } I_2$$

7.-

a) Las reacciones que se dan en la célula electrolítica son



calculamos los moles de Cl_2 obtenidos

$$n_{Cl_2} = \frac{1,2 \text{ L}}{22,4 \text{ mol / L}} = 0,053 \text{ mol } Cl_2$$

ahora obtenemos la relación existente entre el número de equivalentes y el de moles

$$n_{eq} = \frac{m}{\frac{Mm}{n^\circ e^-}} = \frac{m}{Mm} \cdot n^\circ e^- = n \cdot n^\circ e^- = 0,053 \text{ mol} \cdot 2e^- = 0,106 \text{ eq}$$

sabemos que un faraday (96.500 C) deposita un equivalente, establecemos la proporción para calcular la carga que ha pasado por la célula

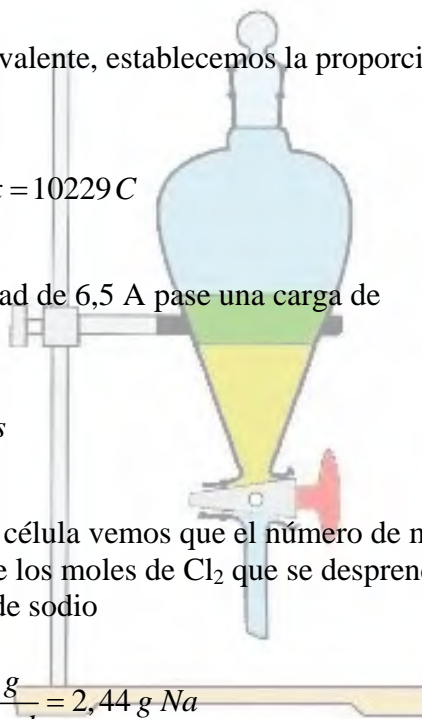
$$\frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ eq}} = \frac{x}{0,106 \text{ eq}} \quad x = 10229 \text{ C}$$

calculamos el tiempo necesario para que una intensidad de 6,5 A pase una carga de 10229 C

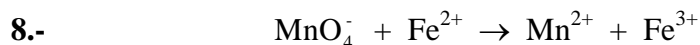
$$t = \frac{q}{I} = \frac{10229 \text{ C}}{6,5 \text{ A}} = 1573,7 \text{ s}$$

b) Observando las reacciones que se producen en la célula vemos que el número de moles de sodio que se depositan en el cátodo son el doble de los moles de Cl_2 que se desprenden en el ánodo, por lo tanto se depositarán 0,106 moles de sodio

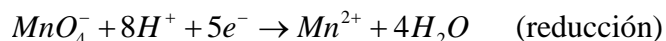
$$m_{Na} = n_{Na} \cdot Mm_{Na} = 0,106 \text{ mol} \cdot 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,44 \text{ g Na}$$



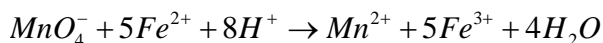
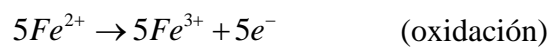
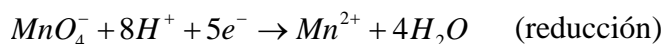
REACCIONES RED-OX QCA 05 ANDALUCÍA



a) 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 x5 para ajustar los electrones transferidos y sumamos para obtener la ecuación iónica ajustada



b) Calculamos los moles necesarios de permanganato para obtener 0,34 moles de Fe^{3+} , estableciendo la proporción con los coeficientes de la reacción ajustada

$$\frac{1 \text{ mol } KMnO_4}{5 \text{ mol } Fe^{3+}} = \frac{x}{0,34 \text{ mol } Fe^{3+}} \quad x = 0,068 \text{ mol } KMnO_4$$

calculamos la molaridad de la disolución

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,068 \text{ mol}}{0,05 \text{ L}} = 1,36 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

