

MINISTERIO DE EDUCACIÓN
DIRECCIÓN REGIONAL DE PANAMÁ OESTE
CENTRO EDUCATIVO GUILLERMO ENDARA GALIMANY
CONTENIDO ACADÉMICO/ QUÍMICA 12° CIENCIAS

Profesora Daysi E. Delgado G. Asignatura: Química Nivel 12° B. Bachiller en Ciencias Trimestre: III

Fecha: 18/9 al 20/9

Indicación: Debes realizar las actividades sugeridas en el cuaderno de química para su revisión al retornar al colegio.

Tema : Equilibrio en soluciones iónicas y Kps.

Objetivo: . -Valora la importancia del equilibrio químico por sus implicaciones en reacciones importantes que ocurren en el contexto.
-Comprender el funcionamiento de los ácidos y las bases en sistemas vivos y procesos industriales.

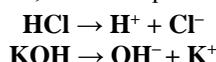
Tema 1: Equilibrio en soluciones Iónicas.

El equilibrio iónico es un tipo especial de equilibrio químico, caracterizado por la presencia de especies químicas en solución acuosa, las cuales producen iones. Las especies que producen en solución cargas son denominadas electrolitos. Un electrolito es cualquier especie que permite la conducción de la corriente eléctrica.

Hay tres clases de electrolitos fuertes:

Las **Bases y Ácidos fuertes** son aquellos que al disolverse en agua se disocian en su totalidad, por ejemplo, tenemos las bases hidróxido de sodio (NaOH) y el hidróxido de potasio (KOH). Los ácidos fuertes más conocidos, tenemos el ácido fluorhídrico (HF), el ácido nítrico (HNO₃) y el ácido clorhídrico (HCl), y los **Sales Solubles**: la mayor parte de las sales solubles son compuestos iónicos.

Por ejemplo, tenemos la disociación del ácido clorhídrico y del hidróxido de potasio. La concentración de los iones originados durante la disociación pertenece a la concentración inicial del soluto, debido a que todas las moléculas pasaron a la forma iónica.



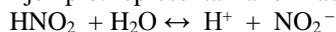
En soluciones de electrolitos fuertes, la totalidad de las moléculas se encuentran disociadas.

Disociación de un ácido . Cuando los ácidos se disuelven en agua se liberan iones H⁺, llamados hidrogeniones. La disociación de un ácido cualquiera se puede representar así:



La constante de acidez se expresa así: $K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$

Ejemplo: representar la ionización del ácido nitroso.



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

Disociación de bases. En este proceso se liberan iones (OH⁻) o hidroxilo. En forma general, el proceso para una base se representa así:



La constante de basicidad, se expresa así: $K_b = \frac{[\text{M}^+][\text{OH}^-]}{[\text{MOH}]}$

Grado de Disociación. El grado de disociación (α) se emplea para cuantificar que tanto se disocia un soluto.

Se expresa así: $\alpha = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles que se disocian}}{\text{N}^\circ \text{ de moles totales}} \cdot 100\%$

N° de moles totales

Actividad #1. Resuelve la siguiente actividad en tu cuaderno de química.

I- Expresa las constantes de acidez y basicidad, según sea el caso. Recuerda escribir bien la fórmula química.

1. Ácido fosfórico
2. Ácido carbónico
3. Ácido fluorhídrico

II- Responder las siguientes preguntas.

1. Qué es un electrolito fuerte y un electrolito débil?
2. Qué es una base fuerte y un ácido fuerte? Dé algunos ejemplos
3. Qué es un ácido débil y una base débil. Dé algunos ejemplos.

Tema 2. Kps

El producto de solubilidad representando por **Kps** es una constante dependiente de la temperatura, que representa las concentraciones de los iones presentes en una solución, en equilibrio con el soluto no disuelto.

Se utiliza en aquellos casos en el cual el soluto iónico presenta poca solubilidad en agua, y se puede decir que representa la cantidad máxima de iones que se pueden mantener en solución; por lo tanto, cualquier intento por aumentarlo o precipitarlo debe considerar esta constante y la temperatura de trabajo.

Por ejemplo, se presenta un sistema que responde a esta reacción química:



Siendo AB la parte del soluto que se mantiene sin disolverse, el producto de las concentraciones de los iones A⁺ y B⁻ en una solución saturada será igual al Kps. Si el número de iones formados es mayor, la expresión quedaría:



En una solución saturada el producto de las concentraciones de los iones A⁺³ y B⁻² elevada a sus respectivos coeficientes, será igual al Kps.

$K_{ps} > K_i$: Si el Kps es mayor, la solución es diluida, tiene capacidad para disolver más soluto.

$K_{ps} = K_i$: La solución está saturada, tiene la máxima cantidad de iones en solución que puede contener.

$K_{ps} < K_i$: La solución se encuentra sobresaturada, tiene más iones en solución de los que puede contener; por lo tanto, precipitarán en forma sólida la cantidad que se encuentre en exceso.(donde K_i es constante de iones)

Ejemplo

La solubilidad para el CaF₂ (Fluoruro de calcio) a la temperatura de 25°C es de 2,1×10⁻⁴ mol/litro. Calcule el producto de solubilidad (Kps).



Por cada mol de CaF_2 que se disuelven se produce 1 mol de iones de calcio y 2 moles de iones fluoruro (F^-).

Por lo tanto:

$$\begin{aligned}[\text{Ca}^{+2}] &= 2,1 \times 10^{-4} \text{ Molar} \\ [\text{F}^-] &= 2(2,1 \times 10^{-4}) \text{ Molar} \\ \text{Kps} &= [\text{Ca}^{+2}] [\text{F}^-]^2 \\ \text{Kps} &= (2,1 \times 10^{-4}) (4,2 \times 10^{-4})^2 \\ \text{Kps} &= 3,7 \times 10^{-11}\end{aligned}$$

Actividad # 1. Resolver los siguientes problemas de Kps en tu cuaderno.

1. Escribir las ecuaciones de disociación y la expresión del producto de solubilidad (Kps) para las siguientes sales: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, CaF_2 , PbSO_4 , AgCl , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, Ag_2CO_3

Ej: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \leftrightarrow 2\text{Al}^{+3} + 3\text{SO}_4^{-2}$ (ecuación de disociación)

$$\text{Kps} = [\text{Al}^{+3}]^2 [\text{SO}_4^{-2}]^3 \text{ (expresión de Kps)}$$

2. Se agita sulfato de bario (BaSO_4) en contacto con agua pura a 25°C durante varios días. Cada día se extrae una muestra y se analiza la concentración de bario. Después de varios días la concentración de bario es constante. La $[\text{Ba}^{+2}]$ es $1,04 \times 10^{-5} \text{ M}$. Cuál es la Kps para esta sal.

3. La Kps para el $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ es $6,3 \times 10^{-10}$. ¿Cuál es la solubilidad del $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ en agua en g/L.

4. La solubilidad molar de un compuesto iónico MX (masa molar 346 g/mol) es $4,63 \times 10^{-3} \text{ g/L}$. ¿Cuál es la Kps del compuesto?

Tema 3. Ácidos y Bases.

Resumen Teórico.

-Propiedades ácido-base del agua. El agua puede actuar tanto como ácido o como base, depende del medio en el que se encuentre. Se comportará como base al reaccionar con ácidos y como ácido al reaccionar con bases

-Ionización del agua.

$\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{ac})} + \text{OH}^-_{(\text{ac})}$. La disociación del agua representa una situación de equilibrio: $\text{Ke} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$

El H_3O^+ , también se representa como H^+

$\text{Ke} \times [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \leftarrow$ Esto da lugar a una nueva constante llamada: Constante del producto iónico del agua (**Kw**)

$\text{Kw} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ M}$, donde $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

Disoluciones neutras, ácidas y básicas. De acuerdo a la concentración de $[\text{H}^+]$ y $[\text{OH}^-]$, las disoluciones pueden ser:

-Ácidas: tienen mayor concentración de $[\text{H}^+]$ en comparación con $[\text{OH}^-]$; en resumen $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$; y $[\text{H}^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ M}$

-Básicas: Poseen mayor concentración de OH^- en comparación que H^+ , es decir, $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$; y $[\text{H}^+] < 1 \times 10^{-7} \text{ M}$

-Neutras: tienen igual concentración de OH^- y H^+

Ejemplo: Calcula la $[\text{H}^+]$ de una disolución cuya $[\text{OH}^-]$ es de $3,0 \times 10^{-5}$. Determine si es ácida, básica o neutra.

$$\text{Kw} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$1 \times 10^{-14} = [\text{H}^+](3,0 \times 10^{-5})$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{3,0 \times 10^{-5}} = 3,33 \times 10^{-10} \quad \text{como } [\text{H}^+] < [\text{OH}^-] \text{ la disolución es básica}$$

Actividad. Resuelve los problemas en tu cuaderno de química.

1. Calcula la concentración de iones $[\text{H}^+]$ de una solución cuya $[\text{OH}^-]$ es de $2,5 \times 10^{-9}$. Diga si la solución es ácida, básica o neutra.

2. Determina la concentración de iones $[\text{OH}^-]$ si la $[\text{H}^+]$ es igual a $1,2 \times 10^{-11}$

3. Calcula la concentración de iones $[\text{H}^+]$ de una solución de NH_4OH , 0,010M. La solución está disociada en 4,3%

4. Calcula la $[\text{H}^+]$ o $[\text{OH}^-]$ de acuerdo a los siguientes requerimientos, de cada caso indica si la solución es ácida, básica o neutra:

a. $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-2}$

b. $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-9}$

c. $[\text{H}^-] = 1 \times 10^{-7}$