

## REACCIONES ÁCIDO – BASE Y SUS APLICACIONES

### I. COMPORTAMIENTO DE ÁCIDOS Y BASES.

Los ácidos y las bases tienen propiedades que nos permiten distinguirlos operacionalmente, como las que se describen en la siguiente tabla:

Aspecto	Comportamiento Ácido	Comportamiento Base
Sabor	Cítrico, agrio.	Amargo.
Reacción con metal.	Reacciona con algunos metales, desprendiendo hidrógeno gaseoso.	No reacciona con algunos metales.
Reacción con grasas y materia orgánica.	No presenta.	Sí presenta.
Fenolftaleína (Compuesto llamado indicador que cambia de color en presencia de un ácido o una base)	No cambia el color de la fenolftaleína (incoloro)	Cambia el color de la fenolftaleína a fucsia.

1) UN ÁCIDO: es una sustancia que en solución acuosa:

- ✓ Tiene sabor agrio.
- ✓ Enrojece algunos colorantes vegetales como el tornasol azul.
- ✓ Reacciona con algunos metales desprendiendo  $H_2$
- ✓ Se comporta como electrolito.

2) UNA BASE: es una sustancia que en solución acuosa:

- ✓ Tiene sabor amargo.
- ✓ Al tacto es resbaladiza.
- ✓ Vuelve azul algunos colorantes vegetales como el tornasol rojo.
- ✓ Reacciona con un ácido en forma tal que ambos anulan sus propiedades (se neutralizan).
- ✓ Se comporta como electrolito.

ACTIVIDAD 1: Identifica cada producto químico según sea Ácido o Base.




---



---



---



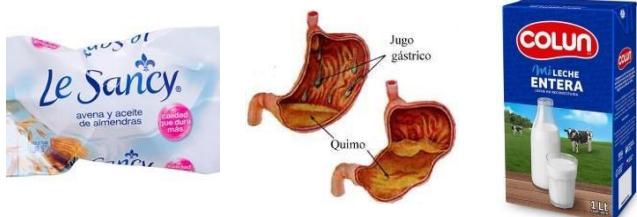
---



---



---



## II. TEORÍAS ÁCIDO-BASE

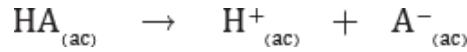
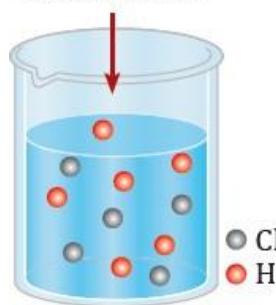
Existen varias teorías ácido-base, que tratan de explicar el comportamiento tanto de los ácidos como de las bases. Algunas teorías son muy restringidas y otras más generales y completas que explican gran cantidad de sustancias.

### 1) TEORÍA DE ARRHENIUS

En 1887, el científico sueco **Svante Arrhenius** elaboró su teoría de disociación iónica, en la que establecía que hay sustancias (electrolitos) que en disolución se disocian. A partir de ella se establece, por primera vez, la siguiente definición para las sustancias ácidas y básicas:

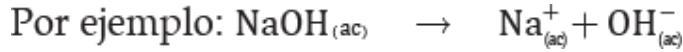
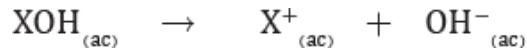
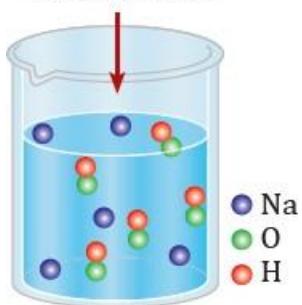
- a) **Ácido:** es toda especie química que al disociarse en solución acuosa, libera iones hidrógeno ( $H^+$ ). En forma general, todos los HIDRÁCIDOS, OXIÁCIDOS y ÁCIDOS CARBOXÍLICOS se comportan como ácidos de Arrhenius.

Molecularmente



- b) **Base:** es toda especie química que al disociarse en solución acuosa libera iones hidroxilo ( $OH^-$ ). Solo se limita a explicar el comportamiento básico de los HIDRÓXIDOS.

Molecularmente



- c) Limitaciones:

- ✓ No puede explicar el comportamiento básico de sustancias que no sean hidróxidos (por ej,  $NH_3$ ).
- ✓ No puede explicar el comportamiento ácido-base en otros solventes. Se limita a disoluciones acuosas.

**ACTIVIDAD 2:** Disocia cada una de las siguientes especies ácido-base aplicando la teoría de Arrhenius, indica si son ácidos o bases y clasifícalas según sean hidróxidos, hidrácidos, oxiácidos o ácidos carboxílicos:

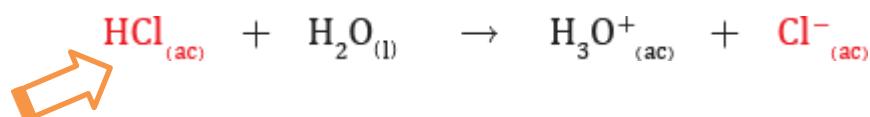
REACCIÓN DE DISOCIACIÓN	¿ÁCIDO O BASE?	CLASIFICACIÓN
HI		
HCl		
HBr		
HNO <sub>3</sub>		
H <sub>2</sub> S		
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>		
KOH		
NaOH		
Ca(OH) <sub>2</sub>		
Al(OH) <sub>3</sub>		
CH <sub>3</sub> COOH		

¿En qué solvente deben ocurrir todas las disociaciones de Arrhenius? \_\_\_\_\_

## 2) TEORÍA DE BRÖNSTED & LOWRY

Otra de las teorías fundamentales en ácidos y bases es la que plantearon en 1923 los químicos Johannes Brönsted y Thomas Lowry en forma independiente. Proponen una definición más general para ácidos y bases, basándose en una idea revolucionaria "las reacciones ácido – base implican transferencia de iones hidrógeno de una sustancia a otra".

- a) Ácido: es toda especie química que en solución cede "protones" (H<sup>+</sup>). Son reacciones de DESPLAZAMIENTO SIMPLE.

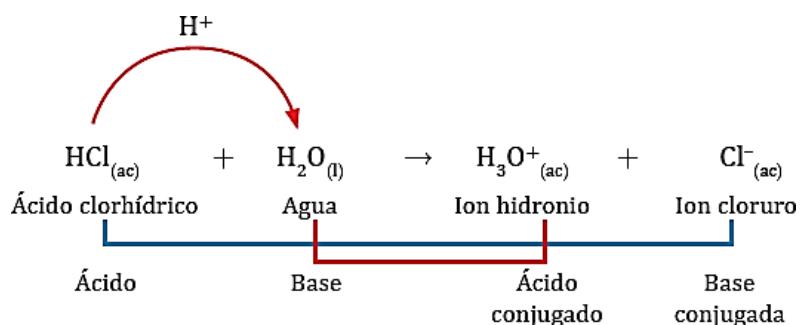


- b) Base: es toda especie química que en solución recibe "protones". Son reacciones de DESPLAZAMIENTO DOBLE (excepto cuando la base es un anfíprotico).

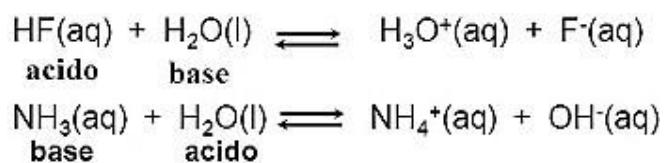


Un ácido y una base, que difieren solo en la presencia o ausencia de un protón, constituyen un **par conjugado ácido-base**.

Todo ácido tiene una base conjugada, que se forma quitando un protón al ácido y toda base tiene un ácido conjugado asociado a ella, que se forma agregando un protón a la base.



- c) Anfiprótico: es toda especie química capaz de recibir o ceder  $H^+$ . Es decir, es capaz de comportarse como ácido o como base según sea necesario. También se les conoce como ANFÓTEROS.



En general, todos los ANIONES POLIATÓMICOS con hidrógenos ionizables se comportan como anfipróticos.

Ejemplos:  $HS^-$ ,  $HCO_3^-$ ,  $H_2PO_4^-$ , etc.

- d) Limitaciones:

- ✓ Esta teoría solo es aplicable a reacciones que involucren transferencia de  $H^+$ .
- ✓ No explica la formación de aductos (unión directa de dos moléculas) ácido-base.
- ✓ No explica la hidrólisis de ciertos cationes en agua.

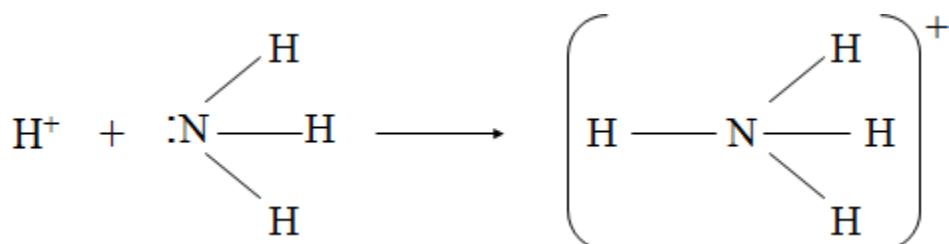
ACTIVIDAD 3: Utilizando la teoría de Brönsted y Lowry, reconoce las siguientes especies como ácidos o bases y escribe la reacción ácido-base en agua señalando sus pares ácido-base conjugados.

ESPECIE QUÍMICA	¿RECIBE O CEDE $H^+$ ?	REACCIÓN ÁCIDO-BASE
HI		
$HNO_3$		
$NH_3$		
$CH_3COOH$		
KOH		
$Ca(OH)_2$		

### 3) TEORÍA DE LEWIS

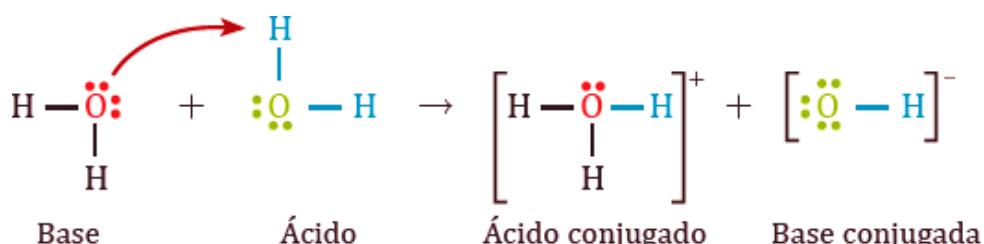
Gilbert Newton Lewis químico estadounidense formuló en 1938 la teoría del enlace covalente donde propuso que no todas las reacciones ácido-base implican transferencia de protones, pero forman siempre un enlace covalente coordinado, ampliando el modelo ácido – base, lo que resulta de gran importancia en la química orgánica ya que el concepto de Lewis además identifica como ácidos ciertas sustancias que no contienen hidrógeno y que tienen la misma función que los ácidos comunes que contienen hidrógeno.

- Ácido: es toda especie deficiente en electrones y que recibe un par (sustancia electrófila).
- Base: es toda especie que dona un par de electrones libres (sustancia nucleófila).



### III. LA AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA

El agua pura es un electrolito muy débil, es decir, presenta una conductividad eléctrica muy baja, que se puede medir con aparatos muy sensibles. El fenómeno anteriormente descrito indica que en el agua deben existir iones y, por lo tanto, puede ionizarse, aunque sea en pequeña proporción. En ese contexto y considerando que el agua es anfótera, se establece que el agua es capaz de auto ionizarse, actuando como ácido y base, así una molécula de agua puede donar un protón a otra molécula de agua, proceso conocido como **Autoionización del agua**, según la ecuación química:



Ninguna molécula individual permanece ionizada mucho tiempo, las reacciones son sumamente rápidas en ambos sentidos, razón por la cual, es un proceso de equilibrio y para él se puede escribir la expresión de constante de equilibrio, a partir de la siguiente ecuación:

$$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ac})} \rightleftharpoons \text{H}_{(\text{ac})}^+ + \text{OH}_{(\text{ac})}^-$$

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}^+] [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad \bullet \quad K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Como la constante de equilibrio ( $K_{\text{eq}}$ ) se refiere exclusivamente a la autoionización del agua, se emplea el símbolo  $K_w$  correspondiente a la **constante del producto iónico del agua**. Las concentraciones de los iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  se expresan en la unidad de molaridad  $M$  (mol/L) y cuyo valor a  $25^\circ\text{C}$  es  $1 \cdot 10^{-14}$ , así se obtiene:

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-]$$

Por lo tanto, siempre se cumple lo siguiente:

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

$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-] \longrightarrow \text{ácido}$

$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \longrightarrow \text{neutro}$

$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-] \longrightarrow \text{básico}$

**ACTIVIDAD 4:** Utilizando el producto iónico del agua, calcula la concentración de  $\text{H}^+$  o  $\text{OH}^-$  e indica el ambiente de la solución (ácido o básico).

$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	AMBIENTE
$1 \times 10^{-9}$		
	$1 \times 10^{-12}$	
$1 \times 10^{-2}$		
	$1 \times 10^{-5}$	
$1 \times 10^{-7}$		

#### IV. PH

Las concentraciones molares de iones hidrógeno ( $H^+$ ) e iones hidroxilo ( $OH^-$ ) son valores muy pequeños. Con el fin de no trabajar con números en notación científica, se aplica a las concentraciones el concepto de logaritmo (log). Esta es una función matemática que elimina la base de la potencia y permite su interpretación mediante números enteros o decimales sencillos. Como en este caso los exponentes son negativos, se aplicará el logaritmo negativo (-log) para obtener números positivos.

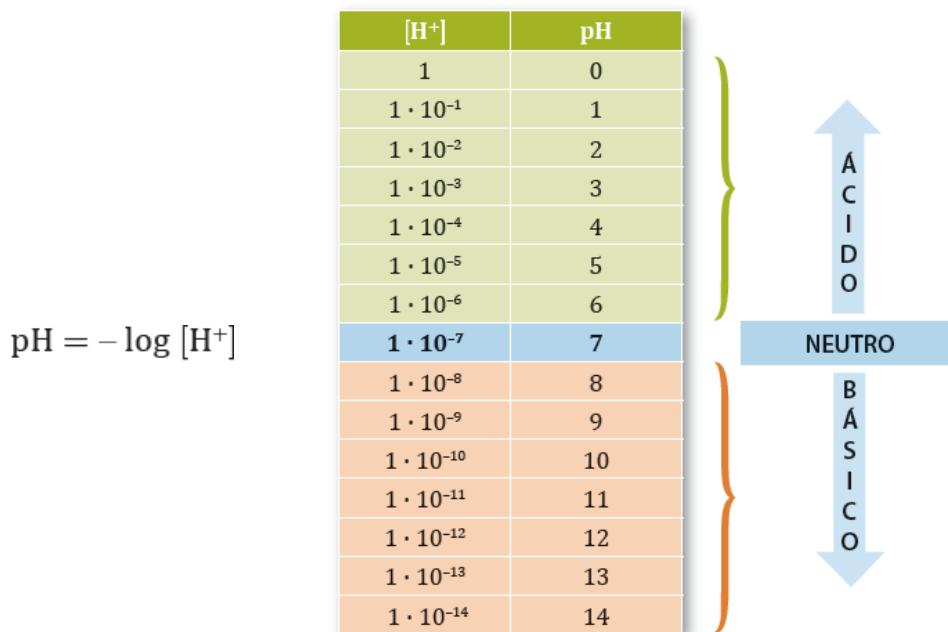
$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] \longrightarrow -\log 10^{-14} = -\log [H_3O^+] - \log [OH^-]$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

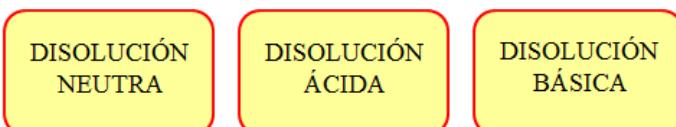
$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$14 = pH + pOH$$

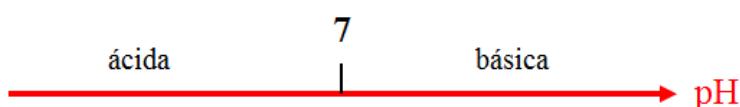
Si se aplica el logaritmo negativo (-log) a la concentración del ión hidrógeno, se obtendrá la escala de pH. Observa atentamente el siguiente esquema.



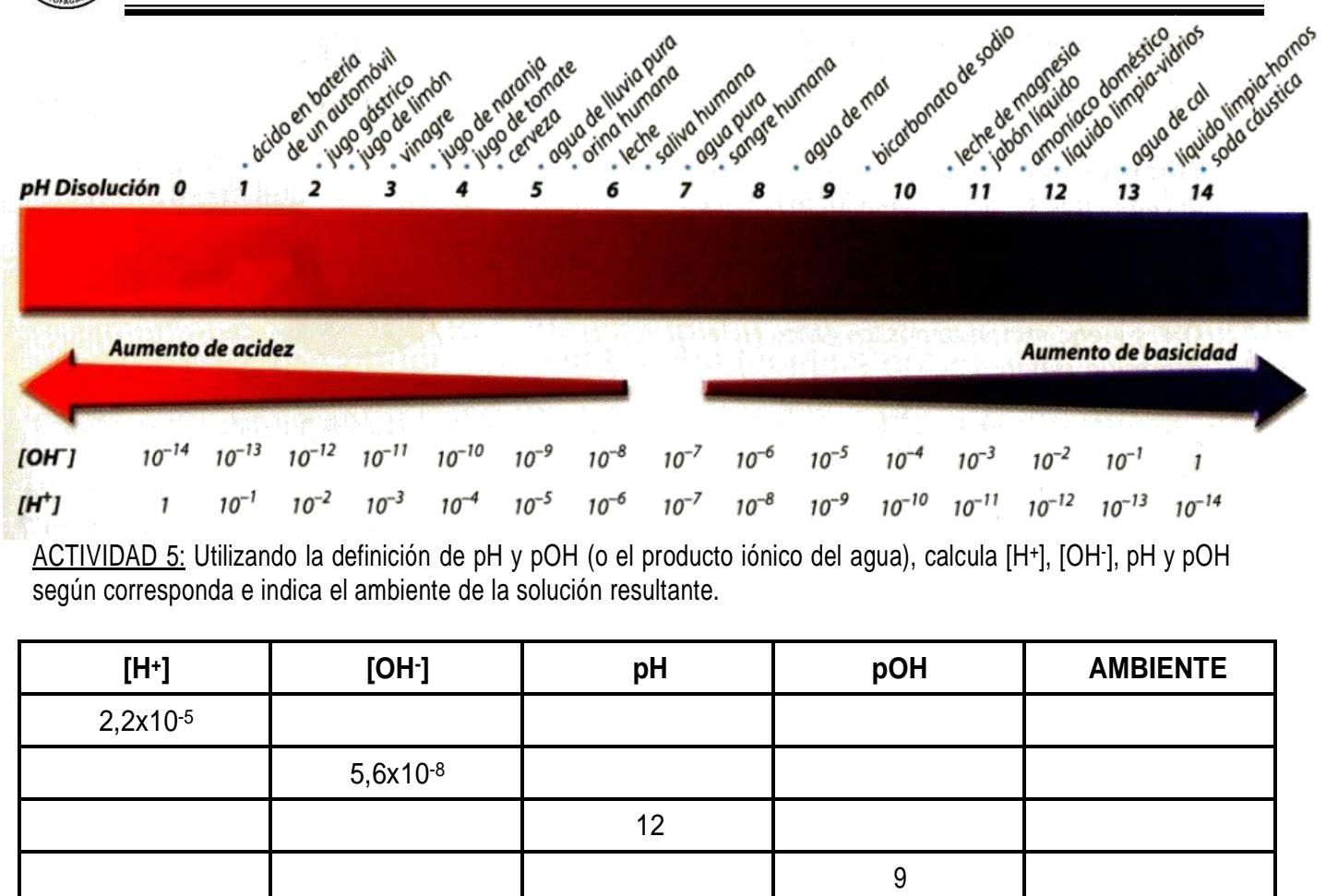
Por lo tanto:



$$[H_3O^+] = [OH^-] \quad pH = 7 \quad [H_3O^+] > [OH^-] \quad pH < 7 \quad [H_3O^+] < [OH^-] \quad pH > 7$$



Ácidas	$[H^+] > 10^{-7} M$	$pH < 7$
Básicas	$[H^+] < 10^{-7} M$	$pH > 7$
Neutras	$[H^+] = 10^{-7} M$	$pH = 7$



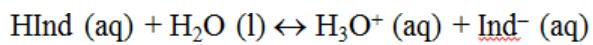
**ACTIVIDAD 5:** Utilizando la definición de pH y pOH (o el producto iónico del agua), calcula  $[H^+]$ ,  $[OH^-]$ , pH y pOH según corresponda e indica el ambiente de la solución resultante.

$[H^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH	AMBIENTE
$2,2 \times 10^{-5}$				
	$5,6 \times 10^{-8}$			
		12		
			9	

## V. INDICADORES ÁCIDO-BASE

Un **indicador ácido-base**, es una sustancia colorida capaz de existir en forma de ácido o en forma de base, con diferente color. Dependiendo del ambiente de la solución. el indicador adquirirá un color u otro.

En su mayoría, los indicadores son sustancias ácidos o bases orgánicas débiles. En estos indicadores, su molécula y el ión correspondiente presentan coloraciones diferentes, o sea, el color del compuesto disociado es diferente al no disociado.



Color A

Color B

$$K_a(HInd) = \frac{[Ind^-][H_3O^+]}{[HInd]}$$

Cuando a una disolución le añadimos un indicador, estarán presentes las dos especies  $HInd$  e  $Ind^-$ . El ojo humano es poco sensible, por lo que se ha determinado que para que se pueda apreciar un cambio de color, la relación del indicador en forma ácida y básica debe ser mayor o igual 10, es decir:

- Si  $[HInd]/[Ind^-] \geq 10$  Color A (predomina forma ácida)
- Si  $[HInd]/[Ind^-] \leq 0,1$  Color B (predomina forma básica)
- Si  $0,1 < [HInd]/[Ind^-] < 10$  Color mezcla de A y B

Tipos de indicadores empleados en química

Indicador	Color en ambiente ácido	Color en ambiente básico	Rango de pH
Azul de bromofenol	Amarillo	Azul violeta	3,0 - 4,6
Naranja de metilo	Rojo	Amarillo	3,1 - 4,4
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4,2 - 6,3
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul	6,0 - 7,6
Fenolftaleína	Incoloro	Rojo	8,3 - 10,0

El **papel tornasol** se utiliza cuando no es necesario un valor de pH preciso. Se utiliza de dos maneras:

- ✓ El papel tornasol azul cambia su color a rojo en presencia de una solución ácida.
- ✓ El papel tornasol rojo cambia su color a azul en presencia de una solución básica.



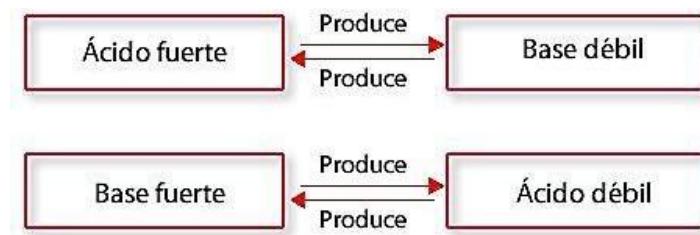
## VI. FUERZA RELATIVA DE ÁCIDOS Y BASES

Existen ácidos que son mejores donadores de protones que otros. De la misma manera, existen bases que son mejores receptoras de protones que otras, lo que describe la “fuerza relativa de ácidos y bases”.

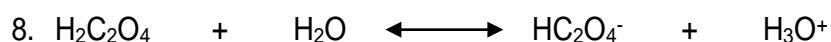
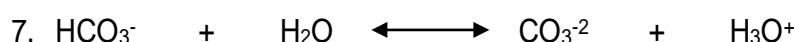
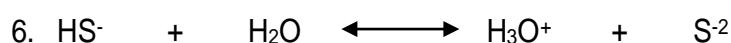
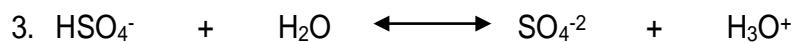
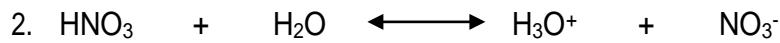
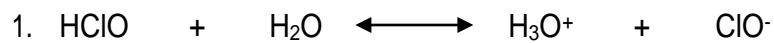
### 1) PARES ÁCIDO/BASE CONJUGADOS

- a) **ÁCIDOS FUERTES:** Son aquellos que transfieren totalmente sus protones al agua y no quedan moléculas sin disociar en disolución. En total son 3 hidrácidos (HCl, HBr y HI) y 3 oxiácidos (HNO3, HClO4 y H2SO4).
- b) **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. Son muchísimos y entre los más comunes están los ácidos carboxílicos como el ácido acético (CH3COOH).
- c) **BASES FUERTES:** Se disocian completamente liberando sus iones OH^-. Principalmente son 7 hidróxidos: LiOH, NaOH, KOH, Mg(OH)2, Ca(OH)2, Ba(OH)2 y Sr(OH)2.
- d) **BASES DÉBILES:** Son aquellas especies que aceptan parcialmente los protones disponibles en disolución o los extraen desde el H2O, con lo cual se forma el ácido conjugado y los iones OH^-. Son muchísimas, aunque las más representativas son el amoniaco (NH3) y las aminas.

- ✓ Mientras más fuerte es el ácido, tanto más débil es su base conjugada.
- ✓ Cuanto más fuerte es la base, tanto más débil es su ácido conjugado.



ACTIVIDAD 7: Identifica los pares ácido/Base conjugada o Base/Ácido conjugado y rotula a cada especie según su fuerza relativa.



## 2) EQUILIBRIO IÓNICO DE ÁCIDOS Y BASES

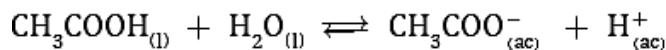
Un criterio teórico para distinguir la fuerza de un ácido es su **constante de acidez ( $K_a$ )**, expresión que relaciona la concentración de los reactantes con la de los productos y corresponde a la constante de equilibrio de una especie ácida, es decir:

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

- ✓ 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 ( $K_a$ )** 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  $-\log$  a la expresión anterior se obtendrá:

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

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
Dihidroge-nofosfato	$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,208

## 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 8: Utilizando las tablas anteriores, escribe la reacción ácido-base en agua para cada especie y la expresión de K.

a)  $\text{H}_2\text{S}$ d)  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ b)  $\text{HIO}_3$ e)  $\text{HClO}$ c)  $\text{HF}$ f)  $\text{NH}_3$

### 3) 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:

$$\% = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{HA}]} \times 100$$

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.

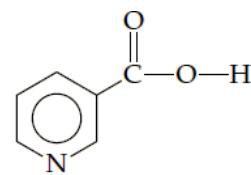
ACTIVIDAD 9: Utilizando calculadora científica, resuelve los siguientes problemas.

1. Una estudiante preparó una disolución 0.10 M de ácido fórmico ( $\text{HCOOH}$ ) y midió su pH con un pH metro. El pH a 25°C resultó ser de 2.38.

- Calcular la  $K_a$  del ácido fórmico a esta temperatura.
- ¿Qué porcentaje del ácido está disociado en esta disolución?

2. La niacina, una de las vitaminas B, tiene la estructura molecular mostrada en la figura. Una disolución 0.020 M de niacina tiene un pH de 3.26.

- ¿Cuál es la constante de disociación ácida,  $K_a$ , de la niacina?
- ¿Qué porcentaje del ácido está disociado en esta disolución?



### 4) CÁLCULO DE PH EN ÁCIDOS Y BASES DÉBILES

En estas especies, la disociación no es completa, por lo que la concentración de  $\text{H}^+$  y de  $\text{OH}^-$  no será igual a la concentración inicial de la especie.

La concentración de  $[\text{H}^+]$  se puede obtener por la expresión general:

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

Donde:

$C_0$  = Concentración inicial del ácido débil. Luego el pH es igual a:  $\text{pH} = -\log \sqrt{K_a \cdot C_0}$

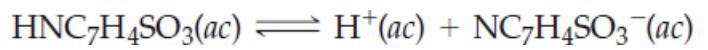
ACTIVIDAD 10: Utilizando calculadora científica, resuelve los siguientes problemas.

1. ¿Cuál es el pH de una disolución 0,25 M de ácido fórmico ( $\text{HCOOH}$ ) si su  $K_a = 1,8 \times 10^{-4}$ ?

3. La  $K_a$  de la niacina es  $1.6 \times 10^{-5}$ . ¿Cuál es el pH de una disolución 0.010 M de niacina?

2. Calcula el pH de una disolución 0.20 M de  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . (Consulta el valor de  $K_a$  en la tabla).

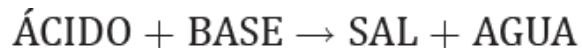
4. La sacarina, un sustituto del azúcar, es un ácido débil con  $pK_a = 2.32$  a  $25^\circ\text{C}$ . Se disocia en disolución acuosa como sigue:



¿Cuál es el pH de una disolución 0.10 M de esta sustancia?

## VII. NEUTRALIZACIÓN

Son todas aquellas reacciones en donde un ácido y base forman una sal y agua.



El punto de neutralización supone que la cantidad de moles de iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  se igualan, alcanzando el pH neutro. Así:

$$n_{\text{H}^+} = n_{\text{OH}^-}$$

Sabiendo que la concentración molar de las especies se define como:

$$M = \frac{n}{V}$$

Combinando ambas expresiones obtenemos:

$$M_{\text{H}^+} \cdot V_{\text{H}^+} = M_{\text{OH}^-} \cdot V_{\text{OH}^-}$$

La expresión obtenida nos permitirá determinar teóricamente el volumen y/o concentración de una especie al ser neutralizada.

ACTIVIDAD 11: Resuelve los siguientes problemas usando tu calculadora científica.

1. Se dispone de 2 mL de HF 0,2 M y es necesario neutralizar una base fuerte de concentración 0,25 M. ¿Qué volumen de ácido es necesario emplear?
2. Se dispone en una vaso de pp de 10 mL de un ácido fuerte como el HCl de pH = 2 y es necesario neutralizarlo con una base, alcanzando un volumen total de mezcla igual a 25 mL. ¿Qué concentración de hidróxido de potasio se debe emplear para lograr la neutralización completa?