

## PRÁCTICA 17

### EQUILIBRIOS DE SOLUBILIDAD. ESTIMACIÓN DEL PRODUCTO DE SOLUBILIDAD DEL HIDRÓXIDO DE ZINC.

#### OBJETIVOS

- Determinar experimentalmente si se forma o no un determinado compuesto insoluble.
- Determinar el efecto del pH sobre la solubilidad. Deducir qué cationes son anfóteros y qué precipitados se solubilizan por formación del complejo amoniacal.
- Estimar productos de solubilidad mediante medidas experimentales de concentraciones en el equilibrio y comparar los resultados obtenidos con el valor real.

#### FUNDAMENTO TEÓRICO

La aparición de una fase sólida en el seno de un líquido, bien por adición de un reactivo que forme un compuesto insoluble con alguno de los iones de la disolución o bien por concentración del mismo líquido hasta sobrepasar la saturación, recibe el nombre de precipitación y se llama precipitado al producto sólido obtenido.

El proceso de precipitación consiste en un fenómeno en el que cambia el tamaño de las partículas, desde un tamaño inferior a  $10^{-9}$  m (dispersión molecular) a tamaños superiores a  $10^{-6}$  m (suspensión).

Las leyes que regulan los equilibrios heterogéneos entre una fase sólida y una disolución requieren definir previamente los conceptos de solubilidad y producto de solubilidad.

#### **Solubilidad**

Cuando se tiene una disolución saturada en agua pura, en equilibrio con un precipitado a temperatura constante, la cantidad de sustancia disuelta o soluto contenida en la disolución se denomina solubilidad (s) y se expresa en gramos/L, moles/L, etc.

#### **Producto de solubilidad**

Para un electrolito  $AB\downarrow$  que se disocia:



se alcanzará una situación de equilibrio dinámico entre el sólido y los iones de la disolución, cuya constante, será:

$$K = \frac{a_{A^-} a_{B^+}}{a_{AB\downarrow}}$$

Dado que un sólido tiene como actividad la unidad, el producto de las actividades de los iones también tiene que ser constante. Por otra parte, para disoluciones diluidas la actividad es esencialmente igual al valor numérico de la concentración molar. Por tanto, la constante puede expresarse en función de las concentraciones, en lugar de las actividades, de los iones en disolución. Dicha constante se denomina **producto de solubilidad** y se expresa como:

$$K_s = [A^-] [B^+]$$

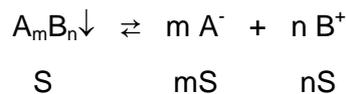
En el caso de un precipitado cualquiera, tal como:



el producto de solubilidad será:

$$K_s = [A^-]^m [B^+]^n$$

Vemos, por tanto, que solubilidad y producto de solubilidad son dos magnitudes que miden la intensidad de un mismo proceso: el de disolución. La relación entre la solubilidad y el producto de solubilidad es sencilla:



$$K_s = [A^-]^m [B^+]^n = [mS]^m [nS]^n = m^m n^n S^{m+n}$$

$$S = \sqrt[m+n]{\frac{K_s}{m^m n^n}}$$

### **Condiciones de formación de precipitados y solubilización**

Puesto que el producto de solubilidad  $K_s$  rige el equilibrio que se establece en una disolución saturada, si este equilibrio se rompe por disminución de las concentraciones iónicas, nuevas cantidades de precipitado se disuelven hasta alcanzar el equilibrio. Por el contrario, si aumentan las concentraciones de los iones, precipitarán hasta restablecer el equilibrio.

Es decir, si:

- $K_s \leq [A^-] [B^+] \Rightarrow$  precipitación
- $K_s = [A^-] [B^+] \Rightarrow$  equilibrio (saturación)
- $K_s > [A^-] [B^+] \Rightarrow$  disolución

### **MATERIAL Y REACTIVOS**

#### **Material**

Veinte tubos de ensayo  
Una gradilla  
2 Matraces 100 mL  
Vidrio de reloj  
Varilla de vidrio  
Un vial

Una pipeta de 10 y 2 mL  
Una pipeta Pasteur  
3 Frascos de polietileno.  
pH-metro y tampones de calibración  
Agitador magnético y barrita agitadora

#### **Reactivos**

##### **Cationes**

Nitrato de plata 0.1 M  
Nitrato de cobre 0.1 M  
Nitrato de cromo 0.1 M

Nitrato de plomo 0.1 M  
Nitrato de zinc 0.1 M

### Reactivos precipitantes

Ácido clorhídrico 2.0 M

Hidróxido sódico 0.02 M y 2.0 M

Ácido sulfúrico 2.0 M

Amoníaco 2.0 M

NOTA: NO MEZCLAR LOS REACTIVOS PRECIPITANTES.

- Los alumnos prepararán las disoluciones:  
NITRATOS DE COBRE, CROMO Y PLOMO.

HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub> 2 M Y NaOH 0.02 M.

### PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

**Parte A.** Determinación experimental de los cationes que forman precipitado con los reactivos más comúnmente utilizados en el laboratorio (HCl, NaOH, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>).

1. Añadir aproximadamente 2 mL de la disolución 0.1 M de Ag<sup>+</sup> en 4 tubos de ensayo independientes.
2. Añadir gota a gota, a cada uno de los tubos anteriores, un reactivo precipitante, hasta un total de 8 gotas por cada 2 mL, agitando después de la adición de cada gota.
3. Repetir el procedimiento anterior con el resto de las disoluciones de cationes (Cu<sup>2+</sup>, Cr<sup>3+</sup>, Pb<sup>2+</sup>, Zn<sup>2+</sup>).
4. Reservar las disoluciones de cationes a las que se ha añadido NaOH y a las que se ha añadido NH<sub>3</sub> y añadir sobre ellas 2 mL más de NaOH y 2 mL más de NH<sub>3</sub>, respectivamente.

**Parte B.** Estimación experimental del producto de solubilidad del hidróxido de zinc.

1. Pipetear 10.0 mL de la disolución de Zn<sup>2+</sup> de concentración 0.1 M.
2. Añadir disolución de NaOH 0.02 M gota a gota, agitando después de cada adición, hasta que empiece la precipitación y el precipitado no desaparezca después de agitar.
3. Medir el valor del pH de la disolución resultante mediante el pH-metro.

### RESULTADOS Y CUESTIONES

#### Parte A. Formación de precipitados.

Completar la siguiente tabla. Para ello:

1. Indicar, según el ejemplo, los colores de las disoluciones obtenidas así como los colores y las fórmulas de los precipitados formados.
2. Establecer si se disuelve o no el precipitado, tanto al añadir exceso de NaOH como al añadir exceso de NH<sub>3</sub>.
3. En los casos correspondientes al apartado 2, determinar qué cationes son anfóteros y qué precipitados se solubilizan por formación del complejo amoniacal.

CATIONES	REACTIVOS					
	HCl	NaOH		H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	
		1ª adición	Exceso		1ª adición	Exceso
Ag <sup>+</sup>	AgCl↓ Blanco					
Cu <sup>2+</sup>						
Cr <sup>3+</sup>						
Pb <sup>2+</sup>						
Zn <sup>2+</sup>						

### Parte B. Estimación del producto de solubilidad del Zn(OH)<sub>2</sub>

- Determinar la concentración de Zn<sup>2+</sup> en el momento de la precipitación.

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

M<sub>1</sub> = Molaridad inicial de Zn<sup>2+</sup>

V<sub>1</sub> = Volumen inicial

M<sub>2</sub> = Molaridad de Zn<sup>2+</sup> en el momento de la precipitación

V<sub>2</sub> = Volumen en el momento de la precipitación

$$M_2 = (\text{Zn}^{2+}) =$$

- Calcular la concentración de iones OH<sup>-</sup>.

$$\text{pH} =$$

$$[\text{OH}^-] \text{ a partir del valor del pH} =$$

3. Escribir el equilibrio de solubilidad del hidróxido de zinc y determinar el valor de su  $K_s$ .



$$K_s =$$

4. Comparar el valor de  $K_s$  obtenido experimentalmente con el teórico. ¿A qué puede deberse la diferencia entre ambos?.

$$K_s \text{ experimental} =$$

$$K_s \text{ teórico} =$$

## BIBLIOGRAFÍA

- Silva, M.; Barbosa, J. *Equilibrios iónicos y sus aplicaciones analíticas*. 1ª ed. Capítulo 7. Ed. Síntesis, 2002.
- Burriel, F.; Lucena, F.; Arribas, S.; Hernández, J. *Química Analítica Cualitativa*. 16ª ed. Capítulo 4. Ed. Paraninfo, 1998.