

Prueba evaluativa 3

Nombre _____ RUT _____ Sección _____

Pregunta 1 (6 puntos + 1 punto base)

a) El producto de solubilidad del $PbBr_2$ es $8.9 \cdot 10^{-6}$. Determine la solubilidad (g/mL) y la masa de iones en solución, en las siguientes condiciones (escribir las reacciones involucradas en cada caso):

- i. En 100 mL de agua pura **(1 punto)**
- ii. En 50 mL de una solución $Pb(NO_3)_2$ 0.15 M **(1.5 puntos)**

b) El hidróxido de aluminio, $Al(OH)_3$, es la especie más estable del aluminio en condiciones normales. En la naturaleza se encuentra como mineral de gibbsita. Su solubilidad en agua es extremadamente baja y su $K_{ps}(Al(OH)_3) = 1.3 \cdot 10^{-33}$. Con esta información, responda:

- i. ¿En qué rango de pH y a partir de qué valor precipita el $Al(OH)_3(s)$ en una solución que tiene una concentración de Al^{3+} de 0.075 M? **(1.5 puntos)**
- ii. Una solución distinta a la anterior tiene $[Al^{3+}] = 0.05$ M y $pH = 2.4$. ¿cuál es la cantidad de NaOH, en gramos, que se puede añadir a 250 mL de esta disolución para que comience la precipitación de $Al(OH)_3(s)$? **(2 puntos)** (Ayuda: determine Q_c y aplique los criterios de comparación con K_{ps} para justificar su respuesta.

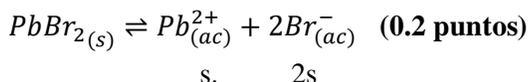
Datos: $K_{ps}(Al(OH)_3) = 1.3 \cdot 10^{-33}$, $PM(Pb) = 207,2$ g/mol, $PM(Br) = 79,9$ g/mol, $PM(Al) = 26,98$ g/mol. $PM(NaOH) = 40$ g/mol

Pauta

a)

i. En 100 mL de agua pura (1 punto)

Establece la reacción de disociación de $PbBr_2$:



Encuentra la expresión de k_{ps} en función de la solubilidad molar s :

$$K_{ps}(PbBr_2) = [Pb^{2+}][Br^{-}]^2 = 4s^3 = 8.9 \cdot 10^{-6} \quad (0.2 \text{ puntos})$$

Calcula la solubilidad molar en agua pura

$$s = \sqrt[3]{\frac{8.9 \cdot 10^{-6}}{4}} = 1.305 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \quad (0.2 \text{ puntos})$$

Cálculo de concentraciones

$$[Pb^{2+}] = s = 1.305 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[Br^{-}] = 2s = 2.610 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

Obtiene el resultado en las unidades solicitadas para el volumen del enunciado:

$$m_{Pb^{2+}} = 1.305 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \times 0.1 \text{ L} \times 207.2 \text{ g mol}^{-1} = 0.27 \text{ g} \quad (0.2 \text{ puntos})$$

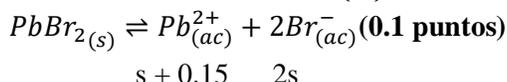
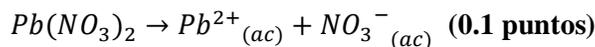
$$m_{Br^{-}} = 2.610 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \times 0.1 \text{ L} \times 79,9 \text{ g mol}^{-1} = 0.21 \text{ g} \quad (0.2 \text{ puntos})$$

Prueba evaluativa 3

Nombre _____ RUT _____ Sección _____

ii. En 50 mL de una solución $Pb(NO_3)_2$ 0.15 M (1.5 punto)

Establecer las reacciones asociadas a las sales involucradas



Encuentra la expresión de kps en función de la concentración molar de los iones

$$K_{ps}(PbBr_2) = [Pb^{2+}][Br^-]^2 = 8.9 \cdot 10^{-6} \quad (0.1 \text{ puntos})$$

Identifica los valores a incluir en la ecuación identificando el ion común

$$K_{ps}(PbBr_2) = [0.15][2s]^2 = 8.9 \cdot 10^{-6} \quad (0.1 \text{ puntos})$$

Determina el valor de s

$$K_{ps}(PbBr_2) = [0.15 + s][2s]^2 \approx [0.15][2s]^2 = 8.9 \cdot 10^{-6} \quad (0.2 \text{ puntos})$$

$$s = \sqrt{\frac{8.9 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}}{0.15 \cdot 4}} = 3.85 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 367 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 10^{-3} \frac{\text{L}}{\text{mL}} = 1,413 \cdot 10^{-3} \text{ g/mL} \quad (0.3 \text{ puntos})$$

Calcula las masas requeridas en el enunciado identificando las concentraciones de cada ion y el volumen del enunciado

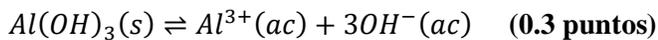
$$m_{Pb^{2+}} = 0.15 \text{ mol L}^{-1} \times 0.05 \text{ L} \times 207.2 \text{ g mol}^{-1} = 1.554 \text{ g} \quad (0.3 \text{ puntos})$$

$$m_{Br^-} = 2 \cdot 3.85 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \times 0.05 \text{ L} \times 79.9 \text{ g mol}^{-1} = 3.06 \cdot 10^{-2} \text{ g} \quad (0.3 \text{ puntos})$$

b)

- i. ¿En qué rango de pH y a partir de que valor de pH precipita el $Al(OH)_3(s)$ en una solución que tiene una concentración de Al^{3+} de 0.075 M? (1.5 punto)**

Expresa la reacción de disociación de $Al(OH)_3$



Expresa la kps en función de las concentraciones

$$K_{ps}(Al(OH)_3) = [Al^{3+}][OH^-]^3 = 1.3 \cdot 10^{-33} \quad (0.3 \text{ puntos})$$

Identifica la concentración de $[Al^{3+}] = 0.075 \text{ M}$ y

$$K_{ps}(Al(OH)_3) = [0.075][OH^-]^3 = 1.3 \cdot 10^{-33}$$

establece que se debe calcular la concentración de $[OH^-]$

$$[OH^-] = \sqrt[3]{\frac{1.3 \cdot 10^{-33}}{0.075}} = 2.59 \cdot 10^{-11} \quad (0.3 \text{ puntos})$$

Prueba evaluativa 3

Nombre _____ RUT _____ Sección _____

Calcula el pH

$$pH = 14 - (-\log(2.59 \cdot 10^{-11})) = 3.41 \quad (0.4 \text{ puntos})$$

Responde a lo que requiere el enunciado

Rango de pH: A valores de pH mayor a 3.41 precipitara $Al(OH)_3$ (0.2 puntos)

ii. Una solución distinta a la anterior tiene $[Al^{3+}] = 0.05 \text{ M}$ y $pH = 2.4$. ¿cuál es la cantidad de NaOH, en gramos, que se puede añadir a 250 mL de esta disolución para que comience la precipitación de $Al(OH)_3(s)$? (2 puntos) Hint: determine Q_c y aplique los criterios de comparación con K_{ps} para justificar su respuesta.

Calcula Q para las condiciones descritas en el enunciado (0.4 puntos)

$$Q = [Al^{3+}][OH^-]^3 = [0.05] \left[\frac{K_w}{10^{-pH}} \right]^3 = [0.05] \left[\frac{1 \cdot 10^{-14}}{10^{-2.4}} \right]^3 = 7.92 \cdot 10^{-37}$$

Compara con K_{ps} e identifica que $K_{ps} > Q$ (0.1 puntos)

Establece que para que precipite $Q_c > K_{ps}$ (0.2 puntos) y determina el pH al cual comienza la precipitación (pasado el punto de saturación) (0.3 puntos)

$$[OH^-] > \sqrt[3]{\frac{1,3 \cdot 10^{-33}}{0,05}} = 2,963 \cdot 10^{-11} \Rightarrow pH > 14 + \log \sqrt[3]{\frac{1,3 \cdot 10^{-33}}{0,05}} \approx 3.47$$

Identifica que para alcanzar el pH de precipitación debe agregar NaOH y calcula los moles necesarios (0.5 puntos)

$$n_{H^+_{pH=2.4}} - n_{H^+_{pH=3.47}} = n_{NaOH_{agregado}} = 0.25L(10^{-2.4} - 10^{-3.47}) = 9.108 \cdot 10^{-4} mol_{NaOH}$$

Calcula la masa de NaOH en gramos que se necesita para que comience a precipitar y (0.5 puntos)

$$m_{NaOH} = 9.108 \cdot 10^{-4} mol \cdot 40 \frac{g}{mol} = 3.64 \cdot 10^{-2} g NaOH$$

**Nota: El no considerar todos los decimales en los valores obtenidos durante el desarrollo genera variaciones en el resultado final, por favor priorizar desarrollo sobre resultado numérico.*

También es válido el siguiente procedimiento:

Prueba evaluativa 3

Nombre _____ RUT _____ Sección _____

Se determina el $[H^+]$ inicial (0.1 puntos)

$$[H^+] = 10^{-2,4} = 3,98 \cdot 10^{-3}$$

Calcula Q para las condiciones descritas en el enunciado (0.4 puntos)

$$Q = [Al^{3+}][OH^-]^3 = [0,05] \left[\frac{K_w}{10^{-pH}} \right]^3 = [0,05] \left[\frac{1 \cdot 10^{-14}}{10^{-2,4}} \right]^3 = 7,92 \cdot 10^{-37}$$

Compara con Kps e identifica que $Kps > Q$ (0.1 puntos)

Establece que para que precipite $Q_c > Kps$ (0.2 puntos) y determina $[OH^-]$ para la precipitación (0.3 puntos)

$$[OH^-] > \sqrt[3]{\frac{1,3 \cdot 10^{-33}}{0,05}} = 2,963 \cdot 10^{-11}$$

Con ellos calcula la concentración de hidrógeno a la que comienza la precipitación

$$[H^+] < \frac{K_w}{2,963 \cdot 10^{-11}} = 3,34 \cdot 10^{-4}$$

Calcula los moles necesarios (0.4 puntos)

$$\begin{aligned} n_{H^+_{pH=2,4}} - n_{H^+_{pH=3,47}} &= n_{NaOH_{agregado}} = 0,25L(3,98 \cdot 10^{-3} - 3,37 \cdot 10^{-4}) \\ &= 9,108 \cdot 10^{-4} mol_{NaOH} \end{aligned}$$

Calcula la masa de NaOH en gramos que se necesita para que comience a precipitar (0.5 puntos)

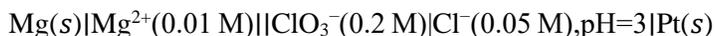
$$m_{NaOH} = 9,108 \cdot 10^{-4} mol \cdot 40 \frac{g}{mol} = 3,64 \cdot 10^{-2} g NaOH$$

Prueba evaluativa 3

Nombre _____ RUT _____ Sección _____

Pregunta 2 (6 puntos + 1 punto base)

Dada la siguiente pila galvánica:



- Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción y la reacción global balanceada. Indique el agente oxidante y el reductor durante el funcionamiento espontáneo de la pila. Dibuje el esquema completo de la pila que funciona en condiciones estándar indicando ánodo, cátodo y el sentido de circulación de los electrones. (3 pts.)
- Calcule el potencial de la pila a 25°C. Justifique claramente todos sus cálculos. (2.25 pts.)
- Calcule el valor de ΔG . La pila así construida, ¿proporciona electricidad de manera espontánea? Justifique mediante cálculos. (0.75 pts.)

Datos: $E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2.34\text{ V}$; $E^\circ(\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-) = +1.45\text{ V}$; $F = 96500\text{ C/mol}$; $\text{PM}(\text{Mg}) = 24.3\text{ g/mol}$, $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} = 8,314\text{ J/mol}\cdot\text{K}$

Pauta

- Oxidación en el ánodo (Magnesio):

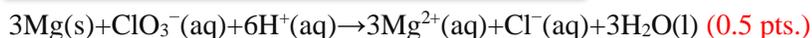
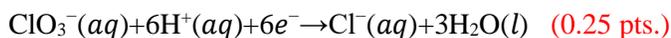
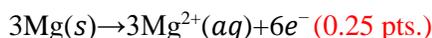


Reducción en el cátodo (Ion clorato):



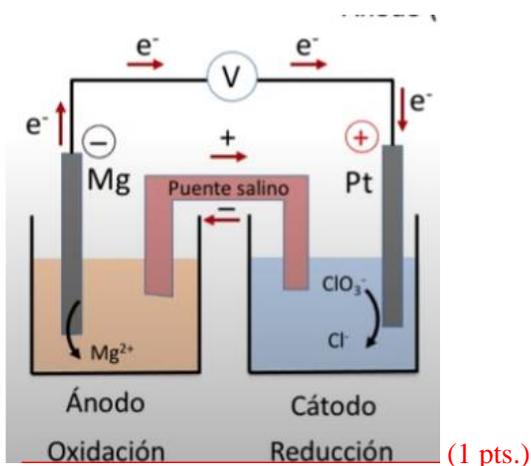
Reacción global de la celda:

Para balancear los electrones, multiplicamos la semirreacción del magnesio por 3 y la del ion clorato por 1:



Prueba evaluativa 3

Nombre _____ RUT _____ Sección _____



b) Dado que las concentraciones de los elementos no están en condiciones estándar deberemos aplicar la ecuación de Nernst. Primero debemos calcular el potencial estándar de la pila.

El potencial estándar de la celda (E_{celda}°) se calcula como: $E_{celda}^{\circ} = E_{cátodo}^{\circ} - E_{ánodo}^{\circ}$ (0.25 pts.)

Sustituyendo los valores: $E_{celda}^{\circ} = 1.45 \text{ V} - (-2.34 \text{ V}) = 3.79 \text{ V}$ (0.5 pts.)

Calcular el potencial de la celda usando la ecuación de Nernst:

La ecuación de Nernst es: $E_{celda} = E_{celda}^{\circ} - \frac{0,0591}{n} \cdot \log(Q)$ (0.25 pts.)

En esta reacción, $n=6$.

- $[\text{Mg}^{2+}] = 0.01 \text{ M}$
- $[\text{Cl}^{-}] = 0.05 \text{ M}$
- $[\text{ClO}_3^{-}] = 0.2 \text{ M}$
- $\text{pH} = 3$, por lo tanto $[\text{H}^{+}] = 10^{-3} \text{ M}$ (0.25 pts.)

Entonces, aplicando la ecuación de Nernst:

$$E_{celda} = E_{celda}^{\circ} - \frac{0,0591}{n} \cdot \log\left(\frac{[\text{Mg}^{2+}]^3 [\text{Cl}^{-}]}{[\text{ClO}_3^{-}] [\text{H}^{+}]^6}\right) = 3.79 - \frac{0,0591}{6} \cdot \log\left(\frac{0.01^3 \cdot 0.05}{0.2 \cdot (10^{-3})^6}\right)$$

$$E_{celda} = 3.79 - \frac{0,0591}{6} \cdot 11.4 = 3.79 - 0.11 = 3.68 \text{ V} \text{ (1 pts.)}$$

Prueba evaluativa 3

Nombre _____ RUT _____ Sección _____

- c) $\Delta G = -nF\Delta E$ (0.25 pts.) = $-6 \cdot 96500 \text{ C/mol} \cdot 3.68$ = -2130.720 kJ/mol (0.25 pts.) por lo tanto la reacción es espontánea. (0.25 pts.)

Prueba evaluativa 3

Nombre _____ RUT _____ Sección _____

Pregunta 3 (6 puntos + 1 punto base)

A una solución acuosa de pH neutro se le agrega cloruro de sodio (NaCl) para ser electrolizada, produciendo $H_{2(g)}$, $Cl_{2(g)}$ y NaOH. Una corriente de 25 A es aplicada a 20 L de una solución de NaCl 20% en masa. Responda

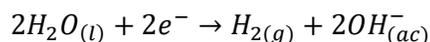
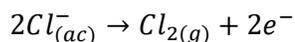
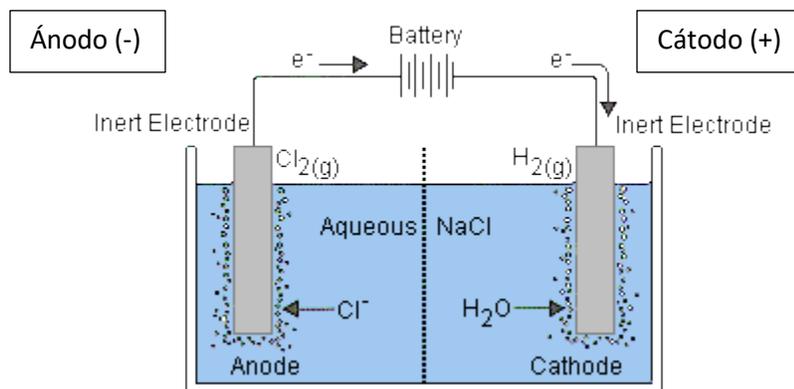
- Realice un esquema de la electrólisis, dibujando los electrodos, señalando la dirección de los electrones, la polaridad que se establece en cada electrodo y la semirreacción que ocurre en cada caso. Escriba la reacción global y su potencial de celda estándar. **Indicación: Considere la reacción del agua para formar hidrógeno en medio básico.** (2,5 pts.)
- Encuentre el tiempo, en horas y la carga total que requiere producir 1 kg de cloro gaseoso. (1,5 pts.)
- Determine el pH de la solución al transcurrir 15 horas de electrólisis. (2,0 pts.)

Datos: $F = 96.500 \text{ C/mol } e^-$; $PM(Cl_2) = 71,0 \text{ g/mol}$; $E(Cl_2|Cl^-) = + 1,36 \text{ V}$; $E(H_2O|H_2) = - 0,83 \text{ V}$.

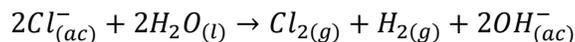
Pauta

Esquema (0,5 pts por las reacciones correctas, 0,5 pts por señalar cada electrodo e indicar la fuente externa)

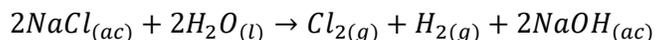
a)



La reacción global (0,5 pts por la reacción global)



Otra alternativa posible es



Prueba evaluativa 3

Nombre _____ RUT _____ Sección _____

Los potenciales para cada caso (0,5 pts por los potenciales)

$$E_{red}^{\circ}(Cl_2|Cl_{-}) = 1,36 V$$

$$E_{red}^{\circ}(H_2O|H_2) = -0,83 V$$

Y el potencial galvánico de la celda final (0,5 pts por el potencial de la celda)

$$E_{cel}^{\circ} = E_{cat}^{\circ} - E_{an}^{\circ} = -0,83 V - (1,36 V) = -2,19 V$$

- b) Para determinar el tiempo que se requiere para producir 1 kg de cloro gaseoso, se debe calcular primero la cantidad de moles que se formarán y luego la cantidad total de carga necesaria para oxidar esa cantidad de cloro. (0,5 pts por el cálculo de los moles de Cl₂)

$$n_{Cl_{(g)}} = \frac{1.000 g}{71 \frac{g}{mol}} = 14,08 mol$$

Se requieren dos moles de electrones para producir un mol de cloro, por lo que la carga necesaria para producir los 14,08 moles de cloro corresponde a (0,5 pts por el cálculo de la carga total)

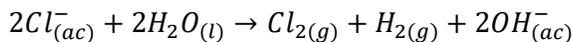
$$Q_T = 14,08 mol \cdot 2 e^{-} \cdot 96.500 \frac{C}{mol} = 2.718.309,9 C$$

Luego, con una corriente de 25 A, se puede calcular el tiempo total para producir esa cantidad (0,5 pts por el cálculo del tiempo)

$$t = \frac{Q_T}{I} = \frac{2.718.309,9 C}{25 A} = 108.732,3944 s = 30,2 horas$$

- c) Se determina el pH calculando la concentración final de OH⁻ posterior a 15 horas de reacción.

Considerando la reacción global



Los moles producidos de OH⁻ al transcurrir 15 horas los calculamos como (considerar que en este caso, se produce el doble de moles por reacción) (0,5 pts por hacer la relación de moles en la reacción)

$$n = 2 \frac{Q}{z \cdot F} = 2 \frac{I \cdot t}{z \cdot F} = 2 \frac{25 A \cdot 15 h \cdot 3600 \frac{s}{h}}{2 e^{-} \cdot 96500 \frac{C}{mol}} = 14,0 mol$$

(0,5 pts por el cálculo de moles de OH⁻)

Prueba evaluativa 3

Nombre _____ RUT _____ Sección _____

Luego, calculamos la concentración de la solución a partir de esos 14 moles de OH⁻ formados.

$$[OH^-] = \frac{14 \text{ mol}}{20 \text{ L}} = 0,7 \text{ M}$$

(0,5 pts por el cálculo de la concentración)

$$pOH = -\log 0,7 = 0,155$$

(0,2 pts por el cálculo del pOH)

$$pH = 14 - pOH = 14 - 0,155 = 13,85$$

(0,3 pts por el cálculo del pH)

Prueba evaluativa 3

Nombre _____ RUT _____ Sección _____