



## 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-Brønsted
  - 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

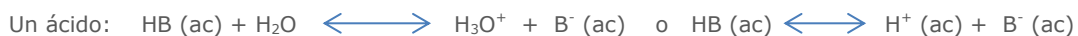
**Ejercicio 1:** ¿Qué sustancia actúa como una base de Brønsted-Lowry?



En esta ecuación química el  $NH_3$  actúa como una base de Brønsted-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 involucre 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 Brønsted-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)  $\text{NH}_4^+$ , la base conjugada de éste ácido será el  $\text{NH}_3$



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

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



b)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , el ácido conjugado de ésta especie será  $\text{H}_3\text{PO}_4$



**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

		ÁCIDO	BASE			
Aumenta la fuerza del ácido ↑	Fuerte	HCl	Cl <sup>-</sup>	Insignifi- cante	Aumenta la fuerza de la base ↓	
		H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>			
		HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>			
	Débil	H <sup>+</sup> (ac)	H <sub>2</sub> O	Débil		
		HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>			
		H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>			
		HF	F <sup>-</sup>			
		HC <sub>2</sub> H <sub>3</sub> O <sub>2</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> O <sub>2</sub>			
		H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>			
		H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>			
		H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>			
		NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>			
		HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>			
		HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>			
	Insignifi- cante	H <sub>2</sub> O	OH <sup>-</sup>	Fuerte		
		HS <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>			
		OH <sup>-</sup>	O <sub>2</sub> <sup>-</sup>			
		H <sub>2</sub>	H <sup>-</sup>	100 por ciento protonada en H <sub>2</sub> O		

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

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

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

- a)  $[H^+] = 4 \cdot 10^{-9} M$ , de acuerdo a la concentración de protones  $[H^+]$  esta solución es básica.
- b)  $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} M$ , 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  $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ , se tiene:



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

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

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

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

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

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

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

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

$$[H^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{7 \cdot 10^{-13}}$$

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

Esto indica que es una solución ácida.

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

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

Según la fórmula

$$pH = -\log [H^+]$$

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

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

Al despejar la  $[H^+]$  se tiene:

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

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

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



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  $3,8 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ ?

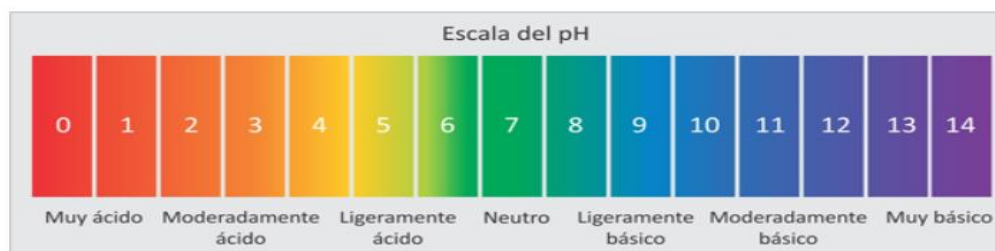
Se pide calcular el valor de pH, y se entrega el valor de la concentración de protones que hay en la muestra, por lo que reemplazando en:

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

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

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

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](mailto: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; 11ª.ed, Pearson Educación.



Comité Editorial PAIEP. Corregida por comité Editorial PAIEP. Si encuentra algún error favor comunicarse a [ciencia.paiep@usach.cl](mailto: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: Estequiometría. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.