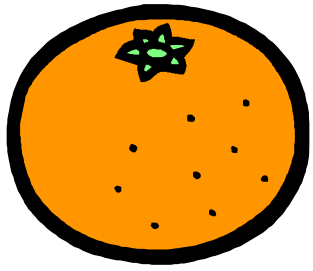


# Ácidos y bases

## *Capítulo 15*



# Ácidos

Tienen un sabor agrio. El vinagre debe su sabor al ácido acético.  
Las frutas cítricas contienen ácido cítrico.

Reaccionan con ciertos metales para producir el gas de hidrógeno

Reaccionan con los carbonatos y bicarbonatos para producir el gas dióxido de carbono.

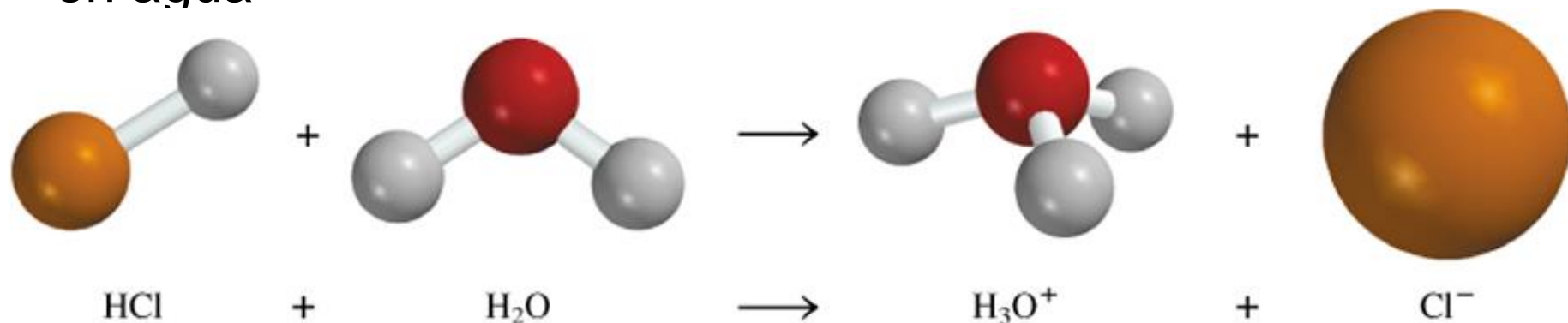
# Bases

Tienen un sabor amargo.

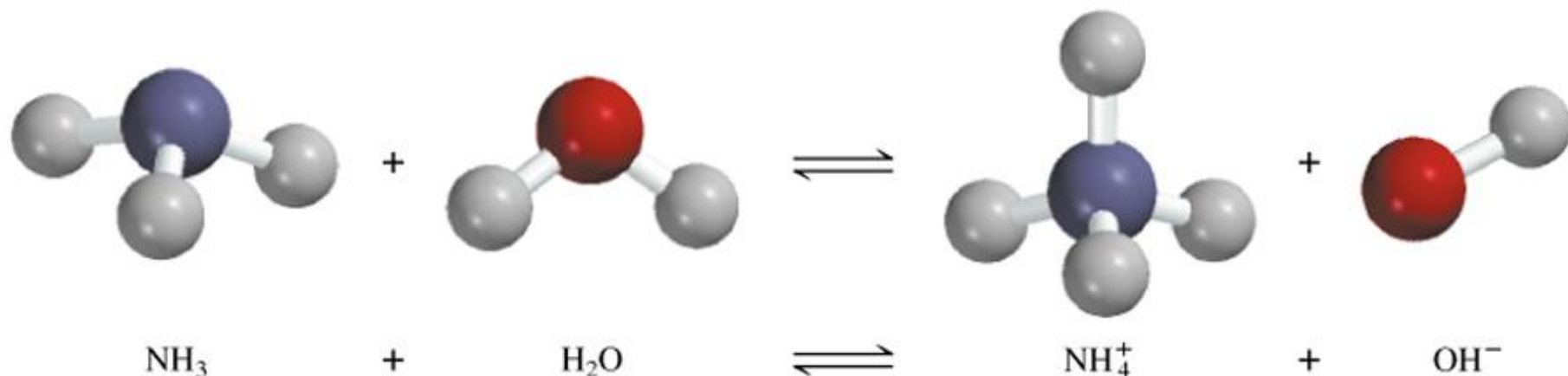
Sensación resbaladiza. Muchos jabones contienen bases



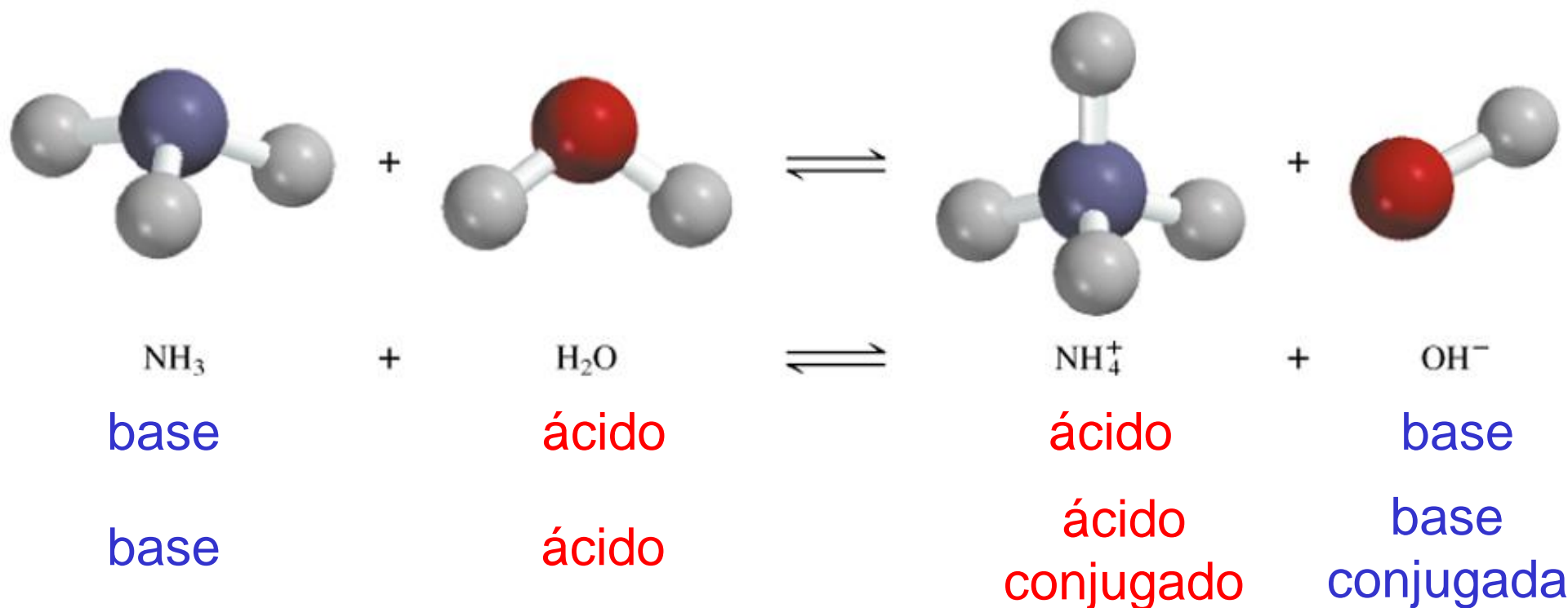
Un ácido Arrhenius es una sustancia que produce  $\text{H}^+$  ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) en agua



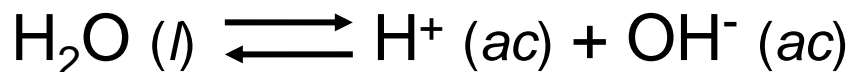
Una base Arrhenius es una sustancia que produce  $\text{OH}^-$  en agua



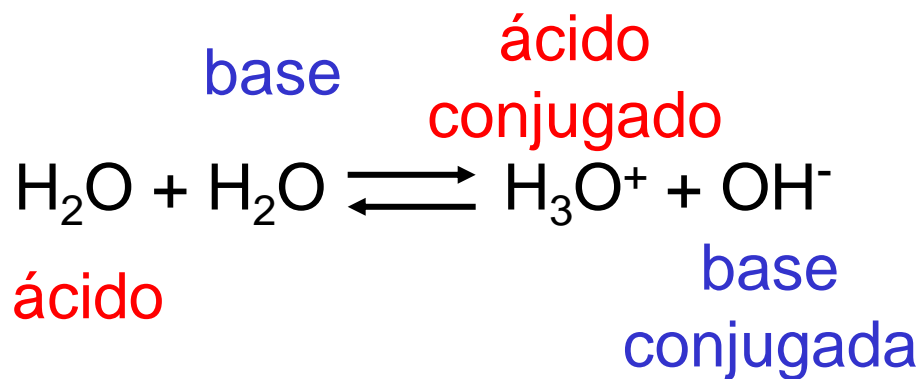
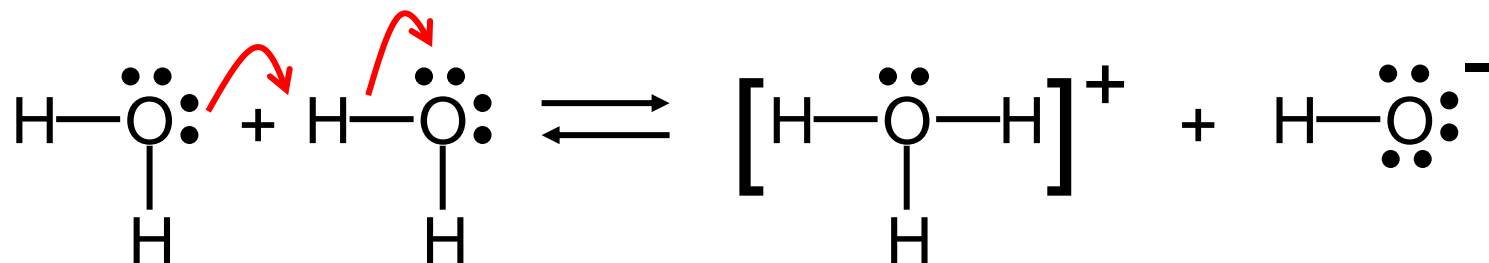
Un **ácido** Brønsted es un donador de protón  
Una **base** Brønsted es un aceptador de protón



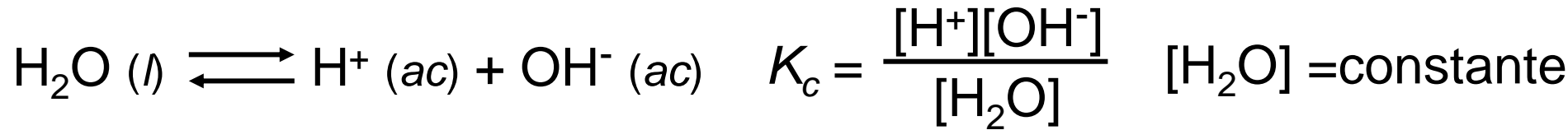
# Propiedades ácido-base del agua



***autoionización*** del agua



# El producto iónico del agua



$$K_c[\text{H}_2\text{O}] = K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

La **constante del producto iónico** ( $K_w$ ) es el producto de las concentraciones molares de los iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  a una **temperatura particular**.

## La disolución es

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

$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$  **ácida**

$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$  **básica**

At 25°C

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

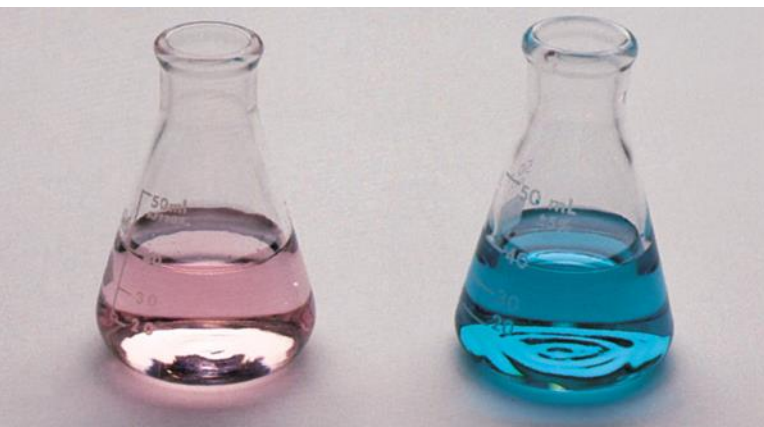


¿Cuál es la concentración de los iones  $\text{OH}^-$  en una disolución  $\text{HCl}$  cuya concentración de ion hidrógeno es  $1.3 \text{ M}$ ?

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

$$[\text{H}^+] = 1.3 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.3} = 7.7 \times 10^{-15} \text{ M}$$



# El pH: una medida de la acidez

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

## La disolución es

## A 25°C

neutra	$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7}$	$\text{pH} = 7$
ácida	$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+] > 1 \times 10^{-7}$	$\text{pH} < 7$
básica	$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+] < 1 \times 10^{-7}$	$\text{pH} > 7$

pH ↑

[H<sup>+</sup>] ↓



**Table 15.1** The pHs of Some Common Fluids

Sample	pH Value
Gastric juice in the stomach	1.0–2.0
Lemon juice	2.4
Vinegar	3.0
Grapefruit juice	3.2
Orange juice	3.5
Urine	4.8–7.5
Water exposed to air*	5.5
Saliva	6.4–6.9
Milk	6.5
Pure water	7.0
Blood	7.35–7.45
Tears	7.4
Milk of magnesia	10.6
Household ammonia	11.5

\* Water exposed to air for a long period of time absorbs atmospheric  $\text{CO}_2$  to form carbonic acid,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

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

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

$$-\log [\text{H}^+] - \log [\text{OH}^-] = 14.00$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$



El pH del agua de lluvia recolectada en una cierta región del noreste de Estados Unidos en un día particular fue 4.82. ¿Cuál es la concentración del ion  $\text{H}^+$  del agua de lluvia?

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

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4.82} = 1.5 \times 10^{-5} \text{ M}$$



La concentración de iones  $\text{OH}^-$  de una muestra de sangre es  $2.5 \times 10^{-7} \text{ M}$ . ¿Cuál es el pH de la sangre?

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$

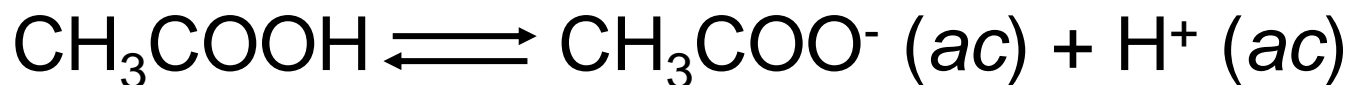
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (2.5 \times 10^{-7}) = 6.60$$

$$\text{pH} = 14.00 - \text{pOH} = 14.00 - 6.60 = 7.40$$

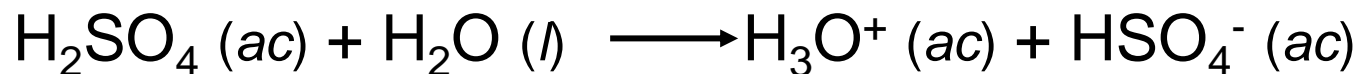
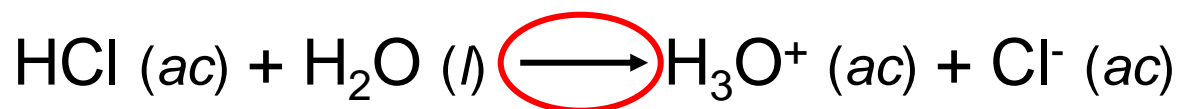
Electrólito fuerte: 100% disociación



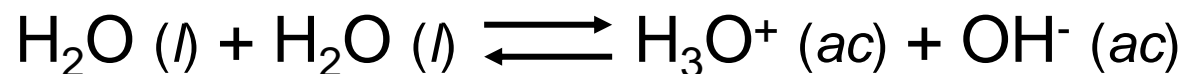
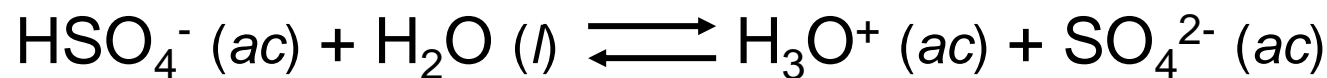
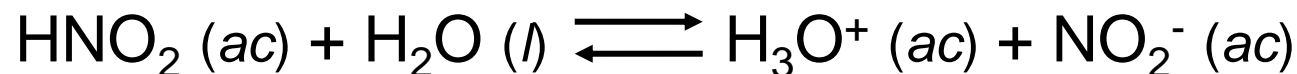
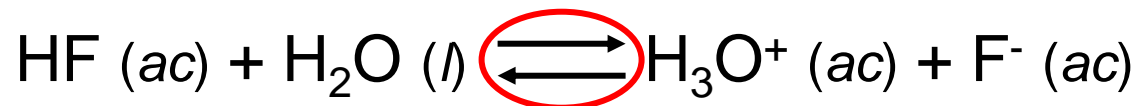
Electrólito débil: no se disocia por completo



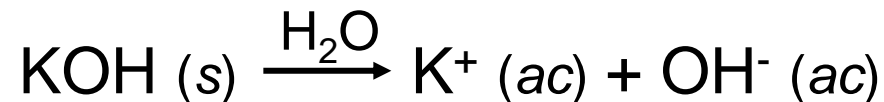
**Ácidos fuertes** son electrólitos fuertes



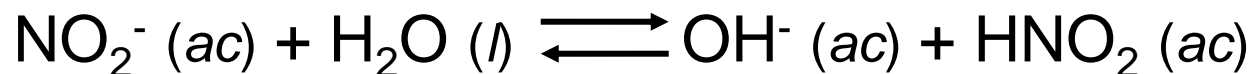
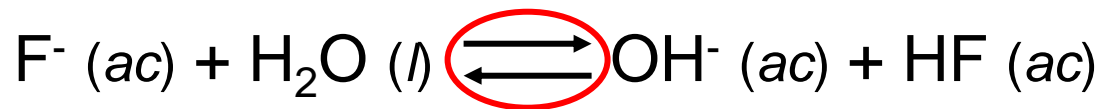
## **Ácidos débiles** son electrólitos débiles



## **Bases fuertes** son electrólitos fuertes



## **Bases débiles** son electrólitos débiles



## Pares conjugados ácido-base:

- La base conjugada de un ácido fuerte no tiene la fuerza medible.
- $\text{H}_3\text{O}^+$  es el ácido más fuerte que puede existir en disolución acuosa.
- El ion  $\text{OH}^-$  es la base más fuerte que puede existir en disolución acuosa.

**Table 15.2** Relative Strengths of Conjugate Acid-Base Pairs

Acid		Conjugate Base		
Acid strength increases ↑	Strong acids	$\text{HClO}_4$ (perchloric acid)	$\text{ClO}_4^-$ (perchlorate ion)	
		$\text{HI}$ (hydroiodic acid)	$\text{I}^-$ (iodide ion)	
		$\text{HBr}$ (hydrobromic acid)	$\text{Br}^-$ (bromide ion)	
		$\text{HCl}$ (hydrochloric acid)	$\text{Cl}^-$ (chloride ion)	
		$\text{H}_2\text{SO}_4$ (sulfuric acid)	$\text{HSO}_4^-$ (hydrogen sulfate ion)	
		$\text{HNO}_3$ (nitric acid)	$\text{NO}_3^-$ (nitrate ion)	
		$\text{H}_3\text{O}^+$ (hydronium ion)	$\text{H}_2\text{O}$ (water)	
	Weak acids	$\text{HSO}_4^-$ (hydrogen sulfate ion)	$\text{SO}_4^{2-}$ (sulfate ion)	
		$\text{HF}$ (hydrofluoric acid)	$\text{F}^-$ (fluoride ion)	
		$\text{HNO}_2$ (nitrous acid)	$\text{NO}_2^-$ (nitrite ion)	
		$\text{HCOOH}$ (formic acid)	$\text{HCOO}^-$ (formate ion)	
		$\text{CH}_3\text{COOH}$ (acetic acid)	$\text{CH}_3\text{COO}^-$ (acetate ion)	
		$\text{NH}_4^+$ (ammonium ion)	$\text{NH}_3$ (ammonia)	
		$\text{HCN}$ (hydrocyanic acid)	$\text{CN}^-$ (cyanide ion)	
		$\text{H}_2\text{O}$ (water)	$\text{OH}^-$ (hydroxide ion)	
		$\text{NH}_3$ (ammonia)	$\text{NH}_2^-$ (amide ion)	
				Base strength increases ↓

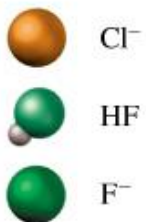
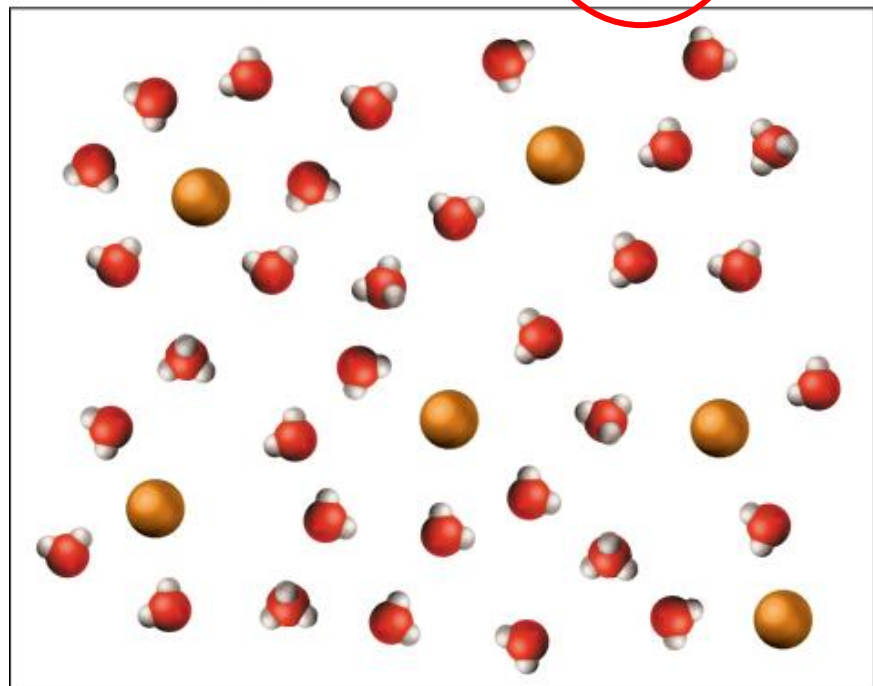
# Ácido fuerte

Antes de la ionización  
Before Ionization

HCl

En el Equilibrio  
At Equilibrium

H<sup>+</sup> Cl<sup>-</sup>



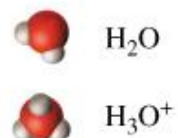
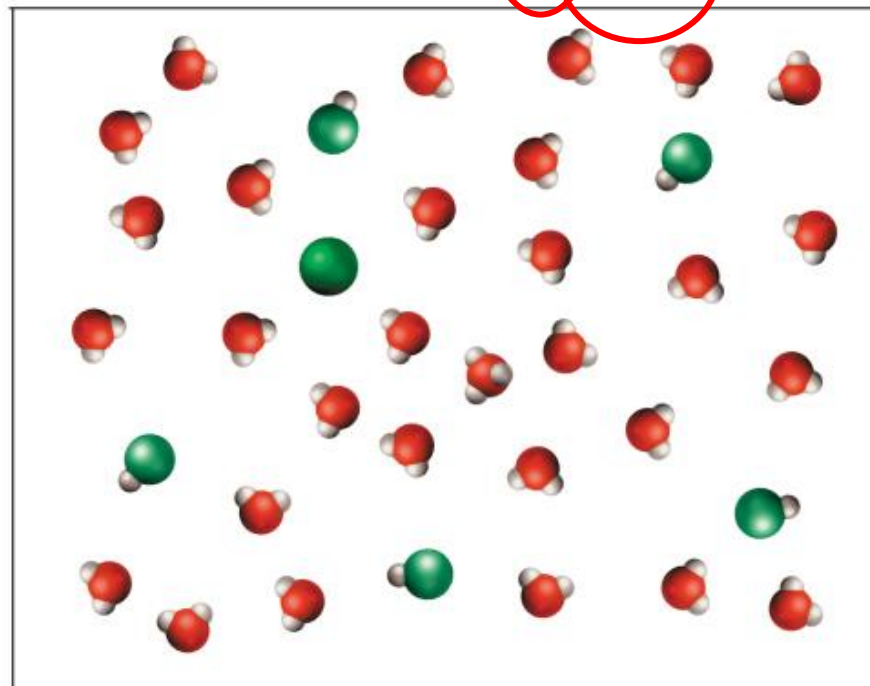
# Ácido débil

Antes de la ionización  
Before Ionization

HF

En el Equilibrio  
At Equilibrium

HF H<sup>+</sup> F<sup>-</sup>



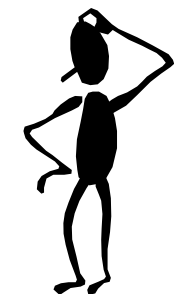


¿Cuál es el pH de una disolución  $2 \times 10^{-3} \text{ M HNO}_3$ ?

$\text{HNO}_3$  es un ácido fuerte: 100% disociación .

Inicial	$0.002 \text{ M}$	$0.0 \text{ M}$	$0.0 \text{ M}$
	$\text{HNO}_3 (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ (\text{ac}) + \text{NO}_3^- (\text{ac})$		
Final	$0.0 \text{ M}$	$0.002 \text{ M}$	$0.002 \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0.002) = 2.7$$



¿Cuál es el pH de una disolución  $1.8 \times 10^{-2} \text{ M Ba(OH)}_2$ ?

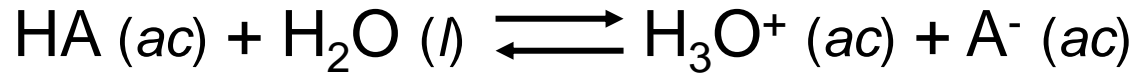
$\text{Ba(OH)}_2$  es un base fuerte: 100% disociación.

Inicial	$0.018 \text{ M}$	$0.0 \text{ M}$	$0.0 \text{ M}$
	$\text{Ba(OH)}_2 (\text{s}) \longrightarrow \text{Ba}^{2+} (\text{ac}) + 2\text{OH}^- (\text{ac})$		
Final	$0.0 \text{ M}$	$0.018 \text{ M}$	$0.036 \text{ M}$

$$\text{pH} = 14.00 - \text{pOH} = 14.00 + \log(0.036) = 12.56$$



# Ácidos débiles (HA) y su constante de ionización ácida



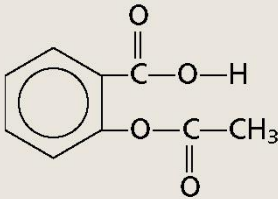
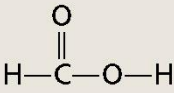
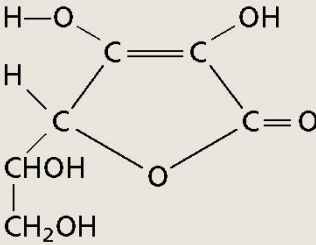
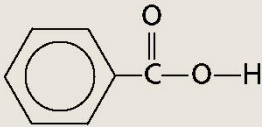
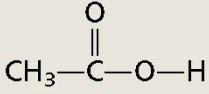
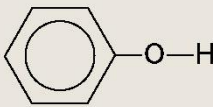
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$K_a$  es la ***constante de ionización ácida***

$K_a \uparrow$

ácido débil  
fuerza  $\uparrow$

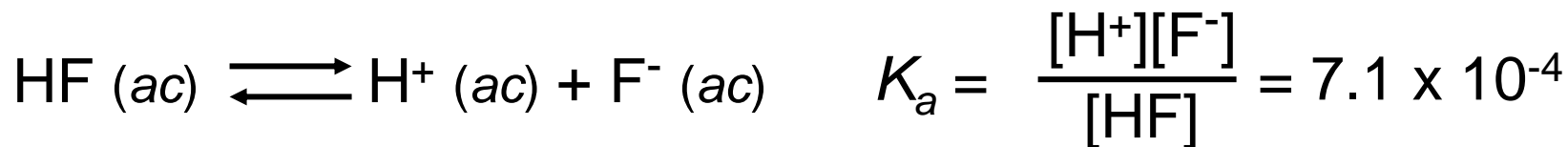
**Table 15.3 Ionization Constants of Some Weak Acids and Their Conjugate Bases at 25°C**

Name of Acid	Formula	Structure	$K_a$	Conjugate Base	$K_b$
Hydrofluoric acid	HF	H—F	$7.1 \times 10^{-4}$	$F^-$	$1.4 \times 10^{-11}$
Nitrous acid	HNO <sub>2</sub>	O=N—O—H	$4.5 \times 10^{-4}$	$NO_2^-$	$2.2 \times 10^{-11}$
Acetylsalicylic acid (aspirin)	C <sub>9</sub> H <sub>8</sub> O <sub>4</sub>		$3.0 \times 10^{-4}$	$C_9H_7O_4^-$	$3.3 \times 10^{-11}$
Formic acid	HCOOH		$1.7 \times 10^{-4}$	$HCOO^-$	$5.9 \times 10^{-11}$
Ascorbic acid*	C <sub>6</sub> H <sub>8</sub> O <sub>6</sub>		$8.0 \times 10^{-5}$	$C_6H_7O_6^-$	$1.3 \times 10^{-10}$
Benzoic acid	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH		$6.5 \times 10^{-5}$	$C_6H_5COO^-$	$1.5 \times 10^{-10}$
Acetic acid	CH <sub>3</sub> COOH		$1.8 \times 10^{-5}$	$CH_3COO^-$	$5.6 \times 10^{-10}$
Hydrocyanic acid	HCN	H—C≡N	$4.9 \times 10^{-10}$	$CN^-$	$2.0 \times 10^{-5}$
Phenol	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH		$1.3 \times 10^{-10}$	$C_6H_5O^-$	$7.7 \times 10^{-5}$

\* For ascorbic acid it is the upper left hydroxyl group that is associated with this ionization constant.



¿Cuál es el pH de una disolución 0.5 M HF (a 25°C)?



Inicial (M)	0.50	0.00	0.00
-------------	------	------	------

Cambio (M)	-x	+x	+x
------------	----	----	----

Equilibrio (M)	0.50 - x	x	x
----------------	----------	---	---

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

$$K_a \ll 1 \quad 0.50 - x \approx 0.50$$

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

$$x^2 = 3.55 \times 10^{-4} \quad x = 0.019 \text{ M}$$

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

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 1.72$$

$$[\text{HF}] = 0.50 - x = 0.48 \text{ M}$$



¿Cuándo puedo usar la aproximación?

$$K_a \ll 1 \quad 0.50 - x \approx 0.50$$

Cuando  $x$  es menor que 5% del valor del cual se resta.

$$x = 0.019 \quad \frac{0.019 \text{ M}}{0.50 \text{ M}} \times 100\% = 3.8\%$$

Menor que 5%  
Aproximación  
válida.

¿Cuál es el pH de una disolución 0.05 M HF (a 25°C)?

$$K_a \approx \frac{x^2}{0.05} = 7.1 \times 10^{-4} \quad x = 0.006 \text{ M}$$

$$\frac{0.006 \text{ M}}{0.05 \text{ M}} \times 100\% = 12\%$$

Más que 5%  
Aproximación.  
**no** válida.

Debe resolver para  $x$  exactamente usando la ecuación cuadrática o el método de aproximación sucesiva.

## Cómo resolver los problemas de ionización de **ácidos débiles**:

1. Identificar las especies principales que pueden afectar el pH.
  - En la mayoría de los casos, puede ignorar la autoionización del agua.
  - Ignorar  $[\text{OH}^-]$  porque se determina por  $[\text{H}^+]$ .
2. Usar ICE para expresar las concentraciones en equilibrio en términos de una sola incógnita  $x$ .
3. Escribir  $K_a$  en términos de las concentraciones en equilibrio. Resuelva para  $x$  por el método de la aproximación. Si la aproximación no es válida, resuelva exactamente para  $x$ .
4. Calcular las concentraciones de todas las especies y/o pH de la disolución.





¿Cuál es el pH de un ácido monoprótico 0.122 M cuya  $K_a$  es  $5.7 \times 10^{-4}$ ?



Inicial(M)	0.122	0.00	0.00
------------	-------	------	------

Cambio(M)	-x	+x	+x
-----------	----	----	----

Equilibrio(M)	0.122 - x	x	x
---------------	-----------	---	---

$$K_a = \frac{x^2}{0.122 - x} = 5.7 \times 10^{-4}$$

$$K_a \ll 1 \quad 0.122 - x \approx 0.122$$

$$K_a \approx \frac{x^2}{0.122} = 5.7 \times 10^{-4}$$

$$x^2 = 6.95 \times 10^{-5} \quad x = 0.0083 \text{ M}$$

$$\frac{0.0083 \text{ M}}{0.122 \text{ M}} \times 100\% = 6.8\%$$

Más que 5%  
Aproximación  
**no** válida

$$K_a = \frac{x^2}{0.122 - x} = 5.7 \times 10^{-4} \quad x^2 + 0.00057x - 6.95 \times 10^{-5} = 0$$

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

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

$$x = 0.0081$$

~~$$x = -0.0081$$~~



Inicial(M)	0.122	0.00	0.00
------------	-------	------	------

Cambio(M)	-x	+x	+x
-----------	----	----	----

Equilibrio(M)	0.122 - x	x	x
---------------	-----------	---	---

$$[\text{H}^+] = x = 0.0081 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 2.09$$

**Porcentaje de ionización =**

$$\frac{\text{Concentración del ácido ionizado en el equilibrio}}{\text{Concentración inicial del ácido}} \times 100\%$$

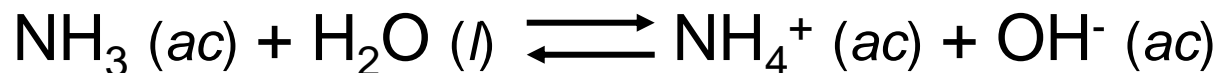
Para un ácido monoprótico HA

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





# Bases débiles y su constante de ionización básica



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

$K_b$  es la **constante de ionización básica**

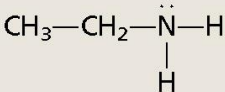
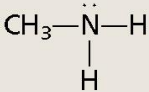
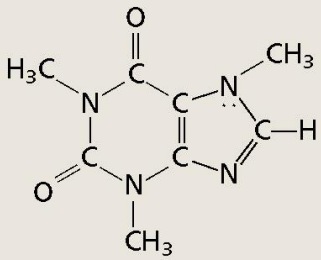
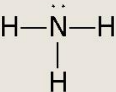
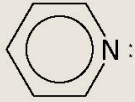
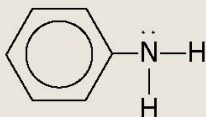
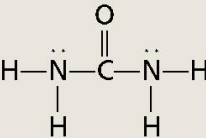
$K_b \uparrow$

fuerza  
de base débil  $\uparrow$



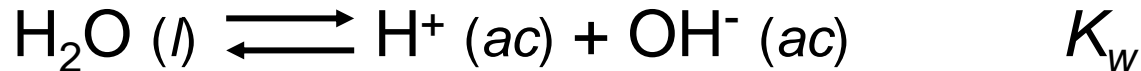
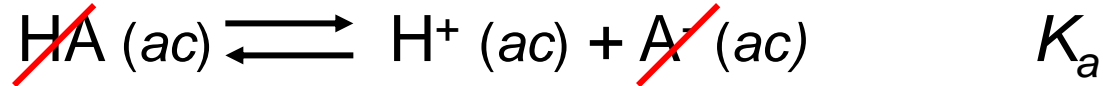
Resuelva los problemas base débil como ácidos débiles **excepto** para  $[\text{OH}^-]$  en lugar de  $[\text{H}^+]$ .

**Table 15.4 Ionization Constants of Some Weak Bases and Their Conjugate Acids at 25°C**

Name of Base	Formula	Structure	$K_b^*$	Conjugate Acid	$K_a$
Ethylamine	$C_2H_5NH_2$		$5.6 \times 10^{-4}$	$C_2H_5NH_3^+$	$1.8 \times 10^{-11}$
Methylamine	$CH_3NH_2$		$4.4 \times 10^{-4}$	$CH_3NH_3^+$	$2.3 \times 10^{-11}$
Caffeine	$C_8H_{10}N_4O_2$		$4.1 \times 10^{-4}$	$C_8H_{11}N_4O_2^+$	$2.4 \times 10^{-11}$
Ammonia	$NH_3$		$1.8 \times 10^{-5}$	$NH_4^+$	$5.6 \times 10^{-10}$
Pyridine	$C_5H_5N$		$1.7 \times 10^{-9}$	$C_5H_5NH^+$	$5.9 \times 10^{-6}$
Aniline	$C_6H_5NH_2$		$3.8 \times 10^{-10}$	$C_6H_5NH_3^+$	$2.6 \times 10^{-5}$
Urea	$N_2H_4CO$		$1.5 \times 10^{-14}$	$H_2NCONH_3^+$	0.67

\* The nitrogen atom with the lone pair accounts for each compound's basicity. In the case of urea,  $K_b$  can be associated with either nitrogen atom.

# Relación entre la constante de ionización de los ácidos y sus bases conjugadas



$$K_a K_b = K_w$$

Ácido débil en su base conjugada

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

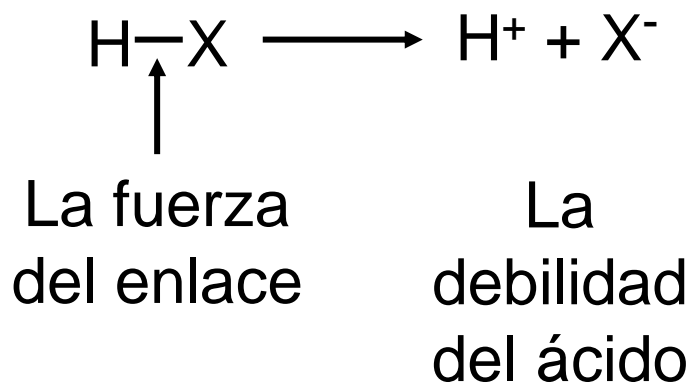
**Table 15.5** Ionization Constants of Some Diprotic Acids and a Polyprotic Acid and Their Conjugate Bases at 25°C

Name of Acid	Formula	Structure	$K_a$	Conjugate Base	$K_b$
Sulfuric acid	$H_2SO_4$	$\begin{array}{c} O \\    \\ H-O-S-O-H \\    \\ O \end{array}$	very large	$HSO_4^-$	very small
Hydrogen sulfate ion	$HSO_4^-$	$\begin{array}{c} O \\    \\ H-O-S-O^- \\    \\ O \end{array}$	$1.3 \times 10^{-2}$	$SO_4^{2-}$	$7.7 \times 10^{-13}$
Oxalic acid	$C_2H_2O_4$	$\begin{array}{c} O \quad O \\    \quad    \\ H-O-C-C-O-H \end{array}$	$6.5 \times 10^{-2}$	$C_2HO_4^-$	$1.5 \times 10^{-13}$
Hydrogen oxalate ion	$C_2HO_4^-$	$\begin{array}{c} O \quad O \\    \quad    \\ H-O-C-C-O^- \end{array}$	$6.1 \times 10^{-5}$	$C_2O_4^{2-}$	$1.6 \times 10^{-10}$
Sulfurous acid*	$H_2SO_3$	$\begin{array}{c} O \\    \\ H-O-S-O-H \end{array}$	$1.3 \times 10^{-2}$	$HSO_3^-$	$7.7 \times 10^{-13}$
Hydrogen sulfite ion	$HSO_3^-$	$\begin{array}{c} O \\    \\ H-O-S-O^- \end{array}$	$6.3 \times 10^{-8}$	$SO_3^{2-}$	$1.6 \times 10^{-7}$
Carbonic acid	$H_2CO_3$	$\begin{array}{c} O \\    \\ H-O-C-O-H \end{array}$	$4.2 \times 10^{-7}$	$HCO_3^-$	$2.4 \times 10^{-8}$
Hydrogen carbonate ion	$HCO_3^-$	$\begin{array}{c} O \\    \\ H-O-C-O^- \end{array}$	$4.8 \times 10^{-11}$	$CO_3^{2-}$	$2.1 \times 10^{-4}$
Hydrosulfuric acid	$H_2S$	$H-S-H$	$9.5 \times 10^{-8}$	$HS^-$	$1.1 \times 10^{-7}$
Hydrogen sulfide ion†	$HS^-$	$H-S^-$	$1 \times 10^{-19}$	$S^{2-}$	$1 \times 10^5$
Phosphoric acid	$H_3PO_4$	$\begin{array}{c} O \\    \\ H-O-P-O-H \\   \\ O \\   \\ H \end{array}$	$7.5 \times 10^{-3}$	$H_2PO_4^-$	$1.3 \times 10^{-12}$
Dihydrogen phosphate ion	$H_2PO_4^-$	$\begin{array}{c} O \\    \\ H-O-P-O^- \\   \\ O \\   \\ H \end{array}$	$6.2 \times 10^{-8}$	$HPO_4^{2-}$	$1.6 \times 10^{-7}$
Hydrogen phosphate ion	$HPO_4^{2-}$	$\begin{array}{c} O \\    \\ H-O-P-O^- \\   \\ O^- \end{array}$	$4.8 \times 10^{-13}$	$PO_4^{3-}$	$2.1 \times 10^{-2}$

\*  $H_2SO_3$  has never been isolated and exists in only minute concentration in aqueous solution of  $SO_2$ . The  $K_a$  value here refers to the process  $SO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + HSO_3^-(aq)$ .

† The ionization constant of  $HS^-$  is very low and difficult to measure. The value listed here is only an estimate

# Estructura molecular y fuerza de los ácidos

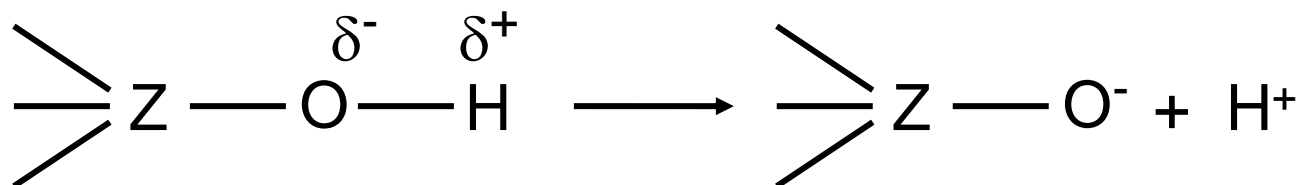


**Table 15.6** Bond Energies for Hydrogen Halides and Acid Strengths for Hydrohalic Acids

Bond	Bond Energy (kJ/mol)	Acid Strength
H—F	568.2	weak
H—Cl	431.9	strong
H—Br	366.1	strong
H—I	298.3	strong

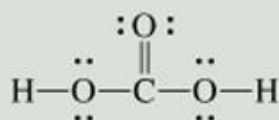


# Estructura molecular y fuerza de los ácidos

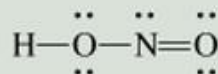


El enlace O-H será más polar y más fácil de romper si:

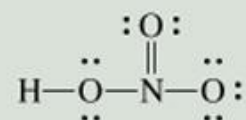
- Z es muy electronegativo o
- Z está en un estado de oxidación alto



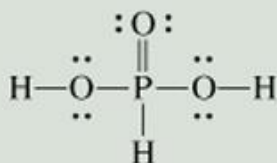
Carbonic acid



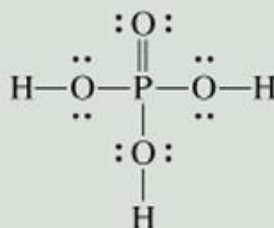
Nitrous acid



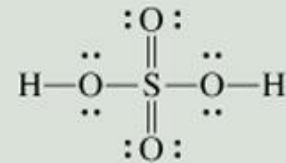
Nitric acid



Phosphorous acid



Phosphoric acid

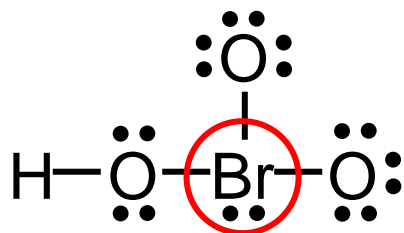
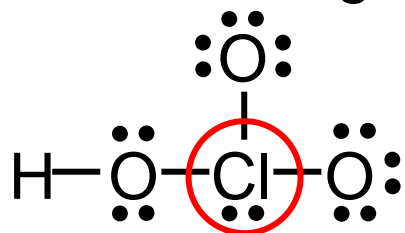


Sulfuric acid

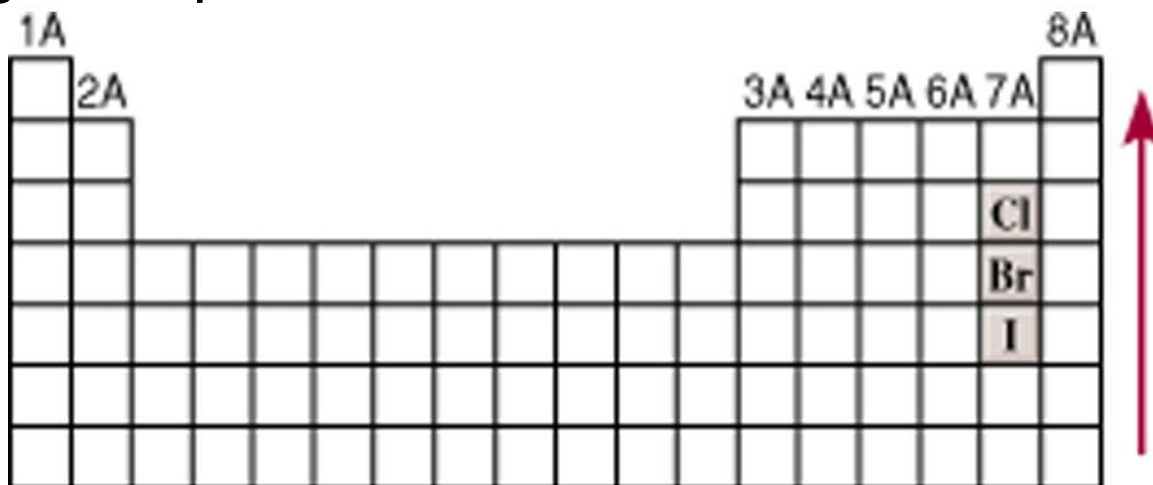
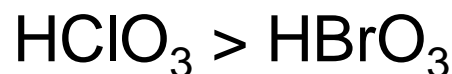
# Estructura molecular y fuerza de los ácidos

1. Oxiácidos que tienen átomos centrales diferentes (Z) que **son del mismo grupo** y que tienen el **mismo número de oxidación**.

La fuerza de los ácidos aumenta con el aumento de la electronegatividad de Z



Cl es más electronegativo que Br



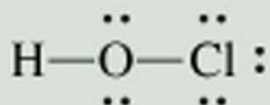
A simplified periodic table diagram showing groups 1A through 8A. The elements Cl, Br, and I are highlighted in the 7A group. A red arrow points upwards, indicating increasing electronegativity.

1A	2A						3A	4A	5A	6A	7A	8A
											Cl	
											Br	
											I	

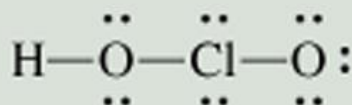
# Estructura molecular y fuerza de los ácidos

## 2. Oxiácidos que tienen el mismo átomo central (Z) pero diferente número de grupos unidos a él..

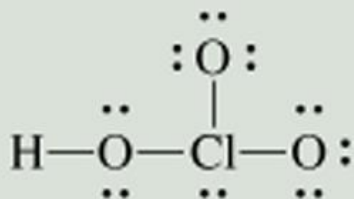
La fuerza de los ácidos aumenta cuando aumenta el número de oxidación de Z.



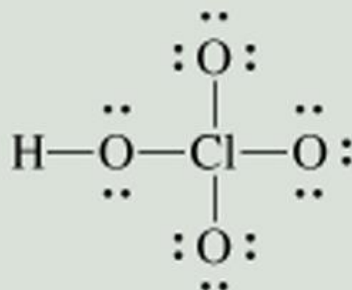
Ácido hipocloroso (+1)



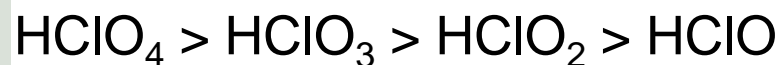
Ácido cloroso (+3)



Ácido clórico (+5)



Ácido perclórico (+7)





# Propiedades ácido-base de las sales

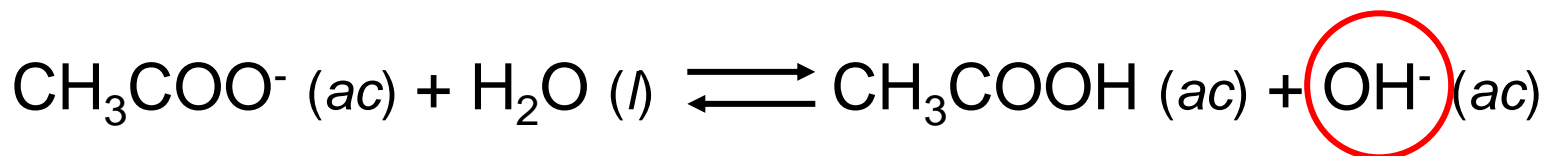
## Disoluciones neutras:

Las sales que contienen un metal alcalino o un ion de metal alcalinotérreo (excepto  $\text{Be}^{2+}$ ) **y** la base conjugada de un ácido **fuerte** (por ejemplo  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ , y  $\text{NO}_3^-$ ).



## Disoluciones básicas:

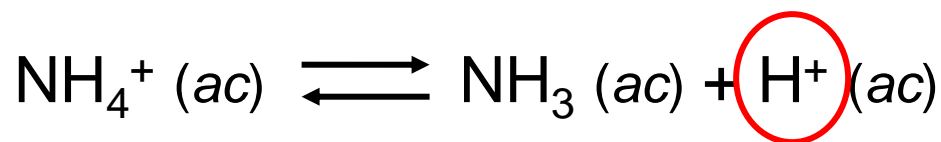
Las sales derivadas de una base fuerte **y** un ácido **débil**.



# Propiedades ácido-base de las sales

## Disoluciones ácidas:

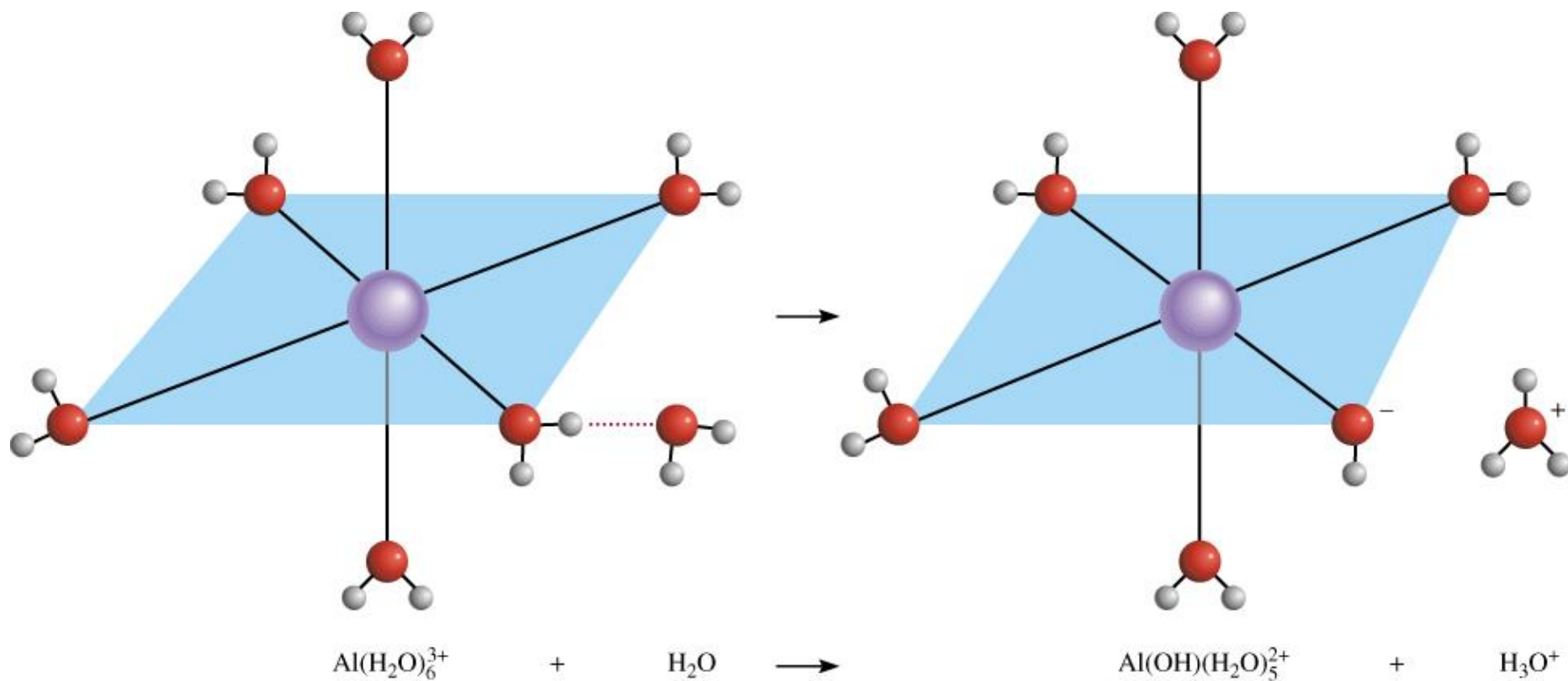
Las sales derivadas de un ácido fuerte y una base débil



Las sales pequeñas, con cationes metálicos con cargas más altas (por ejemplo  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$  y  $\text{Be}^{2+}$ ) y la base conjugada de un ácido fuerte.



# Hidrólisis ácida del $\text{Al}^{3+}$



# Propiedades ácido-base de las sales

## disoluciones en que el catión y el anión se hidrolizan:

- $K_b$  para el anión  $> K_a$  para el catión, la disolución será básica
- $K_b$  para el anión  $< K_a$  para el catión, la disolución será ácida
- $K_b$  para el anión  $\approx K_a$  para el catión, la disolución será neutra

**Table 15.7** Acid-Base Properties of Salts

Type of Salt	Examples	Ions That Undergo Hydrolysis	pH of Solution
Cation from strong base; anion from strong acid	NaCl, KI, KNO <sub>3</sub> , RbBr, BaCl <sub>2</sub>	None	$\approx 7$
Cation from strong base; anion from weak acid	CH <sub>3</sub> COONa, KNO <sub>2</sub>	Anion	$> 7$
Cation from weak base; anion from strong acid	NH <sub>4</sub> Cl, NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	Cation	$< 7$
Cation from weak base; anion from weak acid	NH <sub>4</sub> NO <sub>2</sub> , CH <sub>3</sub> COONH <sub>4</sub> , NH <sub>4</sub> CN	Anion and cation	$< 7$ if $K_b < K_a$ $\approx 7$ if $K_b \approx K_a$ $> 7$ if $K_b > K_a$
Small, highly charged cation; anion from strong acid	AlCl <sub>3</sub> , Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	Hydrated cation	$< 7$

# Óxidos de los elementos representativos en su estado de oxidación más alto

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
Li <sub>2</sub> O	BeO											B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		OF <sub>2</sub>	
Na <sub>2</sub> O	MgO	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>4</sub> O <sub>10</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	
K <sub>2</sub> O	CaO											Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	GeO <sub>2</sub>	As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SeO <sub>3</sub>	Br <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	
Rb <sub>2</sub> O	SrO											In <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SnO <sub>2</sub>	Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	TeO <sub>3</sub>	I <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	
Cs <sub>2</sub> O	BaO											Tl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	PbO <sub>2</sub>	Bi <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	PoO <sub>3</sub>	At <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	

Óxido básico

Óxido ácido

Óxido anfótero

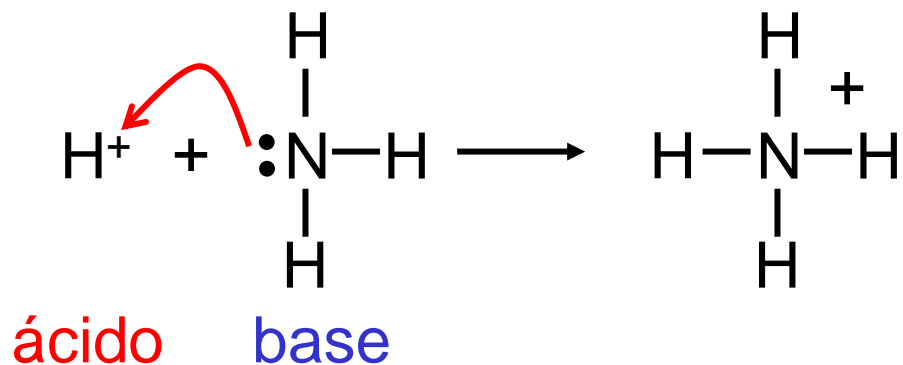
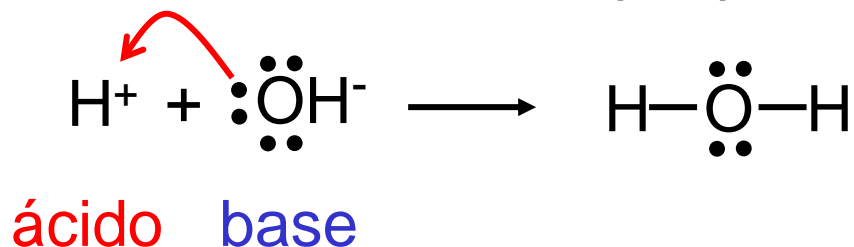
# Definición de un ácido

Un **ácido Arrhenius** es una sustancia que produce  $\text{H}^+$  ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) en agua

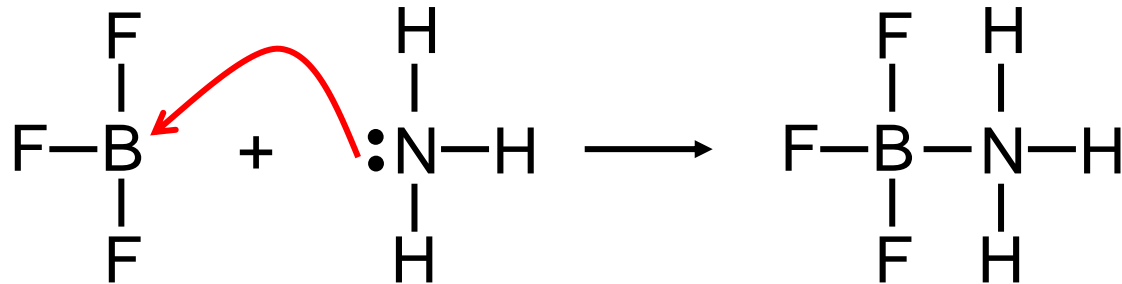
Un **ácido Brønsted** es un donador de protón

Un **ácido Lewis** es una sustancia que puede aceptar un par de electrones

Una **base Lewis** es una sustancia que puede donar un par de electrones



# Ácidos y bases de Lewis



ácido

base

¡No dona o acepta protones!