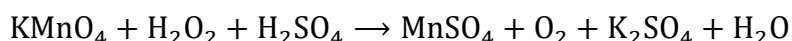


SOLUCIONES A LOS PROBLEMAS PROPUESTOS DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

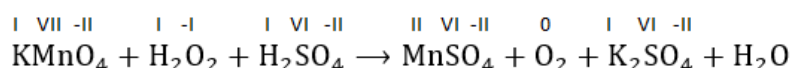
PROBLEMA 1

a)

La reacción que debe ajustarse es la siguiente:



Los cambios en los números de oxidación son:



El ion permanganato es el agente oxidante, da lugar a la semireacción de reducción (gana 5 electrones). El oxígeno es el agente reductor, da lugar a la semireacción de oxidación (pierde 2 electrones).

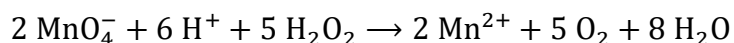
El medio en el que se desarrolla la reacción es ácido sulfúrico.

El peróxido de hidrógeno no se disocia por ser un óxido.

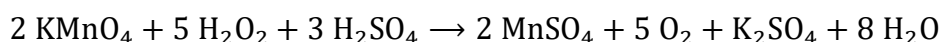
Semireacción de reducción: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Semireacción de oxidación: $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$

Multiplicando la semireacción de reducción por 2 y la de oxidación por 5, sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada:



Y la ecuación molecular ajustada será:



b)

Relacionamos el permanganato de potasio con el agua oxigenada y despejamos la molaridad del peróxido de hidrógeno:



$$\frac{M_{H_2O_2} \cdot V_{H_2O_2}}{M_{KMnO_4} \cdot V_{KMnO_4}} = \frac{5}{2} \Rightarrow M_{H_2O_2} = \frac{5 \cdot 0,02 \text{ M} \cdot 0,050 \text{ L}}{2 \cdot 0,010 \text{ L}} = 0,25 \text{ M}$$

La valoración del agua oxigenada indica que tiene una molaridad del 0,25 M.

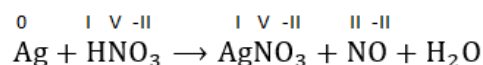
PROBLEMA 2

a)

La reacción que debe ajustarse es la siguiente:



Los cambios en los números de oxidación son:



El nitrógeno pasa de un número de oxidación V a II, gana 3 electrones, se reduce, y, el agente oxidante es el ion nitrato. La plata pasa de 0 a I, pierde 1 electrón, se oxida y es el agente reductor.

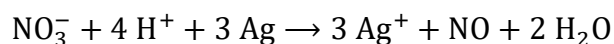
El medio en el que se desarrolla la reacción es ácido nítrico.

La plata no se disocia por ser un elemento en estado fundamental.

Semireacción de reducción: $NO_3^- + 4 H^+ + 3 e^- \rightarrow NO + 2 H_2O$

Semireacción de oxidación: $Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$

Multiplicando la semireacción de oxidación por 3, y, sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada:



Y la ecuación molecular ajustada será:



b)

A través de la estequiometría de la reacción, 3 moles de plata producen 1 mol de monóxido de nitrógeno, luego:



$$\frac{26,95 \text{ g de Ag}}{107,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,25 \text{ moles de Ag}$$

producirán

$$0,25 \text{ moles de Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol de NO}}{3 \text{ moles de Ag}} = 0,083 \text{ moles de NO}$$

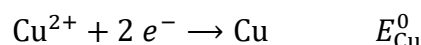
El monóxido de nitrógeno se considera un gas ideal, por lo que:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,083 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 293 \text{ K}}{\frac{750}{760} \text{ atm}} = 2,03 \text{ L de NO}$$

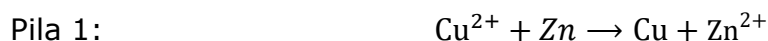
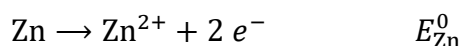
Se producirán 2,03 litros de monóxido de nitrógeno.

PROBLEMA 3

Si se toma el cobre como electrodo del cátodo, la semireacción de reducción será:



Si se toma como ánodo el electrodo de zinc, la semireacción de oxidación será:



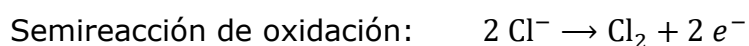
$$E_{\text{pila1}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = E_{\text{Cu}}^0 - E_{\text{Zn}}^0 > E_{\text{Cu}}^0 - E_{\text{Cu}}^0 = 0$$



$$E_{\text{pila1}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = E_{\text{Cu}}^0 - E_{\text{Mg}}^0 > E_{\text{Cu}}^0 - E_{\text{Cu}}^0 = 0$$

PROBLEMA 4

a)



b)

En las pilas galvánicas, la forma oxidada del par de potencial normal de reducción menos negativo, o más positivo, se reduce, mientras que la forma reducida del par de potencial normal de reducción más negativo, o menos positivo, se oxida.

El proceso que transcurre en la celda propuesta es el contrario, la forma reducida del par de potencial normal de reducción más positivo se oxida, y la forma oxidada del par cuyo potencial normal de reducción es menos positivo se reduce, luego *la celda considerada no es galvánica, sino electrolítica.*

PROBLEMA 5

a)

En el ánodo (- en este caso) de la pila se produce la oxidación del par de menor valor positivo, o más negativo, de su potencial normal de reducción; la oxidación del ion Fe^{2+} , y en el cátodo (+) la reducción del par de mayor valor positivo, o menos negativo, de su potencial normal de reducción; la reducción del ion cobre.

La respuesta es el electrodo de cobre.

b)

Semireacción de oxidación: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + e^{-}$

Semireacción de reducción: $\text{Cu}^{2+} + 2 e^{-} \rightarrow \text{Cu}$

Reacción de la pila: $2 \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+} + \text{Cu}$

PROBLEMA 6

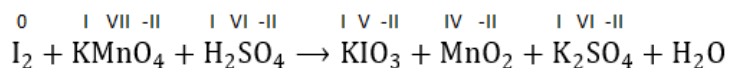
a)

Reacción a ajustar:



Cambios en los números de oxidación:

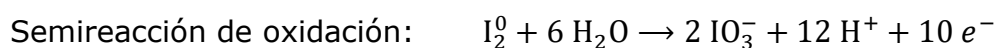




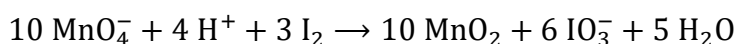
El yodo pasa del estado 0 a V, pierde 5 electrones, se oxida y es el agente reductor. El manganeso pasa del estado de oxidación VII a IV, gana 3 electrones, se reduce y el agente oxidante es el ion permanganato.

El yodo molecular y el dióxido de manganeso no se disocian por ser elemento en estado fundamental y óxido, respectivamente.

El medio es ácido sulfúrico.



Multiplicando por 3 la semireacción de oxidación y por 10 la de reducción, y, sumando, se obtiene la reacción iónica ajustada:



Y la reacción molecular:



b)

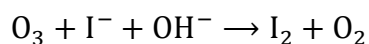
$$428 \text{ g de KIO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de KIO}_3}{214 \text{ g de KIO}_3} \cdot \frac{10 \text{ moles de KMnO}_4}{6 \text{ moles de KIO}_3} \cdot \frac{158 \text{ g de KMnO}_4}{1 \text{ mol de KMnO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g teóricos}}{70 \text{ g reales}} = 752,38 \text{ g de KMnO}_4$$

Son necesarios 752,38 g de KMnO₄ en las condiciones del rendimiento indicadas.

PROBLEMA 7

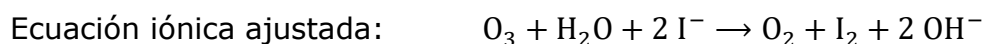
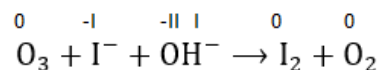
a)

La reacción redox a ajustar es la siguiente:

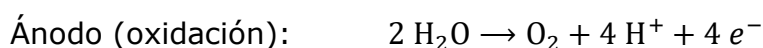


Cambios en los números de oxidación:





PROBLEMA 8



$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{700}{760} \text{ atm} \cdot 4 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 290 \text{ K}} = 0,155 \text{ moles de O}_2$$

Masa de oxígeno:

$$0,155 \text{ moles} \cdot 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 4,96 \text{ g de O}_2$$

Según la ley de Faraday:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{n \cdot F} = \frac{M \cdot Q}{n \cdot F} \Rightarrow Q = \frac{4,96 \text{ g} \cdot 4 e^- \cdot 96 500 \text{ F/e}^-}{32 \text{ g/mol}} = 59 830 \text{ C}$$

La cantidad de electricidad necesaria para obtener 4 litros de oxígeno molecular es de 59 830 culombios.

Para el caso del hidrógeno:

$$m = \frac{2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 59 830 \text{ C}}{2 \cdot 96 500 \text{ C}} = 0,62 \text{ g de H}_2$$

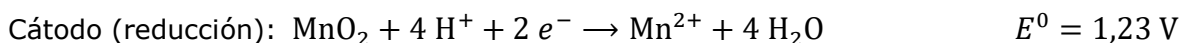
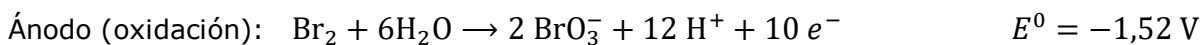
$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{\frac{0,62 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 290 \text{ K}}{\frac{700}{760} \text{ atm}} = 8 \text{ L de H}_2$$

Y el volumen de hidrógeno molecular obtenido es de 8 L.



PROBLEMA 9

Las dos semireacciones y la reacción global de la pila son:



Multiplicando la reacción de reducción por 5 y sumando se obtiene:



Como $E_{\text{celda}}^0 < 0$, la reacción no es espontánea y la constante de equilibrio tendrá un valor muy pequeño.

En el equilibrio $E_{\text{celda}}^0 = 0$, por lo que:

$$0 = -0,29 - \frac{0,0592}{10} \cdot \log K \Rightarrow K = 10^{-49}$$

La constante de equilibrio es de 10^{-49} .

La f.e.m. de la pila en condiciones normales (1 M y $pH = 0$) es de -0,29 V. Para calcular el valor del pH para el cual $E = -0,422\text{ V}$, se aplica la ecuación de Nernst:

$$-0,422 = -0,29 - \frac{0,0592}{10} \cdot \log \frac{[\text{BrO}_3^-]^3 \cdot [\text{Mn}^{2+}]^5}{[\text{Br}_2] \cdot [\text{MnO}_2]^5 \cdot [\text{H}^+]^8}$$

Excepto la concentración de H^+ , las demás concentraciones permanecen constantes e iguales, en este caso, a 1 M, por lo que:

$$-0,422 = -0,29 - 0,00592 \log \frac{1}{[\text{H}^+]^8} \Rightarrow \log[\text{H}^+] = -2,8 \Rightarrow pH = 2,8$$

La f.e.m. de la pila será de -0,422 V cuando el $pH = 2,8$.

Cuando el $pH = 2$, la $[\text{H}^+] = 10^{-2}$. La f.e.m. de la pila se obtiene a través de la ecuación de Nernst:

$$E = -0,29 - \frac{0,0592}{10} \cdot \log \frac{1}{(10^{-2})^8} = -0,385\text{ V}$$

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E = -10 \cdot 96\,500 \frac{\text{J}}{\text{V}} \cdot (-0,385\text{ V}) = 371\,525\text{ J}$$

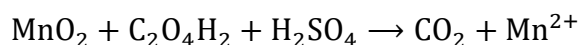


La variación de la energía libre de Gibbs es de 371,5 kJ, siendo la reacción no espontánea ($\Delta G > 0$).

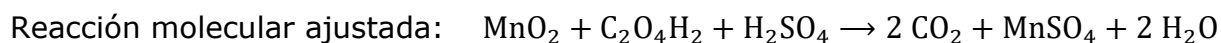
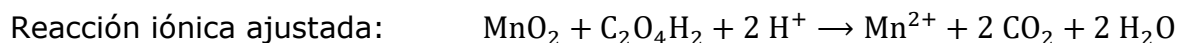
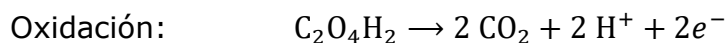
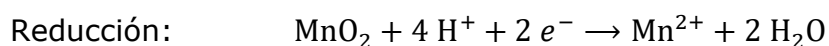
PROBLEMA 10

a)

La reacción global es:

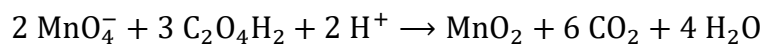


Las semireacciones de la pila son:

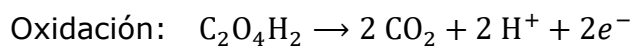
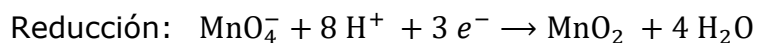


b)

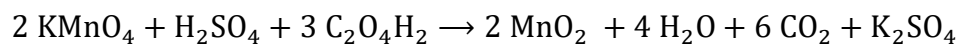
La reacción iónica de valoración es la siguiente, convenientemente ajustada:



Siendo las semireacciones las siguientes:



Reacción molecular global:



Relacionamos el ion permanganato con el ácido oxálico:

$$\frac{V_{\text{ácido}} \cdot M_{\text{ácido}}}{V_{\text{MnO}_4^-} \cdot V_{\text{MnO}_4^-}} = \frac{3}{2} \Rightarrow \frac{V_{\text{ácido}} \cdot 0,5 \text{ M}}{27,5 \text{ mL} \cdot 0,1 \text{ M}} = 1,5 \Rightarrow V_{\text{ácido}} = 8,25 \text{ mL}$$



Esta es la cantidad del ácido oxálico que ha sido valorado con 27,5 mL de permanganato de potasio. El resto, $10 - 8,25 = 1,75$ mL es el que se ha utilizado en la reacción con la pirolusita.

$$1,75 \cdot 10^{-3} \text{ L de disolución de ácido oxálico} \cdot \frac{0,5 \text{ moles ácido oxálico}}{1 \text{ L de disolución de ácido oxálico}} \cdot \frac{1 \text{ mol de MnO}_2}{1 \text{ mol ácido oxálico}} \cdot \frac{87 \text{ g de MnO}_2}{1 \text{ mol de MnO}_2} = 0,076125 \text{ g de MnO}_2$$

Porcentaje de MnO_2 en la pirolusita es de:

$$\frac{0,076125 \text{ g de MnO}_2}{0,4125 \text{ g de pirolusita}} \cdot 100 = 18,45\%$$

El porcentaje de MnO_2 en la pirolusita es del 18,45%.

PROBLEMA 11

La superficie es: $S = 2 \cdot \pi \cdot r \cdot h = 2 \cdot \pi \cdot 12,5 \text{ cm} \cdot 400 \text{ cm} + 2 \cdot \pi \cdot 12,5^2 \text{ cm}^2 = 32\,381 \text{ cm}^2$

El volumen es: $V = S \cdot \text{espesor} = 32\,382 \text{ cm}^2 \cdot 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ cm} = 80,95 \text{ cm}^3$

Masa del cromo: $m = V \cdot d = 80,95 \text{ cm}^3 \cdot 7,19 \text{ g/cm}^3 = 582 \text{ g}$

La reacción de reducción es: $\text{Cr}^{3+} + 3 e^- \rightarrow \text{Cr}$

Según la ley de Faraday:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{n \cdot F} \Rightarrow t = \frac{m \cdot n \cdot F}{M \cdot I} = \frac{582 \text{ g} \cdot 3 e^- \cdot 95\,500 \text{ F/e}^-}{52 \text{ g} \cdot 200 \text{ A}} = 16\,200 \text{ s}$$

El tiempo necesario para cubrir la superficie con cromo es de 4,5 horas.

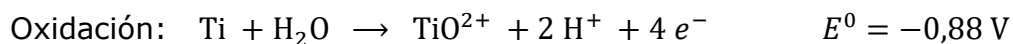
PROBLEMA 12

a)

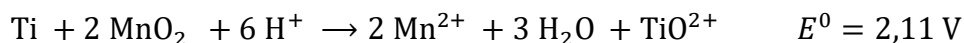
La reacción que produce una f.e.m. positiva será la formada por las semireacciones:

Reducción: $\text{MnO}_2 + 4 \text{ H}^+ + 2 e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2 \text{ H}_2\text{O} \quad E^0 = +1,23 \text{ V}$



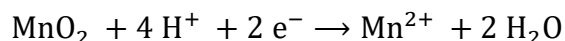


Reacción de la pila:



b)

La reacción que se da en el cátodo es la reducción:



c)

Las condiciones estándar son 1 atm de presión, soluciones 1M y 25°C.

d)

Cabe recordar que la reacción que tiene lugar en la pila cuando llega al equilibrio indica que la pila se “agota” y la $E = 0$.

(i) Si $[\text{Mn}^{2+}]$ se duplica, entonces la f.e.m. decrece debido a que el ion manganeso(II) es un producto de la reacción. Al crecer Mn^{2+} se desplaza el equilibrio a la izquierda.

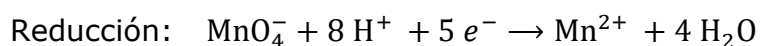
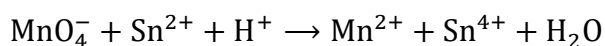
(ii) Doblar el tamaño del electrodo no afecta, ya que no aparece en la expresión del equilibrio ni en la ecuación de Nernst.

(iii) Si el pH crece la $[\text{H}^+]$ decrece. Debido a que la $[\text{H}^+]$ aparece a la izquierda de la reacción ajustada, el que decrezca la $[\text{H}^+]$ hace que baje la f.e.m. La reacción se desplaza a la izquierda.

PROBLEMA 13

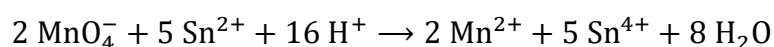
a)

La reacción de valoración que debe ajustarse es la siguiente:



Oxidación: $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2 e^-$

Reacción iónica:



b)

En la titulación media se utilizan 15,61 mL de la solución del ion MnO_4^- con el ion Sn^{2+} en solución ácida:

$$0,01561 \text{ L} \cdot 0,0107 \text{ M} = 1,67 \cdot 10^{-4} \text{ moles de } \text{MnO}_4^-$$

En la titulación media se han utilizado $1,67 \cdot 10^{-4}$ moles de MnO_4^- .

c)

$$1,67 \cdot 10^{-4} \text{ moles de } \text{MnO}_4^- \cdot \frac{5 \text{ moles de } \text{Sn}^{2+}}{2 \text{ moles de } \text{MnO}_4^-} \cdot \frac{118,7 \text{ g de } \text{Sn}^{2+}}{1 \text{ mol de } \text{Sn}^{2+}} \\ = 0,04956 \text{ g de estaño en 25 mL (alícuota)}$$

Tenemos una disolución original de 100 mL de la aleación de estaño, por lo que habrá que multiplicar por 4 la cantidad hallada de estaño para poder hacer el porcentaje de estaño en la aleación:

$$\frac{4 \cdot 0,04956 \text{ g de estaño}}{0,472 \text{ g de muestra}} \cdot 100 = 42\% \text{ de estaño en la aleación}$$

La aleación de estaño contiene 42% de ese metal.

d)

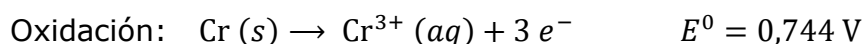
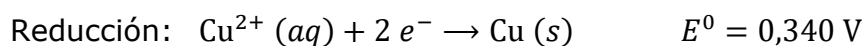
El punto final se muestra a través de la persistencia de un tenue color púrpura (indicativo de la presencia del MnO_4^-).

PROBLEMA 14

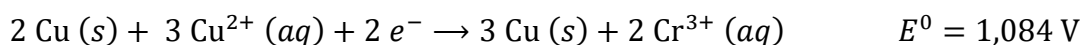
a)

La reacción que produce una f.e.m. positiva será la formada por las semireacciones:





Reacción de la pila:



b)

(i) $[\text{Cu}^{2+}]$ va desde 1,0 M a 0,10 M, así el $\Delta[\text{Cu}^{2+}] = -0,90 \text{ M}$

Utilizando la estequiometría de la reacción de la pila:

$$\frac{\Delta[\text{Cu}^{3+}]}{\Delta[\text{Cu}^{2+}]} = \frac{2}{3} \Rightarrow \Delta[\text{Cu}^{3+}] = 0,90 \cdot \frac{2}{3} = 0,60 \text{ M}$$

Teniendo en cuenta la reacción, al decrecer la $[\text{Cu}^{2+}]$, que figura en el primer término de la reacción, se produce en la concentración de $[\text{Cu}^{3+}]$ un incremento; la reacción se desplaza a la derecha, por lo tanto:

$$[\text{Cu}^{3+}] = 1,60 \text{ M}$$

(ii) Sustituyendo esto valores en la ecuación de Nernst (los sólidos no se consideran):

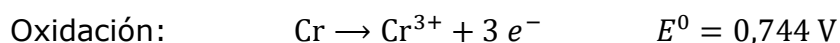
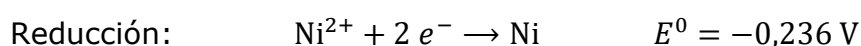
$$E = E^0 - \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln \frac{[\text{Cu}^{3+}]^2}{[\text{Cu}^{2+}]^3} = 1,084 - \frac{0,0257}{6} \cdot \ln \frac{1,6^2}{0,1^3} = 1,05 \text{ V}$$

La nueva f.e.m. de la pila con las nuevas concentraciones es de 1,05 V.

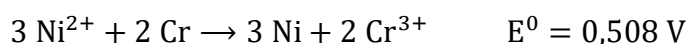
PROBLEMA 15

a) y c)

La reacción que produce una f.e.m. positiva será la formada por las semireacciones:



Reacción de la pila:



b)

El electrodo de níquel incrementa su masa, cuando funciona la celda, debido a que los iones Ni^{2+} en solución son reducidos en el cátodo y depositados como Ni (s).

d)

$$\begin{aligned}\Delta G^0 &= -n \cdot F \cdot E = -(6 \text{ moles de electrones}) \cdot 96\,500 \text{ J} \cdot (\text{mol de electrones})^{-1} \cdot \text{V}^{-1} \cdot 0,508 \text{ V} \\ &= -294\,132 \text{ J} = -294 \text{ kJ}\end{aligned}$$

El valor de la energía libre de Gibbs para esta reacción es de 294 kJ.

e)

$$\Delta G^0 = -R \cdot T \cdot \ln K$$

$$-294\,132 \text{ J} = -(8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1}) \cdot 298 \text{ K} \cdot \ln K \Rightarrow K = 3,62 \cdot 10^{51}$$

La constante de equilibrio para esta reacción es de $3,62 \cdot 10^{51}$.

f)

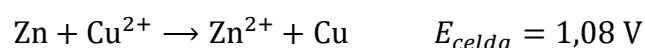
$$E = E^0 - \frac{0,0257}{6} \cdot \ln \frac{0,01^2}{0,01^3} = 0,508 - 0,0197 = 0,488 \text{ V}$$

La nueva f.e.m. al cambiar las concentraciones es de 0,488 V.

PROBLEMA 16

a)

La ecuación de la celda es:



Cuando se añade S^{2-} al $\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$, en esta semicelda se forma CuS reduciéndose el Cu^{2+} , desplazando la reacción a la izquierda y disminuyendo la f.e.m. de la celda.

b)

La corrosión se da porque la reacción de oxidación $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$ es espontánea.

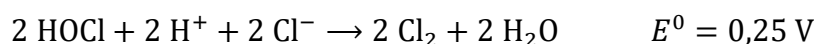
Cubriendo con estaño o zinc se previene la reacción con el oxígeno.



Si el recubrimiento de zinc está roto, el zinc seguirá siendo preferente en la oxidación, pero si el recubrimiento de estaño está roto, el hierro es preferente en la oxidación y se oxidará más rápidamente.

c)

La reacción en medio ácido es la siguiente:



Es una reacción espontánea en un medio ácido. En una solución básica la $[\text{H}^+]$ es muy pequeña, así la reacción se desplaza a la izquierda y el Cl_2 forma Cl^- y OCl^- .

PROBLEMA 17

a)

Como las dos semiceldas están hechas del mismo material, la f.e.m. es cero.

b)

$$E = E^0 - \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln \frac{[\text{Cu}^{2+}]_a}{[\text{Cu}^{2+}]_c} = 0 - \frac{0,0257}{2} \cdot \ln \frac{2,5 \cdot 10^{-2}}{2} = 0,056 \text{ V}$$

La f.e.m. de la pila es de 0,056 V.

c)

El ánodo es el de la semicelda con $[\text{Cu}^{2+}] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$. La oxidación ocurre más rápidamente en esta semicelda debido a que la concentración del ion Cu^{2+} es baja.

d)

Cuando la pila funcione la $[\text{Cu}^{2+}]$ crecerá en la semicelda en la que $[\text{Cu}^{2+}] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ y decrecerá en la media celda con $[\text{Cu}^{2+}] = 2,0 \text{ M}$.

e)

(i) La reacción de la celda cambiando una semicelda, será:



(ii) Debido a que Cu^{2+} está sufriendo una reducción en otra celda (y el Cu^{2+} es un reactivo), la mayor $[\text{Cu}^{2+}]$ dará el mayor valor de la f.e.m.

(iii)

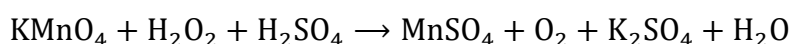
La expresión que permite hallar la f.e.m. para cualquier valor de la concentración es:

$$E = E^0 - \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln \frac{[\text{V}^{3+}]^2}{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{V}^{2+}]^2}$$

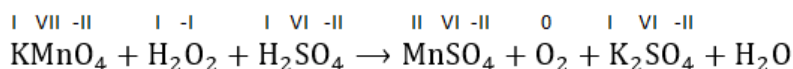
PROBLEMA 18

a)

La reacción que debe ajustarse es la siguiente:



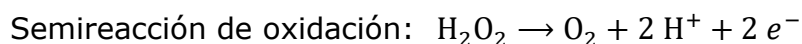
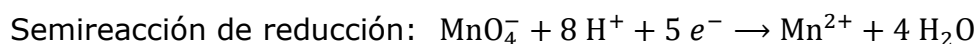
Los cambios en los números de oxidación son:



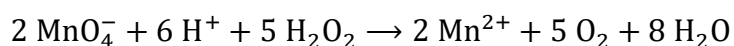
El ion permanganato es el agente oxidante, da lugar a la semireacción de reducción (gana 5 electrones). El oxígeno es el agente reductor, da lugar a la semireacción de oxidación (pierde 2 electrones).

El medio en el que se desarrolla la reacción es ácido sulfúrico.

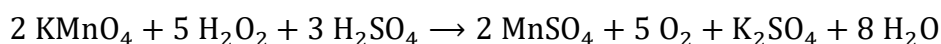
El peróxido de hidrógeno no se disocia por ser un óxido.



Multiplicando la semireacción de reducción por 2 y la de oxidación por 5, sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada:



Y la ecuación molecular ajustada será:

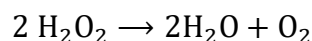


$$20 \cdot 10^{-3} \text{ L agua oxigenada} \cdot \frac{2 \text{ g de H}_2\text{O}_2}{1 \text{ L agua oxigenada}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}_2}{34 \text{ g de H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{2 \text{ moles de KMnO}_4}{5 \text{ moles de H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{158 \text{ g de KMnO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} \cdot \frac{1 \text{ l disolución de KMnO}_4}{3 \text{ g de KMnO}_4} = 0,0248 \text{ L de disolución de KMnO}_4$$

Son necesarios 24,8 mL de disolución de KMnO₄.

b)

La fuerza en volúmenes de una disolución de peróxido de hidrógeno es la cantidad de oxígeno molecular medido en condiciones normales que puede desprender 1 litro de agua oxigenada al descomponerse en agua y oxígeno molecular.



$$\frac{2 \text{ g de H}_2\text{O}_2}{2 \text{ moles de H}_2\text{O}_2 \cdot 34 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ de H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 0,66 \text{ L de O}_2$$

La fuerza del agua oxigenada es de 0,66 volúmenes.

PROBLEMA 19

a)

Se utilizará la ley de Faraday para el cálculo de la masa depositada en una cuba electrolítica.

La masa de un elemento depositado o disuelto en un mismo circuito es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que circuló en la celda:

$$Q = I \cdot t$$

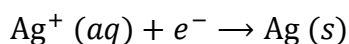
1 F = 96 485 culombios, que equivale a la carga de 1 mol e^- de intercambiados:

$$\text{masa (g)} = \frac{\text{Intensidad (amperios)} \cdot \text{tiempo (s)} \cdot \text{mol (g)}}{\text{n}^\circ \text{ electrones} \cdot 96\,485 \text{ C} \cdot (\text{mol de electrones})^{-1}}$$

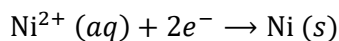
Las cubas electrolíticas están en serie, por lo que la intensidad de corriente que circula por ambas es la misma.



En la primera cuba se depositan 0,650 g de plata, cuya reducción será:



En la segunda cuba, la reducción que se produce es:



Ag:

$$0,650 \text{ g} = \frac{I \cdot t \cdot 107,9 \text{ g/mol}}{1 \text{ mol de } e^- \cdot 96\,485 \text{ C} \cdot (\text{mol de } e^-)^{-1}} \Rightarrow I \cdot t = 581,325 \text{ A} \cdot \text{s}$$

Ni:

$$m (\text{Ni}) = \frac{581,325 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot 58,7 \text{ g/mol}}{2 \text{ mol de } e^- \cdot 96\,485 \text{ C} \cdot (\text{mol de } e^-)^{-1}} = 0,177 \text{ g de Ni}$$

Se depositan en la segunda cuba electrolítica 0,177 gramos de níquel.

b)

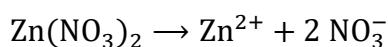
Como $I = 2,5 \text{ A}$ y sabemos que $I \cdot t = 581,325 \text{ A} \cdot \text{s} \Rightarrow t = 232,53 \text{ s}$.

El tiempo que está pasando la corriente es de 232,53 s.

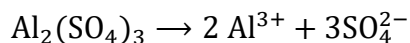
PROBLEMA 20

a)

Nitrato de zinc: $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, que en disolución está dissociado en sus iones:



Sulfato de aluminio: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, que en disolución está dissociado en sus iones:



En el cátodo de ambas cubetas se produce la reducción de los iones metálicos:

Cátodo de la primera cubeta: $\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Zn}$

Cátodo de la segunda cubeta: $\text{Al}^{3+} + 3 e^- \rightarrow \text{Al}$

b)

Sea I la intensidad de la corriente que atraviesa las cubetas, y teniendo en cuenta que



$$I = \frac{Q}{t}$$

y que 1 Faraday es la carga correspondiente a 1 mol de electrones, podemos calcular el valor de la intensidad de la corriente eléctrica:

$$5 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g de Al}} \cdot \frac{3 \text{ moles de } e^-}{1 \text{ mol de Al}} \cdot \frac{96\,485 \text{ C}}{1 \text{ mol de } e^-} \cdot \frac{1 \text{ s}}{I} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3\,600 \text{ s}}$$

$$I = 14,89 \frac{\text{C}}{\text{s}} \approx 15 \text{ A}$$

Como ambas cubetas están en serie, circula la misma intensidad de corriente por ambas, 15 amperios.

c)

Cantidad depositada en el primer cátodo:

$$1 \text{ h} \cdot \frac{3\,600 \text{ s}}{1 \text{ h}} \cdot \frac{15 \text{ C}}{1 \text{ s}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } e^-}{96\,485 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}}{2 \text{ moles de } e^-} \cdot \frac{65,4 \text{ g de Zn}}{1 \text{ mol de Zn}} = 18,3 \text{ g de Zn}$$

Se depositan 18,3 g de Zn en el primer cátodo.

d)

Los moles que quedan en disolución son los que había inicialmente menos los depositados en los cátodos. Los moles de iones disueltos están asociados a los de las sales, ya que éstas se disocian totalmente.

Primera cubeta:

$$1 \text{ L} \cdot \frac{0,5 \text{ moles de Zn(NO}_3)_2}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}^{2+}}{1 \text{ mol de Zn(NO}_3)_2} - 18 \text{ g de Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g de Zn}} \\ = 0,22 \text{ moles de Zn}^{2+}$$

Segunda cubeta:

$$2 \text{ L} \cdot \frac{0,2 \text{ moles de Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ moles de Al}^{3+}}{1 \text{ mol de Al}_2(\text{SO}_4)_3} - 5 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g de Al}} = 0,61 \text{ moles de Al}^{3+}$$

En la primera cubeta permanecen en disolución 0,22 moles del catión zinc y 0,61 moles del catión aluminio en la segunda cubeta.

