

PROBLEMAS8. Equilibrios Redox y de Solubilidad

1. Escribe las ecuaciones ajustadas correspondientes a los siguientes procesos REDOX:

1. En presencia de H_2SO_4 , el KMnO_4 oxida al H_2O_2 hasta O_2 , reduciéndose a ión manganoso.
 2. En medio de HCl , el KMnO_4 oxida al H_2O_2 , reduciéndose a catión manganoso.
 3. El Cl_2 se obtiene en el laboratorio por reducción del KMnO_4 hasta ión manganoso en medio HCl .
 4. El FeSO_4 reacciona con HBrO en medio de H_2SO_4 dando sulfato férrico y HBr .
 5. El CuO se reduce hasta Cu_2O por la acción del $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ que se oxida a CO_2 .
 6. El cinc metálico se disuelve en ácido nítrico dando nitrato de amonio.
 7. El KBr se oxida a KBrO_3 en medio de H_2SO_4 por acción de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, que se reduce a ión crómico.
 8. El hipoclorito potásico dismuta en medio acuoso en cloruro y clorato potásicos.
 9. El ácido nítrico oxida al ácido sulfhídrico hasta azufre, pasando a óxido nítrico.
 10. El $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ reacciona con el ácido clorhídrico dando lugar a cloro y ión crómico.
2. A una celda electrolítica que contiene una disolución de AuCl_3 se le aplica durante 15 horas y 45 minutos una corriente de 6.3 A. Calcula la masa de oro metálico depositado en el cátodo.
3. Dados los siguientes potenciales normales de reducción en medio ácido, $E^\circ_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}} = 1.33 \text{ V}$ y $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}(\text{s})} = 0.80 \text{ V}$, calcula el potencial de la pila correspondiente a esta reacción a $\text{pH}=2$ y $[\text{Cr}^{3+}] = 0,5 \text{ M}$.
4. Dados los siguientes potenciales normales de reducción en medio ácido, $E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1.51 \text{ V}$ y $E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}(\text{s})} = 0.34 \text{ V}$, calcula la constante de equilibrio de la reacción y la fuerza electromotriz de la pila a $\text{pH} = 1$, $[\text{Cu}^{2+}] = 0,35$ y $[\text{Mn}^{2+}] = 0,5 \text{ M}$.

PROBLEMAS8. Equilibrios Redox y de Solubilidad

5. Sabiendo que para el cloruro argéntico a 25 °C el valor de su $K_s = 1,7 \cdot 10^{-10}$, calcula:
- [Ag⁺] al disolver este sólido en agua pura
 - [Ag⁺] cuando el sólido se disuelve en una disolución acuosa de cloruro sódico de [NaCl]= 0,1 M.
6. La solubilidad del fluoruro de bario en agua pura es de 1,30 g·l⁻¹ a 25 °C. Calcula a esta temperatura:
- el producto de solubilidad del fluoruro de bario
 - su solubilidad (en moles·l⁻¹) en una disolución acuosa 1M. de cloruro de bario (suponiendo que esta última sal se disuelve completamente).
7. Sabiendo que el producto de solubilidad del cloruro argéntico es $1,7 \cdot 10^{-10}$, indica si se formara o no precipitado al añadir a un litro de disolución 0,1 M. en nitrato argéntico otro litro de disolución 0,1 M. de ácido clorhídrico.
8. Se mezclan 10 ml de disolución de ácido clorhídrico 0,40 M. y 20 ml de disolución de ión plumboso 0,10 M. En estas condiciones:
- ¿se formará precipitado de cloruro plumboso ($K_s = 1,7 \cdot 10^{-5}$)
 - Si se forma, ¿qué porcentaje de ión plumboso estará precipitado?
9. A una disolución que contiene iones bario y calcio, ambos a una concentración 0,01 M., se añade lentamente una disolución concentrada de sulfato sódico. Sin tener en cuenta la dilución, contesta a las siguientes cuestiones:
- ¿qué ión precipitará primero en forma de sulfato? ¿qué concentración de iones sulfato es necesaria para que se inicie esa precipitación?
 - ¿qué concentración de iones sulfato es necesaria para que comience a precipitar el segundo catión?
 - ¿qué concentración quedará en disolución del primer catión cuando comience la precipitación del segundo? ¿Es efectiva la separación?

DATOS. K_s (sulfato bórico)= $1,2 \cdot 10^{-10}$; K_s (sulfato cálcico)= $2,5 \cdot 10^{-10}$