

# 12. Equilibrio ácido-base

## 12.1. Ácidos y bases

## 12.2. Disociación del agua: autoionización

### 12.2.1. Producto iónico del agua

### 12.2.2. Escala pH

### 12.2.3. Medición pH

## 12.3. Ácidos y bases Brønsted-Lowry

### 12.3.1. Pares conjugados ácido-base

### 12.3.2. Fuerza de ácidos y bases

### 12.3.3. Hidrólisis

## 12.4. Comportamiento ácido-base y estructura química

## 12.5. Ácidos y bases de Lewis

## 12.6. Disoluciones amortiguadoras o reguladoras

# Ácidos y bases

## 1. Teoría de Arrhenius

**Ácidos** sustancias que se disocian en disolución acuosa liberando protones



**Bases** sustancias que en disolución acuosa que liberan grupos hidroxilo



Reacción de neutralización:



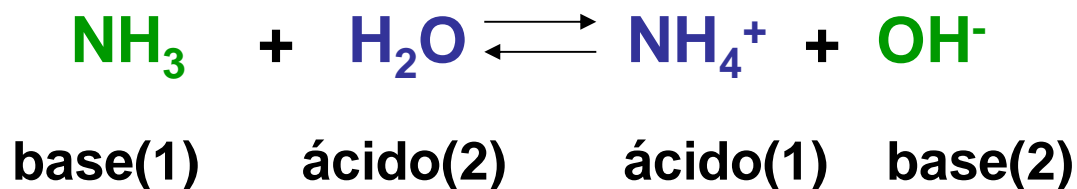
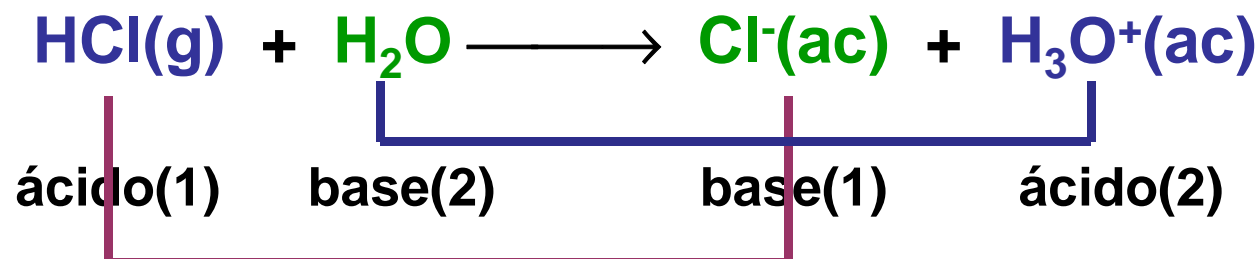
# Ácidos y bases

## 2. Teoría de Brønsted-Lowry

Ácido sustancia dadora de protones

Base sustancia aceptora de protones

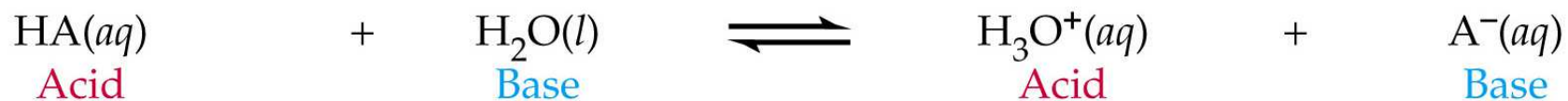
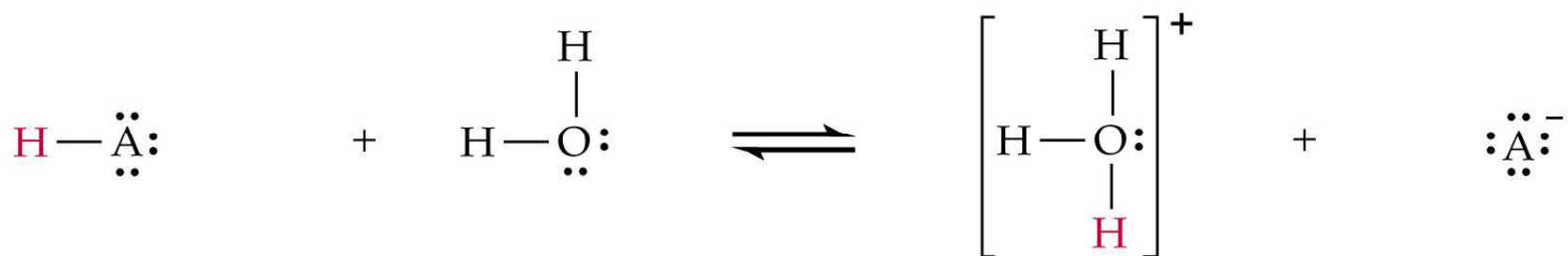
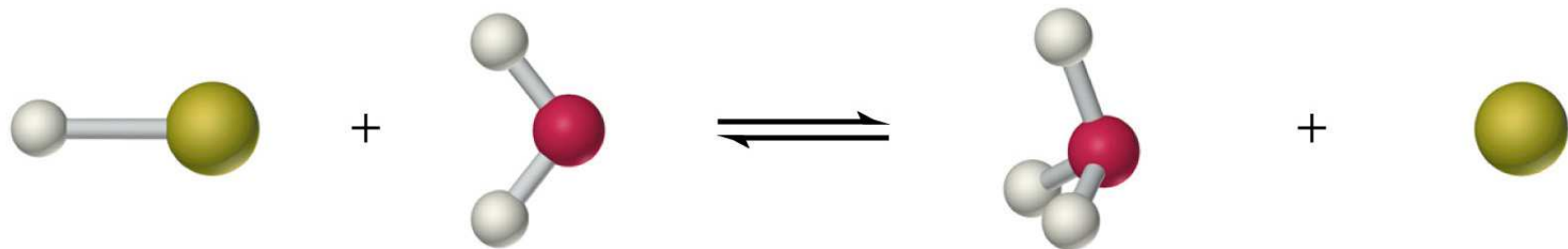
Anfótero sustancia que puede actuar como ácido o como base



base(1)/ácido(1) y base(2)/ácido(2) son pares conjugados

# Ácidos y bases

## 2. Teoría de Brønsted-Lowry

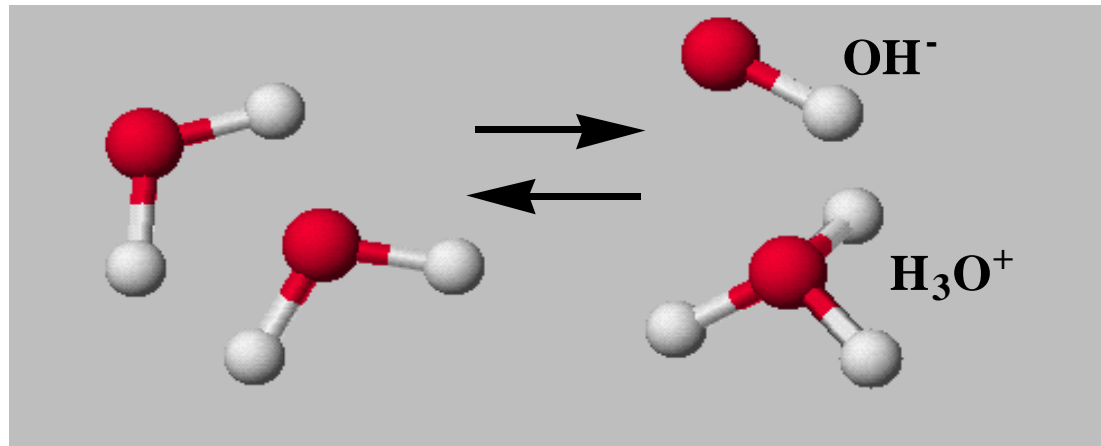


Conjugate acid–base pairs

## Disociación del agua

### Autoprotólisis del agua (Autoionización)

Una molécula de agua transfiere un protón a una segunda generándose un ión hidrónio y un ión hidroxilo



**Producto iónico  
del agua ( $K_w$ )**

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad (25 \text{ }^\circ\text{C})$$

## Disociación del agua

### Producto iónico del agua ( $K_w$ )

En una disolución neutra  $[H_3O^+] = [OH^-]$

$$K_w = [H_3O^+]^2 = [OH^-]^2 \quad [H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ M}$$

### SORENSEN

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] \quad \longrightarrow \quad 10^{-\text{pH}} = [H^+]$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{pOH} = -\log [OH^-] \\ \text{pK} = -\log K \end{array} \right\} \text{pK}_w = -\log K_w = 14$$

$$-\log (10^{-14}) = -\log [H_3O^+] + (-\log [OH^-])$$

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

## Disociación del agua

Ejemplo. Si el pH de la Coca-cola es 3,12. Calcular  $[H_3O^+]$



## Disociación del agua

### Escala de pH

Escala de pH desarrollada por SORENSEN

DISOLUCIÓN ACUOSA A TEMPERATURA CONSTANTE, 25°C

pH =7 disolución neutra

$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$  agua pura, medio neutro

pH < 7 y pOH > 7 disolución es ácida

$[H^+] > [OH^-]$ ; Si  $[H^+] > 10^{-7}$  la disolución es ácida

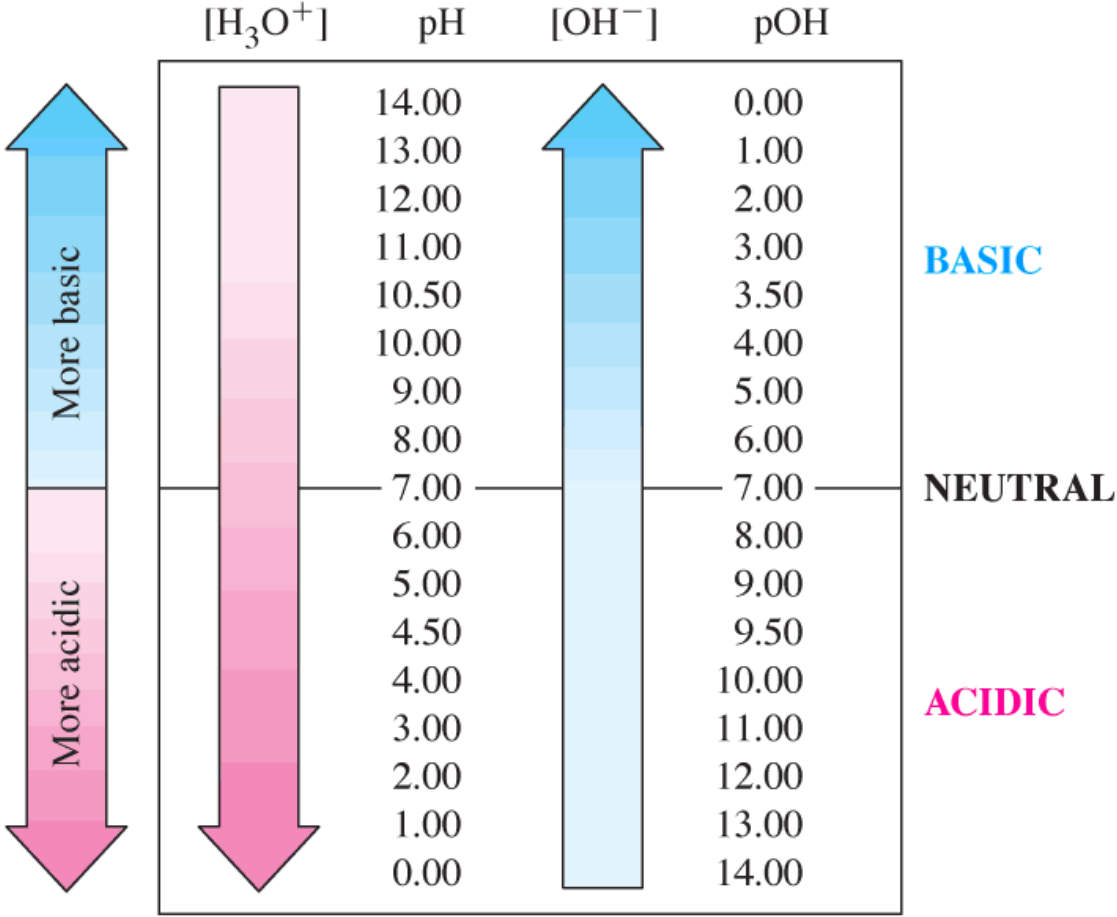
pH > 7 y pOH < 7 disolución es básica

$[H^+] < [OH^-]$ ; Si  $[OH^-] > 10^{-7}$  la disolución es básica



# Disociación del agua

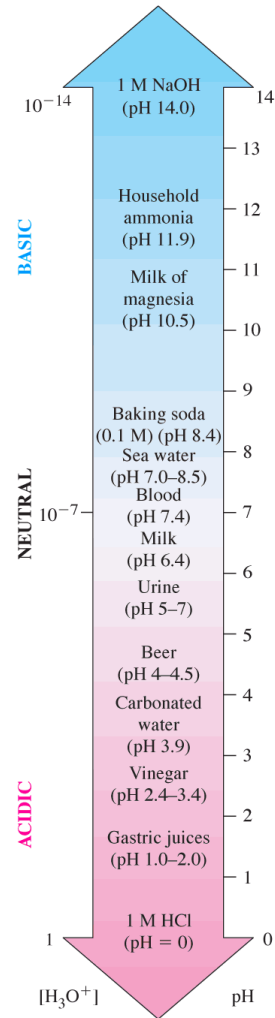
## ESCALA DE pH y valor pH algunos materiales



▲ FIGURE 16-5  
 Relating [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>], pH, [OH<sup>-</sup>], and pOH

# Disociación del agua

## ESCALA DE pH y valor pH algunos materiales



▲ FIGURE 16-6  
The pH scale and pH values  
of some common materials

## Ácidos y bases Brønsted-Lowry

### Fuerza de ácidos y bases

Ácido fuerte y base fuerte se encuentran totalmente disociados



Ácidos fuertes: HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

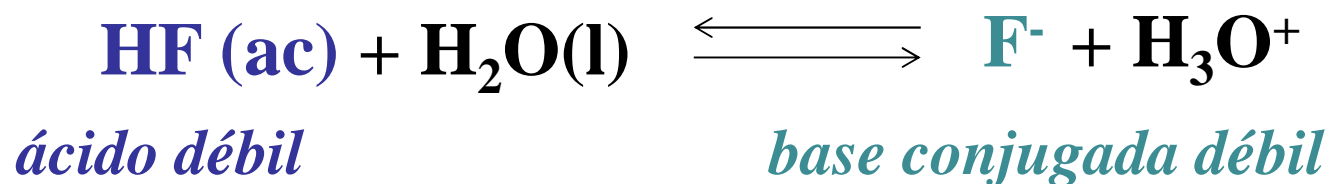


Bases fuertes: LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>

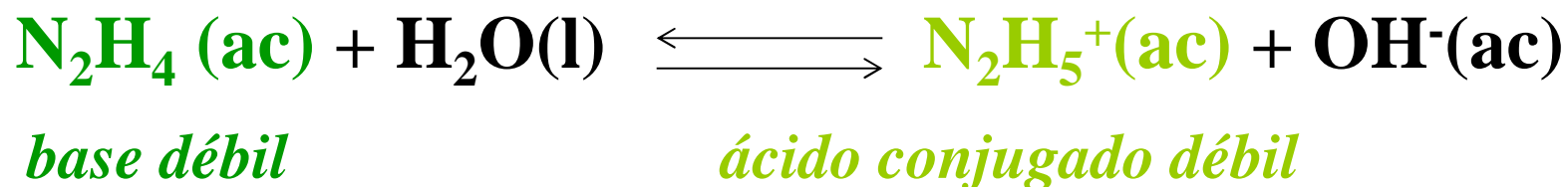
## Ácidos y bases Brønsted-Lowry

### Fuerza de ácidos y bases

Ácido débil y base débil se encuentran parcialmente disociados



Ácidos débiles: HF, HCN, H<sub>2</sub>S, HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, HClO, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>



Bases débiles: N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, CN<sup>-</sup>, HS<sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, ClO<sup>-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>

# Ácidos y bases Brønsted-Lowry

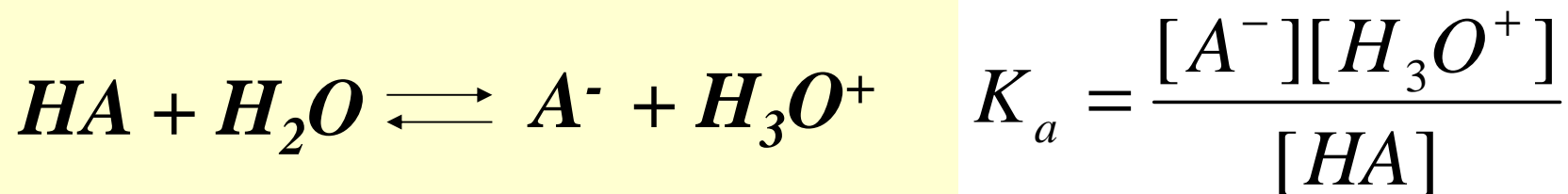
## Fuerza de ácidos y bases

100 ionizado en agua		Ácido	Base		
Aumenta la fuerza del ácido	Fuerte	HCl	Cl <sup>-</sup>	Insignificante	Insignificante
		H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>		
		HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		
	Débil	H <sup>+</sup> (ac)	H <sub>2</sub> O		
		HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>		
		H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>		
		HF	F <sup>-</sup>		
		CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>		
		H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		
		H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>		
		H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>		
		NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>		
		HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>		
		HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>		
		Insignificante	H <sub>2</sub> O		
HS <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>				
OH <sup>-</sup>	O <sup>2-</sup>				
		H <sub>2</sub>	H <sup>-</sup>		
				100 protonada en agua	

## Ácidos y bases Brønsted-Lowry

### Fuerza de ácidos y bases

El valor de la constante de equilibrio o de acidez es una medida cuantitativa de la fuerza del ácido en disolución acuosa



CONSTANTE DE ACIDEZ O DISOCIACIÓN



$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$$



$$[A^-][H_3O^+]$$

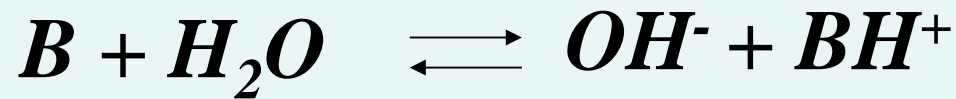


$$pK_a = -\log K_a$$

## Ácidos y bases Brønsted-Lowry

### Fortaleza ácida y básica

El valor de la constante de equilibrio o de basicidad es una medida cuantitativa de la fuerza de la base en disolución acuosa



$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

CONSTANTE DE BASICIDAD

$$pK_b = -\log K_b$$

## Ácidos y bases Brønsted-Lowry

### Fuerza de ácidos y bases

Ácidos fuertes	Ácidos débiles
$K_a$ elevada ( $K_a \gg 1$ )	$K_a$ pequeña ( $K_a < 1$ , $pK_a < 0$ )
$[H^+] = [HA]$	$[H^+] \ll [HA]$
$A^-$ es una base más débil que el agua	$A^-$ es una base más fuerte que el agua



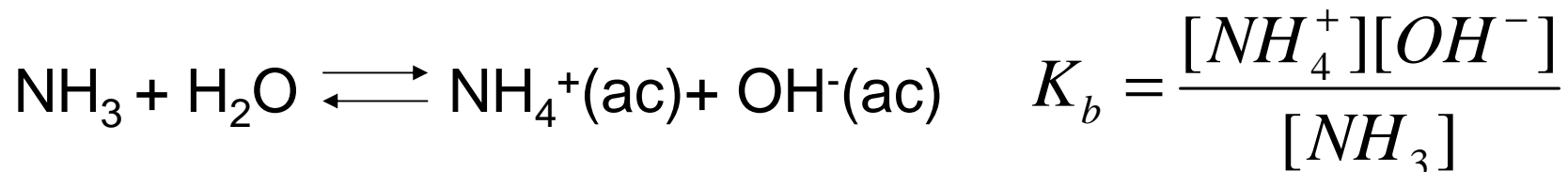
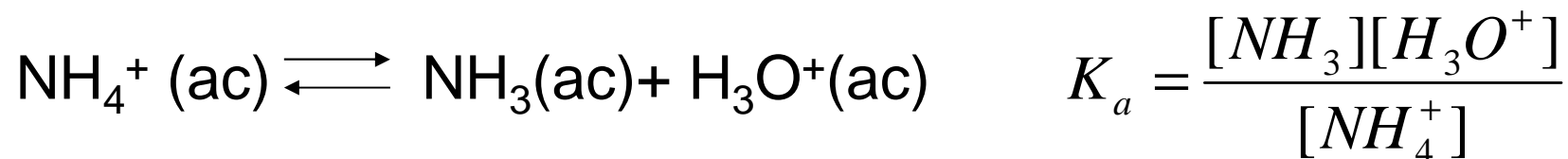
# Ácidos y bases Brønsted-Lowry

TABLE 16.3 Ionization Constants of Some Weak Acids and Weak Bases in Water at 25 °C

	Ionization Equilibrium	Ionization Constant $K$	pK	
<b>Acid</b>		$K_a =$	$pK_a =$	
Iodic acid	$\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{IO}_3^-$	$1.6 \times 10^{-1}$	0.80	
Chlorous acid	$\text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_2^-$	$1.1 \times 10^{-2}$	1.96	
Chloroacetic acid	$\text{ClCH}_2\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClCH}_2\text{COO}^-$	$1.4 \times 10^{-3}$	2.85	
Nitrous acid	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$	$7.2 \times 10^{-4}$	3.14	
Hydrofluoric acid	$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$	$6.6 \times 10^{-4}$	3.18	
Formic acid	$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCOO}^-$	$1.8 \times 10^{-4}$	3.74	
Benzoic acid	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	$6.3 \times 10^{-5}$	4.20	
Hydrazoic acid	$\text{HN}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{N}_3^-$	$1.9 \times 10^{-5}$	4.72	
Acetic acid	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$1.8 \times 10^{-5}$	4.74	
Hypochlorous acid	$\text{HOCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OCl}^-$	$2.9 \times 10^{-8}$	7.54	
Hydrocyanic acid	$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$	$6.2 \times 10^{-10}$	9.21	
Phenol	$\text{HOC}_6\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	$1.0 \times 10^{-10}$	10.00	
Hydrogen peroxide	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}_2^-$	$1.8 \times 10^{-12}$	11.74	
<b>Base</b>		$K_b =$	$pK_b =$	
Diethylamine	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$	$6.9 \times 10^{-4}$	3.16	
Ethylamine	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$4.3 \times 10^{-4}$	3.37	
Ammonia	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1.8 \times 10^{-5}$	4.74	
Hydroxylamine	$\text{HONH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HONH}_3^+ + \text{OH}^-$	$9.1 \times 10^{-9}$	8.04	
Pyridine	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	$1.5 \times 10^{-9}$	8.82	
Aniline	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$7.4 \times 10^{-10}$	9.13	

## Ácidos y bases Brønsted-Lowry

### Relación entre $K_a$ y $K_b$



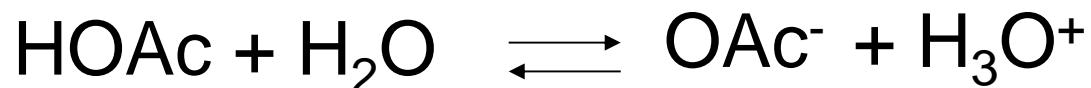
$$K_a K_b = \frac{[\cancel{\text{NH}_3}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\cancel{\text{NH}_4^+}]} \times \frac{[\cancel{\text{NH}_4^+}][\text{OH}^-]}{[\cancel{\text{NH}_3}]} = K_w$$

$$K_a K_b = K_w$$

## Ácidos y bases Brønsted-Lowry

Cálculo de pH de una disolución de un ácido débil

**Ejemplo.** Calcular el pH de una disolución de ácido acético 1.00 M.  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$



	[AcOH]	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ]	[OAc <sup>-</sup> ]
inicial	1.00	0	0
equilib	1.00-x	x	x

$$K_a = 1.8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OAc}^-]}{[\text{HOAc}]} = \frac{x^2}{1.00 - x}$$

## Ácidos y bases Brønsted-Lowry

### Método de aproximaciones

Si  $x$  es muy pequeño comparado con la concentración

$$K_a = 1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{1.00}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OAc}^-] = [K_a \cdot 1.00]^{1/2}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OAc}^-] = 4.2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (4.2 \times 10^{-3}) = 2.37$$

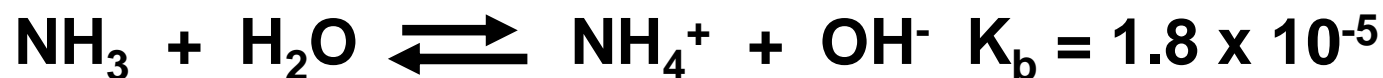
Si  $100 \cdot K_a < C_o$ , entonces  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [K_a \cdot C_o]^{1/2}$

Si  $100 \cdot K_a \geq C_o$ , entonces Ecuación cuadrática

## Ácidos y bases Brønsted-Lowry

### Cálculo de pH de una disolución de una base débil

Ejemplo: Calcular el pH de una disolución de amoníaco 0,01 M.



$$K_b = 1.8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0.010 - x}$$

$$\text{Si } (100 \cdot K_b < C_o)$$

$$x = [\text{OH}^-] = 4.2 \times 10^{-4} \text{ M}$$

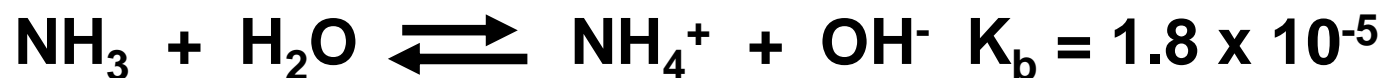
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 3.37$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{pH} = 10.63$$

## Ácidos y bases Brønsted-Lowry

### Cálculo de pH de una disolución de una base débil

Ejemplo: Calcular el pH de una disolución de amoníaco 0,01 M.



$$K_b = 1.8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0.010 - x}$$

Si  $100 \cdot K_b < C_o$ , entonces  $[\text{OH}^-] = [K_b \cdot C_o]^{1/2}$

Si  $100 \cdot K_b \geq C_o$ , entonces Ecuación cuadrática

## Ácidos y bases Brønsted

### Fuerza de ácidos y bases

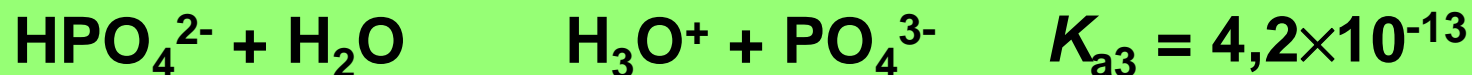
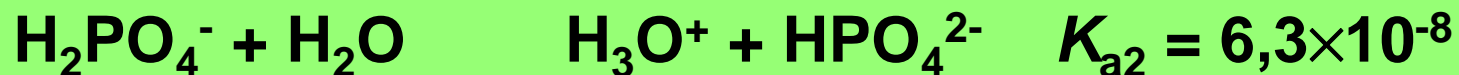
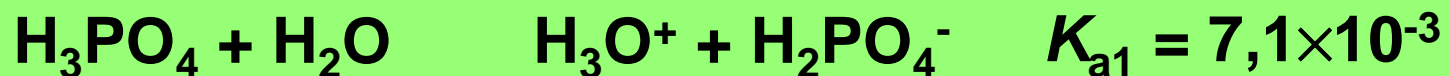
#### Ácidos polipróticos

Nombre	Fórmula	$K_{a1}$	$K_{a2}$	$K_{a3}$
Ácido sulfhídrico	$H_2S$	$1,0 \cdot 10^{-7}$	$1,0 \cdot 10^{-19}$	
Ácido sulfúrico	$H_2SO_4$	$> 100$	$1,2 \cdot 10^{-2}$	
Ácido sulfuroso	$H_2SO_3$	$1,7 \cdot 10^{-2}$	$6,4 \cdot 10^{-8}$	
Ácido carbónico	$H_2CO_3$	$4,3 \cdot 10^{-7}$	$5,6 \cdot 10^{-11}$	
Ácido oxálico	$H_2C_2O_4$	$5,6 \cdot 10^{-2}$	$5,4 \cdot 10^{-5}$	
Ácido fosfórico	$H_3PO_4$	$7,5 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,2 \cdot 10^{-13}$

## Ácidos y bases Brønsted

### Fuerza de ácidos y bases

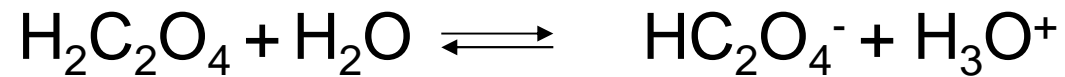
#### Ácido triprótico: Ácido fosfórico





## Ácidos y bases Brønsted

Ejemplo. El ácido oxálico es una sustancia que se utiliza como agente blanqueador y limpiador. Calcular la concentración de las especies que están presentes en el equilibrio en una disolución 0,1 M.  $K_{a1}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 6,5 \times 10^{-2}$ ,  $K_{a2}(\text{HC}_2\text{O}_4^-) = 6,1 \times 10^{-5}$



## Ácidos y bases Brønsted-Lowry

### Hidrólisis de sales

#### REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN

AL MEZCLAR CANTIDADES ESTEQUIOMÉTRICAS DE UN ÁCIDO Y UNA BASE MONOPRÓTICOS DA LUGAR A LA FORMACIÓN DE UNA SAL



SAL DE ÁCIDO Y BASE FUERTE: NaCl

SAL DE ÁCIDO FUERTE y BASE DÉBIL:  $\text{NH}_4\text{Cl}$

SAL DE ÁCIDO DÉBIL y BASE FUERTE: NaAc

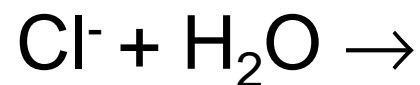
SAL DE ÁCIDO DÉBIL y BASE DÉBIL:  $\text{HCOONH}_4$

## Ácidos y bases Brønsted-Lowry

### Hidrólisis de sales

#### SAL DE ÁCIDO Y BASE FUERTE

COLORURO DE SODIO EN AGUA 25°C    **pH=7**

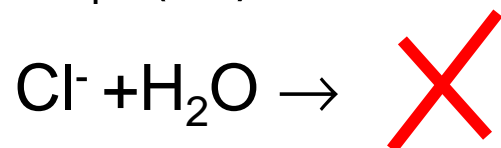


## Ácidos y bases Brønsted-Lowry

### Hidrólisis de sales

SAL DE ÁCIDO FUERTE y BASE DÉBIL:  $\text{NH}_4\text{Cl}$

**CLORURO DE AMONIO EN AGUA 25°C pH<7**



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

**CONSTANTE DE HIDRÓLISIS**

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \times \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{OH}^-]} = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} \times [\text{H}^+][\text{OH}^-] = \frac{K_w}{K_b}$$

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

$$K_w = K_b K_h$$

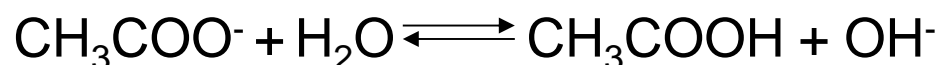
$$K_w = K_a K_b$$

# Ácidos y bases Brønsted-Lowry

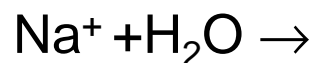
## Hidrólisis de sales

SAL DE ÁCIDO DÉBIL y BASE FUERTE: NaAc

ACETATO DE SODIO EN AGUA 25°C pH>7



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



CONSTANTE DE HIDRÓLISIS

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \times \frac{[\text{H}^+]}{[\text{H}^+]} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]} \times [\text{H}^+][\text{OH}^-] = \frac{K_w}{K_a}$$

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

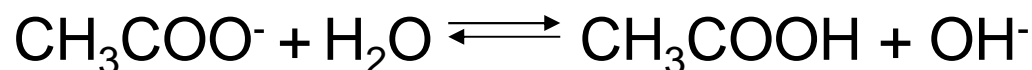
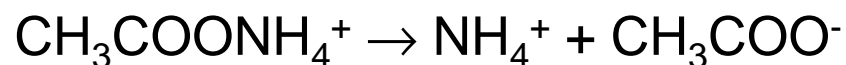
$$K_w = K_a K_b$$

## Ácidos y bases Brønsted-Lowry

### Hidrólisis de sales

SAL DE ÁCIDO DÉBIL y BASE DÉBIL:  $\text{HCOONH}_4$

ACETATO DE AMONIO EN AGUA 25°C pH>7



$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{NH}_4^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$\begin{aligned} K_h &= \frac{[\text{NH}_3][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{NH}_4^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]} \times \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \\ &= \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} \times \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]} \times [\text{H}^+][\text{OH}^-] = \frac{K_w}{K_b K_a} \end{aligned}$$

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

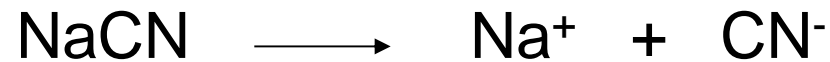
## Ácidos y bases Brønsted-Lowry

### Hidrólisis de sales

- Las sales de ácidos fuertes y bases fuertes no se hidrolizan, el **pH = 7**.
- Las sales de bases fuertes y ácidos débiles se hidrolizan el anión actúa como una base, **pH > 7**.
- Las sales de bases débiles y ácidos fuertes se hidrolizan el catión actúa como un ácido, **pH < 7**.
- Las sales de bases débiles y ácidos débiles se hidrolizan y los cationes son ácidos y los aniones bases. La disolución final va a ser ácida o básica dependiendo del valor de las constantes de ionización ( $K_a$  y  $K_b$ )

## Ácidos y bases Brønsted-Lowry

**Ejemplo.** El cianuro de sodio es una sustancia venenosa pero tiene aplicaciones como en la metalurgia del oro y la plata y en el depósito de metales por electrólisis. Las disoluciones acuosas de cianuros son peligrosas si se acidifican debido al desprendimiento de HCN que es un gas tóxico. ¿Cuál es el pH de una disolución de NaCN 0,5 M?  $K_a(\text{HCN}) = 6,2 \times 10^{-10}$





### Factores que determinan la acidez

- Energías de enlace: enlaces más débiles favorecen acidez
- Polaridad del enlace: mayor electronegatividad favorece acidez
- Energías de hidratación: iones que se hidratan favorecen acidez

# Ácidos y bases Brønsted

Fortaleza ácida y básica

Combinaciones de hidrógeno

**Incremento acidez**  
→  
**Electronegatividad de A<sup>-</sup>**

<b>Incremento acidez</b> ↓ <b>Diminución de la fuerza del enlace</b>	<b>K<sub>a</sub></b> <b>10<sup>-14</sup></b>	H <sub>2</sub> O	HF	<b>K<sub>a</sub></b> <b>6,8 · 10<sup>-4</sup></b>
	<b>8,9 · 10<sup>-8</sup></b>	H <sub>2</sub> S	HCl	<b>&gt; 100</b>
	<b>1,2 · 10<sup>-4</sup></b>	H <sub>2</sub> Se	HBr	<b>&gt; 100</b>
	<b>2,5 · 10<sup>-3</sup></b>	H <sub>2</sub> Te	HI	<b>&gt;100</b>

# Comportamiento ácido-base y estructura química

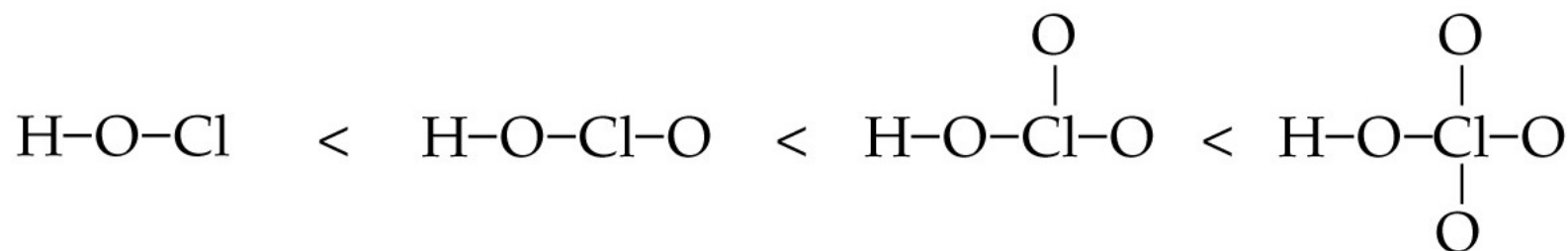
## Fortaleza ácida y básica

### Oxoácidos

Incremento acidez



Mayor posibilidad la base en deslocalizar la carga



$$K_a \quad 3,5 \cdot 10^{-8}$$

$$1,2 \cdot 10^{-2}$$

$$\sim 1$$

$$> 100$$

## Comportamiento ácido-base y estructura química

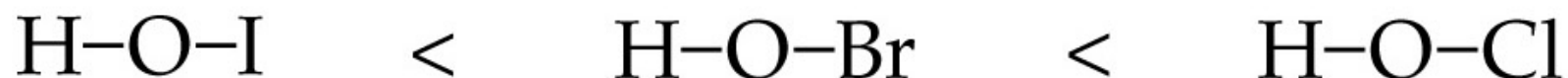
### Fortaleza ácida y básica

#### Oxoácidos

Incremento acidez



Mayor electronegatividad de la base



$$K_a \quad 2,3 \cdot 10^{-11}$$

$$2 \cdot 10^{-9}$$

$$3,5 \cdot 10^{-8}$$

$$\chi \quad 2,5$$

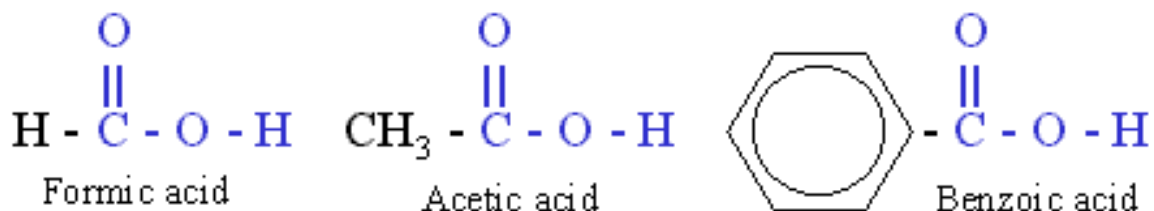
$$2,8$$

$$3$$

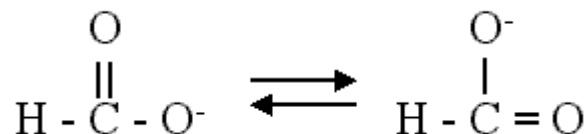
# Comportamiento ácido-base y estructura química

## Fortaleza ácida y básica

### Ácidos carboxílicos



- El oxígeno adicional unido al carbono ( $\text{C}=\text{O}$ ) hace que el enlace *O-H sea más polar*.
- La base conjugada del ácido carboxílico presenta resonancia. Esto hace que la base conjugada sea más estable ya que puede deslocalizar la carga negativa a través de dos oxígenos:

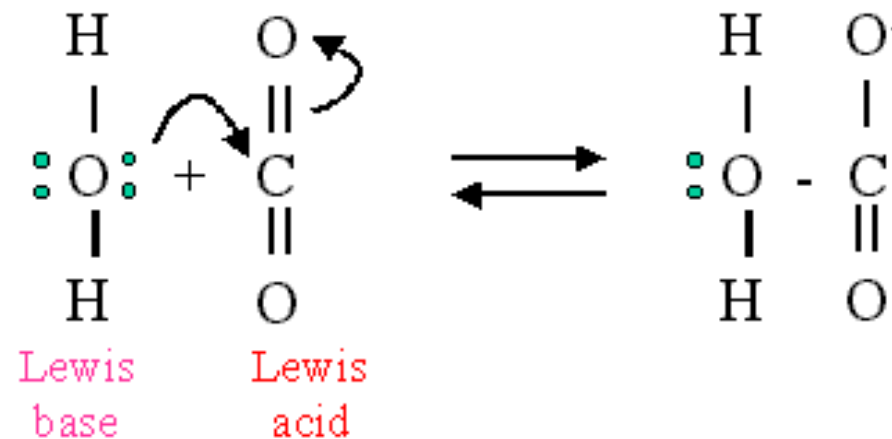
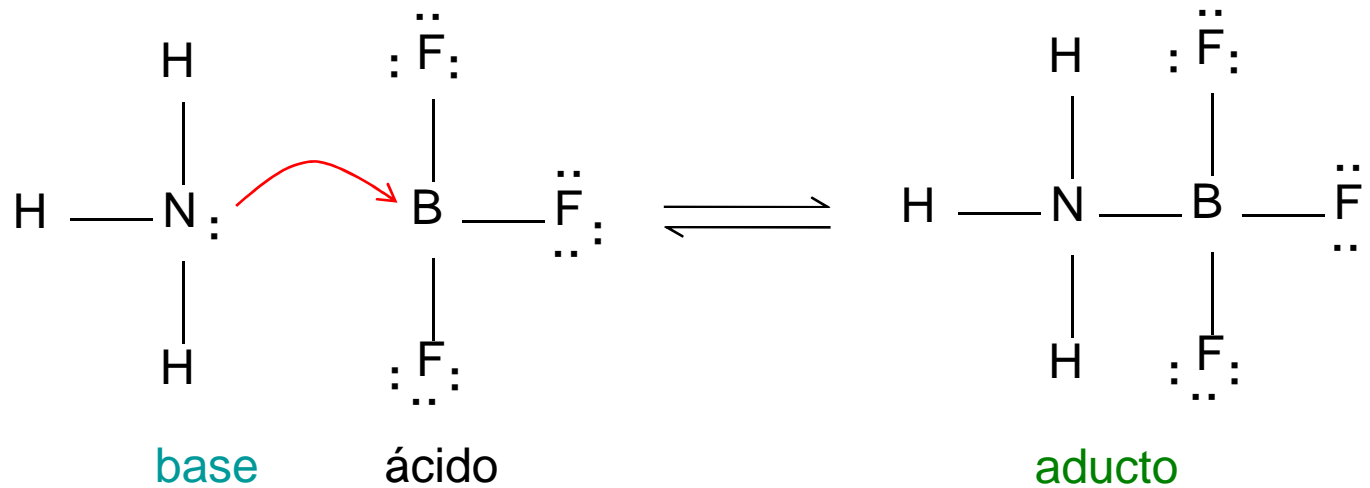


- Átomos electronegativos unidos al carbono central hace incrementar la acidez del ácido carboxílico. Ácido trifluoroacético ( $K_a = 5,0 \times 10^{-1}$ ), ácido acético ( $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ ),

## Ácidos y bases Lewis

Ácido de Lewis *aceptor de un par de electrones*

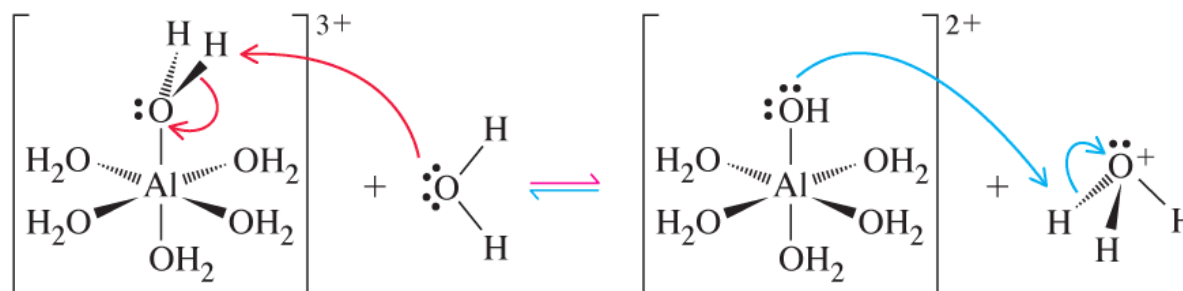
Base de Lewis *donadora de un par de electrones*



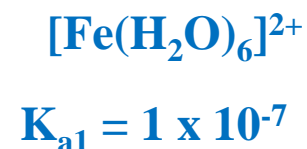
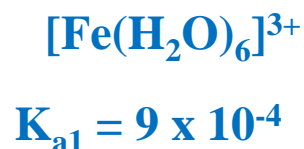
# Ácidos y bases Lewis

## Iones metálicos hidratados

Algunos iones metálicos son ácidos porque sufren hidrólisis en agua liberando protones al agua



Generalmente la reacción de hidrólisis se incrementa con la carga iónica y decrece con el radio iónico del ión metálico



# Disoluciones reguladoras (buffers)

**DISOLUCIONES REGULADORAS: DISOLUCIONES QUE EN SU COMPOSICIÓN ADMITEN LA ADICIÓN DE CANTIDADES MODERADAS DE ÁCIDO O DE BASE SIN MODIFICAR DE FORMA SIGNIFICATIVA SU pH. GRAN IMPORTANCIA EN PROCESOS BIOLÓGICOS, QUÍMICOS Y FISIOLÓGICOS DONDE ES NECESARIO MANTENER LOS VALORES DE pH EN INTERVALOS DEFINIDOS.**

## **DOS TIPOS:**

**DISOLUCIONES DE ÁCIDOS O BASES FUERTES**

**DISOLUCIONES DE ÁCIDO DÉBIL Y SU BASE CONJUGADA**



## Disoluciones amortiguadoras

### Cálculo de pH de una disolución reguladora

#### DISOLUCIONES DE ÁCIDO DÉBIL Y SU BASE CONJUGADA



$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_a[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}$$

$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log\left(\frac{K_a[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}\right)$$

## Disoluciones amortiguadoras

### Cálculo de pH de una disolución reguladora

$$-\log[H_3O^+] = -\log K_a - \log \frac{[AH]}{[A^-]}$$

$$pH = pK_a - \log \frac{[AH]}{[A^-]}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido débil}]}$$

$$[AH] = [A^-]$$



$$pH = pK_a$$