



# Reacciones ácido-base: Ácidos y bases



## Modelos de ácidos y bases

	ÁCIDOS	BASES
Sabor	Ácido	Amargo
Sensación a la piel	Punzante o picante	Suaves al tacto
Colorantes vegetales (tornasol)	Rojo	Azul
Reactividad	Corrosivos Disuelven sustancias Atacan a los metales desprendiendo hidrógeno En disolución conducen la corriente eléctrica	Corrosivos Disuelven grasas. Al tratar grasas animales con álcalis se obtiene el jabón Precipitan sustancias disueltas por ácidos En disolución conducen la corriente eléctrica
Neutralización	Pierden sus propiedades al reaccionar con bases	Pierden sus propiedades al reaccionar con ácidos

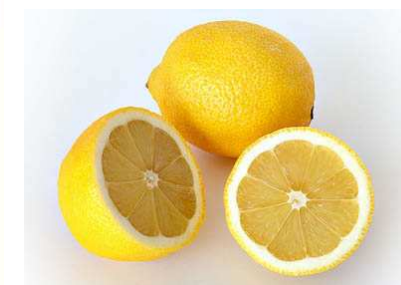


Imagen 1 [Aka](#), Creative commons



Imagen 2 [JPLon](#)  
Creative commons

	Arrhenius	Brönsted - Lowry	Lewis
Teoría	Teoría de la disociación o ionización en agua	Teoría protónica	Teoría electrónica
Definición de ácido	Dar iones $H^+$ en agua	Dador de protones	Aceptor par de electrones
Definición de base	Dar iones $OH^-$ en agua	Aceptor de protones	Dador par de electrones
Reacción ácido base	Formación de agua	Transferencia protónica	Formación de un enlace covalente coordinado
Ecuación	$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$	$AH + B \rightarrow A^- + BH^+$	$A + :B \rightarrow A:B$
Limitaciones	Aplicable únicamente a disoluciones acuosas. Los ácidos deben tener H y las bases OH	Aplicable únicamente a reacciones de transferencia de protones. Los ácidos deben tener H	Teoría general



## Pares ácido-base

Cuando un ácido se comporta como tal cediendo un protón a una base, el ácido se transforma en una base y la base da lugar a un ácido: son los pares ácido-base conjugados.

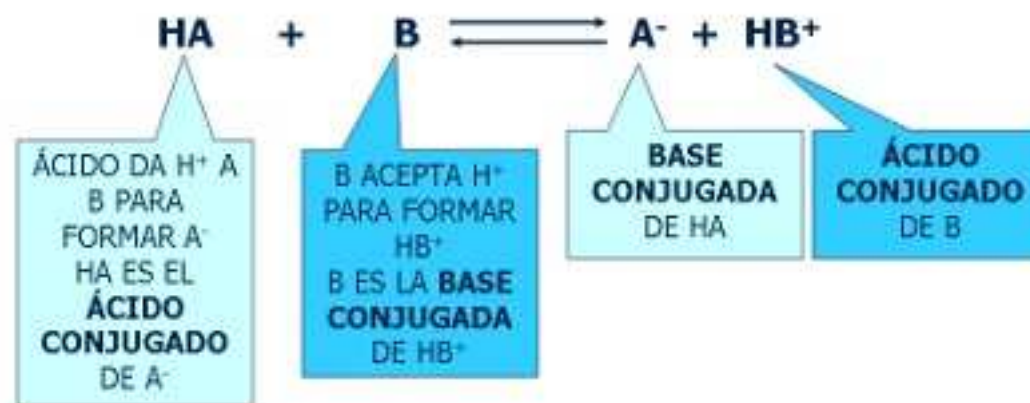


Imagen 3 Elaboración propia

## Ácidos y bases fuertes y débiles

Son fuertes si están totalmente disociados y más débiles cuanto menor sea su grado de disociación, que puede ser del orden del 1%.

Ácido fuerte	Ácido débil	Base fuerte	Base débil
HCl	CH <sub>3</sub> COOH (HAc)	NaOH	NH <sub>3</sub>
HNO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Hidróxidos	
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> S		

Si la sustancia es débil, se debe conocer su constante de equilibrio:



## Sustancias anfóteras

Hay sustancias que pueden comportarse como ácido o como base, según cuál sea la sustancia con la que reaccionan: frente a sustancias más ácidas que ellas se comportan como bases, y frente a sustancias más básicas, como ácidos.



## Equilibrio iónico del agua

El agua se ioniza muy poco, y se establece el equilibrio de autoionización, que tiene una constante

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-] = 10^{-14} \text{ a } 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

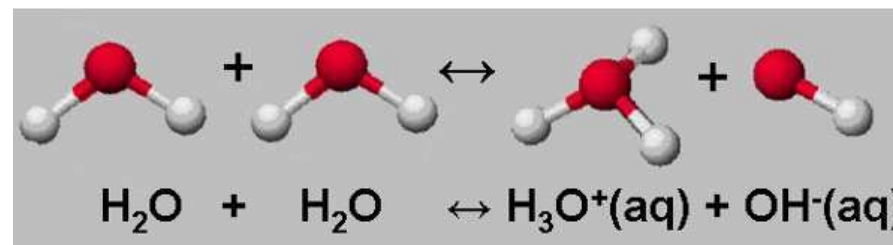


Imagen 4 Elaboración propia

## Desplazamiento del equilibrio iónico del agua

Al añadir un ácido o una base a agua, modifican la concentración de los iones  $H_3O^+$  y  $OH^-$ , desplazándose el equilibrio de acuerdo con el principio de Le Chatelier, pasando a ser las disoluciones ácidas o básicas.

Disolución acuosa	A cualquier temperatura	A 25 °C, en mol L <sup>-1</sup>
Neutra	$[H_3O^+] = [OH^-]$	$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$
Ácida	$[H_3O^+] > [OH^-]$	$[H_3O^+] > 10^{-7}$ $[OH^-] < 10^{-7}$
Básica	$[H_3O^+] < [OH^-]$	$[H_3O^+] < 10^{-7}$ $[OH^-] > 10^{-7}$

## El pH

Para simplificar la medida de la acidez de una disolución se utiliza el concepto de pH

$$pH = - \lg [H_3O^+] \text{ y } pOH = - \lg [OH^-] .$$

Si la disolución es ácida, el pH es menor de 7, si es neutra igual a 7, y si es básica, mayor de 7.

Dado que  $[H_3O^+] [OH^-] = 10^{-14}$ , también se cumple que  $pH + pOH = 14$ .



## Indicadores ácido-base

Los indicadores ácido-base son sustancias que experimentan un cambio de color apreciable al variar suficientemente el pH de la disolución en que se encuentran.

Desde el punto de vista molecular, son ácidos o bases débiles que se caracterizan por tener distinto color el ácido que su base conjugada.

Al añadir un ácido o una base, el equilibrio se desplaza a la izquierda o a la derecha, cambiando la proporción de la forma ácida y la básica del indicador, lo que puede llegar a originar un cambio de color (viraje del indicador).

