



UCSF
Universidad Católica
de Santa Fe

Farmacia



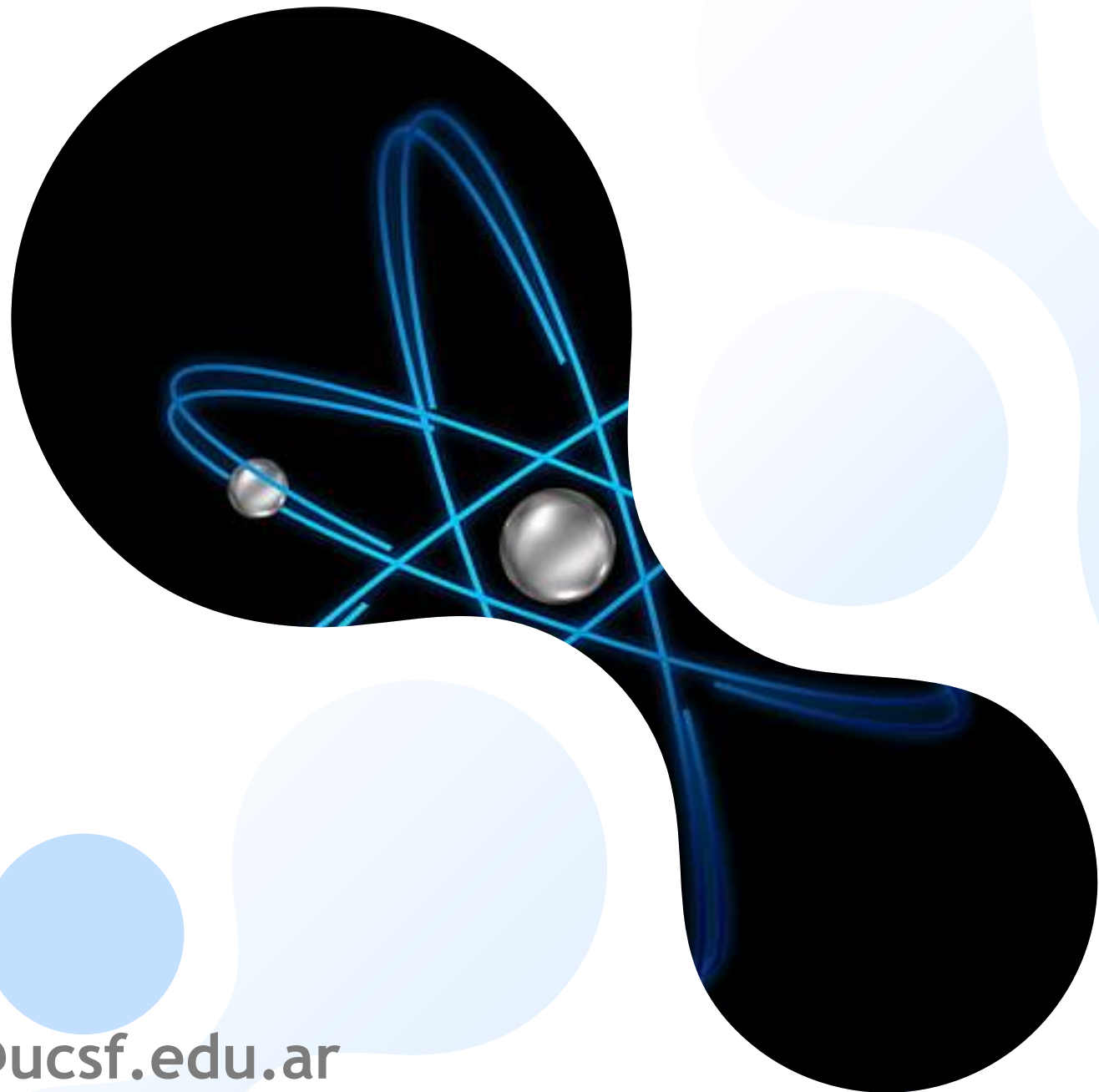
Facultad de Ciencias de la Salud

Química General

**Cristhian Andrés
Fonseca B.**



cristhian.fonsecabenitez@ucsf.edu.ar





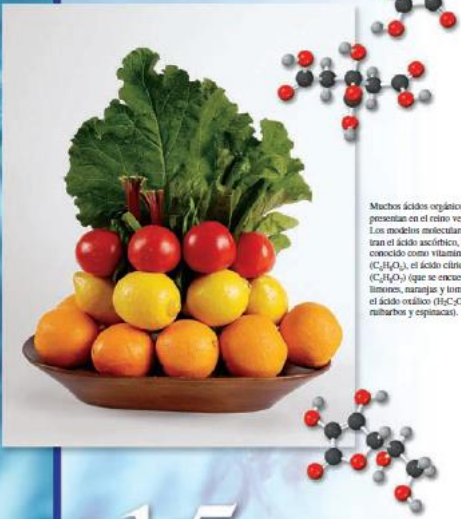
Ácidos y Bases I





Bibliografía de apoyo

Ácidos y bases



Muchos ácidos orgánicos se presentan en el reino vegetal. Los modelos moleculares muestran el ácido ascórbico, también conocido como vitamina C ($C_6H_8O_6$), el ácido cítrico ($C_6H_8O_7$) (que se encuentra en limones, naranjas y tomates) y el ácido oxálico ($H_2C_2O_4$) (en ruibarbo y espinacas).

15

Chang, Capítulo 15



16

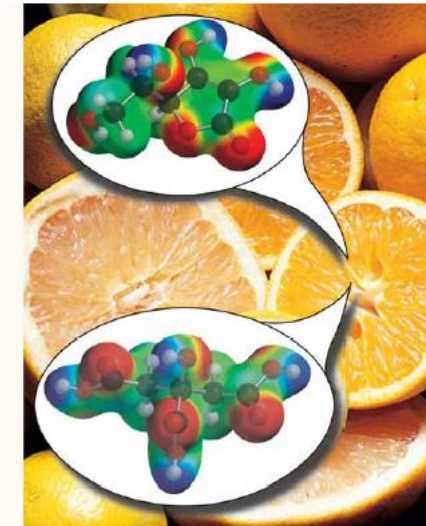
EL RUBARBO es un vegetal cuyo tallo es comestible y tiene un característico sabor agrio, al cual proviene de la presencia de ácidos en la planta.

EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE

Brown, Capítulo 16

Equilibrios iónicos I: ácidos y bases

18



El ácido ascórbico (arriba) y el ácido cítrico (abajo) son dos de los ácidos presentes en las naranjas y otros frutos cítricos.

CONTENIDO

- 18.1 Repaso de electrolitos fuertes
- 18.2 Autoionización del agua
- 18.3 Escalas de pH y pOH
- 18.4 Constante de ionización de ácidos y bases monoproticos débiles
- 18.5 Ácidos poliproticos
- 18.6 Solvolisis
- 18.7 Sales de bases fuertes y ácidos fuertes
- 18.8 Sales de bases fuertes y ácidos débiles
- 18.9 Sales de bases débiles y ácidos fuertes
- 18.10 Sales de bases débiles y ácidos débiles
- 18.11 Sales que contienen cationes pequeños con carga grande

Whitten, Capítulo 18



Ácidos y Bases

Ácidos

- Tienen sabor agrio como en el caso del ácido cítrico en la naranja y el limón.
- Cambian el color del papel tornasol azul a rosa, el anaranjado de metilo a rojo y deja incolora a la fenolftaleína.
- Son corrosivos.
- Producen quemaduras en la piel.
- Son buenos conductores de la electricidad en disoluciones acuosas.
- Reaccionan con metales activos formando sal e hidrógeno.
- Reaccionan con bases para formar sal más agua.
- Reaccionan con óxidos metálicos para formar sal más agua.

Bases

- Poseen un sabor amargo característico.
- Cambian el papel tornasol rojo en azul.
- La mayoría son irritantes para la piel (cáusticos) ya que disuelven la grasa cutánea. Son destructivos en distintos grados para los tejidos humanos. Los polvos, nieblas y vapores provocan irritación respiratoria, de piel, ojos, y lesiones del tabique de la nariz.
- Sus disoluciones conducen la corriente eléctrica.
- Tienen un tacto jabonoso.
- Son solubles en agua (sobre todo los hidróxidos).
- Reaccionan con ácidos formando sal y agua.



Ácidos y Bases

Desde la antigüedad, se conocían sustancias ácidas y básicas.

El vinagre (lat. *vinacris*: vino agrio) se utilizaba en la antigua Mesopotamia y Egipto con fines culinarios y medicinales.

El jabón en la antigua Mesopotamia y Egipto se producía al hervir grasas animales y vegetales con cenizas de plantas (*árabe alkali*: cenizas).

Para la higiene personal, los griegos y romanos utilizaban trozos de arcilla, arena, piedra pómez, cenizas, y sosa (hidróxido de sodio) conocida en el mundo romano como *natrium* (de aquí viene el símbolo químico del sodio, Na).

Los griegos y romanos utilizaban amoníaco, que obtenían de la fermentación de la orina, para blanquear la ropa y los tejidos.



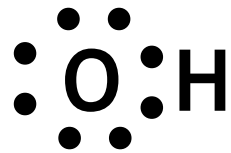


Ácidos y Bases

Arrhenius propuso que los ácidos son sustancias que liberan H^+ cuando están en solución acuosa, mientras que las bases, *álcalis* o hidróxidos liberan grupos OH^- . A las sustancias que se pueden disociar en iones cuando están en solución acuosa, las denominó **electrolitos**. Las soluciones de electrolitos son capaces de conducir la electricidad.

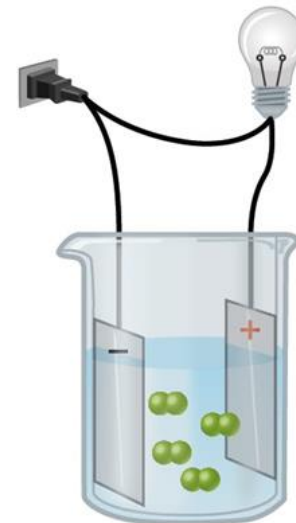


Svante Arrhenius

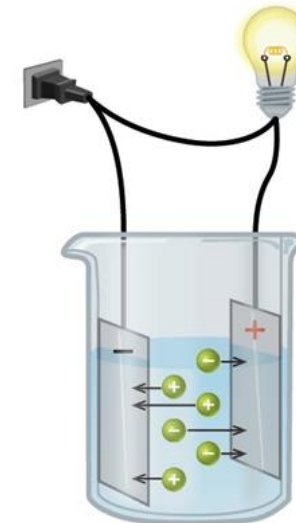


H^+ es el grupo funcional de los ácidos

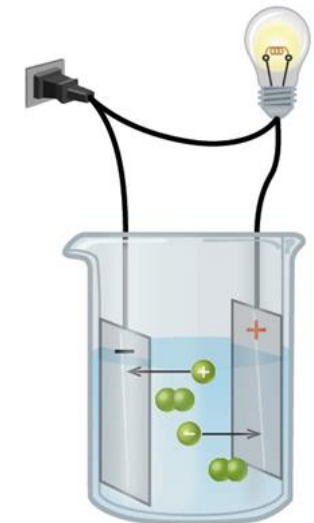
OH^- es el grupo funcional de los hidróxidos (bases)



ethanol
No conductivity



KCl
High conductivity



acetic acid solution
Low conductivity



Ácidos y Bases: Teoría de Brønsted-Lowry

El concepto de Arrhenius sobre los ácidos y las bases, aunque es útil, tiene limitaciones. Una de ellas es que está restringido a las disoluciones acuosas. En 1923 el químico danés Johannes Brønsted y el químico inglés Thomas Lowry propusieron, cada uno de forma independiente, una definición más general de los ácidos y las bases. Su concepto se fundamenta en el hecho de que *las reacciones ácido-base implican la transferencia de iones H^+ de una sustancia a otra.*

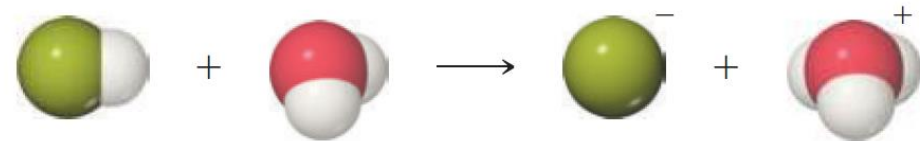
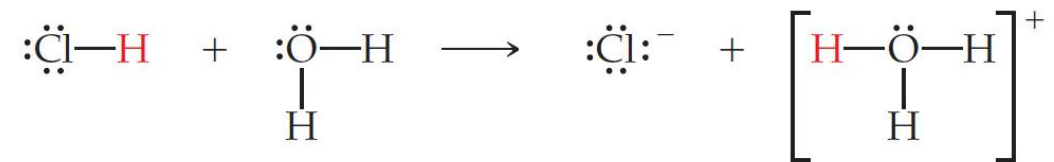
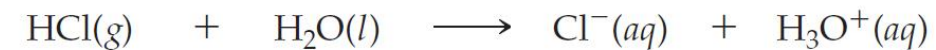
Teoría de Brønsted-Lowry

Ácidos

Sustancias que ceden H^+

Bases

Sustancias que aceptan H^+

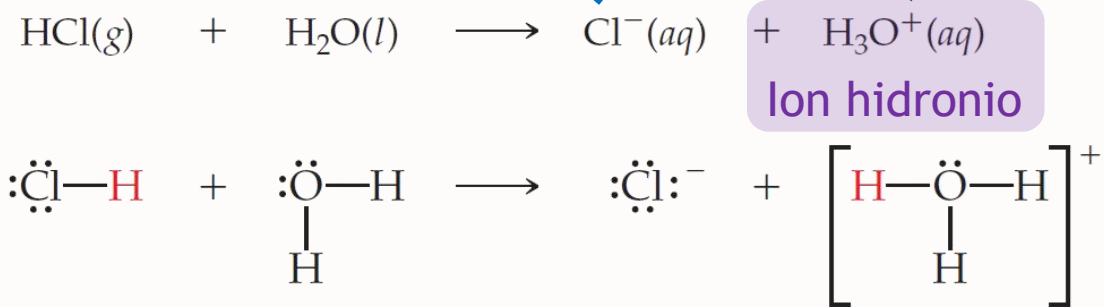




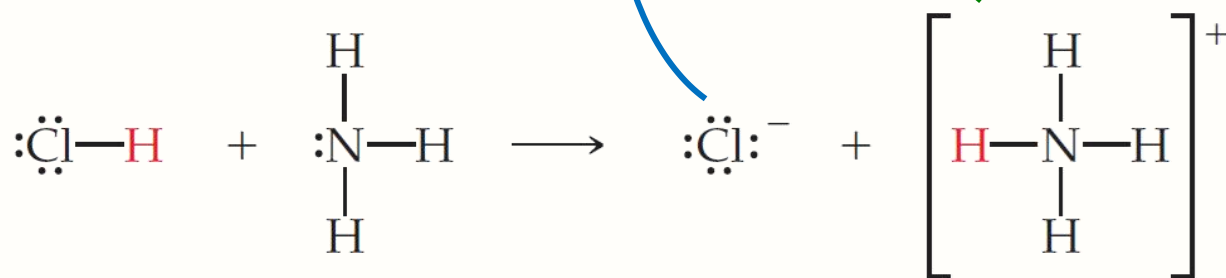
Ácidos y Bases: Teoría de Brønsted-Lowry

La **base conjugada** de un ácido de Brønsted es la especie que resulta cuando el ácido pierde un protón. A la inversa, un **ácido conjugado** resulta de la adición de un protón a una base de Brønsted. Todo ácido de Brønsted tiene una base conjugada y toda base de Brønsted tiene un ácido conjugado.

Base conjugada Ácido conjugado



Base conjugada Ácido conjugado



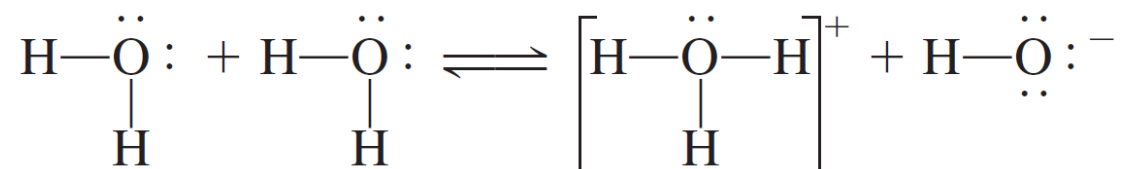


Propiedades ácido-base del agua

Una de las propiedades especiales del agua es su capacidad para actuar como ácido o como base. El agua se comporta como una base en reacciones con ácidos como HCl y CH₃COOH y funciona como un ácido frente a bases como el NH₃, ya que experimenta un ligero equilibrio de autoionización:

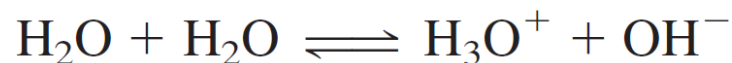


$$K_c = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

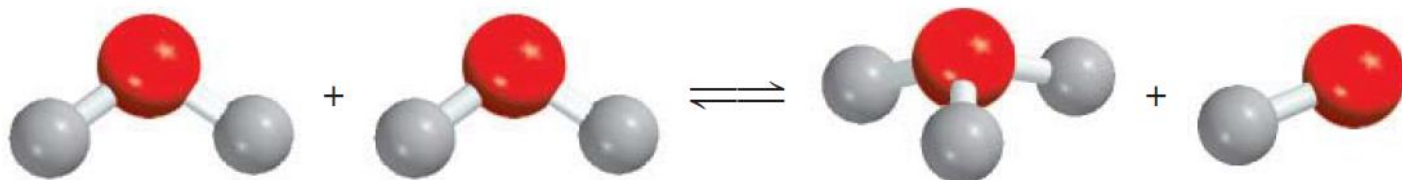


$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Constante de producto iónico



$$\text{A } 25^\circ\text{C}, [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7}\text{M}$$



$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}\text{M}$$



Propiedades ácido-base del agua

A 25°C, $[H^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} M$

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} M$$

Temperatura (°C)	K_w
0	1.1×10^{-15}
10	2.9×10^{-15}
25	1.0×10^{-14}
37*	2.4×10^{-14}
45	4.0×10^{-14}
60	9.6×10^{-14}

*Temperatura normal del cuerpo humano.

$[H^+] > [OH^-]$
 $[H^+] > 1.0 \times 10^{-7} M$

**Solución
Ácida**

$[H^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} M$

**Solución
Neutra**

$[H^+] < [OH^-]$
 $[H^+] < 1.0 \times 10^{-7} M$

**Solución
Básica**



Solución ácida
 $[H^+] > [OH^-]$
 $[H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$



Solución neutra
 $[H^+] = [OH^-]$
 $[H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$



Solución básica
 $[H^+] < [OH^-]$
 $[H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$



pH: Una medida de la acidez

Debido a que las concentraciones de los iones H^+ y OH^- en disoluciones acuosas con frecuencia son números muy pequeños, el pH ayuda a trabajar con números más redondos. El pH de una solución se define como *el logaritmo negativo de la concentración del ion hidrógeno* (en mol/L):

La operación p se lee como “el logaritmo negativo de”

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{pH} < 7.00$$

**Solución
Ácida**

$$\text{pH} = 7.00$$

**Solución
Neutra**

$$\text{pH} > 7.00$$

**Solución
Básica**

La escala de pH va desde un valor de 0 hasta 14



pH: Una medida de la acidez

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

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

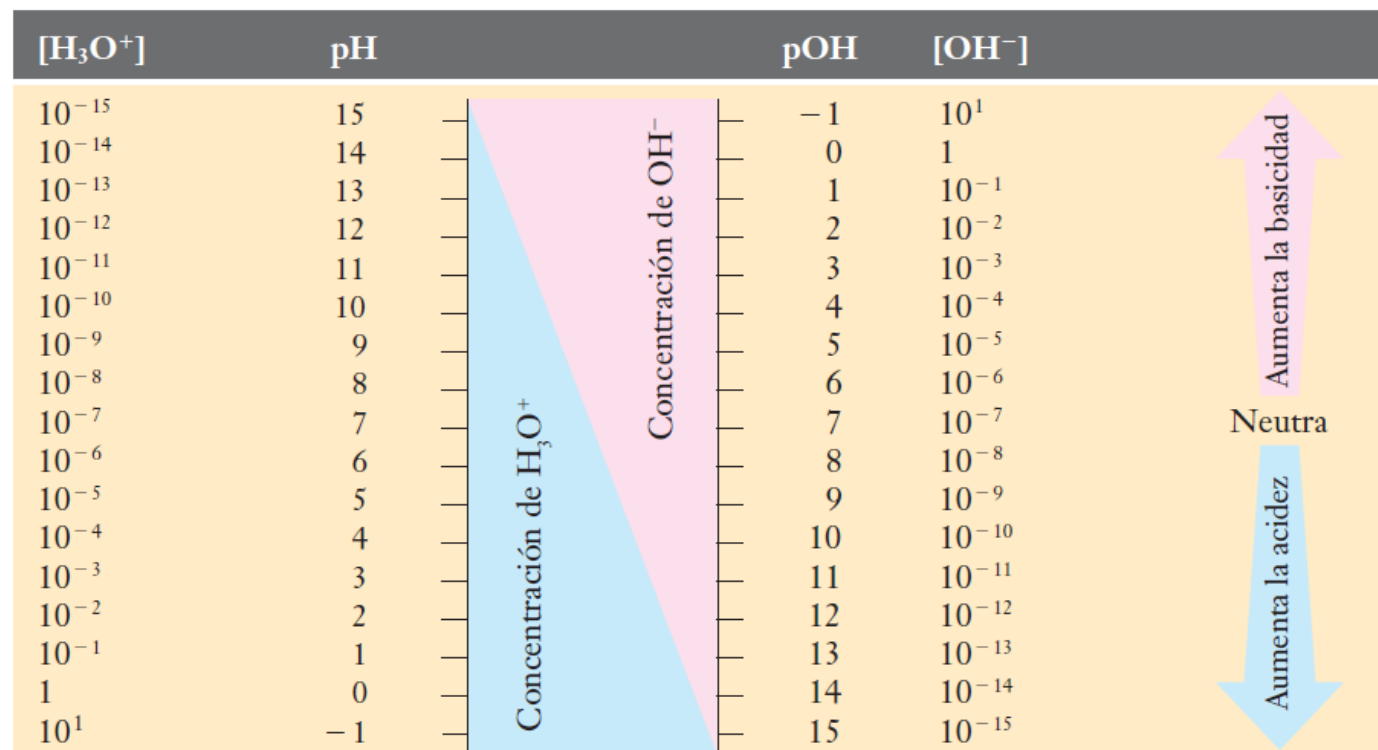
$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ M}$$

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

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





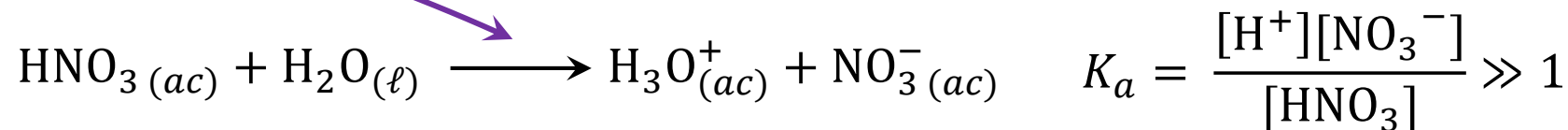
Fuerza de los ácidos y las bases

Los **ácidos fuertes** son electrólitos fuertes que, para fines prácticos, se supone que se ionizan completamente en el agua. La mayoría de los ácidos fuertes son ácidos inorgánicos como el ácido clorhídrico (HCl), el ácido nítrico (HNO₃), el ácido perclórico (HClO₄) y el ácido sulfúrico (H₂SO₄):

	Ácido	Base conjugada
Ácidos fuertes	HClO ₄ (ácido perclórico)	ClO ₄ ⁻ (ion perclorato)
	HI (ácido yodhídrico)	I ⁻ (ion yoduro)
	HBr (ácido bromhídrico)	Br ⁻ (ion bromuro)
	HCl (ácido clorhídrico)	Cl ⁻ (ion cloruro)
	H ₂ SO ₄ (ácido sulfúrico)	HSO ₄ ⁻ (ion hidrogenosulfato)
	HNO ₃ (ácido nítrico)	NO ₃ ⁻ (ion nitrato)

Recuerde que **H⁺_(ac)** es igual que **H₃O⁺_(ac)**

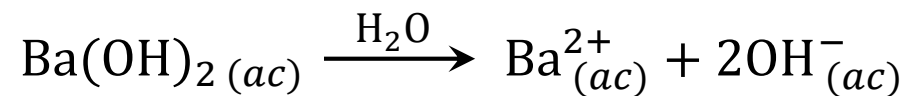
La flecha en un solo sentido indica que la reacción ocurre (teóricamente) en un 100% y su constante de equilibrio $K_a \gg 1$



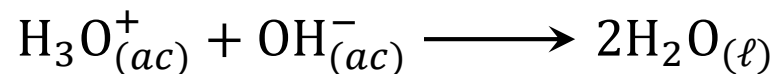


Fuerza de los ácidos y las bases

Igual que los ácidos fuertes, las **bases fuertes** son electrólitos fuertes que se ionizan completamente en agua. Los hidróxidos de los metales alcalinos y los de algunos metales alcalinotérreos son bases fuertes. Todos los hidróxidos de los metales alcalinos son solubles. En el caso de los hidróxidos de los metales alcalinotérreos, el $\text{Be}(\text{OH})_2$ y el $\text{Mg}(\text{OH})_2$ son insolubles; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y $\text{Sr}(\text{OH})_2$ son ligeramente solubles, y el $\text{Ba}(\text{OH})_2$ es soluble.



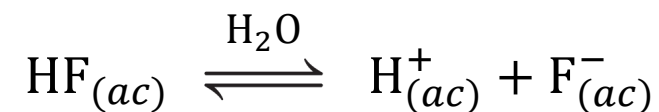
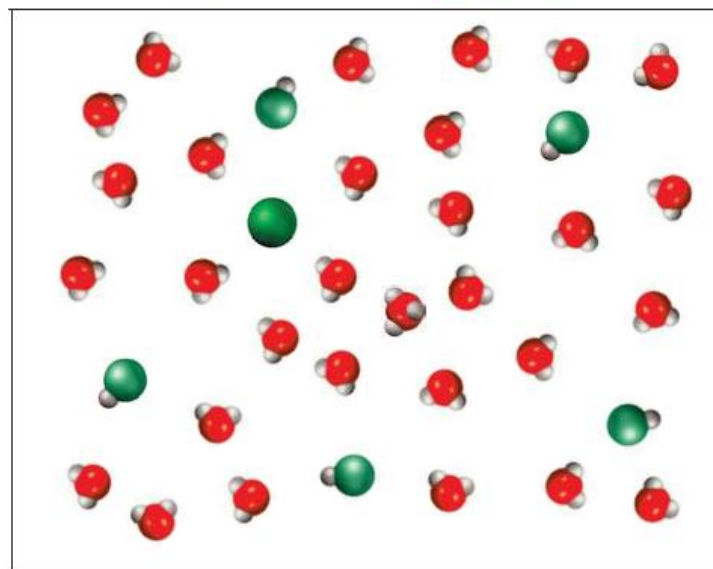
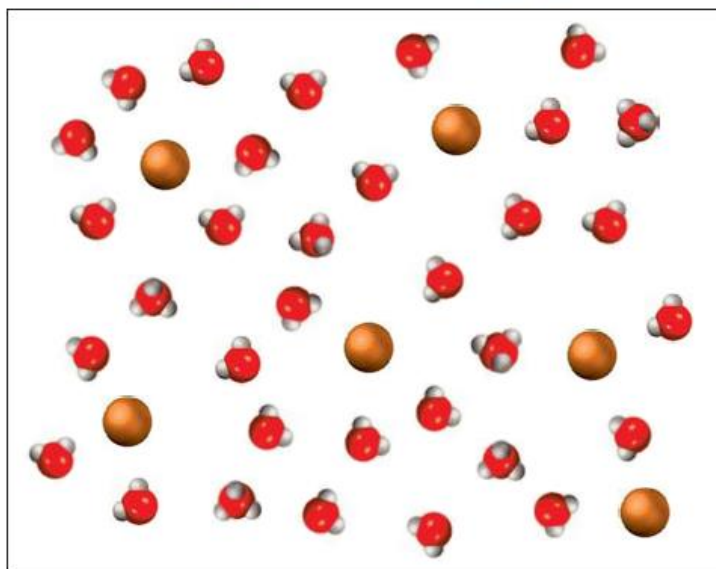
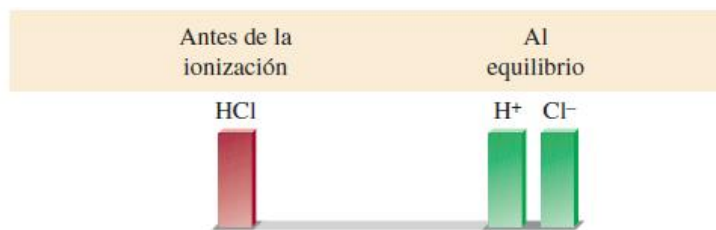
En sentido estricto, los hidróxidos de estos metales no son bases de Brønsted porque son incapaces de aceptar un protón. Sin embargo, el ion hidróxido (OH^-), que se forma cuando se ionizan, es una base de Brønsted porque puede aceptar un protón:



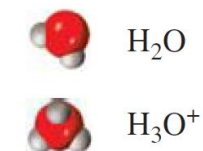
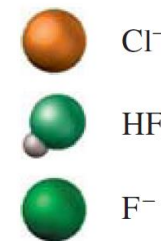


Fuerza de los ácidos y las bases

La mayor parte de los ácidos son **ácidos débiles**, los cuales se ionizan, sólo en forma limitada, en el agua. En el equilibrio, las disoluciones acuosas de los ácidos débiles contienen una mezcla de moléculas del ácido sin ionizar, iones H_3O^+ y la base conjugada. La ionización limitada de los ácidos débiles se relaciona mediante su constante de equilibrio de ionización, K_a . ($K_a < 1$)



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = 7.1 \times 10^{-4}$$





Fuerza de los ácidos y las bases

Las **bases débiles**, igual que los ácidos débiles, son electrólitos débiles. El amoniacaco es una base débil. En agua se ioniza en forma muy limitada:

La flecha en ambos sentidos indica que la reacción no ocurre al 100% y su constante de equilibrio $K_{eq} < 1$



Observe que, a diferencia de los ácidos, el NH_3 no dona un protón al agua, sino que se comporta como una base al aceptar un protón de ésta para formar los iones NH_4^+ y OH^- .

El subíndice **b** indica que la constante de equilibrio representa un equilibrio de disociación básica.

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

Los valores de K_a y K_b están **tabulados** a 25°C



Fuerza de los ácidos y las bases

TABLA 15.2 Fuerzas relativas de pares conjugados ácido-base

	Ácido	Base conjugada		
Aumenta la fuerza del ácido	Ácidos fuertes	HClO ₄ (ácido perclórico)	ClO ₄ ⁻ (ion perclorato)	Aumenta la fuerza de la base
		HI (ácido yodhídrico)	I ⁻ (ion yoduro)	
		HBr (ácido bromhídrico)	Br ⁻ (ion bromuro)	
		HCl (ácido clorhídrico)	Cl ⁻ (ion cloruro)	
		H ₂ SO ₄ (ácido sulfúrico)	HSO ₄ ⁻ (ion hidrogenosulfato)	
		HNO ₃ (ácido nítrico)	NO ₃ ⁻ (ion nitrato)	
		H ₃ O ⁺ (ion hidronio)	H ₂ O (agua)	
		HSO ₄ ⁻ (ion hidrogenosulfato)	SO ₄ ²⁻ (ion sulfato)	
		HF (ácido fluorhídrico)	F ⁻ (ion fluoruro)	
		HNO ₂ (ácido nitroso)	NO ₂ ⁻ (ion nitrito)	
Ácidos débiles	HCOOH (ácido fórmico)	HCOO ⁻ (ion formato)		
	CH ₃ COOH (ácido acético)	CH ₃ COO ⁻ (ion acetato)		
	NH ₄ ⁺ (ion amonio)	NH ₃ (amoníaco)		
	HCN (ácido cianhídrico)	CN ⁻ (ion cianuro)		
	H ₂ O (agua)	OH ⁻ (ion hidróxido)		
	NH ₃ (amoníaco)	NH ₂ ⁻ (ion amiduro)		

1. Si un ácido es fuerte, la fuerza de su base conjugada no puede medirse, ya que es muy débil.
2. El H₃O⁺ es el ácido más fuerte que puede existir en solución acuosa. Los ácidos más fuertes que el H₃O⁺ reaccionan con el agua para producir H₃O⁺ y sus bases conjugadas correspondientes.
3. El ion OH⁻ es la base más fuerte que puede existir en solución acuosa. Las bases más fuertes que el OH⁻ reaccionan con agua para producir OH⁻ y sus ácidos conjugados correspondientes. Así, el ion óxido (O²⁻) es una base más fuerte que el OH⁻, por lo que reacciona completamente con el agua. Por esta razón el ion óxido no existe en soluciones acuosas.



Fuerza de los ácidos y las bases

Para los compuestos binarios entre el hidrógeno y un no metal, la tendencia de la fuerza ácida aumenta hacia abajo y hacia la derecha de la tabla periódica. En este sentido, con respecto al agua, se pueden tener ácidos binarios fuertes como el HCl y el HBr, ácidos débiles como el H₂S y el HF, bases débiles como el NH₃ y el PH₃ o sustancias neutras como el SiH₄ o CH₄.

4A	5A	6A	7A
CH₄ Ni ácido ni base	NH₃ Base débil $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$	H₂O	HF Ácido débil $K_a = 6.8 \times 10^{-4}$
SiH₄ Ni ácido ni base	PH₃ Base muy débil $K_b = 4 \times 10^{-28}$	H₂S Ácido débil $K_a = 9.5 \times 10^{-8}$	HCl Ácido fuerte
		H₂Se Ácido débil $K_a = 1.3 \times 10^{-4}$	HBr Ácido fuerte

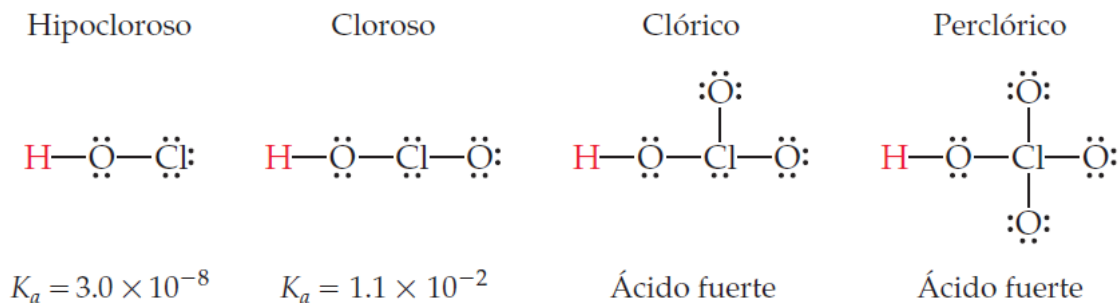
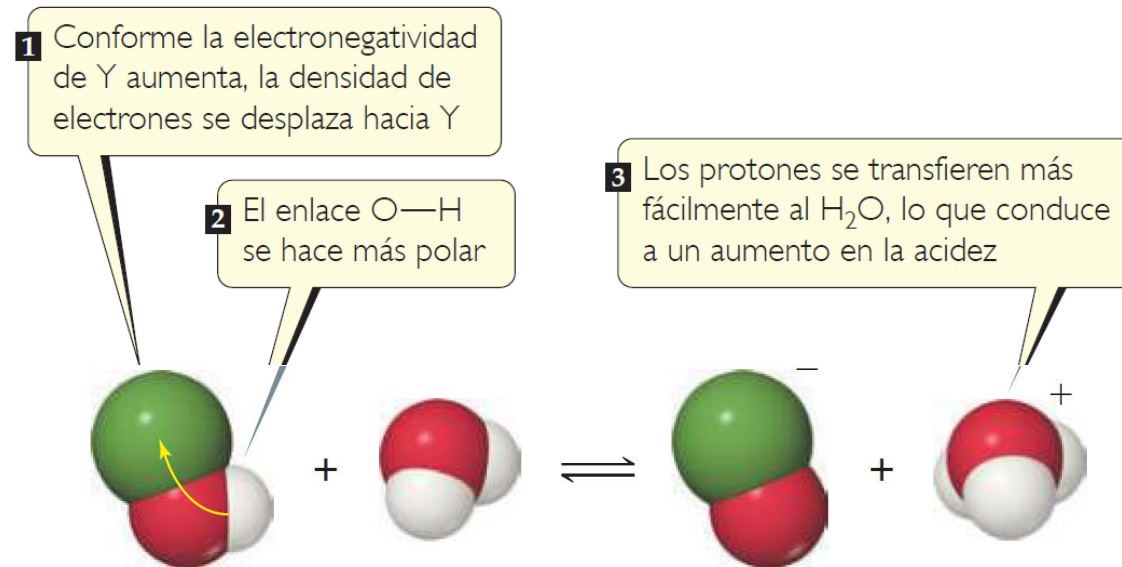
Aumento de fuerza ácida

Aumento de fuerza ácida



Fuerza de los ácidos y las bases

Para los compuestos ternarios, la fuerza está relacionada con la electronegatividad del no metal (Y). Por lo general, al aumentar la electronegatividad de Y, también lo hace la acidez de la sustancia. El incremento del número de átomos de oxígeno también ayuda a estabilizar la base conjugada mediante el aumento de su capacidad para “extender” su carga negativa. Por lo tanto, la fuerza de un ácido aumentará conforme se unan átomos adicionales electronegativos al átomo central Y.



Aumento de fuerza ácida

Sustancia	Y—OH	Electronegatividad de Y	Constante de disociación
Ácido hipocloroso	Cl—OH	3.0	$K_a = 3.0 \times 10^{-8}$
Ácido hipobromoso	Br—OH	2.8	$K_a = 2.5 \times 10^{-9}$
Ácido hipoyodoso	I—OH	2.5	$K_a = 2.3 \times 10^{-11}$
Agua	H—OH	2.1	$K_w = 1.0 \times 10^{-14}$



Fuerza de los ácidos y las bases

Electrolitos

Sustancias que se pueden disociar en iones cuando están en solución acuosa

Fuertes

Disociación = 100%

$$K_{eq} \gg 1$$

Débiles

Disociación < 100%

$$K_{eq} < 1$$

Los valores de K_a y K_b están tabulados a 25 °C



Porcentaje de ionización

La magnitud de K_a indica la fuerza de un ácido. Otra forma de medir la fuerza de un ácido es mediante su **porcentaje de ionización**. Para un ácido monoprótico HA, la concentración del ácido que se ioniza es igual a la concentración de iones H^+ o a la concentración de iones A^- en el equilibrio.

Concentración del ácido ionizado en el equilibrio

$$\% \text{ ionización} = \frac{[H^+]}{[HA]_0} \times 100\%$$

Concentración inicial del ácido

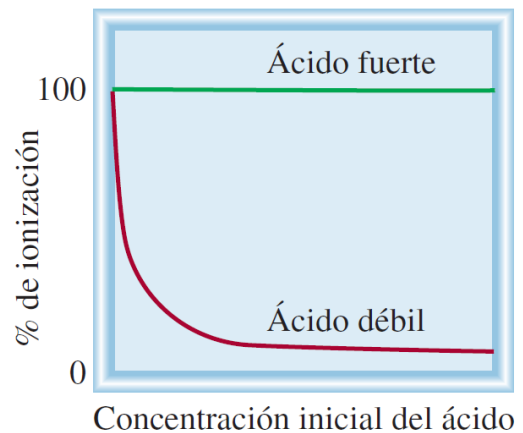
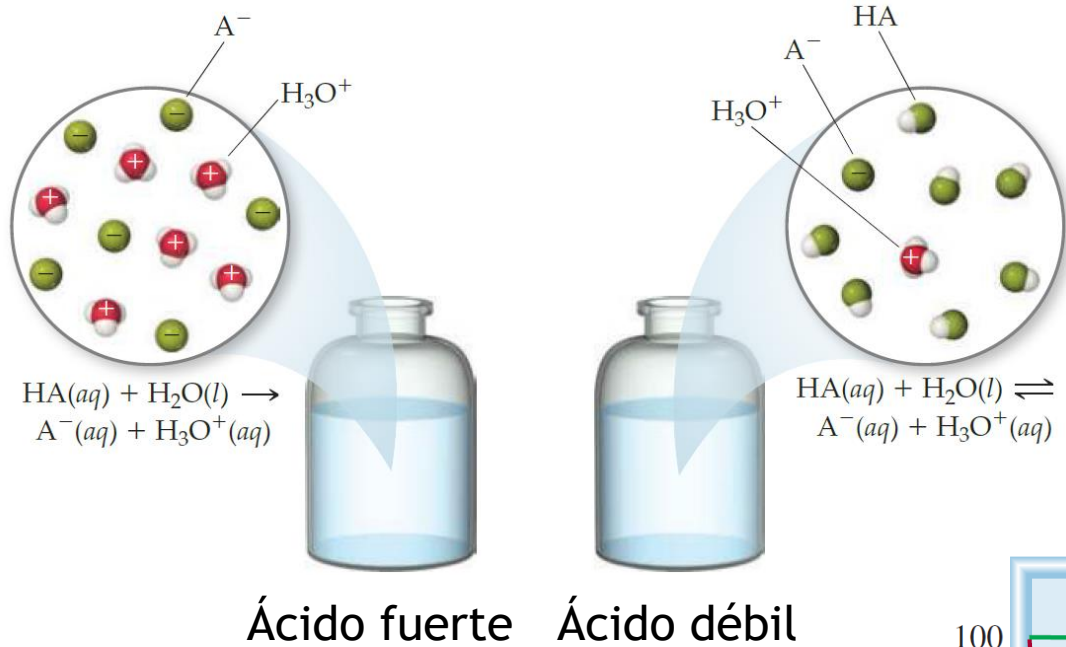
$$\alpha = \frac{[H^+]}{[HA]_0}$$

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

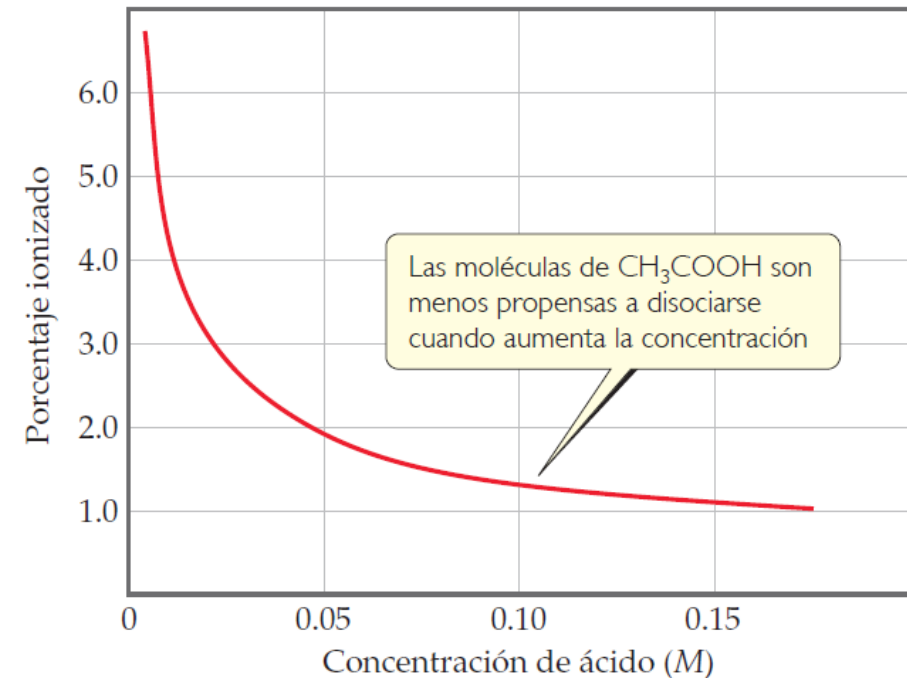
El **grado de disociación** (α) es un valor entre 0 y 1, en lugar de un porcentaje, y es otra manera de expresar la cantidad de ácido disociado en el equilibrio.



Porcentaje de ionización



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





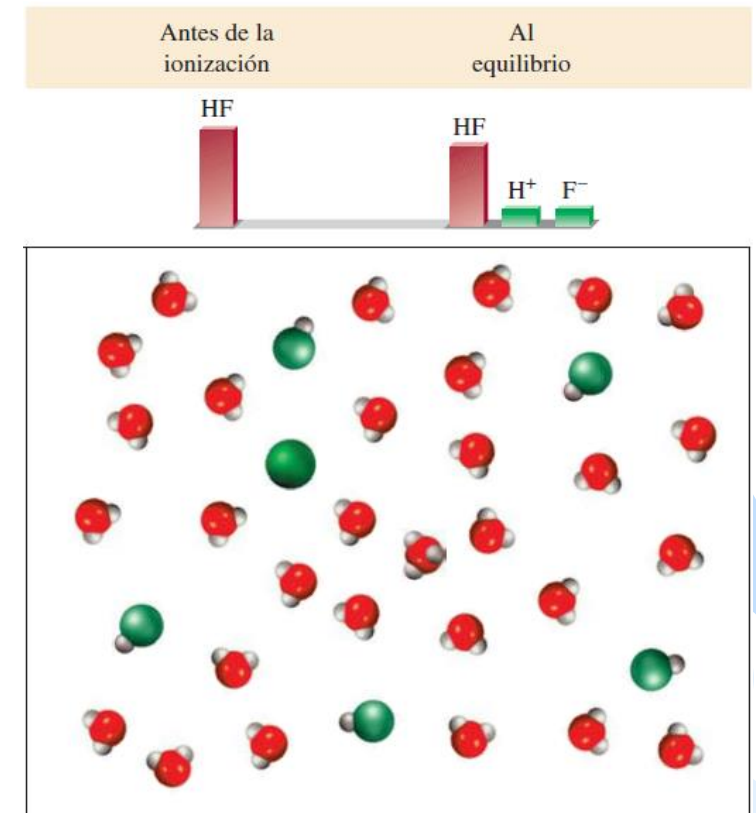
Métodos para calcular pH

1. Aproximación

Consideremos el siguiente equilibrio de disociación ácida para una solución 0.5 M de HF:



Debido a que la ionización de los ácidos débiles es pequeña, las principales especies presentes en el equilibrio son HF sin ionizar y algunos iones H^+ y F^- . Otra especie importante es H_2O , pero su pequeño valor de K_w (1.0×10^{-14}) significa que el agua no contribuye de manera importante a la concentración del ion H^+ .





Métodos para calcular pH

1. Aproximación

Para calcular el pH de la solución, a menos que se exprese lo contrario, siempre se ignorarán los iones producidos por la autoionización del agua. En este caso no es de interés conocer la concentración de los iones OH^- , también presentes en la disolución.



Para evaluar los cambios en las concentraciones, se debe seguir el **método ICE** (Inicio, cambio, equilibrio):

	$\text{HF}_{(ac)}$	\rightleftharpoons	$\text{H}_{(ac)}^+$	+	$\text{F}_{(ac)}^-$
Inicial (M):	0.50		0.00		0.00
Cambio (M):	$-x$		$+x$		$+x$
Equilibrio (M):	$0.50 - x$		x		x

Suposiciones:

1. La cantidad de iones H^+ en la solución vendrán mayoritariamente del HF.
2. Al ser un ácido débil, la concentración inicial del ácido no cambiará mucho en el equilibrio.



Métodos para calcular pH

1. Aproximación

	$\text{HF}(ac)$	\rightleftharpoons	$\text{H}^+(ac)$	+	$\text{F}^-(ac)$
Inicial (M):	0.50		0.00		0.00
Cambio (M):	$-x$		$+x$		$+x$
Equilibrio (M):	$0.50 - x$		x		x

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = \frac{(x)(x)}{0.50 - x} = 7.1 \times 10^{-4}$$

A veces conviene hacer una simplificación para obtener el valor de x . Debido a que el HF es un ácido débil y los ácidos débiles están poco ionizados, suponemos que x debe ser muy pequeño en comparación con 0.50. Por tanto, hacemos la siguiente aproximación:

$$0.50 - x \approx 0.50$$

Suposiciones:

1. La cantidad de iones H^+ en la solución vendrán mayoritariamente del HF.
2. Al ser un ácido débil, la concentración inicial del ácido no cambiará mucho en el equilibrio.



Métodos para calcular pH

1. Aproximación

$$0.50 - x \approx 0.50$$

$$\frac{x^2}{0.50 - x} \approx \frac{x^2}{0.50} = 7.1 \times 10^{-4}$$

Al reordenar los términos y despejar x , se tiene:

$$x^2 = (0.50)(7.1 \times 10^{-4}) = \sqrt{3.55 \times 10^{-4}} = 0.019 \text{ M}$$

En el equilibrio:

$$[\text{HF}] = (0.050 - 0.019) \text{ M} = 0.031 \text{ M}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = 0.019 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(0.019) = 1.72$$

Para comprobar que la aproximación es buena, se debe tener un error menor o igual al 5% con la siguiente fórmula:

$$\frac{[\text{H}^+]_{eq}}{[\text{HA}]_0} \times 100\% \leq 5\%$$

$$\frac{0.019 \text{ M}}{0.05 \text{ M}} \times 100\% = 3.8\%$$

¿Cuál sería el error si $[\text{HF}]_0 = 0.050 \text{ M}$?



Métodos para calcular pH

2. Ecuación Cuadrática

Cuando no se desee o no se puedan hacer aproximaciones (error $\geq 5\%$), se utiliza la ecuación cuadrática para determinar el valor de x , como por ejemplo con HF 0.050 M:

$$\frac{(x)(x)}{0.050 - x} = 7.1 \times 10^{-4}$$

$$x^2 + 7.1 \times 10^{-4}x - 3.6 \times 10^{-5} = 0$$

La ecuación siempre debe ir igualada a cero

Esta ecuación da como resultado dos soluciones (valores de x), y solamente uno de ellos tiene interpretación física.

Este método utiliza una ecuación de segundo grado del tipo

$$ax^2 + bx + c = 0$$

que se resuelve

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



Métodos para calcular pH

2. Ecuación Cuadrática

$$x^2 + 7.1 \times 10^{-4}x - 3.6 \times 10^{-5} = 0$$

$$\begin{aligned}x &= \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \\&= \frac{-7.1 \times 10^{-4} \pm \sqrt{(7.1 \times 10^{-4})^2 - 4(1)(-3.6 \times 10^{-5})}}{2(1)} \\&= \frac{-7.1 \times 10^{-4} \pm 0.012}{2}\end{aligned}$$

$$= 5.6 \times 10^{-3} M \quad \text{o} \quad -6.4 \times 10^{-3} M$$

¿Cuál de las dos soluciones de la ecuación tiene interpretación física?

$$[\text{HF}] = (0.050 - 5.6 \times 10^{-3}) M = 0.044 M$$

$$[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = 5.6 \times 10^{-3} M$$

$$\text{pH} = -\log(5.6 \times 10^{-3}) = 2.25$$

Este método utiliza una ecuación de segundo grado del tipo

$$ax^2 + bx + c = 0$$

que se resuelve

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



Métodos para calcular pH

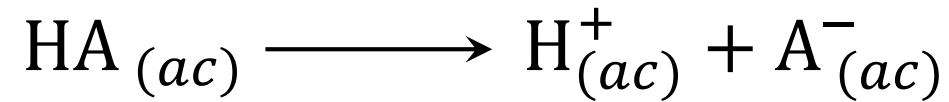
En resumen, los pasos principales para resolver problemas de ionización de ácidos débiles son:

1. Identificar las especies principales que pueden afectar el pH de la disolución. En la mayoría de los casos podemos ignorar la ionización del agua. Omitimos el ion hidroxilo porque su concentración se determina mediante la del ion H^+ .
2. Expresar las concentraciones de equilibrio de dichas especies en función de la concentración inicial del ácido y una sola incógnita, x , que representa el cambio en la concentración.
3. Escribir la ionización del ácido débil y expresar la constante de ionización K_a en función de las concentraciones de equilibrio de H^+ , la base conjugada y el ácido sin ionizar. Primero obtenemos el valor de x por el método de aproximación. Si el método de aproximación no es válido, utilizamos la ecuación cuadrática para obtener x .
4. Después de obtener el valor de x , calculamos las concentraciones de equilibrio de todas las especies y el pH de la disolución.



Métodos para calcular pH

Ecuaciones Útiles (Opcionales)



1. Ácido Fuerte concentrado

$1.0-10^{-6} \text{ M}$

$K_a > 1$

$\alpha=1$

$[\text{A}^-] \gg [\text{OH}^-]$

$[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = C_a$

2. Ácido Fuerte diluido

$10^{-6}-10^{-8} \text{ M}$

$K_a > 1$

$\alpha=1$

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

$[\text{H}^+]^2 - C_a[\text{H}^+] - K_w = 0$

3. Ácido Fuerte muy diluido

$<10^{-8} \text{ M}$

$K_a > 1$

$\alpha=1$

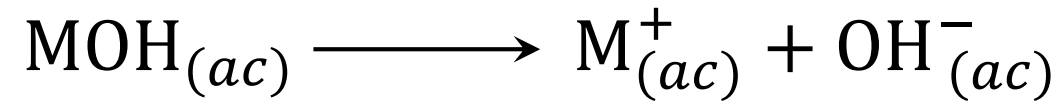
$[\text{A}^-] \approx [\text{OH}^-]$

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



Métodos para calcular pH

Ecuaciones Útiles (Opcionales)



1. Base Fuerte concentrada

$1.0-10^{-6} \text{ M}$

$K_b > 1$

$\alpha=1$

$[\text{M}^{+}] \gg [\text{H}^{+}]$

$[\text{OH}^{-}] = [\text{M}^{+}] = C_b$

2. Base Fuerte diluida

$10^{-6}-10^{-8} \text{ M}$

$K_b > 1$

$\alpha=1$

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

$[\text{OH}^{-}]^2 - C_b [\text{OH}^{-}] - K_w = 0$

3. Base Fuerte muy diluida

$<10^{-8} \text{ M}$

$K_b > 1$

$\alpha=1$

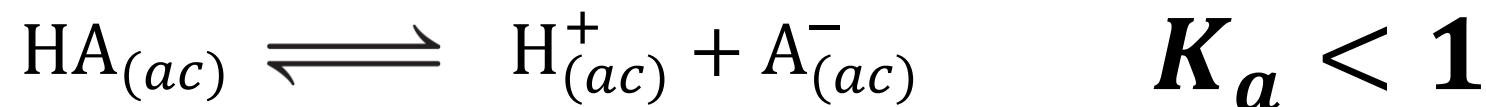
$[\text{M}^{+}] \approx [\text{H}^{+}]$

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



Métodos para calcular pH

Ecuaciones Útiles (Opcionales)



1. Ácido débil concentrado, poco disociado

$1-10^{-2}$	$\alpha < 1$ Poca disociación	$[\text{A}^-] \gg [\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a C_a}$
-------------	----------------------------------	----------------------------------	---------------------------------

2. Ácido débil diluido, poco disociado

$10^{-3}-10^{-6} \text{ M}$	$\alpha < 1$ Poca disociación	$[\text{A}^-] > [\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+]^2 + K_a [\text{H}^+] - C_a K_a = 0$
-----------------------------	----------------------------------	--------------------------------	---

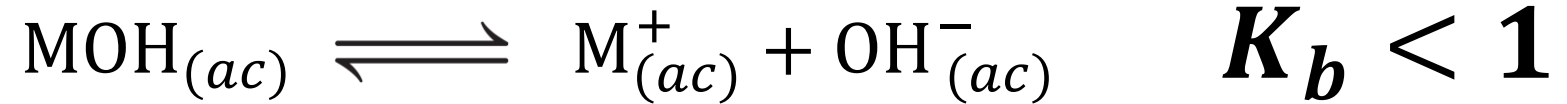
3. Ácido débil muy diluido, altamente disociado

$< 10^{-6} \text{ M}$	$\alpha \approx 1$ Alta disociación	$[\text{H}^+] = [\text{A}^-] + [\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+]^2 - C_a [\text{H}^+] - K_w = 0$
-----------------------	--	---	---



Métodos para calcular pH

Ecuaciones Útiles (Opcionales)



1. Base débil concentrada, poco disociada

$1-10^{-2}$	$\alpha < 1$ Poca disociación	$[\text{B}^{+}] \gg [\text{H}^{+}]$	$[\text{OH}^{-}] = \sqrt{K_b C_b}$
-------------	----------------------------------	-------------------------------------	------------------------------------

2. Base débil diluida, poco disociada

$10^{-3}-10^{-6} \text{ M}$	$\alpha < 1$ Poca disociación	$[\text{B}^{+}] > [\text{OH}^{-}]$	$[\text{OH}^{-}]^2 + K_a [\text{OH}^{-}] - C_b K_b = 0$
-----------------------------	----------------------------------	------------------------------------	---

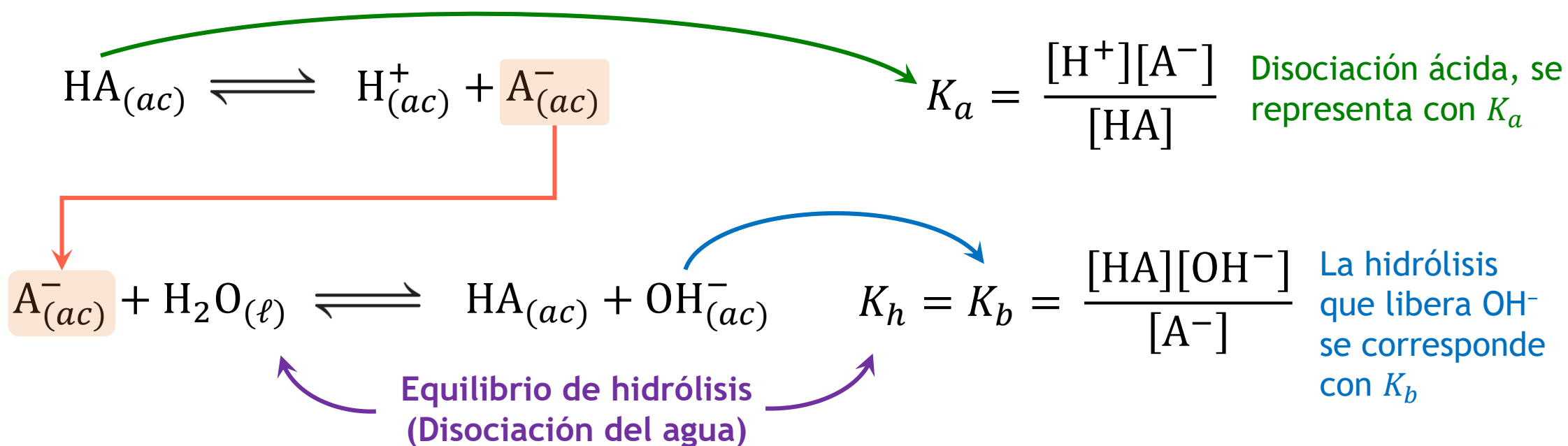
3. Base débil muy diluida, altamente disociada

$< 10^{-6} \text{ M}$	$\alpha \approx 1$ Alta disociación	$[\text{H}^{+}] = [\text{A}^{-}] + [\text{OH}^{-}]$	$[\text{OH}^{-}]^2 - C_b [\text{OH}^{-}] - K_w = 0$
-----------------------	--	---	---



Relación entre K_a y K_b

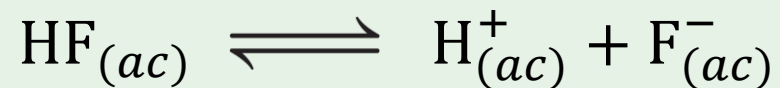
La **solvolisis** es la reacción de una sustancia con el solvente en el que está disuelta. A las reacciones de solvolisis que tienen lugar en solución acuosa, se les da el nombre de reacciones de **hidrólisis** (gr. *hydro*: agua y *lisis*: rompimiento, disociación del agua). Un tipo común de hidrólisis es la reacción del anión de un ácido débil (la base conjugada) con el agua para dar moléculas de ácido no ionizadas y iones OH^- ; esto rompe el balance $\text{H}_3\text{O}^+/\text{OH}^-$ del agua y produce soluciones básicas.



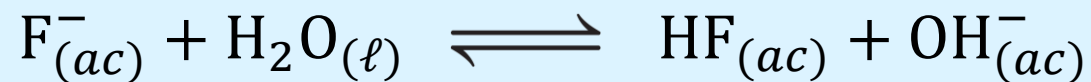


Relación entre K_a y K_b

Se puede encontrar una relación importante entre la constante de ionización de un ácido y la constante de ionización de su base conjugada:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$



$$K_b = \frac{[\text{HF}][\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]}$$

El producto de estas dos constantes de ionización está dado por:

$$K_a K_b = \frac{[\text{H}^+]~~[\text{F}^-]~~}{\cancel{[\text{HF}]}} \times \frac{\cancel{[\text{HF}]}[\text{OH}^-]}{\cancel{[\text{F}^-]}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_a K_b = K_w$$



Relación entre K_a y K_b

Las constantes de disociación ácida K_a y básica K_b , pueden ser de mayor utilidad si se emplean como valores de la operación p :

La operación p se lee como “el logaritmo negativo de”

$$pK_a = -\log K_a$$

$$pK_b = -\log K_b$$

Ácido

fuerte (HCl)

débil (HCN)

Base conjugada

→ muy débil (Cl^-)

→ más fuerte, pero aún débil (CN^-)

Base

fuerte (OH^-)

débil (NH_3)

Ácido conjugada

→ muy débil H_2O

→ más fuerte, pero aún débil (NH_4^+)

K_a pequeña
 pK_a grande

Ácido conjugado
más fuerte

K_a grande
 pK_a pequeña

K_b grande
 pK_b pequeña

Base conjugada
más fuerte

K_b pequeña
 pK_b grande



Propiedades Ácido-Base de las sales

Sales Neutras

Base Fuerte + Ácido Fuerte



Metales
IA y IIA

Li⁺
Na⁺
K⁺
Ca²⁺
Mg²⁺

Ácido
Fuerte

Cl⁻
Br⁻
NO₃⁻

No desplazan OH⁻
ni H⁺ del agua al
hidrolizarse

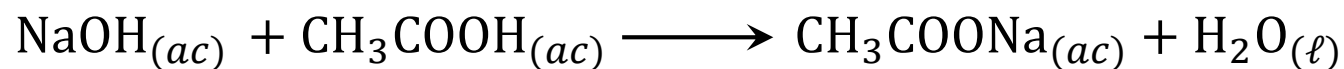


Propiedades Ácido-Base de las sales

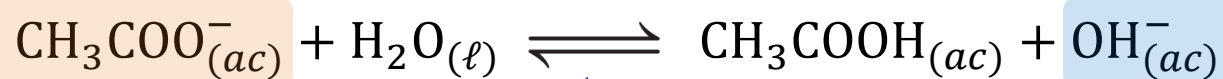
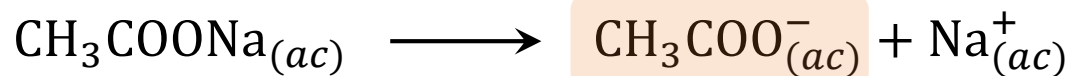
Sales Básicas

Base Fuerte + Ácido Débil

La reacción entre el NaOH y el CH₃COOH es directa:



La disociación de una sal iónica es una reacción directa:



Equilibrio de hidrólisis, K_h

Desplazan **OH⁻**
del agua al
hidrolizarse

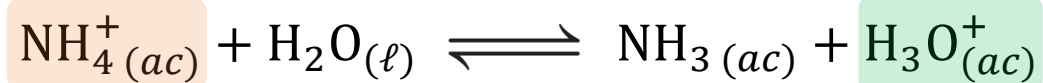
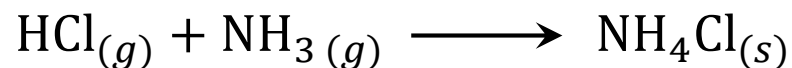
! Si la **hidrólisis** de un ión
desplaza iones **OH⁻** del agua
al disolverse, se utiliza el
valor de $K_h = K_b$



Propiedades Ácido-Base de las sales

Sales Ácidas

Ácido Fuerte + Base Débil



Equilibrio de hidrólisis, K_h

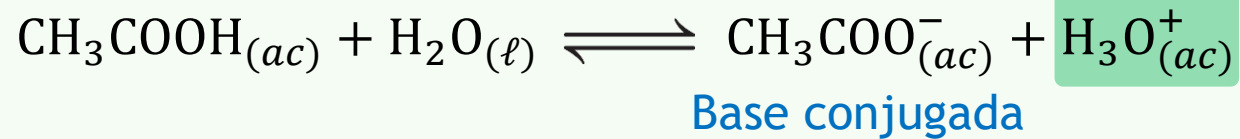
Desplazan H^+
del agua al
hidrolizarse

! Si la hidrólisis de un ión
desplaza iones H^+ del agua
al disolverse, se utiliza el
valor de $K_h = K_a$



Propiedades Ácido-Base de las sales

Equilibrio de disociación ácida



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Equilibrio de hidrólisis



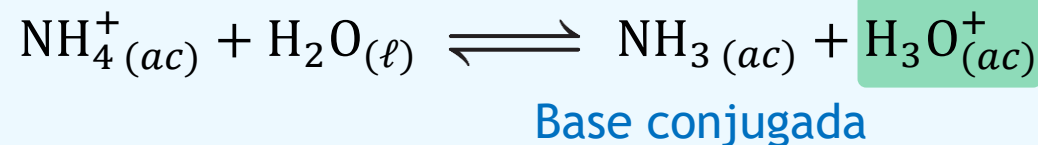
$$K_h = K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Equilibrio de disociación básica



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Equilibrio de hidrólisis



$$K_h = K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$



Propiedades Ácido-Base de las sales

Sales en las que se hidroliza el catión y el anión

Ácido Débil + Base Débil (sistemas de mayor complejidad)

$$K_b > K_a$$

Solución Básica

El anión se hidroliza más que el catión
 $[OH^-] > [H^+]$ en el equilibrio

$$K_b < K_a$$

Solución Ácida

El catión se hidroliza más que el anión
 $[OH^-] < [H^+]$ en el equilibrio

$$K_b \approx K_a$$

Solución Neutra (aprox.)





Propiedades Ácido-Base de las sales

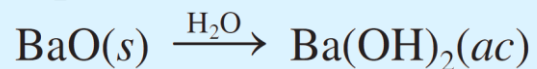
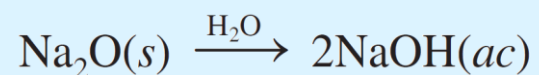
TABLA 15.7 Propiedades ácido-base de las sales

Tipo de sal	Ejemplos	Iones que sufren hidrólisis	pH de la disolución
Catión de una base fuerte; anión de un ácido fuerte	NaCl, KI, KNO ₃ , RbBr, BaCl ₂	Ninguno	≈ 7
Catión de una base fuerte; anión de un ácido débil	CH ₃ COONa, KNO ₂	Anión	> 7
Catión de una base débil; anión de un ácido fuerte	NH ₄ Cl, NH ₄ NO ₃	Catión	< 7
Catión de una base débil, anión de un ácido débil	NH ₄ NO ₂ , CH ₃ COONH ₄ , NH ₄ CN	Anión y catión	< 7 si $K_b < K_a$ ≈ 7 si $K_b ≈ K_a$ > 7 si $K_b > K_a$
Catión pequeño y altamente cargado; anión de un ácido fuerte	AlCl ₃ , Fe(NO ₃) ₃	Catión hidratado	< 7

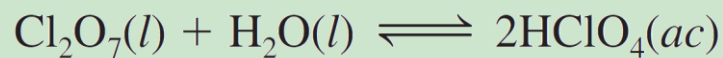
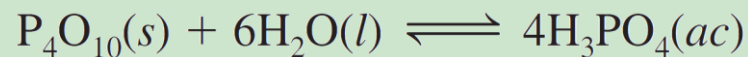
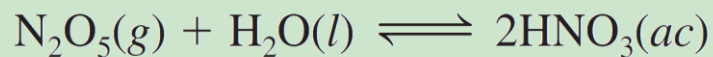
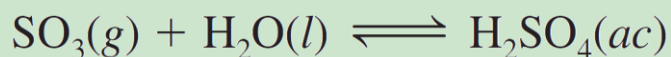
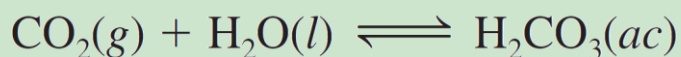


Propiedades Ácido-Base de los óxidos

Los óxidos metálicos básicos reaccionan con el agua para formar hidróxidos metálicos:



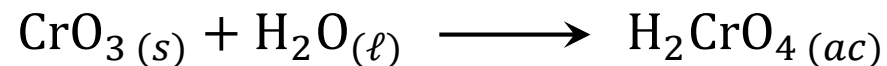
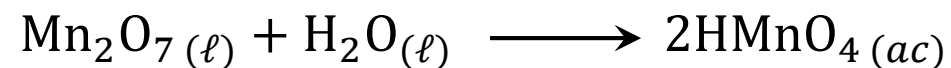
Los óxidos no metálicos ácidos reaccionan con el agua para formar ácidos oxiácidos:



1 1A	2 2A																			18 8A
Li_2O	BeO																			
Na_2O	MgO	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B		9	10	11 1B	12 2B	Al_2O_3	SiO_2	P_4O_{10}	SO_3	Cl_2O_7			
K_2O	CaO												Ga_2O_3	GeO_2	As_2O_5	SeO_3	Br_2O_7			
Rb_2O	SrO												In_2O_3	SnO_2	Sb_2O_5	TeO_3	I_2O_7			
Cs_2O	BaO												Tl_2O_3	PbO_2	Bi_2O_5	PoO_3	At_2O_7			

Óxido básico (azul)
Óxido ácido (verde)
Óxido anfótero (naranja)

Algunos óxidos de metales de transición con un número de oxidación alto actúan como óxidos ácidos. Cuanto más alto sea el número de oxidación del metal, más covalente será el compuesto; cuanto más bajo sea el número de oxidación, más iónico será el compuesto.

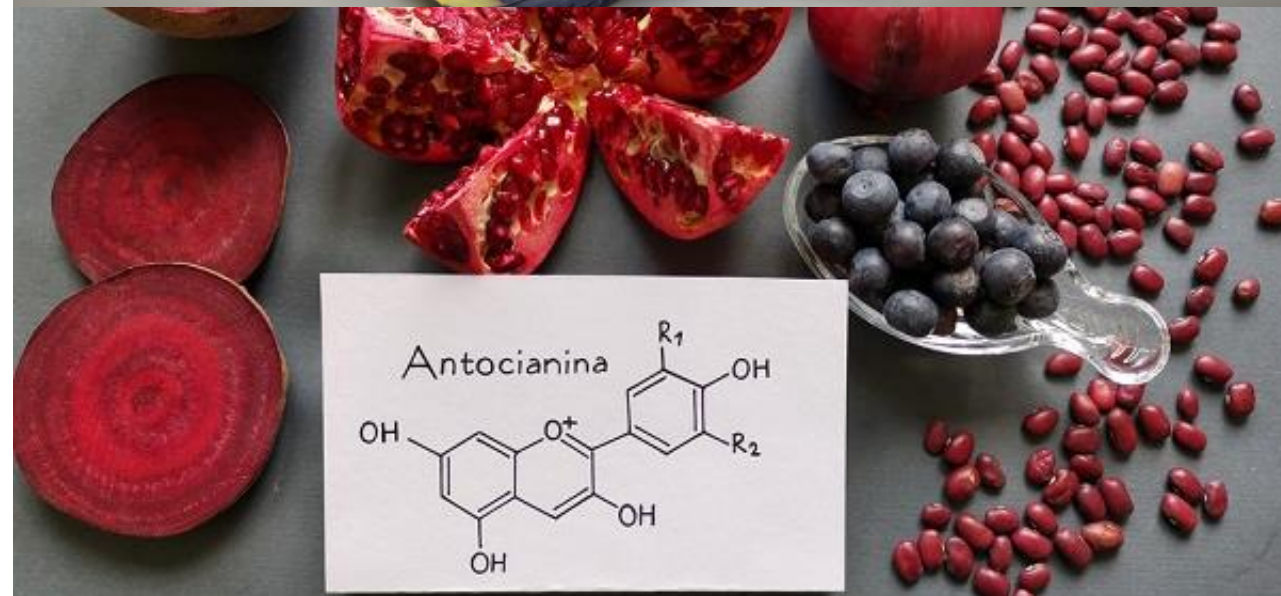




Indicadores Ácido-Base

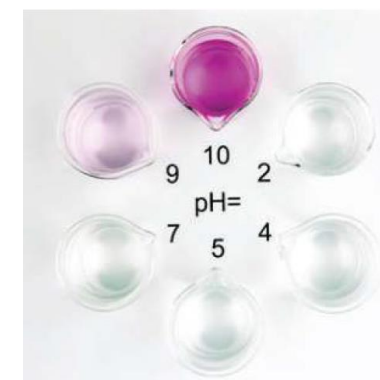
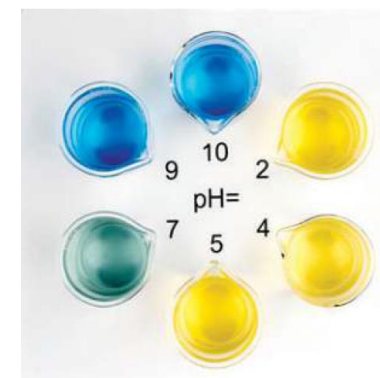
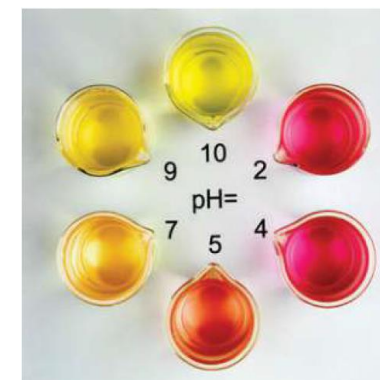
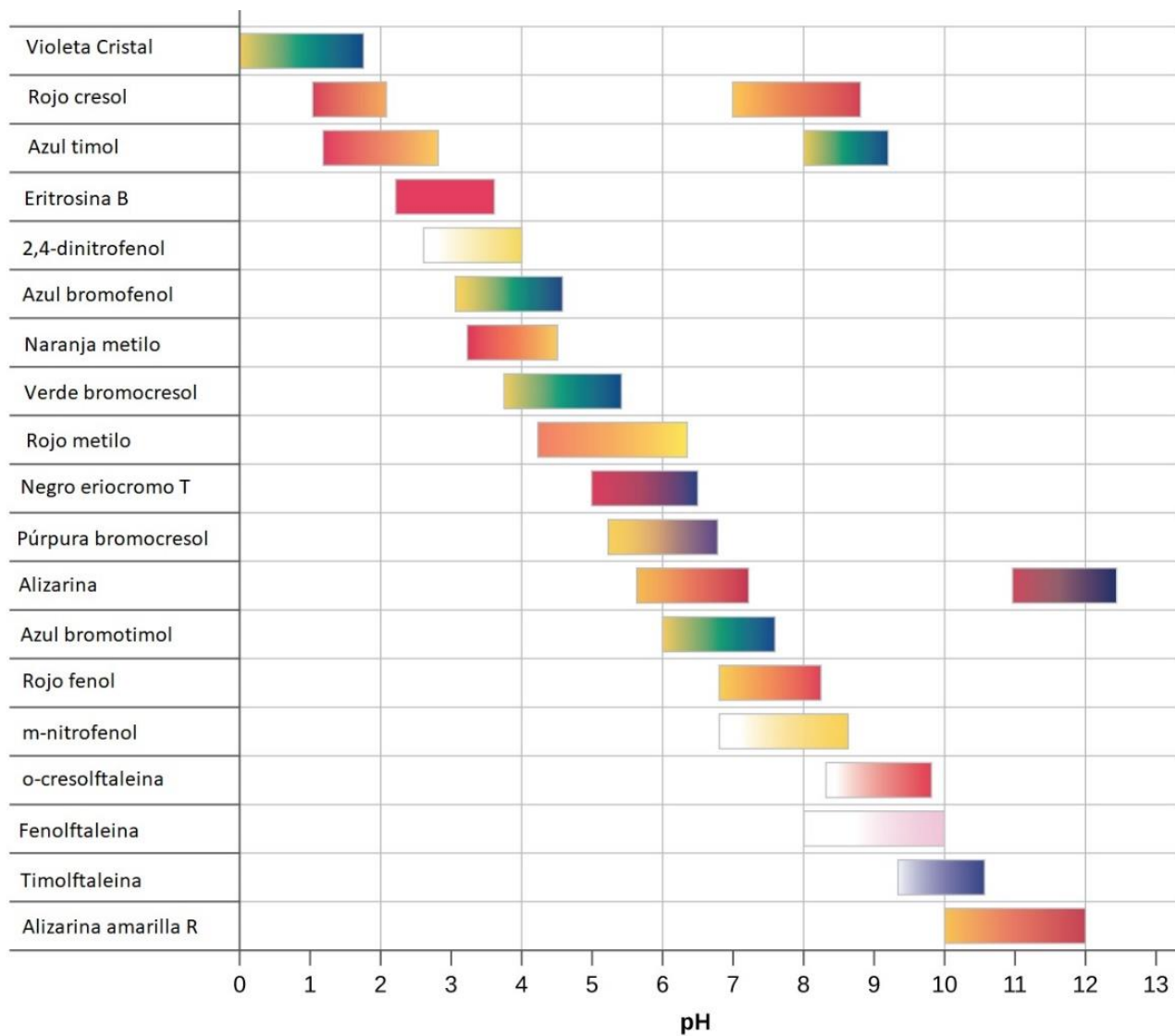
Los indicadores son sustancias que tienen colores muy distintos en medio ácido y básico. De acuerdo con la cantidad de iones H^+ de una solución hace cambiar el color de los indicadores.

Algunos vegetales pigmentados como la col morada, poseen **antocianinas** que son capaces de cambiar de color de acuerdo con la concentración de iones H^+ .





Indicadores Ácido-Base





Instrumentos para medir pH



Cintas indicadoras



pH-metro portátil

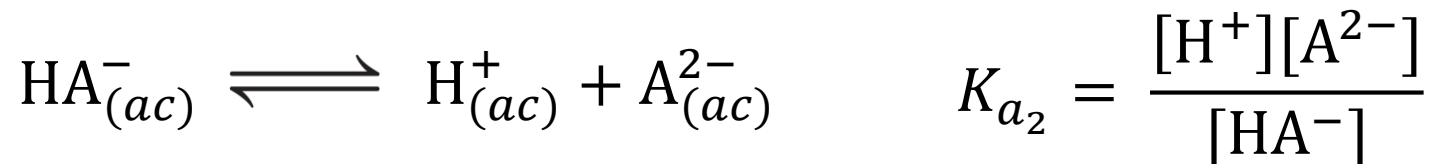
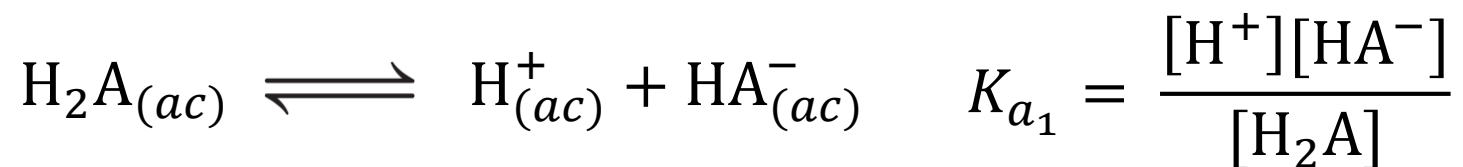


pH-metro de mesa



Ácidos Polipróticos

Muchos ácidos tienen más de un átomo de H ionizable. Estos ácidos se conocen como **ácidos polipróticos**. La ionización de los ácidos polipróticos tiene lugar de manera escalonada; esto es, de un protón a la vez. Se puede escribir una expresión de la constante de ionización para cada etapa de ionización. Como consecuencia, a menudo deben utilizarse dos o más expresiones de la constante de equilibrio para calcular las concentraciones de las especies en la disolución del ácido. A cada disociación le corresponde un valor de la constante de disociación que es específica para el protón que se está liberando.

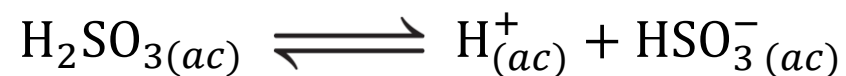


Todos los ácidos inorgánicos polipróticos son débiles, excepto la primera disociación del ácido sulfúrico. Los ácidos orgánicos también son ácidos débiles.



Ácidos Polipróticos

Por ejemplo, para el ácido sulfuroso (H_2SO_3) se tienen las siguientes ionizaciones:



$$K_{a_1} = \frac{[\text{H}^+][\text{HSO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{SO}_3]} = 1.7 \times 10^{-2}$$



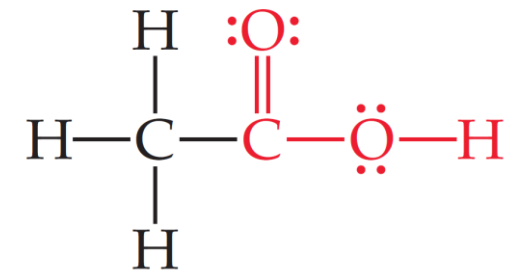
$$K_{a_2} = \frac{[\text{H}^+][\text{SO}_3^{2-}]}{[\text{HSO}_3^-]} = 6.4 \times 10^{-8}$$

Se puede observar que el valor de $K_{a_2} < K_{a_1}$. Debido a las atracciones electrostáticas, se espera que un protón con carga positiva se pierda más rápido de la molécula neutra de H_2SO_3 que del ion con carga negativa HSO_3^- . Por lo tanto, como regla general, **siempre resulta más fácil eliminar el primer protón de un ácido poliprótico que separar el segundo**. De forma similar, para un ácido con tres protones ionizables, es más fácil eliminar el segundo protón que el tercero. Entonces, los valores de K_a se vuelven cada vez más pequeños conforme se eliminan sucesivamente los protones.



Ácidos Carboxílicos

Los ácidos carboxílicos son la categoría más numerosa de los ácidos orgánicos y deben su nombre al grupo funcional carboxilo (-COOH).



Los ácidos carboxílicos son ácidos débiles ($K_a < 1$). Cuando el grupo carboxilo pierde el protón, el **ion carboxilato** (base conjugada) se estabiliza por resonancia aumentando así su fuerza iónica al extender la carga negativa sobre varios átomos:

