

## 6. Fuerza relativa de ácidos y bases

### SABÍAS QUE

Una base fuerte es el hidróxido de sodio (también conocido como soda cáustica) es un sólido blanco e higroscópico que tiene muchos usos, por ejemplo, para neutralizar ácidos, en la refinación del papel, en textiles, en plásticos, en explosivos, para destapar cañerías y fabricar jabón (por su acción sobre los ácidos grasos), entre otros usos. Reacciona con agua, ácidos y otros materiales. Al entrar en contacto con la piel, causa irritación y severas quemaduras. Presenta una alta solubilidad en solución acuosa y en contacto con agua reacciona de forma exotérmica liberando calor.



En la escala de pH observamos diversos ácidos y bases. Situémonos en los ácidos. Como podrás observar sus pH son distintos y sus usos también.

Por ejemplo el ácido cítrico ( $C_6H_8O_7$ ) que encontramos en algunos frutos tienen pH cercano a 7 mientras que el ácido clorhídrico (HCl) (presente en el jugo gástrico) tiene un pH muy bajo y es altamente peligroso de manipular por las quemaduras que puede causar en contacto directo con la piel.

*Si todos son ácidos, ¿qué los hará tan distintos entre sí?*

Existen ácidos que son mejores donadores de protones que otros (el HCl es mejor donador que el ácido cítrico). De la misma manera, algunas bases son mejores receptores de protones que otras, lo que describe la “fuerza relativa de ácidos y bases” y permite la siguiente clasificación:

- **Ácidos fuertes:** Son aquellos que transfieren totalmente sus protones al agua y no quedan moléculas sin disociar en disolución. Entre los más comunes se encuentran los ácidos monopróticos HCl (clorhídrico), HBr (Bromhídrico), HI (Yorhídrico),  $HNO_3$  (Nítrico),  $HClO_4$  (Perclórico) y diprótico  $H_2SO_4$  (Sulfúrico).
- **Ácidos débiles:** Se disocian solo parcialmente en disolución acuosa y, por tanto, existen como una mezcla del ácido en la que una parte se encuentra como especie molecular y la otra como especie disociada. Entre los más comunes está el ácido acético ( $CH_3COOH$ )
- **Bases fuertes:** Se disocian completamente liberando sus iones  $OH^-$ . Considerando la Teoría de Lewis, estas especies son aquellas que tienen un átomo que cede, cuya densidad electrónica se deforma difícilmente (polariza), debido a esto, por lo general, el átomo dador es de pequeño tamaño y bastante electronegativo. Por ejemplo:  $F^-$ ,  $OH^-$ ,  $O^{2-}$
- **Bases débiles:** Especies que aceptan parcialmente los protones disponibles en disolución o los extraen desde el  $H_2O$ , con lo cual se forma el ácido conjugado y los iones  $OH^-$ . Considerando la Teoría de Lewis, las bases débiles en cambio, son aquellas sustancias que poseen un átomo dador cuya densidad electrónica se deforma fácilmente. Dichos átomos suele ser menos electronegativos, y de mayor tamaño que en las bases fuertes. Por ejemplo:  $Br^-$ ,  $I^-$ ,  $CN^-$ ,  $CO^-$ .

Considerando que un ácido forma una base conjugada y una base un ácido conjugado, la capacidad de donar o aceptar protones que tiene una sustancia, indica la facilidad o dificultad de su especie conjugada de recibir o liberar el protón. Así, mientras más fácilmente una sustancia cede un protón, con tanta mayor dificultad acepta un protón su base conjugada.



Análogamente, cuanto más fácilmente una base acepta un protón, con tanta mayor dificultad cede un protón su ácido conjugado. En síntesis:

- Mientras más fuerte es el ácido, tanto más débil es su base conjugada; así las bases conjugadas de ácidos fuertes tienen baja capacidad de protonarse en disolución. Las bases conjugadas de ácidos débiles también son bases débiles.
- Cuanto más fuerte es la base, tanto más débil es su ácido conjugado.

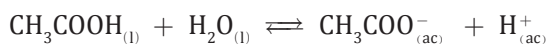
## a. Equilibrio iónico de ácidos y bases

Un criterio teórico para distinguir la fuerza de un ácido es su **constante de acidez** ( $K_a$ ), expresión que relaciona la concentración de los reactantes con la de los productos y corresponde a la constante de equilibrio de una especie ácida, es decir:

$$K_a = \frac{[\text{Productos}]}{[\text{Reactantes}]}$$

- Si el valor de  $K_a$  es mayor a 1 ( $K_a > 1$ ), se indica que el ácido es fuerte y estará disociado en su totalidad, pues la concentración de los productos es mayor que la de los reactantes.
- Por el contrario, si  $K_a < 1$ , el ácido es débil y estará solo parcialmente disociado (no el 100 %), es decir, la concentración de los productos es menor que la de los reactantes.

La mayoría de los ácidos y bases son electrolitos débiles. Por lo tanto, al disolverse en agua solo se ionizan parcialmente. Por ejemplo, en la disolución acuosa de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) se observará que:



cuya constante de equilibrio, denominada **constante de acidez** o **constante de ionización**, será:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

En las bases, la constante que relaciona las concentraciones de sus productos y reactantes se denomina **constante de basicidad** ( $K_b$ ). Ambas constantes ( $K_a$  y  $K_b$ ) se relacionan en la expresión de la constante del agua ( $K_w$ ) de la forma:

$$K_w = K_a \cdot K_b$$

Al aplicar el  $-\log$  (p) a la expresión anterior se obtendrá:

$$pK_w = pK_a + pK_b = 14$$

## MÁS QUE QUÍMICA

Los ácidos y las bases no se disocian todos con la misma intensidad.

Podemos distinguir electrolitos fuertes, que son aquellos que se disocian completa o totalmente y los electrolitos débiles, que corresponde a aquellos que se disocian en forma parcial.

Los electrolitos fuertes son los ácidos y bases fuertes, y los electrolitos débiles, los ácidos y bases débiles. Los ácidos fuertes, se convierten en iones en su totalidad, no así, los ácidos débiles, en los cuales una pequeña porción da origen a los productos.



Esta relación es utilizada para determinar el valor de  $K_b$ , pues  $K_w$  es un valor conocido y el de  $K_a$  se encuentra tabulado para cada ácido y base. En las tablas 14 y 15 se presentan los valores de  $K_a$  y  $K_b$  para distintas sustancias.

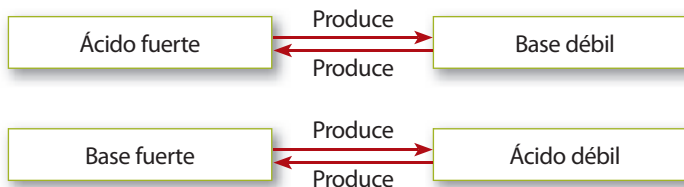
**Tabla 14**  
 Constante de acidez a 25 °C

Ácido	Reacción	$K_a$	$pK_a = -\log K_a$
Bromhídrico	$\text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	Muy grande	Muy grande
Perclórico	$\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$	Muy grande	Muy grande
Clorhídrico	$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	Muy grande	Muy grande
Nítrico	$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$	Muy grande	Muy grande
Yódico	$\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{IO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$	0,19	0,721
Fosfórico	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$7,5 \cdot 10^{-3}$	2,125
Fluorhídrico	$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$7,0 \cdot 10^{-4}$	3,155
Fórmico	$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,745
Acético	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,745
Carbónico	$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$4,2 \cdot 10^{-7}$	6,377
Sulfhídrico	$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,0 \cdot 10^{-7}$	7,000
Hipocloroso	$\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ClO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$3,0 \cdot 10^{-8}$	7,523
Dihidrogenofosfato	$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,208

**Tabla 15**  
 Constante de basicidad a 25 °C

Base	Reacción	$K_b$	$pK_b = -\log K_b$
Hidróxido sódico	$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$	Muy grande	Muy grande
Hidróxido potásico	$\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$	Muy grande	Muy grande
Etilamina	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$6,41 \cdot 10^{-4}$	3,193
Metilamina	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$3,70 \cdot 10^{-4}$	3,432
Amoníaco	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1,77 \cdot 10^{-5}$	4,752
Anilina	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$4,27 \cdot 10^{-10}$	9,37

La fuerza relativa de las especies en los productos es el opuesto a las especies presentes en los reactantes, es decir, los ácidos o bases fuertes producen ácidos o bases débiles.



En el sitio <http://www.rena.edu.ve/cuartaEtapa/quimica/Tema6.html> podrás encontrar más información sobre el equilibrio iónico de ácidos y bases. Además presenta actividades interactivas, para reforzar tus conocimientos.



## b. Porcentaje de ionización

Además del valor de  $K_a$ , otra forma de medir la fuerza de un ácido es mediante su porcentaje de ionización, que se define como:

$$\text{Porcentaje de ionización} = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{HA}]} \cdot 100$$

Cuanto más fuerte es un ácido, mayor será su porcentaje de ionización.

Donde:  $[\text{H}^+]$  es la concentración en el equilibrio.

$[\text{HA}]$  corresponde a la concentración inicial de ácido.

Por ejemplo, si el HF de concentración 0,05 M tiene un  $\text{pH} = 2,2$ , ¿es un ácido fuerte o débil?

Como no tenemos el valor de  $K_a$ , podemos emplear los datos entregados para determinar el porcentaje de ionización, para lo que es necesario determinar el valor de  $[\text{H}^+]$ .

A partir de:  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$  se puede obtener  $[\text{H}^+]$  aplicando:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,2} = 0,006.$$

Conociendo el valor, se puede establecer el porcentaje de ionización de la siguiente manera:

$$\text{Porcentaje de ionización} = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{HF}]} \cdot 100 = \frac{[0,006]}{[0,05]} \cdot 100 = 12$$

Así, solo 12 de cada 100 moléculas de HF están ionizadas, por lo que corresponde a un ácido débil, que no se ioniza en un 100 %.



- 1** Observa los datos de las tablas 14 y 15 para las constantes de acidez y basicidad, y para cada una de las especie enumeradas a continuación, realiza las siguientes actividades:

**Especies:**

- |                      |                     |
|----------------------|---------------------|
| 1 Ácido perclórico   | 5 Metilamina        |
| 2 Ácido yódico       | 6 Ión amonio        |
| 3 Ácido fluorhídrico | 7 Ácido hipocloroso |
| 4 Hidróxido potásico | 8 Amoníaco          |

- Establece la expresión de la constante de acidez y basicidad ( $K_a$ ) y ( $K_b$ ) según corresponda.
  - De acuerdo al valor de la constante de acidez y basicidad, ¿qué puedes decir respecto a la relación de productos y reactivos?
  - Clasifica cada especie como un ácido o base fuerte o débil según corresponda.
  - Escribe la forma disociada de cada una de las especies en medio acuoso e identifica la especie conjugada que se forma.
  - Según lo expuesto en el texto, ¿qué comportamiento tendría la especie conjugada (fuerte o débil)?
- 2** Identifica si los siguientes ácidos son fuertes o débiles, calculando su porcentaje de ionización.
- Disolución de ácido acético 0,2 M con un  $K_a = 1,75 \cdot 10^{-7}$
  - Disolución de ácido clorhídrico 0,001 M
  - Disolución de ácido sulfhídrico 0,2 M con un  $K_{a1} = 1,0 \cdot 10^{-7}$

## DESAFÍO

**Habilidades a desarrollar:**

- Observar
- Interpretar
- Clasificar
- Calcular
- Inferir



### c. Cálculo de pH en ácidos y bases fuertes

En las especies de ácidos y bases fuertes, el cálculo de pH o de pOH depende directamente de la concentración inicial de las especies y su comportamiento, pues la concentración de  $[H^+]$  y de  $[OH^-]$  en disociación será igual a la concentración inicial de la especie. Observa con atención el siguiente ejemplo.

#### EJERCICIO RESUELTO

Para una disolución 0,1 M de HBr (ácido bromhídrico), ¿cuál es su pH?

**Paso 1.** Datos: 0,1 M de HBr.

Según tabla HBr,  $K_a =$  Muy grande.

Pregunta: ¿Cuál es su pH?

**Paso 2.** Seleccionar la fórmula que resuelve el problema planteado.

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

Para obtener el pH es necesario conocer la concentración de  $H^+$ .

Sabemos que el HBr es un electrolito fuerte, por lo que se disociará completamente o un 100 %; es decir, al término de la reacción, toda la concentración inicial de HBr habrá desaparecido y solo estará presente como  $H^+$  y  $Br^-$  como productos, tal como explica el siguiente esquema:

	HBr	→	H <sup>+</sup>	+	Br <sup>-</sup>
Inicialmente	0,1M		0		0
Cambio	-0,1 M		0,1 M		0,1 M
En equilibrio	0		0,1 M		0,1 M

(Suma de las concentraciones inicial y final)

**Pasos 3 y 4.** Reemplazar los datos y resolver.

$$pH = -\log 0,1$$

$$pH = 1$$

**Paso 5.** Interpretar.

¿Qué significa ese valor de pH y qué información proporciona su valor?

Ahora observa el valor obtenido. ¿Qué puedes concluir?

¡Efectivamente! El ácido bromhídrico (HBr) de pH 1 es un ácido fuerte. Según esta información, ¿cuál es la concentración de  $[H^+]$ ? Compara la  $[H^+]$  con la concentración inicial del HBr. ¿Qué te indica el valor comparativamente?



## d. Cálculo de pH en ácidos y bases débiles

En estas especies, la disociación no es completa, por lo que la concentración de  $H^+$  y de  $OH^-$  no será igual a la concentración inicial de la especie. Revisa con atención el siguiente ejemplo:

### EJERCICIO RESUELTO

El ácido acético ( $CH_3COOH$ ) es un compuesto químico ampliamente utilizado en distintos procesos industriales. Uno de los más comunes es la fabricación del vinagre. Si una disolución tiene una concentración de  $0,015 M$ , ¿cuál será su pH si la constante de acidez ( $K_a$ ) es igual a  $1,8 \cdot 10^{-5} M$ ?

**Paso 1.** Datos: ácido acético de concentración  $0,015 M$ .

$K_a$  (ácido acético) =  $1,8 \cdot 10^{-5} M$  nos indica que se trata de un ácido débil.

**Paso 2.** Seleccionar la fórmula:  $pH = -\log [H^+]$

Ahora bien, el  $CH_3COOH$  es un ácido débil, por lo que no se ionizará en un 100 %. Solo una pequeña fracción de la concentración inicial pasará a formar parte de los productos, tal como muestra la siguiente expresión:

	$CH_3COOH$	$\rightleftharpoons$	$H^+$	+	$CH_3COO^-$
Inicialmente	$0,015 M$		0		0
Cambio	$-x M$		$x M$		$x M$
En equilibrio	$0,015 M - x$		$x M$		$x M$

En donde  $x$  representa la pequeña porción de la concentración de ácido que se convertirá en producto, pero su valor es desconocido. Para conocerlo, podemos acudir a la expresión de la constante de acidez.

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Al remplazar los valores en la expresión de equilibrio, se obtendrá:

$$K_a = \frac{x \cdot x}{(0,015 - x)} = \frac{x^2}{(0,015 - x)}$$

Al despejar  $x$  se tendrá:

$$K_a \cdot (0,015 - x) = x^2$$

$$(K_a \cdot 0,015) - (K_a \cdot x) = x^2$$

Si observas atentamente lo obtenido, podrás distinguir la expresión de una ecuación de segundo grado  $ax^2 + bx - c = 0$ . Si la reordenamos, se obtiene  $x^2 + K_a \cdot x - K_a \cdot 0,015 = 0$ , donde  $0,015$  corresponde al valor de la concentración inicial del ácido ( $C_0$ ). Por ende:

$$x^2 + K_a \cdot x - K_a \cdot C_0 = 0$$

Para resolver la ecuación de segundo grado se aplica la fórmula general:

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4 \cdot ac}}{2a}$$

### SABÍAS QUE

La disolución de hidróxido de aluminio ( $Al(OH)_3$ ) e hidróxido de magnesio ( $Mg(OH)_2$ ) es la más utilizada para aliviar la pirosis, más conocida como acidez estomacal, pues al combinarse con el ácido del jugo gástrico reacciona formando porciones de sal y agua que aumentan el pH.

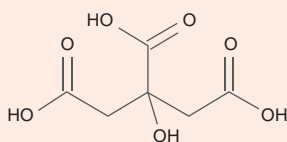


## SABÍAS QUE

El vinagre presenta una alta concentración de ácido acético (3 a 5 %), lo que le otorga un sabor cítrico.

Ácidos débiles como el cítrico, pirúvico, oxálico, acético y tartárico cumplen importantes funciones en el metabolismo del cuerpo y se encuentran en frutas y verduras.

El piruvato, por ejemplo, es un subproducto del metabolismo de la glucosa, utilizado para proveer energía gracias al ciclo de Krebs; el ácido oxálico está presente en las espinacas y el zumo de la uva, y el ácido cítrico, uno de los mejores antioxidantes, se encuentra en naranjas y limones.



Representación estructural del ácido cítrico

Si comparas las expresiones  $ax^2 + bx - c = 0$  con  $x^2 + K_a \cdot x - K_a \cdot C_0 = 0$  y resuelves la ecuación de segundo grado en la que  $x$  corresponde al valor de  $[H^+]$ , se tendrá:

$$X = [H^+] = \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 - [4 \cdot 1 \cdot (-K_a \cdot C_0)]}}{2 \cdot 1}$$

**Pasos 3 y 4.** Reemplazar los datos en la fórmula escogida y resolver.

Sabemos que  $pH = -\log [H^+]$  y que  $[H^+]$  para un ácido débil es igual a

$$[H^+] = \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 - [4 \cdot 1 \cdot (-K_a \cdot C_0)]}}{2 \cdot 1}, \text{ por ende:}$$

$$pH = -\log \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 - [4 \cdot 1 \cdot (-K_a \cdot C_0)]}}{2 \cdot 1}$$

Al reemplazar se tiene:

$$pH = -\log \frac{-1,8 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(1,8 \cdot 10^{-5})^2 - [4 \cdot 1 \cdot (-1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,015)]}}{2 \cdot 1}$$

$$pH = -\log 5,10 \cdot 10^{-4}$$

$$pH = 3,29$$

**Paso 5.** Interpretar.

Ahora observa el valor obtenido. ¿Qué puedes concluir?

¡Efectivamente! El pH del ácido acético ( $CH_3COOH$ ) es igual a 3,29. Según esta información, ¿cuál es la concentración de  $[H^+]$ ? Compara la  $[H^+]$  con la concentración inicial del ácido. ¿Qué te indica el valor comparativamente?

¡Muy bien!, la  $[H^+]$  es menor que la concentración inicial del  $CH_3COOH$ , lo que señala que el ácido es un ácido débil, pues no se disocia completamente (100 %).

Una segunda opción de aproximación, también válida para las especies débiles, es suponer que el valor de  $x$  en los reactivos es considerado insignificante (próximo a cero), puesto que es tan pequeña la porción del ácido que se disocia, que en la sustracción prácticamente no afecta al valor de la concentración inicial del ácido. Así, la expresión queda como:

$$K_a = \frac{x \cdot x}{0,015 - x}$$

$$K_a = \frac{x^2}{0,015}$$

Al despejar  $x$  se obtiene:  $x = \sqrt{K_a \cdot 0,015}$

Donde  $x$  representa la  $[H^+]$  y  $0,015 M$  corresponde a la concentración inicial del ácido ( $C_0$ ). Entonces, concentración de  $[H^+]$  se puede obtener por la expresión general:

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_0}$$



$K_a$  es un valor conocido ( $1,8 \cdot 10^{-5}$ ).

$C_0$  corresponde a la concentración inicial del ácido (0,015 M).

Remplazar los datos en la fórmula escogida.

Sabemos que  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$  y que  $[\text{H}^+]$  para un ácido débil es igual a  $\sqrt{K_a \cdot C_0}$ , luego:

$$\text{pH} = -\log \sqrt{K_a \cdot C_0}$$

$$\text{pH} = -\log \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,015}$$

Al resolver:

$$\text{pH} = -\log (5,2 \cdot 10^{-4})$$

$$\text{pH} = 3,28$$

Interpretar para dar una respuesta.

El valor obtenido señala que el ácido acético, siendo un ácido débil, tiene  $\text{pH} = 3,28$ , mientras que al calcularlo con todos los datos es 3,29; por ende, la aproximación es válida.

Asimismo, las bases presentan igual comportamiento, razón por la cual el  $\text{pOH}$  será:

$$\text{pOH} = -\log \sqrt{K_b \cdot C_0}$$

Donde:

$K_b$  = Constante de basicidad.

$C_0$  = Concentración inicial de la base.

En síntesis, para calcular el  $\text{pH}$  y  $\text{pOH}$  de una especie se debe considerar la fuerza relativa de las especies de acuerdo con el siguiente cuadro resumen.

Especie	$K_a$	Disociación	$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	Fórmula
Ácido fuerte	$K_a > 1$	100 %	$= C_0$	$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$	$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$
Base fuerte	$K_b > 1$	100 %	$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$	$= C_0$	$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$
Ácido débil	$K_a < 1$	menor al 100 %	x	$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$	$\text{pH} = -\log \sqrt{K_a \cdot C_0}$
Base débil	$K_b < 1$	menor al 100 %	$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$	x	$\text{pOH} = -\log \sqrt{K_b \cdot C_0}$

