

IQ2211-6 Química

Profesor: Franck Quero

Auxiliares: Tamara Ávila, Gabriel Uribe, Sebastián Miranda

Ayudantes: Mariana Vergara



Ejercicio 8

25 de junio del 2024

P1. [Ion común, pH y solubilidad] Se añade 1 gramo de hidróxido de plata (AgOH) a 800 ml de agua destilada. Si el K_{ps} del AgOH es $1.52 \cdot 10^{-8}$:

- Escriba la ecuación de disociación del hidróxido de plata y la expresión de su producto de solubilidad.
- Determine la solubilidad (en g/L) del hidróxido de plata.
- Determine el pH de la solución.
- Si se añaden 10 gramos de nitrato de plata ($AgNO_3$) a la solución, calcule el nuevo pH que alcanza la solución.

Datos: $MM_{Ag} = 107.86$ g/mol; $MM_O = 16$ g/mol; $MM_H = 1$ g/mol; $MM_N = 14$ g/mol

P2. [Redox y electrólisis] Para recuperar cobre de soluciones acuosas se emplea la electroobtención. Este proceso consiste en hacer pasar una corriente eléctrica a través de una solución concentrada, lo cual resulta en la deposición del metal en uno de los electrodos mientras que en el otro se genera oxígeno.

La reacción global que ocurre en una celda de electroobtención de cobre es la siguiente:



En base a esto, responda:

- Escriba las semirreacciones catódica y anódica, indicando sus potenciales estándar.
- Determine los potenciales de Nernst de las semirreacciones, considerando las siguientes condiciones de la celda: $[Cu^{2+}] = 40$ g/L, $[H_2SO_4] = 160$ g/L, $pO_2 = 1$ bar, $T^\circ = 45^\circ C$.
- Calcule el potencial de la celda utilizando las condiciones indicadas previamente.
- Si la corriente que circula por la celda es de 300 A, determine la producción de cobre en kg/h.

Datos: $MM_{Cu} = 63.5$ g/mol; $MM_{H_2SO_4} = 98$ g/mol; $F = 96485$ C/mol; $R = 8.314$ J/mol·K

Reacción	E° [V/EHE]	Reacción	E° [V/EHE]
$F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$	+2.87	$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0.00
$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$	+1.36	$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$	-0.25
$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$	+1.23	$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	-0.44
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	+0.80	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	-0.76
$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$	+0.77	$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$	-0.83
$O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2O_2$	+0.68	$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$	-1.66
$Cu^+ + e^- \rightarrow Cu$	+0.52	$Na^+ + e^- \rightarrow Na$	-2.71
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+0.34	$Ca^{2+} + 2e^- \rightarrow Ca$	-2.87
$Cu^{2+} + e^- \rightarrow Cu^+$	+0.15	$Li^+ + e^- \rightarrow Li$	-3.04

Pauta

P1.

- a. La reacción de disociación del hidróxido de plata corresponde a:



Por lo que su producto de solubilidad es el siguiente:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{OH}^-]$$

- b. Para determinar la solubilidad del hidróxido de plata se definirá s_M como la solubilidad molar de este compuesto, y por la expresión del K_{ps} se tendrá que:

$$K_{ps} = s_M^2$$

$$s_M = 1.23 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Ahora se determinará la masa molar del hidróxido, así como su solubilidad s :

$$\text{MM}_{\text{AgOH}} = 107.86 + 16 + 1 = 124.86 \text{ g/mol}$$

$$s = \text{MM}_{\text{AgOH}} \cdot s_M = 0.015 \text{ g/L}$$

- c. El pH de la solución quedará determinado por la concentración de iones $[\text{OH}^-]$, por lo que primero se calcula la concentración de hidróxido de plata en la solución:

$$[\text{AgOH}] = \frac{1 \text{ g}}{\frac{124.86 \text{ g/mol}}{0.8 \text{ L}}} = 0.01 \text{ mol/L}$$

Como este valor es mayor que la solubilidad molar, el hidróxido solamente se disociará en dicha cantidad:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{OH}^-] = s_M = 1.23 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Ahora se determina el pH:

$$\text{pH} = \log([\text{H}^+]) = -\log\left(\frac{K_w}{[\text{OH}^-]}\right) = -\log\left(\frac{10^{-14}}{1.23 \cdot 10^{-4}}\right)$$

$$\text{pH} = 10.09$$

- d. Al añadir nitrato de plata, este se disociará completamente, aportando iones Ag^+ a la solución y afectando la concentración de iones OH^- , resultando en un cambio en el pH:

$$\text{MM}_{\text{AgNO}_3} = 107.86 + 14 + 3 \cdot 16 = 169.86 \text{ g/mol}$$

$$[\text{AgNO}_3] = \frac{10 \text{ g}}{\frac{169.86 \text{ g/mol}}{0.8 \text{ L}}} = 0.074 \text{ mol/L}$$

Por lo tanto:

$$[\text{Ag}^+] = 0.074 + 1.23 \cdot 10^{-4} = 0.074 \text{ mol/L}$$

Ahora se determina la concentración de OH^- :

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_{ps}}{[\text{Ag}^+]} = \frac{1.52 \cdot 10^{-8}}{0.074} = 2.05 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

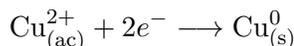
Finalmente:

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-14}}{2.05 \cdot 10^{-7}}\right) = 7.31$$

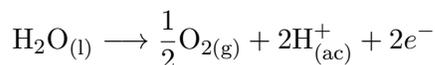
P2.

- a. Al analizar los estados de oxidación se concluye que el cobre pasa de (+2) a (0), por lo que reduce, mientras que el oxígeno pasa de (-2) a (0), por lo que se oxida. Con esto se busca en la tabla de potenciales las semirreacciones que concuerden con los estados de oxidación y además que al sumarse den como resultado la reacción global:

Semirreacción catódica: $E^\circ = 0.34 \text{ V/EHE}$



Semirreacción anódica: $E^\circ = -1.23 \text{ V/EHE}$ (Notar que se cambió el signo respecto al de la tabla)



- b. Primero se determinarán las concentraciones molares de las especies en solución, así como la temperatura se pasará a Kelvin:

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{40 \text{ g/L}}{63.5 \text{ g/mol}} = 0.63 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{160 \text{ g/L}}{98 \text{ g/mol}} = 1.63 \text{ mol/L}$$

$$T = 45 + 273 = 318\text{K}$$

Asumiendo que el ácido sulfúrico se disocia completamente:

$$[\text{H}^+] = 2 \cdot [\text{H}_2\text{SO}_4] = 3.26 \text{ g/mol}$$

De acuerdo con la ecuación de Nernst:

$$E = E^\circ - \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \ln(Q)$$

Por lo que los potenciales serán los siguientes:

$$E_{\text{Cu}} = 0.34 - \frac{8.314 \cdot 318}{2 \cdot 96485} \ln\left(\frac{1}{0.63}\right) = 0.33 \text{ V/EHE}$$

$$E_{\text{O}_2} = -1.23 - \frac{8.314 \cdot 318}{2 \cdot 96485} \ln\left(\frac{1^{1/2} \cdot 3.26^2}{1}\right) = -1.26 \text{ V/EHE}$$

- c. El potencial de la celda se define de la siguiente forma:

$$E_{\text{celda}} = E_{\text{red}} + E_{\text{ox}} = 0.33 + (-1.26) = -0.93 \text{ V}$$

Al ser negativo se confirma que el proceso es no espontáneo y se requiere de potencial externo para que ocurra.

- d. De acuerdo con la ley de Faraday:

$$m = \frac{\text{MM} \cdot I \cdot t}{z \cdot F}$$

Como se pide la producción en unidades de masa dividido por tiempo:

$$\frac{m}{t} = \frac{\text{MM} \cdot I}{z \cdot F} = \frac{63.5 \text{ g/mol} \cdot 300 \text{ C/s}}{2 \cdot 96485 \text{ C/mol}} = 0.0987 \text{ g/s} = 0.36 \text{ kg/h}$$