



DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-8 Química Semestre otoño 2023

Profesor: Pablo Mella.

23/03/2023

Auxiliar: Jorge Palma U.

Auxiliar laboratorio: Manuel Reyes.

Pauta auxiliar 10: “Solubilidad”

P1)

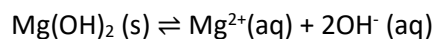
En un proceso comercial se obtiene magnesio a partir del agua de mar. En la primera etapa el ion Mg^{2+} precipita como $Mg(OH)_2$ (s).

(a) Escriba la reacción del equilibrio de precipitación del $Mg(OH)_2$ (s) ¿Calcule la solubilidad del $Mg(OH)_2$ en g/L?

(b) Si la concentración del ion magnesio en el agua de mar es 0,059 M y se añade NaOH hasta un pH de 11,3, calcule el coeficiente de la reacción Q_{sp} y determine si se formará precipitado o no, justificando su respuesta. ¿Cuál será la concentración de Mg^{2+} en el equilibrio si la solución acuosa se mantiene a pH = 11,3? Dato: $K_{sp} = 1,8 \times 10^{-11}$

Desarrollo:

a)



$$K_{sp} = 1,8 \times 10^{-11} = [Mg^{2+}][OH^{-}]^2 = s(2s)^2 = 4s^3 \rightarrow s = 1,65 \times 10^{-4} [M]$$

$$\text{Solubilidad } Mg(OH)_2 \text{ (g/L)} = 1,65 \times 10^{-4} \times 58,3 \text{ [grs/L]} = 9,62 \times 10^{-3} \text{ g/mol}$$

b) pH = 11,3

$$pOH = 14 - pH = 2,7$$

$$[OH^{-}] = 10^{-pOH} = 2 \times 10^{-3}$$

$$Q_{sp} = [Mg^{2+}] \times [OH^{-}]^2 = (0,059) \times (2,0 \times 10^{-3})^2 = 2,36 \times 10^{-7}$$

La precipitación ocurre ya que $Q_{sp} > K_{sp}$ (0,5 puntos) Justificación: Como la Q es mayor que la K, quiere decir que hay más productos en solución, por tanto, para llegar al equilibrio deben disminuir iones en solución formando precipitando

$$[Mg^{2+}][OH^{-}]^2 = [Mg^{2+}](2,0 \times 10^{-3})^2 = 1,8 \times 10^{-11} = K_{sp}$$

$$[Mg^{2+}] \text{ en solución} = 1,8 \times 10^{-11} / (2,0 \times 10^{-3})^2 = 4,5 \times 10^{-6} [M]$$

P2)

El hidróxido de magnesio $Mg(OH)_2$ es un compuesto poco soluble. Su masa molar es 58,3 g/mol y su producto de solubilidad $K_{sp} = 1,2 \cdot 10^{-11}$ a 18 °C. Disolvemos 5,83 g de este compuesto en 1 L de agua.



DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-8 Química Semestre otoño 2023

Profesor: Pablo Mella.

23/03/2023

Auxiliar: Jorge Palma U.

Auxiliar laboratorio: Manuel Reyes.

- a) Escribir el equilibrio de disociación.
- b) Calcular la concentración en iones Mg^{2+} al equilibrio y deducir la solubilidad de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ en g/L.
- c) Calcular la concentración en iones OH^- y deducir el pH de la solución al equilibrio.
- d) ¿Si queremos aumentar la cantidad de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ disuelto, que método experimental propondría?
- e) ¿A que pH sería posible separar el $\text{Ca}(\text{OH})_2$ del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ si estos dos compuestos fueron mezclados inicialmente? Suponer una separación eficiente significa que la concentración máxima que puede alcanzar el hidróxido menos soluble es 10^{-6} M. Dato: $K_{ps}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 5,5 \cdot 10^{-6}$

Desarrollo:



b) $K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \Rightarrow s = (K_{ps}/4)^{1/3} = 1,44 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L};$

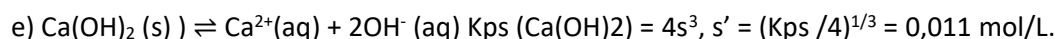
$s = [\text{Mg}^{2+}] = 1,44 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ $[\text{Mg}^{2+}] = 1,44 \cdot 10^{-4} (\text{mol/L}) \times 58,3 (\text{g/mol}) = 8,395 \cdot 10^{-3} \text{ g/L} = 8,4 \text{ mg/L}.$

c) $K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2$

$[\text{OH}^-] = (K_{ps}/[\text{Mg}^{2+}])^{1/2} = 2,887 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 2,887 \cdot 10^{-4} = 3,46 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$ y $\text{pH} = 10,46.$

d) La disminución del pH induce un aumento de la concentración en iones H_3O^+ que reaccionan con los iones OH^- presentes en la solución. Esto hace que el equilibrio se desplace hacia la derecha según el principio de Le Chatelier aumentando la cantidad de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ disuelto.



El hidróxido de magnesio es la sal menos soluble (buena separación) $[\text{Mg}^{2+}] = 10^{-6} \text{ mol/L}$ concentración máxima. $[\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 1,2 \cdot 10^{-11}$ $[\text{OH}^-] = (1,2 \cdot 10^{-11}/10^{-6})^{1/2} = 3,4646 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}.$

P3)

En un práctico de laboratorio de la asignatura Química, su ayudante prepara 100.0 mL de una solución buffer $\text{pH} = 8,0$, el cual está compuesto por 9.74 g de cloruro de amonio (NH_4Cl) y amoníaco (NH_3) de concentración 0.1 mol/L. Su profesor le solicita que estudie las características de la solución buffer preparada. En función de lo anterior:

- a) ¿Cuál es el efecto sobre el pH de la solución buffer cuando decide agregar 20.0 mL de una solución 0.1 M de HCl? Justifique todos sus cálculos.



DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-8 Química Semestre otoño 2023

Profesor: Pablo Mella.

23/03/2023

Auxiliar: Jorge Palma U.

Auxiliar laboratorio: Manuel Reyes.

b) Dado que le llama mucho la atención el elemento de la tabla periódica llamado praseodimio (Pr), decide agregar 100 mg de una sal de Pr^{3+} que se disocia completamente a la solución buffer original. Evalúe cuantitativamente si se formará algún precipitado de $\text{Pr}(\text{OH})_3$ o no.

Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1.80 \times 10^{-5}$; $K_{ps}(\text{Pr}(\text{OH})_3) = 3.39 \times 10^{-24}$;

Masas molares (g/mol) Pr = 140.9, NH_4Cl = 53.5.

Desarrollo:

Pregunta a)

El Buffer preparado es de 100 mL + 20 mL de la adición de HCl= $V_T = 120 \text{ mL} = 0.120 \text{ L}$.

Calculamos los moles de cada especie:

Moles de HCl = $0.02 \text{ L} \times 0.1 \text{ M} = 2.00 \times 10^{-3}$ moles.

Moles de $\text{NH}_3 = 0.1 \text{ L} \times 0.1 \text{ M} = 0.01$ moles.

Moles de $\text{NH}_4^+ = 9,74 \text{ g} / 53,49 \text{ g/mol} = 0.182$ moles.

La base neutraliza los moles de HCl añadidos:

	$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$			
inicio (moles)	0.01	2.0×10^{-3}	0.182	
cambio (moles)	-2.0×10^{-3}	-2.0×10^{-3}	$+ 2.0 \times 10^{-3}$	
equilibrio (moles)	8.0×10^{-3}	0	0.184	

Concentraciones finales de cada especie:

$[\text{NH}_3] = 8 \times 10^{-3} / 0.120 \text{ L} = 0.067 \text{ M}$

$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 0.184 / 0.120 \text{ L} = 1.53 \text{ M}$

Usando la ecuación de Henderson-Hasselbach:

$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log[\text{ácido conjugado}][\text{base}]$$

$$\text{pOH} = 4.74 + \log[1.53 \text{ M}]/[0.067 \text{ M}]$$

$$\text{pOH} = 6.09 \approx 6.10, \text{ por lo tanto, el pH} = 14.00 - 6.10 = 7.90.$$

Pregunta b)

Primero, se debe calcular la cantidad de moles en los 100 mg de Pr^{3+} provenientes de la sal.

$$n(\text{Pr}^{3+}) = m(\text{Pr}^{3+}) / \text{MM}(\text{Pr}^{3+}) = 0.1 \text{ g} / 140.9 \text{ g/mol} = 7.1 \times 10^{-4} \text{ mol}.$$

Luego, debemos calcular la concentración en Pr^{3+} en solución.

$$[\text{Pr}^{3+}] = n(\text{Pr}) / V_{\text{solución}} = 7,1 \times 10^{-4} \text{ moles} / 0,10 \text{ L} = \mathbf{7,1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}}.$$



DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES

FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-8 Química Semestre otoño 2023

Profesor: Pablo Mella.

23/03/2023

Auxiliar: Jorge Palma U.

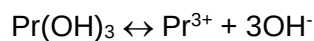
Auxiliar laboratorio: Manuel Reyes.

El pH de la solución buffer original es 8.0. Sabiendo eso, podemos deducir la concentración de OH^- en la solución.

Si el pH = 8.0, el pOH = 6.0. $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-6,0} = 1.0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$.

Ahora que sabemos que $[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$ y que $[\text{Pr}^{3+}] = 7,1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$, podemos calcular Q_{ps} .

El equilibrio de solubilidad es:



$$Q_{\text{ps}}(\text{Pr}(\text{OH})_3) = [\text{Pr}^{3+}] \times [\text{OH}^-]^3 = 7.1 \times 10^{-3} \times (1.0 \times 10^{-6})^3 = 7.1 \times 10^{-21}$$

$$7.1 \times 10^{-21} > 3,39 \times 10^{-24}$$

$Q_{\text{ps}}(\text{Pr}(\text{OH})_3) > K_{\text{ps}}(\text{Pr}(\text{OH})_3)$. Al agregar 100 mg de Pr^{3+} a la solución buffer original, se formará un precipitado de $\text{Pr}(\text{OH})_3$.