

1.- Sea una pila constituida, en condiciones estándar, por un electrodo de plata sumergido en una disolución de nitrato de plata y un electrodo de cadmio sumergido en una disolución de nitrato de cadmio.

- Escriba la reacción química que se produce en la pila.
 - Escriba la notación de la pila formada.
 - Calcule la fuerza electromotriz de la pila.
- Datos: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$.

2.- Para platear un objeto se ha estimado que es necesario depositar 40 g de plata.

- Si se realiza la electrolisis de una disolución acuosa de sal de plata con una corriente de 2 amperios ¿cuánto tiempo se tardará en realizar el plateado?
 - ¿Cuántos moles de electrones han sido necesarios para ello?
- Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masa atómica: $\text{Ag} = 108$.

3.- El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio según la reacción: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KBr} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- Ajústela por el método del ión-electrón y escriba las dos semiecuaciones redox.
 - Calcule el volumen de bromo líquido (densidad 2,92 g/mL) que se obtendrá al tratar 90,1 g de bromuro de potasio con suficiente cantidad de ácido sulfúrico.
- Masas atómicas: $\text{Br} = 80$; $\text{K} = 39$.

4.- El ácido nítrico concentrado reacciona con mercurio elemental en presencia de ácido clorhídrico produciendo cloruro de mercurio (II), monóxido de nitrógeno y agua.

- Ajuste la ecuación iónica y molecular por el método del ión-electrón.
 - Calcule el volumen de ácido nítrico 2 M que se debe emplear para oxidar completamente 3 g de mercurio elemental.
- Masa atómica: $\text{Hg} = 200,6$.

5.- Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares $E^\circ(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) = 0,27 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$:

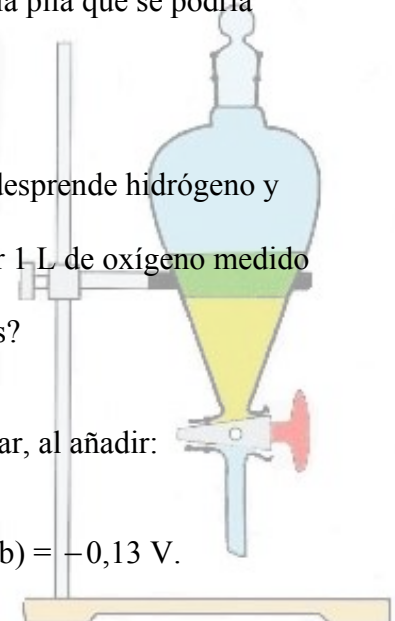
- ¿Cuál es la fuerza electromotriz, en condiciones estándar, de la pila que se podría construir?
- Escriba las semirreacciones y la reacción global de esa pila.
- Indique cuál es el cátodo, el ánodo y sus signos.

6.- Se electroliza una disolución acuosa de ácido sulfúrico y se desprende hidrógeno y oxígeno.

- ¿Qué cantidad de carga eléctrica se ha de utilizar para obtener 1 L de oxígeno medido en condiciones normales?
 - ¿Cuántos moles de hidrógeno se obtienen en esas condiciones?
- Dato: $F = 96500 \text{ C}$.

7.- Razone si se produce alguna reacción, en condiciones estándar, al añadir:

- Cinc metálico a una disolución acuosa de iones Pb^{2+}
 - Plata metálica a una disolución acuosa de iones Pb^{2+}
- Datos: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$.



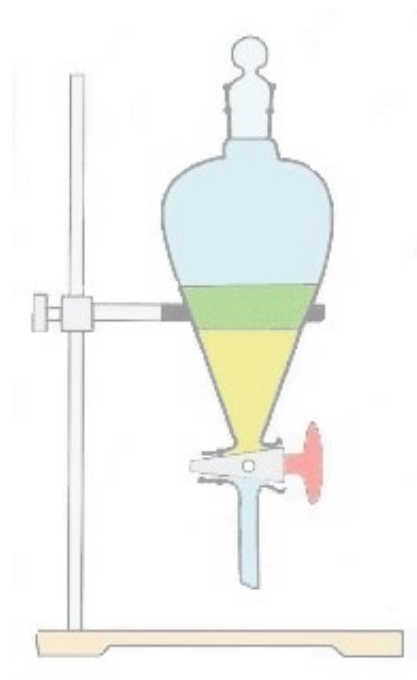
OXIDACIÓN REDUCCIÓN QCA 09 ANDALUCÍA

8.- El estaño metálico es oxidado por el ácido nítrico produciendo óxido de estaño (IV), dióxido de nitrógeno y agua.

a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular del proceso por el método del ion-electrón.

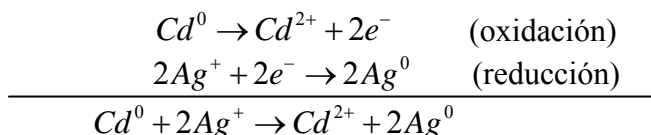
b) Calcule los gramos de estaño que reaccionan con 2 L de disolución de ácido nítrico 2 M.

Masa atómica: Sn = 118,7.

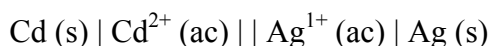


OXIDACIÓN REDUCCIÓN QCA 09 ANDALUCÍA

1.- a) Teniendo en cuenta los potenciales de reducción de la plata y del cadmio, es la plata la que se reduce y el cadmio el que se oxida, escribimos las semireacciones que se dan en cada electrodo y sumándolas obtenemos la reacción de la pila



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 cadmio y a continuación, el de reducción (cátodo) en este caso la plata. La doble barra indica que los dos semielementos están separados por un puente salino



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

$$E_{pila}^0 = E_{red}^0 + E_{ox}^0$$

$$E_{pila}^0 = E^0 (Ag^+ / Ag) + E^0 (Cd / Cd^{2+}) = 0,80V + 0,40V = 1,20V$$

2.- a) Calculamos la masa equivalente de la plata sabiendo que se reduce ganando un electrón

$$M_{eq} = \frac{Mm}{n^{\circ} e^-} = \frac{108 \text{ g mol}^{-1}}{1} = 108 \text{ g eq}^{-1}$$

Calculamos el número de equivalentes que hay en los 40 g de plata que se han de depositar

$$n_{eq} = \frac{m}{M_{eq}} = \frac{40 \text{ g}}{108 \text{ g eq}^{-1}} = 0,37 \text{ eq}$$

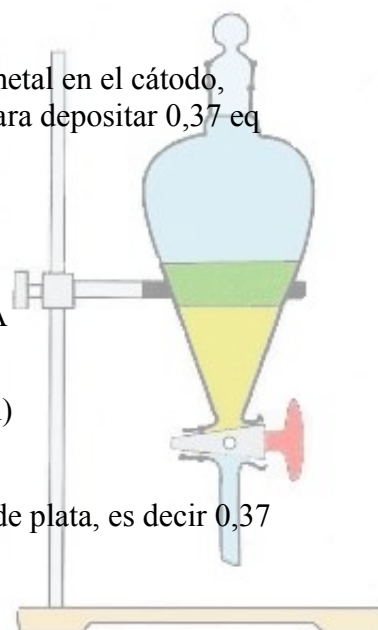
sabemos que un faraday (96.500 C) deposita un equivalente de metal en el cátodo, calculamos la carga que ha de circular por la cuba electrolítica para depositar 0,37 eq

$$\frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ eq}} = \frac{x \text{ C}}{0,37 \text{ eq}} \quad x = 35705 \text{ C}$$

calculamos el tiempo necesario partiendo de una corriente de 2 A

$$t = \frac{q}{I} = \frac{35705 \text{ C}}{2 \text{ A}} = 17852 \text{ s} \quad (4 \text{ h } 57 \text{ min})$$

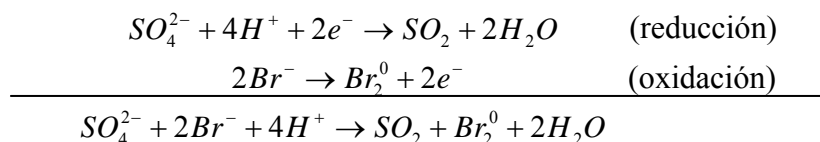
b) Se necesitarán tantos moles de electrones como equivalentes de plata, es decir 0,37 moles de electrones



OXIDACIÓN REDUCCIÓN QCA 09 ANDALUCÍA



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



traspasamos los coeficientes de la reacción iónica ajustada a la molecular



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

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{50,1 \text{ g}}{119 \text{ g/mol}} = 0,42 \text{ mol}$$

establecemos la proporción con los datos de la reacción ajustada

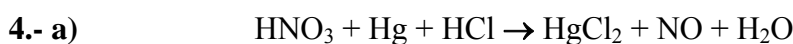
$$\frac{2 \text{ mol KBr}}{1 \text{ mol Br}_2} = \frac{0,42 \text{ mol KBr}}{x} \quad x = 0,21 \text{ mol Br}_2$$

calculamos los gramos de bromo molecular ($M_m = 160 \text{ g mol}^{-1}$)

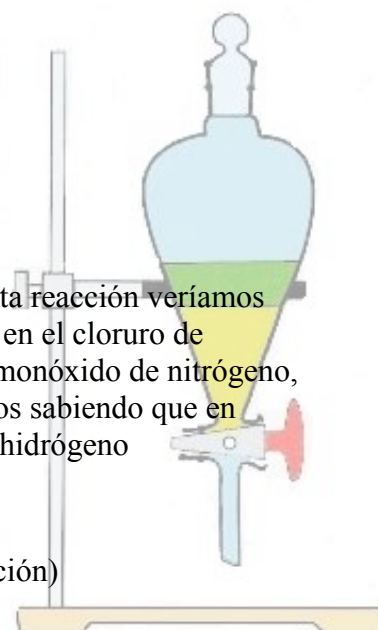
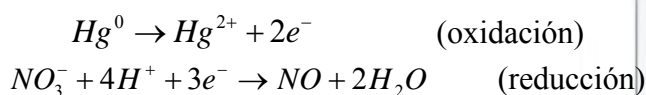
$$m = n \cdot M_m = 0,21 \text{ mol} \cdot 160 \text{ g mol}^{-1} = 33,6 \text{ g}$$

calculamos el volumen de bromo líquido (densidad $2,92 \text{ g/mL}$)

$$V = \frac{m}{d} = \frac{33,6 \text{ g}}{2,92 \text{ g mL}^{-1}} = 11,5 \text{ mL}$$

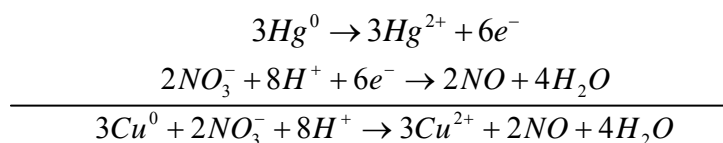


si calculáramos los números de oxidación de los elementos de esta reacción veríamos que solo cambian el mercurio de 0 en el mercurio metálico, a +2 en el cloruro de mercurio (II) y el nitrógeno de +5 en el ácido nítrico, a +2 en el monóxido de nitrógeno, por lo tanto planteamos las semireacciones iónicas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

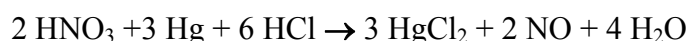


OXIDACIÓN REDUCCIÓN QCA 09 ANDALUCÍA

4.- a) (continuación) multiplicamos la oxidación x3 y la reducción x2 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, teniendo en cuenta que de los ocho H^+ , dos le corresponden al ácido nítrico y por lo tanto, seis al ácido clorhídrico



b) Calculamos los moles de mercurio ($m = 3 \text{ g}$)

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{3 \text{ g}}{200,6 \text{ g mol}^{-1}} = 0,015 \text{ mol}$$

Establecemos la proporción con la reacción ajustada

$$\frac{3 \text{ mol Hg}}{2 \text{ mol HNO}_3} = \frac{0,015 \text{ mol Hg}}{x \text{ mol HNO}_3} \quad x = 0,01 \text{ mol HNO}_3$$

Calculamos el volumen de disolución 2 M de HNO_3

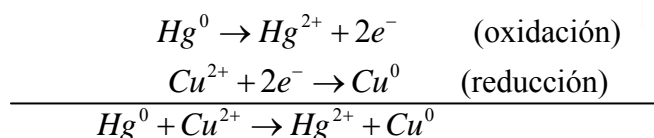
$$V = \frac{n}{M} = \frac{0,01 \text{ mol}}{2 \text{ mol L}^{-1}} = 0,005 \text{ L} \quad (5 \text{ mL})$$

5.- a) Teniendo en cuenta los potenciales de reducción del mercurio y el cobre, es el cobre el que se reduce y el mercurio el que se oxida, ya que este último tiene menor potencial de reducción. La f.e.m. o potencial de la pila viene dado por la expresión

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

$$E_{\text{pila}}^0 = E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) + E^0(\text{Hg} / \text{Hg}^{2+}) = 0,34\text{V} - 0,27\text{V} = 0,07\text{V}$$

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



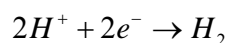
OXIDACIÓN REDUCCIÓN QCA 09 ANDALUCÍA

5.- c) En el cátodo (polo +) se produce la reducción, en este caso el cobre y en el ánodo (polo -) se produce la oxidación, en este caso el mercurio

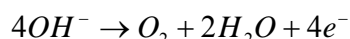
6.- a) La electrólisis de disoluciones acuosas suelen ser difíciles de interpretar, a causa de la presencia en la disolución de los iones H^+ y OH^- procedentes de la ionización del agua, y que en algunos casos, se pueden descargar en los electrodos preferentemente a los iones producidos en la disociación del compuesto en disolución, en este caso el ácido sulfúrico.

Con objeto de señalar el orden con que se descargan los distintos iones existentes en la disolución, conviene señalar que lo harán primero aquellos cuyos potenciales de reducción (en el caso de cationes) o de oxidación (si se trata de aniones) sean inferiores. Según este criterio, las semirreacciones iónicas serán:

Semirreacción catódica: Reducción



Semirreacción anódica: Oxidación. De los aniones presentes en la cuba (SO_4^{2-} y OH^-) sólo puede oxidarse el OH^- ya que el ion sulfato está en su máximo estado de oxidación (S^{6+})



Calculamos los moles de oxígeno desprendidos en el ánodo (1 L en condiciones normales)

$$n_{O_2} = \frac{1L}{22,4Lmol^{-1}} = 0,045mol$$

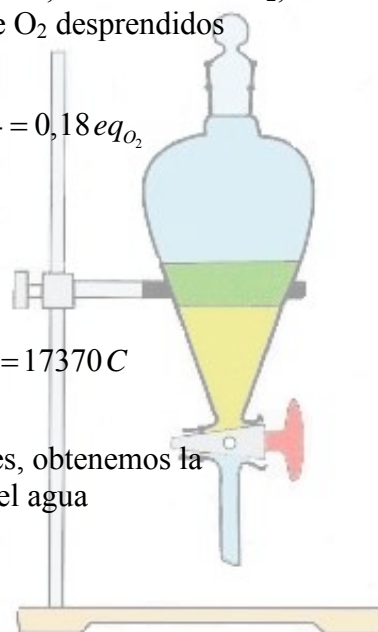
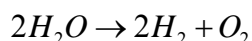
Teniendo en cuenta las siguientes expresiones $M_{eq} = \frac{Mm}{n^\circ e^-}$ y $n = \frac{m}{Mm}$ y que el $n^\circ e^-$, es el número de electrones transferidos por mol de compuesto, en el caso del O_2 , cuatro electrones, podemos obtener el número de equivalentes de O_2 desprendidos

$$n_{eqO_2} = \frac{m}{M_{eq}} = \frac{m}{\frac{Mm}{n^\circ e^-}} = \frac{m \cdot n^\circ e^-}{Mm} = n_{O_2} \cdot n^\circ e^- = 0,045 \cdot 4 = 0,18eq_{O_2}$$

Aplicamos la ley de Faraday para calcular la carga

$$n_{eq} = \frac{Q}{F} \quad Q = n_{eq} \cdot F = 0,18eq_{O_2} \cdot 96500Ceq^{-1} = 17370C$$

b) Si ajustamos los electrones y sumamos las dos semirreacciones, obtenemos la reacción global que se produce en la cuba que es la electrólisis del agua

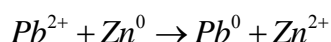
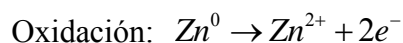
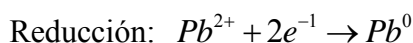


OXIDACIÓN REDUCCIÓN QCA 09 ANDALUCÍA

6.- b) (continuación) Como vemos se producen el doble de moles de hidrógeno que de oxígeno

$$n_{H_2} = 2n_{O_2} = 0,045 \cdot 2 = 0,09 \text{ mol}$$

7.- a) El cinc metálico no puede reducirse (no forma iones negativos), por lo tanto, la única reacción que podría darse es

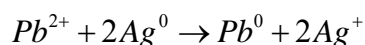
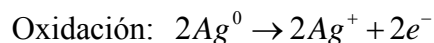
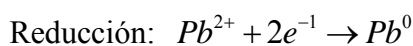


La reacción será espontánea si su potencial es positivo, calculamos el potencial

$$E^{\circ} = E_{red}^{\circ} + E_{oxi}^{\circ} = -0,13V + 0,76V = 0,63V$$

La reacción se produce espontáneamente.

b) La plata metálica no puede reducirse (no forma iones negativos), por lo tanto, la única reacción que podría darse es



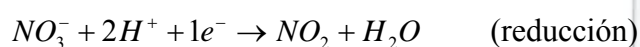
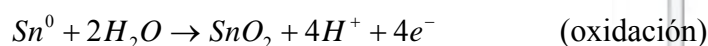
La reacción será espontánea si su potencial es positivo, calculamos el potencial

$$E^{\circ} = E_{red}^{\circ} + E_{oxi}^{\circ} = -0,13V + (-0,80V) = -0,93V$$

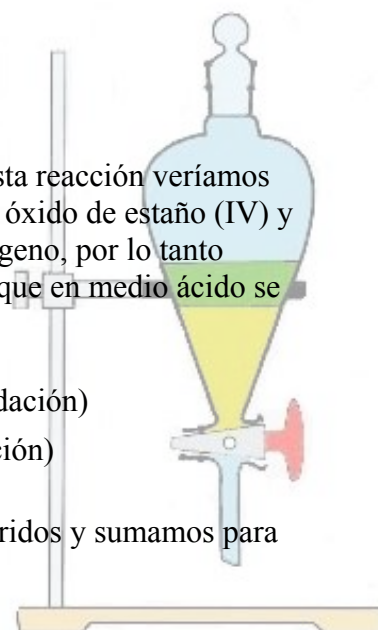
No se producirá ninguna reacción.



Si calculáramos los números de oxidación de los elementos de esta reacción veríamos que solo cambian el estaño de 0 en el estaño metálico, a +4 en el óxido de estaño (IV) y el nitrógeno de +5 en el ácido nítrico, a +4 en el dióxido 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

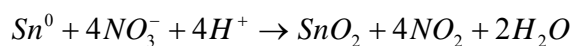
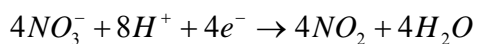
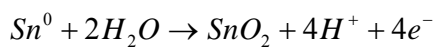


Multiplicamos la reducción x4 para ajustar los electrones transferidos y sumamos para obtener la ecuación iónica ajustada



OXIDACIÓN REDUCCIÓN QCA 09 ANDALUCÍA

8.- a) (continuación)



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



b) Calculamos los moles de ácido nítrico que hay en 2 L de disolución 2 M

$$n = M \cdot V = 2 \text{ mol L}^{-1} \cdot 2 \text{ L} = 4 \text{ mol}$$

Observamos en la reacción molecular ajustada que 4 moles de ácido nítrico, reaccionan con 1 mol de estaño que equivale a 118,7 g.

