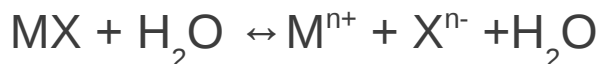


## Práctica N°2

### Equilibrio de Precipitación

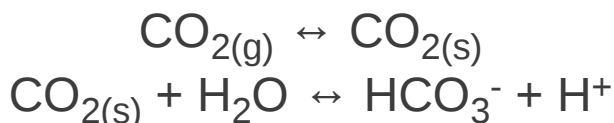
El equilibrio de la solución de la sal de un metal que no causa la hidrólisis del agua es:



Donde  $[OH^-] [H^+] = K_w$

$$\text{Si } [OH^-]_0 = [H^+] \Rightarrow [OH^-]_0 = \sqrt{K_w}$$

Sin embargo, usualmente la concentración de OH es inferior debido a la interacción del agua pura con los gases de la atmósfera, especialmente con el CO<sub>2</sub> que se disuelve y se convierte en bicarbonato según la siguiente ecuación:



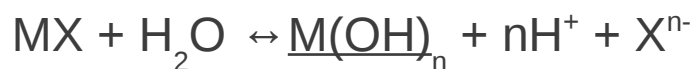
Además de esto, algunos metales causan la hidrólisis del agua según la siguiente ecuación:



De tal forma, el pH de las soluciones suele ser ligeramente ácidas. De tal forma, la concentración de OH<sup>-</sup> habrá de ser:

$$[OH^-] = K_w / [H^+]$$

El equilibrio de la solución de la sal de un metal poco soluble que causa la hidrólisis del agua es:



$$\text{Donde } K_{ps} = [M^{n+}] \cdot [OH^-]^n$$

$$\text{Por tanto } [OH^-] = \sqrt[n]{(K_{ps}/[M^{n+}])}$$

Cuando se supera el  $K_{ps}$  los iones comienzan a formar partículas diminutas; fenómeno denominado nucleación. Seguidamente los cationes y aniones en solución interaccionan con los núcleos recién formados y se adhieren a su superficie por uniones químicas, formándose la red cristalina tridimensional. Cuando los núcleos de cristal son suficientemente grandes se separan por gravedad; como regla general, para separarse, una partícula esférica debe tener un diámetro  $> 10^{-4}$  cm (1  $\mu$ m). Si las partículas tienen un diámetro entre  $10^{-7}$  y  $10^{-4}$ , se forman soluciones coloidales.

Las principales variables que afectan al proceso de precipitación son, las concentraciones de los iones presentes, comunes y diversos, y la temperatura. La concentración de los iones en la solución está estrechamente ligada a la velocidad de mezcla de las soluciones que contienen a los iones constituyentes de la sal que se pretende precipitar y a la velocidad de agitación de la solución resultante, ya que de esto depende el grado de sobresaturación o sobresaturación relativa en ciertas porciones de la solución resultante.

$$\text{Sobresaturación relativa} = \frac{Q - S}{S}$$

Donde S es la solubilidad y Q es la concentración de sobresaturación.

La solubilidad es una medida de la capacidad de disolverse una determinada sustancia (soluto) en un medio determinado (solvente); cuantitativamente corresponde a la máxima cantidad de soluto disuelto en una dada cantidad de solvente a una temperatura fija, en cuyo caso se establece una solución saturada. La concentración puede expresarse en moles por litro, en gramos por litro, en porcentaje de soluto por volumen de solvente u otras unidades que expresen una relación entre soluto y solvente. Se acostumbra a clasificar a las sustancias de acuerdo a su solubilidad en solubles, moderadamente solubles e insolubles. En general (cualitativamente) se dice que una sustancia es soluble si su solubilidad es mayor o igual a 0,1M, poco soluble si su solubilidad es menor a 0,1M pero mayor a 0,001M, e insoluble si su solubilidad no alcanza a 0,001M. Sin embargo, ninguna sustancia es completamente insoluble.

De acuerdo con esta clasificación, en términos generales los sulfuros y los hidróxidos son insolubles excepto los de amonio, de los metales alcalinos y de los alcalinos terreos; los sulfitos, fosfatos y carbonatos son también insolubles, excepto los de amonio y los de los metales alcalinos. Los sulfatos son todos solubles; excepto los de  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  y  $\text{Pb}^{2+}$ . Los haluros son todos solubles, excepto los de  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Hg}_2^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$  y  $\text{Cu}^{2+}$ . Los nitratos y acetatos son todos solubles.

El objetivo general de esta práctica es el estudio del equilibrio de precipitación y los parámetros que lo afectan.

Los objetivos específicos son:

- 1) Estudio de la precipitación de un hidróxido de metal a partir de la solución del metal y una de NaOH.
- 2) Cálculo del Kps para el hidróxido del metal formado
- 3) Estudio del efecto del pH de la solución sobre el equilibrio
- 4) Estudio de la velocidad de adición y sobre saturación.

La práctica se realizará en parejas. Cada pareja se hará de una bureta y un pHmetro



(1)

Calibre el pHmetro

(2a)

Tome la solución del catión asignado.

(3a)

Mida el pH de la solución del catión.

(4a)

Realice los cálculos para preparar una solución de  $\text{HNO}_3$  de igual pH que la solución del catión, a partir de una solución del ácido 0,1 M

(5a)

Prepare la solución de  $\text{HNO}_3$

(2b)

Tome la solución de NaOH 0,1 M

(3b)

Lave, cure y llene la bureta con la solución de NaOH

(6)

**6a)** Agregue un par de gotas de fenolftaleína a una alícuota de 10 ml de  $\text{HNO}_3$  0,1 M y titule la solución de NaOH 0,1 M. (verificación de la conc. De NaOH). Realice primero una titulación rápida, añadiendo 1 ml de NaOH cada vez, midiendo el pH (pHmetro y papel indicador) luego de cada adición.

**6b)** Luego realice una segunda titulación agregando gota a gota el NaOH en la zona de cambio brusco de pH.

**6d)** Titule la solución de  $\text{HNO}_3$  preparada (paso 5a)

(7)

**7a)** Proceda ahora a titular, una alícuota de 10 ml de la solución del catión siguiendo el proceso con el pHmetro. Titule gota a gota, agitando bien la solución luego de cada adición y permitiendo luego la estabilización del pH.

**7b)** Repita el procedimiento anterior pero en adiciones de 1 ml cada vez. Compare ambas experiencias.