



# GUÍA DE EJERCICIOS EQUILIBRIO 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 Propiedades compuestos ácidos y bases
- 3 Autoionización del agua
- 4 Ácidos fuertes.
- 5 Calculo de pH de soluciones de ácido fuertes y débiles.
- 6 Calculo de pH de soluciones de bases fuertes y débiles.

### Debo saber

Antes de empezar a realizar estos ejercicios es importante que recordemos algunos conceptos:

**Ácido Arrhenius:** Un ácido es una sustancia que en disolución acuosa produce iones H<sup>+</sup>:



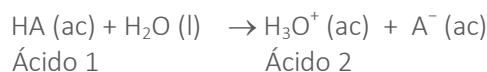
El ión H<sup>+</sup>, se denomina protón y en solución acuosa se encuentra hidratado, situación que en la mayoría de los libros se representa como H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>. A este ión se le denomina ión hidronio, y se utiliza para indicar que el ión H<sup>+</sup>, en solución acuosa se encuentra asociado con al menos una molécula de agua, por lo tanto decir iones H<sup>+</sup> o protones es equivalente a decir iones hidronio o H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>.

**Base Arrhenius:** Una base es una sustancia que en disolución acuosa produce o libera iones OH<sup>-</sup>:



El anión OH<sup>-</sup> se denomina ión hidroxilo u oxhidrilo. Este ión está formado por un oxígeno y un hidrógeno con carga eléctrica -1.

**Ácido Lowry-Brönsted:** Un ácido es una sustancia que cede un protón a otra

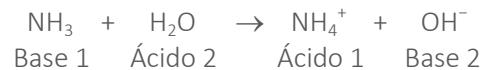




**Base Lowry-Brönsted:** Una base es una sustancia que capta un protón de otra.



Según la teoría de Lowry-Brönsted, cada reacción ácido-base, produce un ácido y una base que son conjugadas, respectivamente, de la base y el ácido original.



En el ejemplo anterior el número indica el par ácido-base conjugado, así la base 1 es la base conjugada del ácido 1 y el ácido 2 es el ácido conjugado de la base 2. Como el agua tiene en su molécula iones  $\text{H}^+$  e iones  $\text{OH}^-$  puede actuar como ácido o como base dependiendo de la sustancia con la que reaccione.

**Ácido Lewis:** Un ácido es una sustancia que puede aceptar un par de electrones para formar un enlace.

**Base Lewis:** Una base es una sustancia que puede aportar un par de electrones para formar un enlace.

**Propiedades de ácidos y bases:** Los ácidos y las bases son compuestos que al disolverse en agua producen soluciones que conducen la corriente eléctrica. En la tabla 1 se muestra algunos ejemplos:

**Tabla 1:** Compuestos ácidos y bases

Ácidos	Bases
Ácido clorhídrico: HCl	Hidróxido de Sodio NaOH
Ácido nítrico: $\text{HNO}_3$	Hidróxido de potasio: KOH
Ácido sulfúrico: $\text{H}_2\text{SO}_4$	Amoníaco acuoso $\text{NH}_3$
Ácido Acético: $\text{CH}_3\text{COOH}$	

#### Propiedades compuestos ácidos:

1. Producen iones hidrógeno ( $\text{H}^+$ ) en soluciones acuosas.
2. Liberan hidrógeno gaseoso cuando reaccionan con ciertos metales como el zinc (Zn) ó Magnesio (Mg).
3. Sus soluciones acuosas afectan a los indicadores, volviendo rojo el papel tornasol, amarillo el azul de bromo timol, rojo el anaranjado de metilo y dejando incolora a la fenolftaleína.
4. Reaccionan con los carbonatos para producir dióxido de carbono gaseoso.



5. Neutralizan las bases para formar agua. Los iones metálicos de las bases y los no metálicos de los ácidos generalmente permanecen en solución a menos que formen una sal insoluble en cuyo caso precipitan.

#### Propiedades compuestos básicos:

1. Las bases neutralizan a los ácidos para formar sal y agua.
2. Sus soluciones afectan a los indicadores, volviendo azul el papel tornasol, amarillo el anaranjado de metilo, azul el azul de bromo timol, y rosada a la fenolftaleína.
3. Todas ellas son resbalosas al tacto, (porque reaccionan con la grasa del cuerpo produciendo jabón)

**Autoionización del agua:** El agua puede comportarse como ácido o como base según con que sustancia reaccione. Por lo tanto, es capaz de autoionizarse:



Que es equivalente a escribir



Como todo equilibrio lleva asociada una constante, así que, para el caso de la autoionización, ionización o disociación del agua, la constante de equilibrio se simboliza con  $K_w$ , por lo tanto tenemos

$$K_w = \frac{[\text{H}^+] * [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Pero, como la concentración del agua en sí misma es una constante, ésta forma parte de  $K_w$  y la expresión queda de la siguiente manera:

$$K_w = [\text{H}^+] * [\text{OH}^-] = 1,0 * 10^{-14}$$

Como en equilibrio iónico vamos a trabajar solamente con disoluciones acuosas, no vamos a considerar la concentración del agua en ninguna constante de equilibrio. Si tenemos agua pura, la concentración de protones y de iones hidroxilos tendrá que ser la misma, ya que ambos provendrían de la autoionización del agua y cada molécula de agua al ionizarse produce un ión  $\text{H}^+$  y un ión  $\text{OH}^-$ .

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 * 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Lo correcto, en una constante de equilibrio, es utilizar la actividad o concentración efectiva que considera las fuerzas de atracción o repulsión entre los iones, que en soluciones concentradas pueden ser muy importantes, pero para soluciones diluidas estas fuerzas se hacen prácticamente despreciables y por lo tanto es posible utilizar la molaridad.



De esta manera, como vamos a trabajar con soluciones diluidas que implican exponentes negativos vamos a definir el operador:  $p = -\log$  que nos permitirá trabajar con números enteros y positivos. Si aplicamos este operador a la concentración de protones queda:

$$pH = -\log[H^+] = 7$$

Por lo tanto en vez de decir que la concentración de protones es  $1 \times 10^{-7}$  M, decimos que la solución tiene un pH = 7.

En forma análoga para la concentración de  $[OH^-]$ : definimos el operador pOH, entonces:

$$pOH = -\log[OH^-] = 7$$

Si aplicamos este concepto a la expresión de Kw tenemos:

$$pH + pOH = 14$$

Si tenemos el pH y queremos determinar la concentración de  $[H^+]$ , haciendo la operación inversa tenemos:

$$[H^+] = \text{antilog} - (pH)$$

O lo que es lo mismo

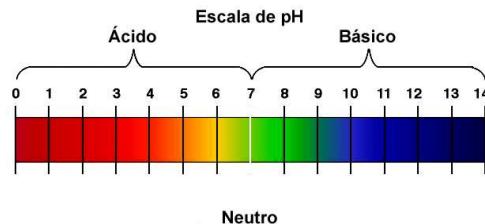
$$[H^+] = 10 - pH$$

En forma análoga para la concentración de  $[OH^-]$

$$[OH^-] = \text{antilog} - (pOH)$$

$$[OH^-] = 10 - pOH$$

Escala de pH





Soluciones Ácidas	Soluciones Neutras	Soluciones Básicas
$[H^+] > [OH^-]$	$[H^+] = [OH^-]$	$[H^+] < [OH^-]$
$[H^+] > 1 \times 10^{-7}$	$[H^+] = 1 \times 10^{-7}$	$[H^+] < 1 \times 10^{-7}$
$[OH^-] < 1 \times 10^{-7}$	$[OH^-] = 1 \times 10^{-7}$	$[OH^-] > 1 \times 10^{-7}$
$pH < 7$	$pH = 7$	$pH > 7$
$pOH > 7$	$pOH = 7$	$pOH < 7$

Como puede verse si en una solución la concentración de protones es igual a la concentración de iones hidroxilos, la solución es neutra y el pH es 7, y el pOH también, ya que siempre tiene que cumplirse que el pH más el pOH sea igual a 14, si la concentración de protones es mayor que la concentración de iones hidroxilos el pH es menor que 7 y la solución es ácida, si la concentración de iones hidroxilos es mayor que la concentración de protones la solución es básica y el pH es mayor que 7. Como  $pH + pOH = 14$ , si el pH es menor que 7 el pOH debe ser mayor que 7 y viceversa.

Resumiendo, podemos decir que en toda solución acuosa SIEMPRE se cumple que:

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

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pOH + pH = 14$$

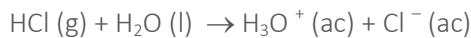
$$[OH^-] * [H^+]$$

$$[H^+] = \text{Antilog}(-pH)$$

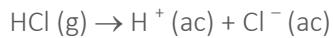
$$[OH^-] = \text{Antilog}(-pOH)$$

**Ácidos monopróticos fuertes:** Los ácidos fuertes se caracterizan por estar totalmente disociados en solución acuosa y se considera que sus constantes de equilibrio son infinitas ( $K = \infty$ ) en la mayoría de situaciones (ver tabla 2).

Ejemplo para un ácido fuerte:



También se puede escribir como:



Por lo tanto si preparamos una solución 0,1 M de HCl, lo que tenemos en realidad es 0,1 mol/L de  $H^+(ac)$  y 0,1 mol/L de  $Cl^-(ac)$  y prácticamente nada de HCl, por eso la  $K_{eq}$  resulta infinita porque queda dividida por cero.



El pH sería entonces:

$$\text{pH} = -\log(0,1)$$

$$\text{pH} = 1$$

**Tabla 2:** Ácidos monopróticos fuertes

Ácido Perclórico	HClO <sub>4</sub>
Ácido Yodhídrico	HI
Ácido Bromhídrico	HBr
Ácido Clorhídrico	HCl
Ácido Nítrico	HNO <sub>3</sub>

**Bases monopróticas fuertes:** Las bases fuertes se caracterizan por estar totalmente disociados en solución acuosa y se considera que sus constantes de equilibrio son infinitas ( $K = \infty$ ) en la mayoría de situaciones.

Las bases más fuertes de todo el sistema periódico son, las del grupo 1, y las más importantes son:

**Tabla 3:** Bases monopróticas fuertes

Hidróxido de Sodio	NaOH
Hidróxido de potasio	KOH

Las bases más pesadas del grupo de los metales alcalino-térreos también son fuertes pero poco solubles, sin embargo todo lo que se disuelve ioniza completamente.

**Tabla 6:** Fuerza de los hidrácidos del grupo 6A

Hidrácidos del grupo 6A	Energía de enlace KJ/mol de enlace	Diferencia de Electronegatividades	Constantes de Acidez: $K_a$
H-S-H	339	0,38	$9,12 \cdot 10^{-8}$
H-Se-H	315	0,35	$1,26 \cdot 10^{-4}$
H-Te-H	268	0,10	$2,51 \cdot 10^{-3}$



Como puede verse en la tabla anterior, las diferencias de electronegatividades no son lo suficientemente grandes para cambiar la tendencia de las energías de disociación de enlaces y por consiguiente las constantes de acidez siguen la tendencia esperada si consideramos sólo las energías de enlaces. Así, la fuerza de estos ácidos es:



Tabla 7: Fuerza de los hidrácidos del grupo 7<sup>a</sup>

Hidrácidos del grupo 7A	Energía de enlace KJ/mol de enlace	Diferencia de Electronegatividades	Constantes de Acidez: Ka
H-F	568,2	1,80	$6,75 \cdot 10^{-4}$
H-Cl	431,9	0,96	$\infty$
H-Br	366,1	0,76	$\infty$
H-I	298,3	0,46	$\infty$

En el grupo 7A las diferencias de electronegatividad son bastante mayores y todos los hidrácidos, excepto el HF, se consideran totalmente ionizados. En el HF la diferencia de electronegatividades es mayor que en todos ellos, pero no es suficiente para superar la gran energía de disociación de enlace, por lo que el HF es un ácido débil.

La fuerza del resto de estos ácidos aumenta a medida que disminuye la energía de disociación de enlace:

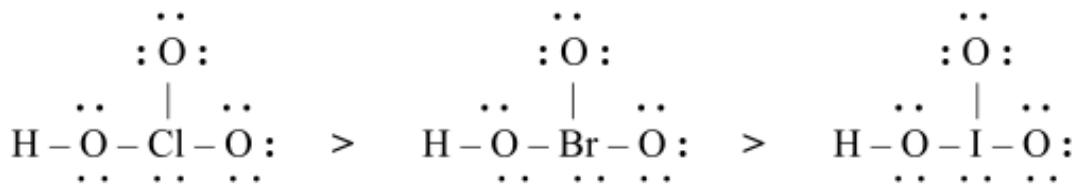


Si consideramos los oxoácidos, que, como se vio en nomenclatura, están formados por Hidrógeno–Elemento No metálico–Oxígeno / H-NoMe-O, (pudiendo la molécula tener uno o más átomos de cada uno de esos elementos), se encuentra que entre más electronegativo sea el NoMe (Elemento no metálico), o más alto sea su número de oxidación, atraerá con más fuerza los electrones de él, o los oxígenos, que están unidos a hidrógenos, polarizando el enlace y facilitando la salida del hidrógeno como  $\text{H}^+$ .



Para comparar la fuerza de los oxoácidos es conveniente dividirlos en dos grupos:

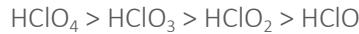
a) Oxoácidos del mismo grupo del sistema periódico y con el mismo número de oxidación: La fuerza ácida aumenta con el aumento de la electronegatividad del átomo central, porque aumenta la polarización del enlace O-H y por lo tanto la facilidad para que el hidrógeno salga como H<sup>+</sup>.



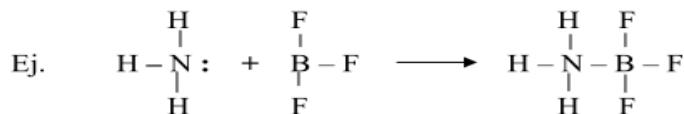
En la secuencia anterior vemos que el HClO<sub>3</sub> es el más fuerte de todos, después viene el HBrO<sub>3</sub> y por último el HIO<sub>3</sub> y eso se debe a que la electronegatividad aumenta hacia arriba en un grupo.

b) Oxoácidos del mismo elemento pero con distintos números de oxidación: En estos casos la fuerza ácida aumenta con el aumento del número de oxidación del átomo central, debido a que hay más oxígenos atrayendo los electrones del átomo central.

Ejemplo:



**Ejercicio 1:** Según la teoría de Lewis, para la siguiente reacción cuál especie es un ácido y cuál es la base?.



De acuerdo a la tabla 1, sabemos que el amoníaco es una base y por definición una base aporta un par de electrones para formar un enlace. El trifluoruro de boro es el ácido, porque acepta un par de electrones para formar un enlace. Al producto que se forma de esta manera se le llama aducto.

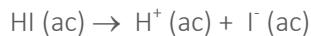


**Ejercicio 2:** Determine el pH, el pOH y la concentración de todas las especies presentes en una solución 0,15 M de las siguientes sustancias:

a) Ácido Yodhídrico ( $K_a = \infty$ )      b) Hidróxido de Potasio ( $K_b = \infty$ )

c) Ácido Nítrico ( $K_a = \infty$ )      d) Hidróxido de Litio ( $K_b = \infty$ )

a)



Como  $K_a = \infty$ , significa que es un ácido fuerte, por lo tanto su ionización es completa, es decir  $[\text{H}^+] = [\text{I}^-] = 0,5 \text{ M}$ . Luego la concentración de  $[\text{H}^+]$  es igual a la concentración del ácido.

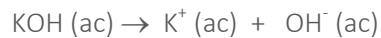
$$\text{pH} = -\log 0,5 = 0,30$$

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

$$\text{pOH} = 14 - 0,3 = 13,7$$

De igual forma debes calcularlo para el ácido nítrico (c).

b)



Como  $K_b = \infty$ , significa que es un base fuerte, por lo tanto su ionización es completa. Luego la concentración de  $\text{OH}^-$  es igual a la concentración de la base. Para las bases debes calcular primero el pOH.

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

$$\text{pOH} = -\log 0,5 = 0,30$$

$$\text{pH} = 14 - 0,30 = 13,7$$

De igual forma debes calcularlo para el hidróxido de litio (d).



**Ejercicio 3:** Calcular el pH de una solución de hidróxido de magnesio  $2,4 \times 10^{-2}$  M. Cuya constante  $K_b = \infty$ .



Esta sustancia es una base (libera iones hidroxilos) y es fuerte, debido al valor de la constante. Por lo tanto las concentraciones en el equilibrio son:



$$2,4 \times 10^{-2} \text{ M} \quad 2,4 \times 10^{-2} \text{ M} \quad \mathbf{2} \times 2,4 \times 10^{-2} \text{ M}$$

Ten presente que la concentración de iones hidroxilos debe **ser multiplicada por dos**, ya que tenemos dos moles en la ecuación.

Luego, para calcular el pH:

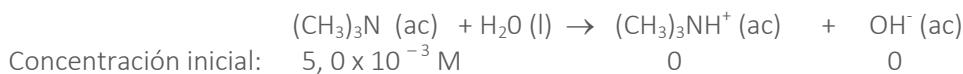
$$pOH = -\log [\text{OH}^-] = -\log \mathbf{2} \times 2,4 \cdot 10^{-2}$$

$$pOH = -\log 0,048 = 1,31$$

$$pH = 14 - 1,31 = 12,69$$

**Ejercicio 4:** Calcular el pH y el pOH de una solución de trimetilamina  $(\text{CH}_3)_3\text{N}$   $5,0 \times 10^{-3}$  mol/L cuya  $K_b = 6,4 \times 10^{-5}$

Si te fijas en el valor de la  $K_b$ , te darás cuenta que se trata de una base débil, ya que es menor a  $10^{-2}$



$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] \times [(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+]}{[(\text{CH}_3)_3\text{N}]} = 6,4 \times 10^{-5}$$

$$K_b = \frac{X^2}{5,0 \times 10^{-3} - X} = 6,4 \times 10^{-5}$$

$$X^2 = 6,4 \cdot 10^{-5} (5,0 \cdot 10^{-3} - X)$$

$$X^2 = 3,2 \cdot 10^{-7} - 6,4 \cdot 10^{-5} X$$



$$X^2 - 3,2 \cdot 10^{-7} + 6,4 \cdot 10^{-5} X = 0$$

$$X_1 = 5,34 \cdot 10^{-4}$$

$$X_2 = -5,98 \cdot 10^{-4}$$

**Recuerda que la solución negativa, nunca se tomará en cuenta para realizar los cálculos, ya que una concentración negativa no tiene sentido físico.**

Usando las ecuaciones del apartado debo saber, determinamos el pOH y luego el pH.

$$\text{pOH} = -\text{Log } 5,34 \cdot 10^{-4} = 3,27$$

$$\text{pH} = 14 - 3,27 = 10,72$$

### Responsables académicos

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.

Douglas A. Skoog (2015); Fundamentos de Química Analítica (9a. Ed), México, D.F. Cengage Learning.