



GUÍA 1 DE EJERCICIOS EQUÍLIBRIO IÓNICO

Área Química

Resultados de aprendizaje

Identifica, interpreta y analiza conceptos básicos sobre equilibrio iónico, para la resolución de ejercicios, desarrollando pensamiento lógico y sistemático.

Contenidos

- 1 Teorías ácido – Base
 - 1.1 Arrhenius
 - 1.2 Lowry-Brönsted
 - 1.3 Lewis
- 2 Cálculo de la concentración de H^+ , a partir del pH
- 3 Cálculo de la concentración de OH^- , a partir del pOH

Ejercicio 1:

¿Qué sustancia actúa como una base de Brönsted-Lowry?



En esta ecuación química el NH_3 actúa como una base de Brönsted-Lowry, porque acepta un H^+ y se convierte en NH_4^+ .

Debo saber: la teoría de Bronsted-Lowry, se basa en el hecho que las reacciones ácido-base involucra una transferencia de iones H^+ .

Otra teoría ácido base es la de Arrhenius define un ácido como aquella sustancia que en solución acuosa libera uno o más protones (H^+) por cada molécula; y una base como aquella sustancia que libera uno o más iones hidroxilo por cada molécula. Ejemplo:



Ejercicio 2:

Escriba la base conjugada de los siguientes ácidos de Brönsted-Lowry

Debo saber: el ácido conjugado de una sustancia, es la sustancia original más un protón. La base conjugada de una sustancia, es la sustancia original menos un protón.

- a) HIO_3 , la base conjugada de éste ácido será el IO_3^-



b) NH_4^+ , la base conjugada de éste ácido será el NH_3



Ejercicio 3: Escriba el ácido conjugado de las siguientes bases de Brönsted-Lowry

a) O^{2-} , el ácido conjugado de esta especie será OH^-



b) H_2PO_4^- , el ácido conjugado de ésta especie será H_3PO_4



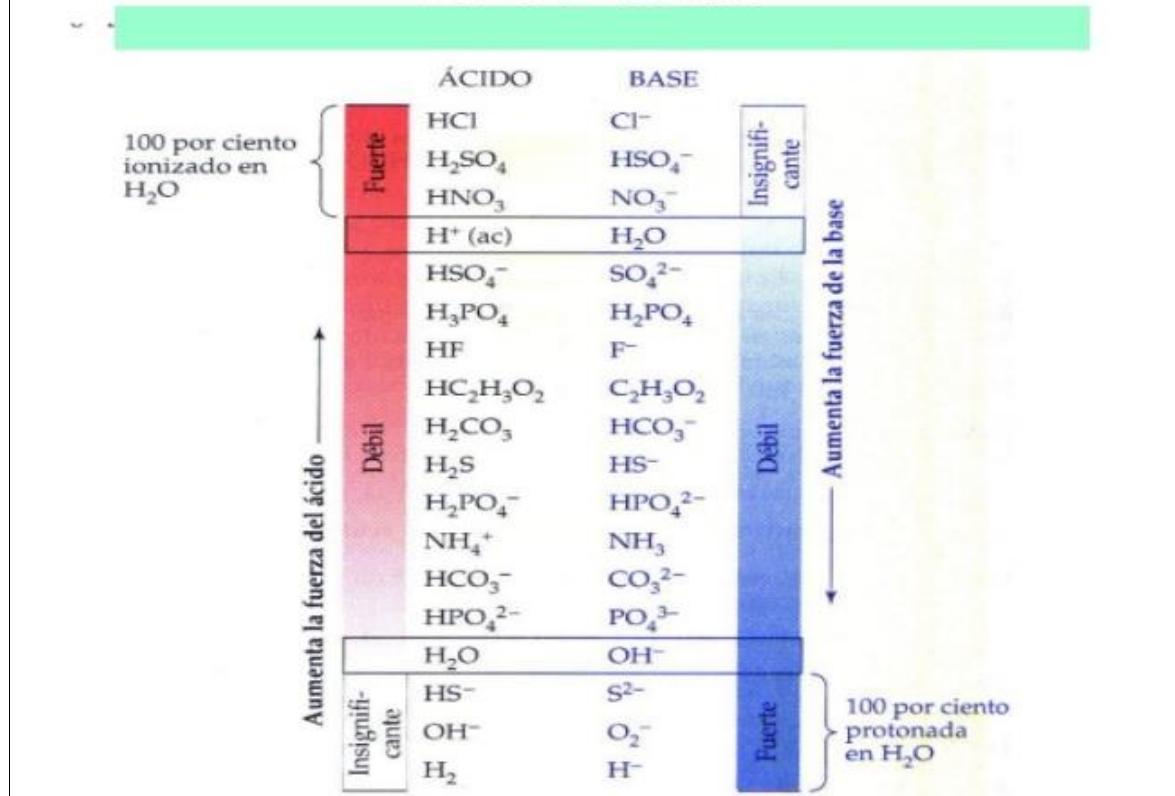
Ejercicio 4: Para cada una de las siguientes reacciones, identifica los pares conjugados para ácidos y bases.



Debo saber: Mientras más fuerte sea el ácido más débil será su base conjugada; y mientras más fuerte sea la base, más débil será su ácido conjugado.



Fuerza relativa de pares conjugados ácido -base



Ejercicio 4: Indica si las disoluciones con cada una de las siguientes concentraciones iónicas son neutras, ácidas o básicas

- $[\text{H}^+]=4 \cdot 10^{-9} \text{ M}$
- $[\text{OH}^-]=1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
- $[\text{OH}^-]=7 \cdot 10^{-13} \text{ M}$

Debo saber: en una disolución ácida, la $[\text{H}^+]$ es mayor que $1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$; en una disolución básica la $[\text{OH}^-]$ es menor que $1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ y en una disolución neutra la $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$

- $[\text{H}^+]=4 \cdot 10^{-9} \text{ M}$, de acuerdo a la concentración de protones $[\text{H}^+]$ esta solución es básica.
- $[\text{OH}^-]=1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$, en este caso se está frente a una solución de tipo neutra, ya que al utilizar el equilibrio de autoionización del agua y su valor de $K_w = 1 \times 10^{-14}$, se tiene:



$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1 \cdot 10^{-7}}$$

$$[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-7}$$

Por lo tanto $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7}$

c) $[\text{OH}^-] = 7 \cdot 10^{-13} \text{ M}$, si calculamos la concentración de protones se tiene:

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1 \cdot 10^{-13}}$$

$$[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-1} \text{ M}$$

Esto indica que es una solución ácida.

Ejercicio 5: Una muestra de yogurt tiene un pH de 2,85 ¿Cuál es la concentración de $[\text{H}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ en la muestra?

En este ejercicio, se pide calcular las concentraciones de $[\text{H}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ en una disolución en la cual el pH de la solución es 2,85.

Según la fórmula

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

Al reemplazar el valor de pH en la expresión anterior se tiene:

$$2,85 = -\log [\text{H}^+]$$

Al despejar la $[\text{H}^+]$ se tiene:

$$[\text{H}^+] = \text{antilog} (-2,85)$$

(al realizarlo en la calculadora es SHIFT + log + -2,85, quedando $10^{-2,85}$)

$$[\text{H}^+] = 1,41 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$



Ahora para calcular la concentración de iones hidroxilo $[\text{OH}^-]$ se tiene:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

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

$$\text{pOH} = 14 - 2,85$$

$$\text{pOH} = 11,15$$

Reemplazando en

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

$$11,15 = -\log [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = \text{antilog} (-11,15)$$

(al realizarlo en la calculadora es SHIFT + log + -11,15, quedando $10^{-11,15}$)

$$[\text{OH}^-] = 7,08 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

Ejercicio 6: ¿Cuál será el pH de una muestra de jugo de limón cuya concentración de $[\text{H}^+]$ es $3,8 \cdot 10^{-4} \text{ M}$?

Se pide calcular el valor de pH, y se entrega el valor de la concentración de protones que hay en la muestra, por lo que reemplazando en:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log[3,8 \cdot 10^{-4}]$$

$$\text{pH} = 3,42$$

El valor en la escala de pH para esta muestra es 3,42, lo cual indica que se está en presencia de una solución ácida.



Responsables académicos

Corregida por comité Editorial PAIEP. Si encuentra algún error favor comunicarse a ciencia.paiep@usach.cl

Referencias y fuentes utilizadas

Balocchi, E.; Boyssières, L.; Martínez, M.; Melo, M.; Ribot, G.; Rodríguez, H.; Schifferli, R.; Soto, H. (2002). "Curso de Química General". (7a. ed.). Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.

Chang, R.; College, W. (2002). Química. (7a. ed). México: Mc Graw-Hill Interamericana Editores S.A. R.Petrucci, W.Harwood, F.G.Hering; Química General (8a.ed); Madrid; Pearson Educación, S.A.

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Villarroel, M.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). Manual de Ejercicios de Química General para Ingeniería. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.

T. Brown, E. Lemay, B. Bursten, C.Murphy; Química, La Ciencia Central; 11^a.ed, Pearson Educación.



Comité Editorial PAIEP. Corregida por comité Editorial PAIEP. Si encuentra algún error favor comunicarse a ciencia.paiep@usach.cl

Referencias y fuentes utilizadas

Chang, R.; College, W. (2002). Química. (7a. ed). México: Mc Graw-Hill Interamericana Editores S.A.

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Villarroel, M.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). Manual de Ejercicios de Química General para Ingeniería. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). Manual de Ejercicios de Química General para Carreras Facultad Tecnológica. Unidad I: Estequiometria. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.