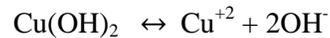


Pauta Ejercicio N°1

P1

Se tiene una solución de 10.000lt/hr de $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (Hidróxido de Cobre), con $[\text{Cu}^{+2}] = 10^{-1}\text{M}$ y $\text{pH} = 5$.



Se desea bajar la concentración de ión Cúprico a $[\text{Cu}^{+2}] = 10^{-3}\text{M}$.

- Determine el pH para obtener esta concentración.
- Determine los moles de $\text{Na}(\text{OH})$ (Hidróxido de Sodio) que se debe agregar para que lo anterior sea posible.

Hint:

-Recordar que: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

-Constante de equilibrio de esta reacción: $K_s = 4,79 \cdot 10^{-20}$

Solución:

$$\text{a) } K_s = \frac{[\text{productos}]}{[\text{reactantes}]} = \frac{[\text{Cu}^{+2}] \cdot [\text{OH}^-]^2}{[\text{Cu}(\text{OH})_2]} \Leftrightarrow 4,79 \cdot 10^{-20} = \frac{10^{-3} \cdot [\text{OH}^-]^2}{1}$$

Despejando se obtiene que $[\text{OH}^-]_f = 6,921 \cdot 10^{-9}\text{M}$

Además,

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\Rightarrow \text{pOH} = -\log(6,921 \cdot 10^{-9}) = 8,159$$

Por otro lado sabemos que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, luego:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 14 - 8,159 \\ \text{pH} &= 5,841 \end{aligned}$$

- Tenemos que $\text{pH}_{\text{inicial}} < \text{pH}_{\text{final}}$, lo que indica que la solución se hace más básica, por lo tanto es necesario agregar iones OH^- .

Para obtener la concentración inicial de OH^- , tenemos que $\text{pH}_{\text{inicial}} = 5$, luego de $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ tenemos que: $\text{pOH}_{\text{inicial}} = 9$, entonces:

$$[\text{OH}^-]_i = 10^{-9}\text{M}$$

$$\text{y, } [\text{OH}^-]_f = 6,921 \cdot 10^{-9}\text{M}$$

Luego

$$\Delta n_{NaOH^-} = (6,921 \cdot 10^{-9} M - 10^{-9} M) \cdot 10.000 \text{ lt} = 5,9 \cdot 10^{-5} \text{ moles}_{Na(OH)} = \text{moles}_{OH}$$

Pero además de agregar base para llegar al pH deseado, debemos mantenerlo durante todo el proceso. Para esto, se observa que para cada ión cúprico que se genera, se generan 2OH⁻, luego, debemos agregar más base para que el pH se mantenga constante:

La variación de moles de ión cúprico es:

$$\Delta n_{Cu^{+2}} = ([Cu^{+2}]_i - [Cu^{+2}]_f) \cdot 10.000 \text{ lt} = (10^{-1} M - 10^{-3} M) \cdot 10.000 \text{ lt} = 990 \text{ moles}$$

$$\Delta n_{OH^-} = 2 \cdot \Delta n_{Cu^{+2}}$$

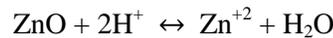
Luego, el total de moles de Na(OH⁻) que hay que agregar es:

$$n_{Na(OH^-)} = (5,9 \cdot 10^{-5} + 2 \cdot 990) \text{ moles}$$

P2

Se contacta ZnO (Óxido de Zinc) con una solución ácida de pH=1,5 y [Zn⁺²]=10⁻²M, a 25°C.

- a) Usando Energía Libre de Gibbs determine si habrá disolución con el ácido según la siguiente reacción:



- b) Determine el pH y la concentración final de Zn⁺² en el equilibrio.

$$\text{Datos: } \Delta G_{Zn^{+2}}^0 = -35,18 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}, \Delta G_{H_2O}^0 = -56,69 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}, \Delta G_{H^+}^0 = 0 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}, \\ \Delta G_{ZnO}^0 = -76,87 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$$

Solución:

- a) Calculamos ΔG para determinar si la reacción ocurre espontáneamente hacia la derecha:

$$\Delta G^o = \Delta G_{Zn^{+2}}^o + \Delta G_{H_2O}^o - 2 \cdot \Delta G_{H^+}^o - G_{ZnO}^o \\ \Rightarrow \Delta G^o = [-35,18 + (-56,69) - 2 \cdot 0 - (-76,87)] \text{ kcal/mol} \\ \Rightarrow \Delta G^o = -15 \text{ kcal/mol}$$

Luego,

$$\Delta G = \Delta G^o + RT \cdot \ln \left[\frac{[Zn^{+2}] \cdot [H_2O]}{[ZnO] \cdot [H^+]^2} \right]$$

$$\Rightarrow \Delta G = -15.000 + 1.987 \cdot 298 \cdot \ln \left[\frac{10^{-2} \cdot 1}{1 \cdot (10^{-1.5})^2} \right]$$

$$\boxed{\Rightarrow \Delta G = -13.636,6 \text{ cal/mol}}$$

Dado que $\Delta G < 0$ se tiene que la disolución ocurre espontáneamente.

b) El equilibrio se alcanza cuando $\Delta G = 0$. Entonces,

$$0 = 13.636,6 + 1.987 \cdot 298 \cdot \ln \left[\frac{[Zn^{+2}]}{[H^+]^2} \right] \quad (1)$$

En este caso la ecuación (1) tiene dos incógnitas por lo que se requiere de otra ecuación para resolver el problema. Para ello recurrimos al balance de masa del sistema.

Sabemos que, por estequiometría, cada 2 moles de protones consumidos se genera uno de Zn^{+2} . Luego,

$$[H^+]_i - [H^+]_f = 2 \cdot ([Zn^{+2}]_f - [Zn^{+2}]_i)$$

Entonces, tenemos que:

$$10^{-1.5} + 2 \cdot 10^{-2} = 2 \cdot [Zn^{+2}]_f + [H^+]_f \quad (2)$$

Con estas dos ecuaciones obtenemos que:

$$[H^+]_f = 2,3 \cdot 10^{-5} \text{ M} \Rightarrow pH_f = -\log[H^+]_f \Rightarrow \boxed{pH_f = 4,638}$$

$$\Rightarrow \boxed{[Cu^{+2}]_f = 2,58 \cdot 10^{-2} \text{ M}}$$