



**NIVEL: 4º Medio**  
**QUÍMICA COMÚN**

## Instrucciones

**Estimadas Estudiantes:** En esta guía de trabajo, se presenta el contenido de Equilibrio iónico de ácidos y bases. La información de este tema se encuentra disponible en las páginas 176 y 179 del texto de estudio. La actividad la deben resolver en sus cuadernos y enviar una fotografía al correo: [mguzman.csquim.ln@gmail.com](mailto:mguzman.csquim.ln@gmail.com) para revisarlas y registrarlas. (fecha de entrega 04 de Junio)

¡¡¡Buen Trabajo, Ánimo!!!!

Revisa el siguiente link, te ayudará a comprender mejor: [https://www.youtube.com/watch?v=GRxPrh\\_GMvc](https://www.youtube.com/watch?v=GRxPrh_GMvc)

**TEMA: Fuerza relativa de ácidos y bases**

**OBJ: “Caracterizar los ácidos y las bases según su capacidad de ionización y expresar las constantes ácidas y básicas respectivas”**

## ***Fuerza Relativa de Ácidos y Bases***

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 monoproticos HCl (clorhídrico), HBr (bromhídrico), HI (yodhídrico), HNO<sub>3</sub> (níttrico), HClO<sub>4</sub> (perclórico) y diprotico H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (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<sub>3</sub>COOH)
- **Bases fuertes:** Se disocian completamente liberando sus iones OH<sup>-</sup>. 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<sup>-</sup>, OH<sup>-</sup>, O<sup>2-</sup>
- **Bases débiles:** Especies que aceptan parcialmente los protones disponibles en disolución o los extraen desde el H<sub>2</sub>O, con lo cual se forma el ácido conjugado y los iones OH<sup>-</sup>. 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 suelen ser menos electronegativos, y de mayor tamaño que en las bases fuertes. Por ejemplo: Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>, CN<sup>-</sup>, CO<sup>-</sup>.

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.*

#### 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:  $K_a = [\text{Productos}] / [\text{Reactantes}]$

- 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:  $\text{p}K_w = \text{p}K_a + \text{p}K_b = 14$

**Tabla 1**

Constante de acidez a 25 °C			
Ácido	Reacción	$K_a$	$\text{p}K_a = -\log K_a$
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 2

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

**ACTIVIDAD:**

1. Utilizando las tablas 1 y 2, realice lo siguiente

Especies:

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

a. Establece la expresión de la constante de acidez y basicidad [ (Ka ) y (Kb ) ] según corresponda.

b. De acuerdo al valor de la constante de acidez y basicidad, ¿qué puedes decir respecto a la relación de productos y reactivos?

c. Clasifica cada especie como un ácido o base fuerte o débil según corresponda.