



# Tema 9

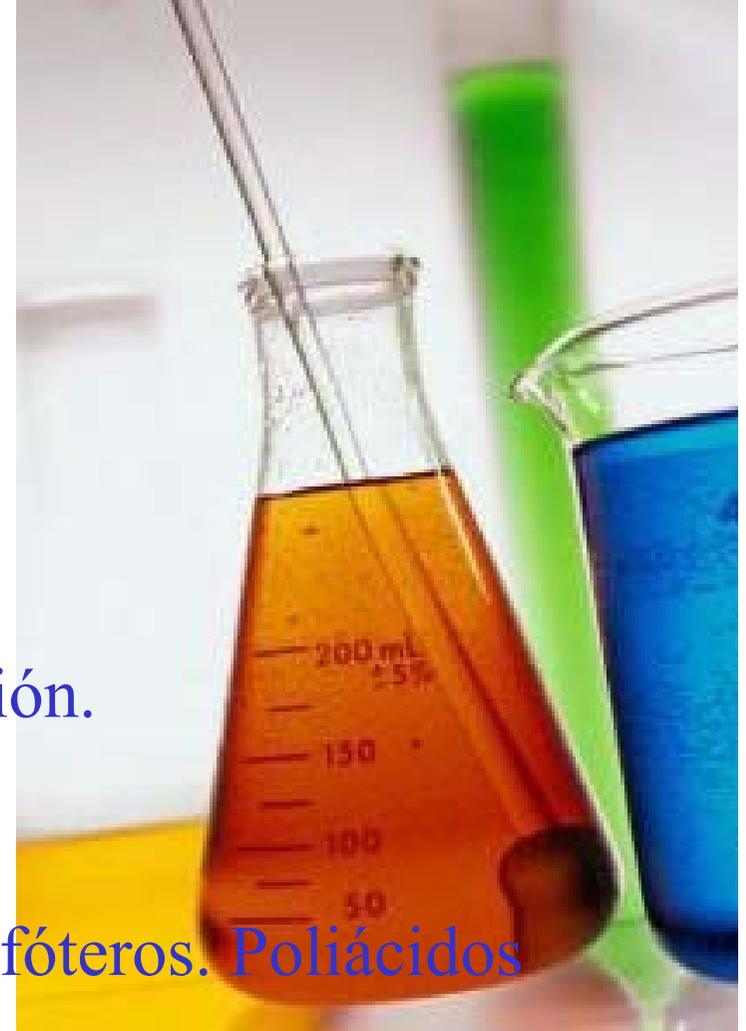
## Equilibrio Químico (II)

### Ácidos y Bases

# INDICE

## Ácidos y Bases

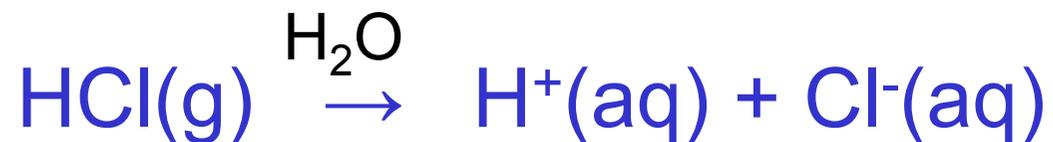
- 9.1. Disociación iónica: Equilibrio de ionización.
- 9.2. Concepto de ácido y de base .
- 9.3. Fortaleza de los ácidos y de las bases. Anfóteros. **Poliácidos**
- 9.4. Cálculo del pH.
- 9.5. Medida experimental del pH: Métodos electroquímicos
- 9.6. Valoraciones ácido-bases.
- 9.7. Disoluciones reguladoras .



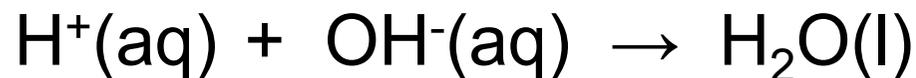
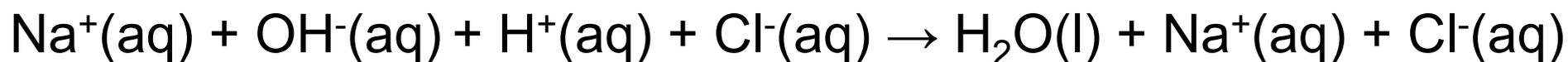
# 9.1

## Definición de Ácido - Base

# Teoría de Arrhenius



**Premio Nobel de  
Química en 1903**



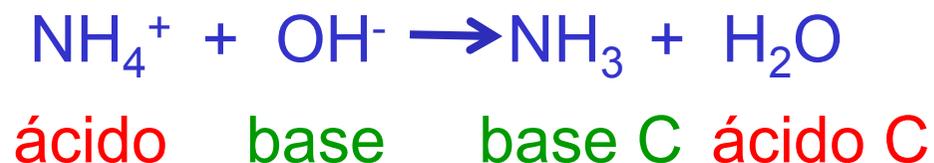
La teoría de Arrhenius no incluía las bases que no contienen  $\text{OH}^-$  como el amoníaco.

# Teoría de Brønsted-Lowry

- Una base es un *aceptor de protones*



- Un ácido es un *dador de protones..*

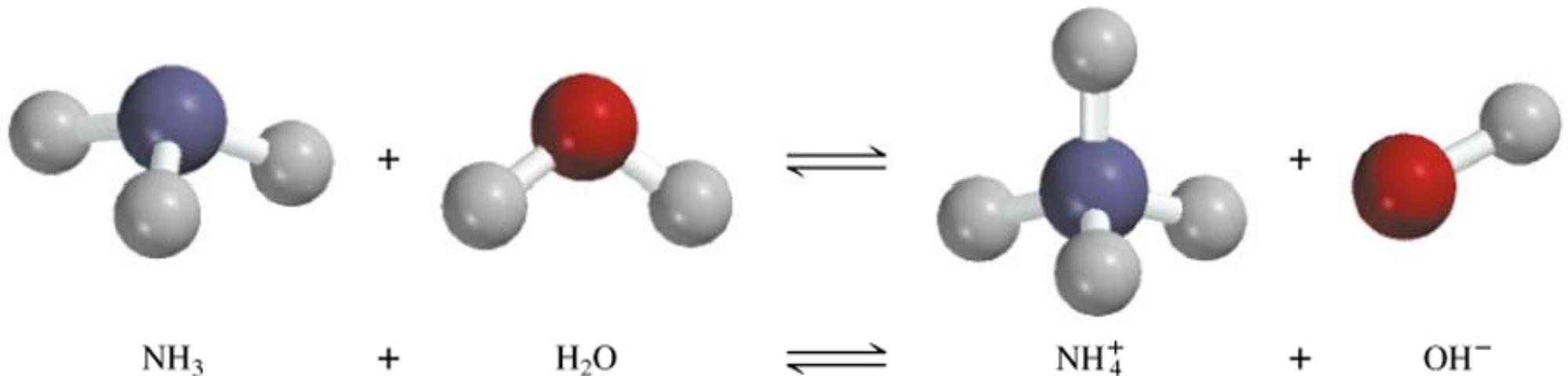
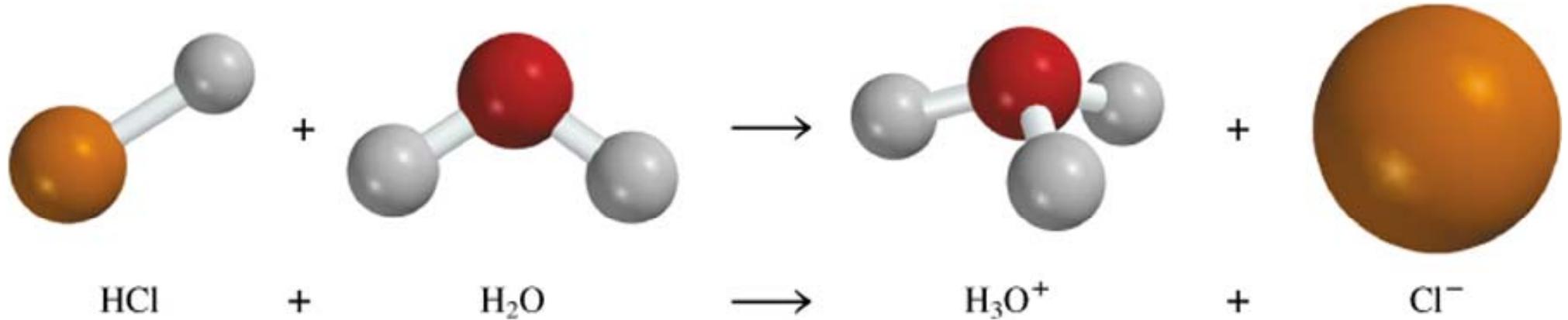


Johannes Nicolaus Brønsted



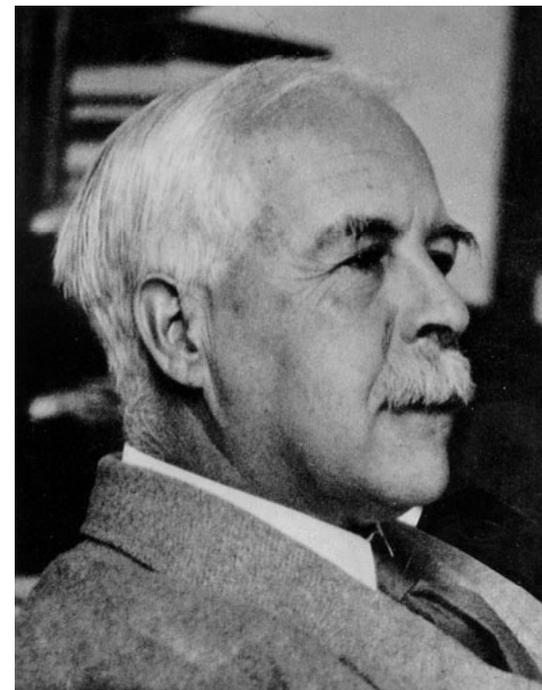
Thomas Martin Lowry

# Teoría de Brønsted-Lowry

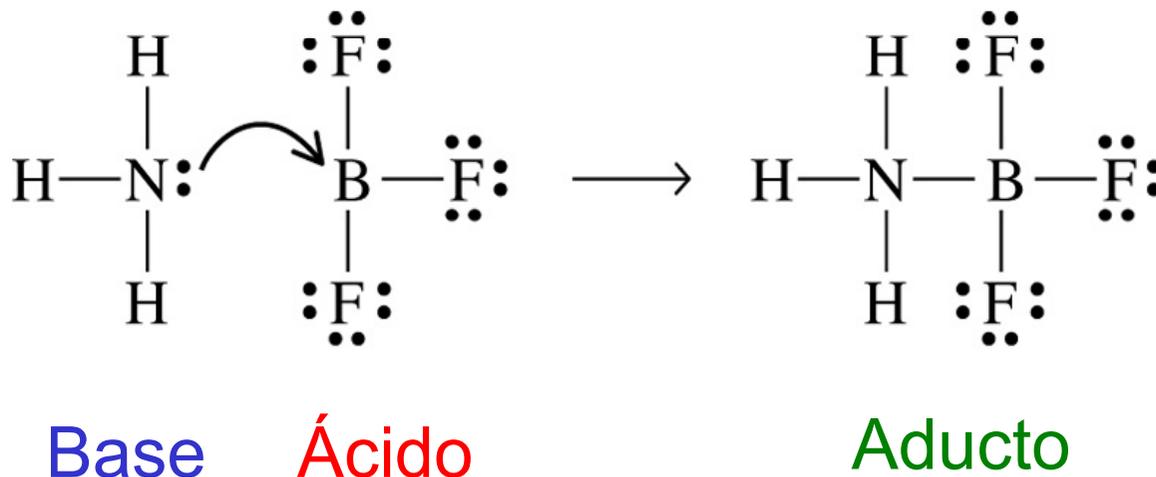


# Teoría de Lewis

- Ácido de Lewis:
  - Una especie (átomo, ion o molécula) que es un *aceptor* de pares de electrones.
- Base de Lewis:
  - Una especie que es un *dador* de electrones.



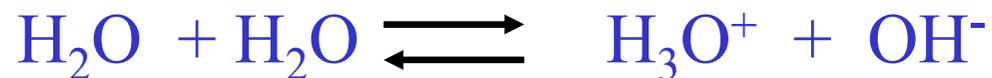
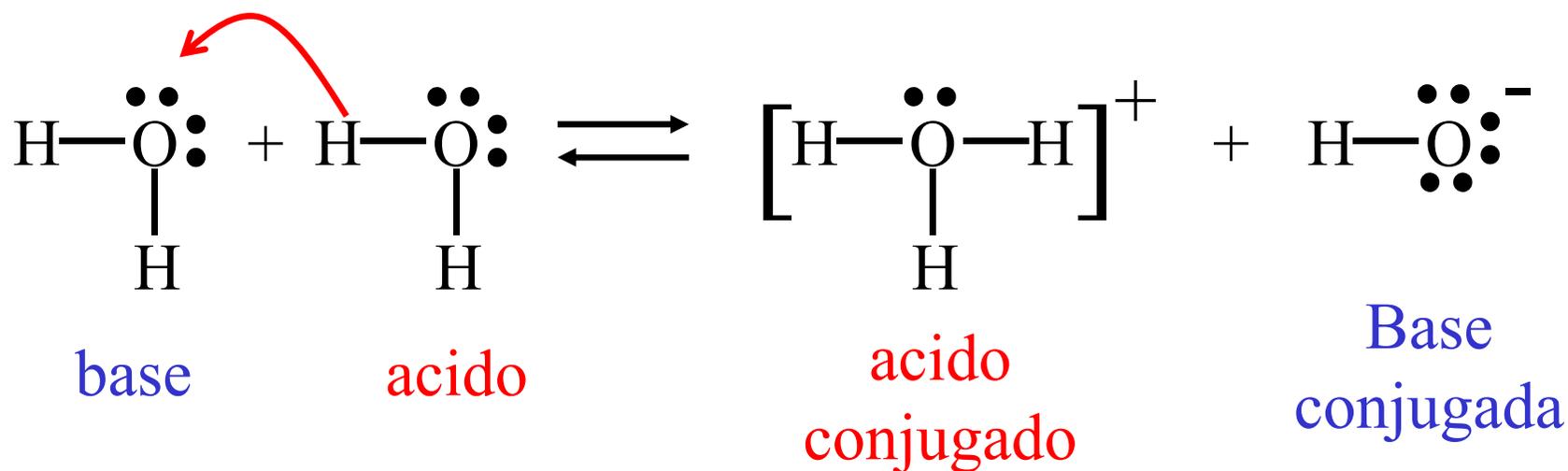
G. N. Lewis 1930



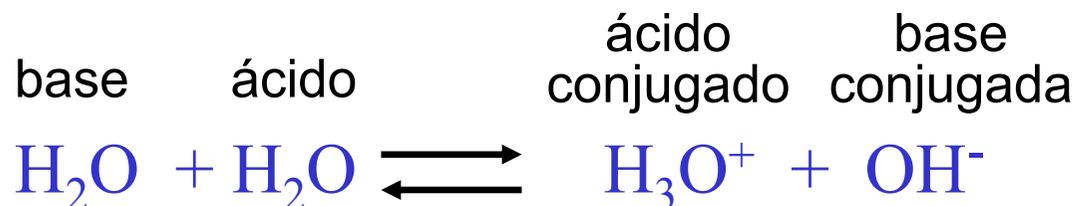
## 11.2

### Concepto de ácido y de base

# Autoionización del agua



# Producto iónico del agua



$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_w = K_c [\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

El **producto iónico del agua** ( $K_w$ ) es el producto de la concentración de iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  a **una temperatura fija**.

# Concepto de pH y pOH

- El potencial del ion hidrógeno fue definido en 1909 como *el logaritmo de  $[H^+]$  cambiado de signo.*

pH es una medida de la acidez

$$\text{pH} = -\log[H_3O^+]$$

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

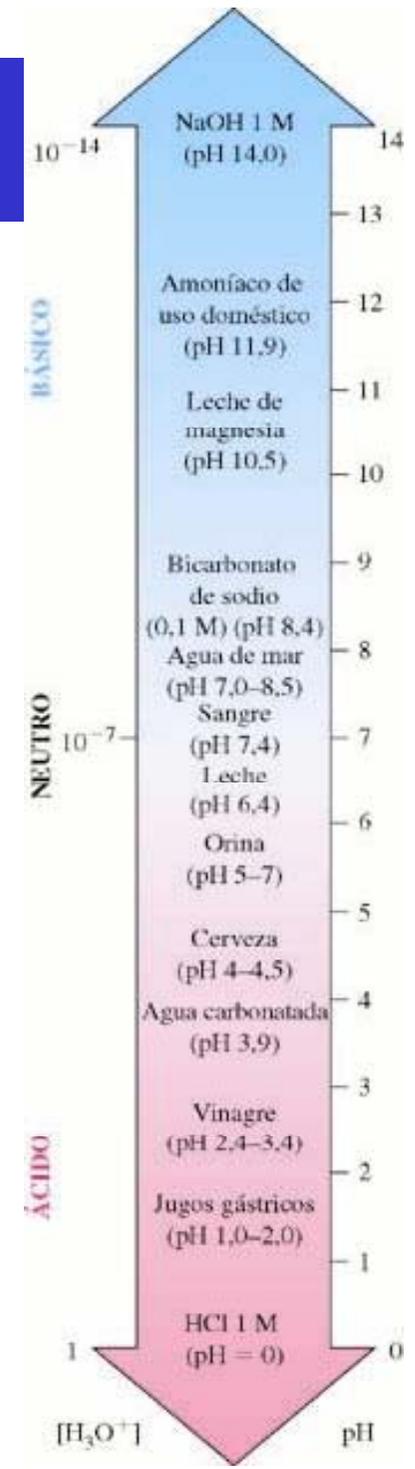
$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$-\log K_w = -\log[H_3O^+] - \log[OH^-] = -\log(1.0 \times 10^{-14}) = 14.0$$

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

# Concepto de pH y pOH

	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ]	pH	[OH <sup>-</sup> ]	pOH		
↑ Más básico		14,00		0,00	BÁSICO	
		13,00		1,00		
		12,00		2,00		
		11,00		3,00		
		10,50		3,50		
		10,00		4,00		
		9,00		5,00		
		8,00		6,00		
		7,00		7,00		NEUTRO
		6,00		8,00		ÁCIDO
		5,00		9,00		
		4,50		9,50		
		4,00		10,00		
		3,00		11,00		
		2,00		12,00		
↓ Más ácido		1,00		13,00		
		0,00		14,00		



Fortaleza de los ácidos y de las bases.

11.3.

Anfóteros

Poliácidos

# Ácidos fuertes y bases fuertes



HCl

CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub>H

**Ácido fuerte:** se ioniza totalmente       $K_a \gg \gg$        $\alpha \approx 1$

**Base fuerte:** se ioniza totalmente       $K_b \gg \gg$        $\alpha \approx 1$

**TABLA 17.2**  
Los ácidos fuertes y bases fuertes más frecuentes

Ácidos	Bases
HCl	LiOH
HBr	NaOH
HI	KOH
HClO <sub>4</sub>	RbOH
HNO <sub>3</sub>	CsOH
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> <sup>a</sup>	Mg(OH) <sub>2</sub>
	Ca(OH) <sub>2</sub>
	Sr(OH) <sub>2</sub>
	Ba(OH) <sub>2</sub>

<sup>a</sup>El H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> se ioniza en dos etapas diferentes. Es un ácido fuerte sólo en su primera ionización (véase la Sección 17.6).

# Ácidos débiles y bases débiles

**Ácido débil:** se ioniza parcialmente

$$K_a \ll \ll \alpha \ll \ll \ll$$

CH<sub>3</sub>COOH, HCOOH, HF, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

$$pK_a = -\log K_a$$

**Base débil:** se ioniza totalmente

$$K_b \ll \ll \ll \alpha \ll \ll \ll$$

NH<sub>3</sub>, F<sup>-</sup>, NO<sub>2</sub><sup>-</sup>

$$pK_b = -\log K_b$$

pK<sub>a</sub> ↑    K<sub>a</sub> ↓    ⇒    ac. débil

pK<sub>a</sub> ↓    K<sub>a</sub> ↑    ⇒    ac. fuerte

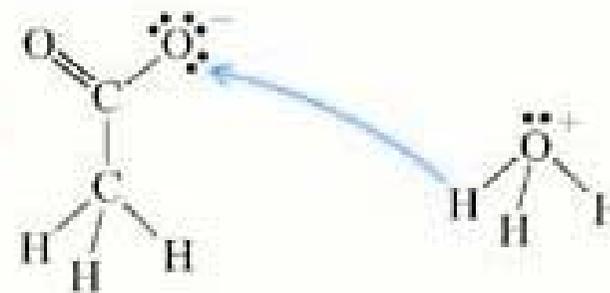
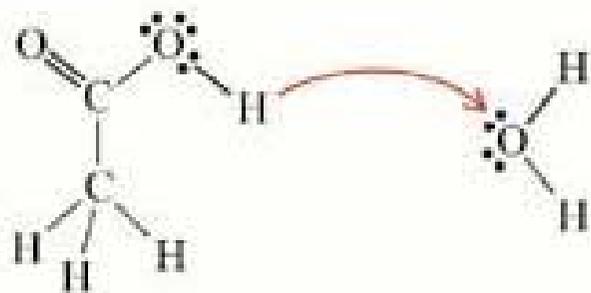
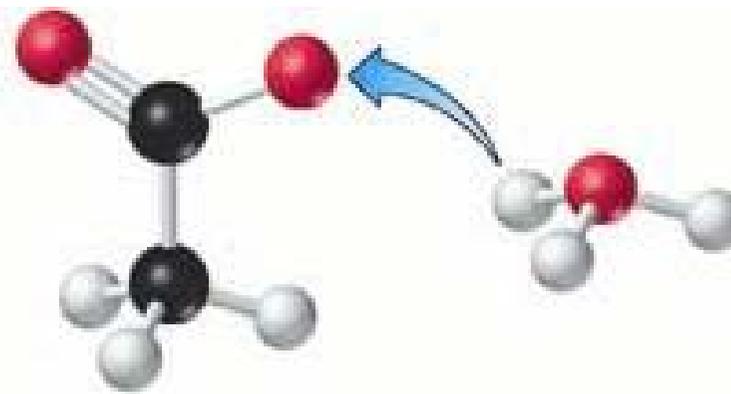
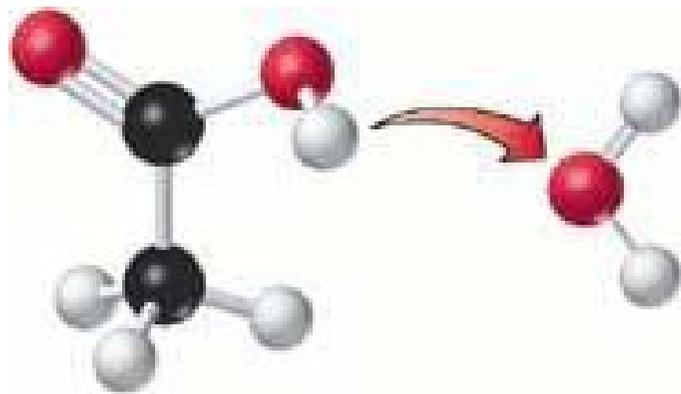
pK<sub>b</sub> ↑    K<sub>b</sub> ↓    ⇒    base débil

pK<sub>b</sub> ↓    K<sub>b</sub> ↑    ⇒    base fuerte

# Ácidos débiles y bases débiles

Ácido acético

$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  o  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$



$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$   
ácido(1)

+

$\text{H}_2\text{O}$   
base(2)

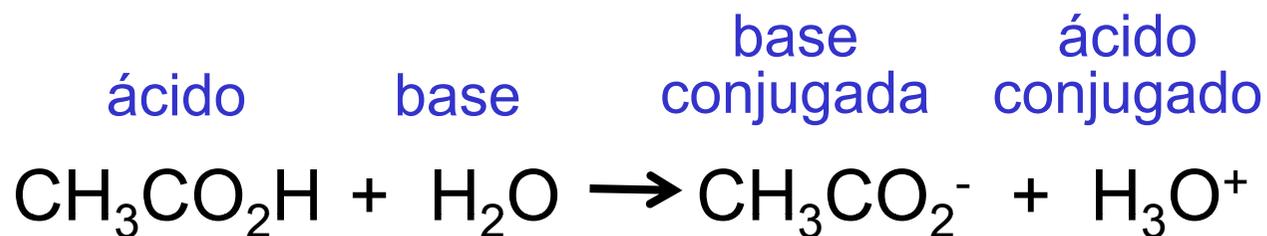


$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$   
base(1)

+

$\text{H}_3\text{O}^+$   
ácido(2)

# Constante de ionización del ácido



$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_a = K_c [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} = 1.8 \times 10^{-5}$$



# Fuerza de los ácidos binarios

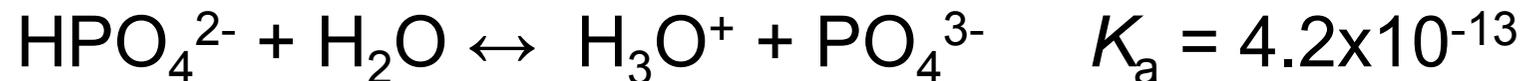
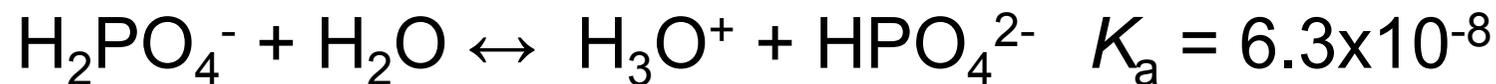
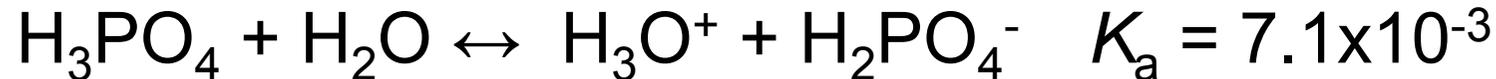
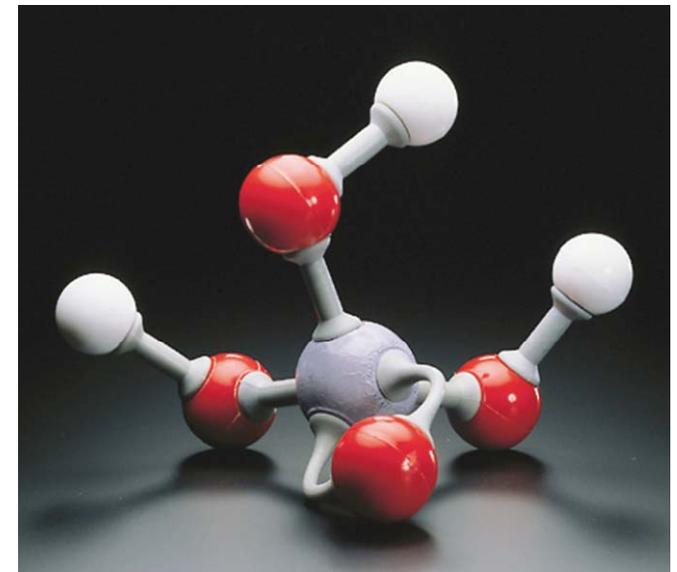
	<b>HI</b>		<b>HBr</b>		<b>HCl</b>		<b>HF</b>	
<i>Longitud de enlace</i>	160,9	>	141,4	>	127,4	>	91,7	pm
<i>Energía de enlace</i>	297	<	368	<	431	<	569	kJ/mol
<i>Fuerza de los ácidos</i>	$10^9$	>	$10^8$	>	$1,3 \times 10^6$	>>	$6,6 \times 10^{-4}$	



# Ácidos polipróticos

aquellos ácidos que pueden ceder más de un protón

*Ácido fosfórico:* Un ácido triprótico.



$K_{a1} \gg K_{a2}$

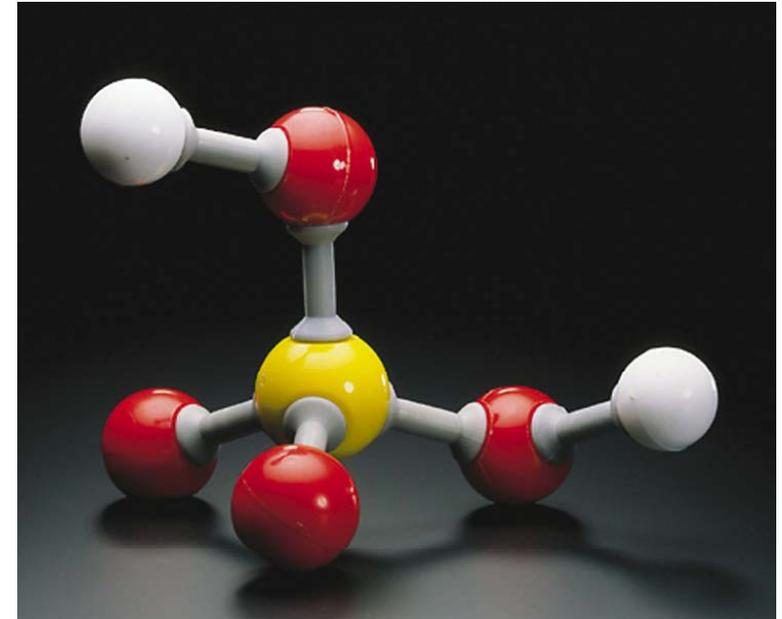
– Todo el  $\text{H}_3\text{O}^+$  se forma en la primera etapa de la ionización.

# Ácidos polipróticos

aquellos ácidos que pueden ceder más de un protón

*Ácido sulfúrico:*

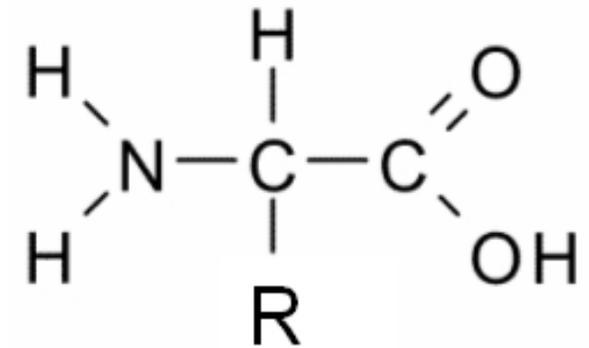
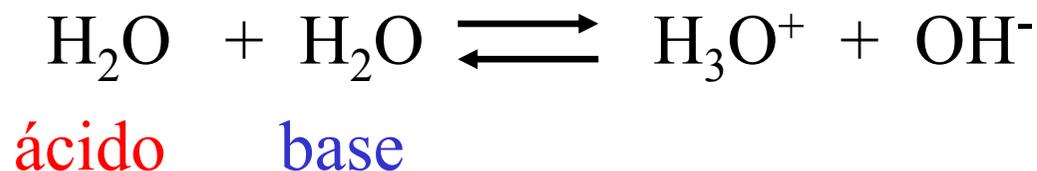
Un ácido diprótico.



# Anfoteros

Sustancias que contiene un radical base y otro ácido, pudiendo así actuar bien como **ácido**, o bien como **base**, según el medio en que se encuentre.

Ej: aminoácidos, iones intermedios de los ácidos polipróticos.



Estructura básica  
de un aminoácido

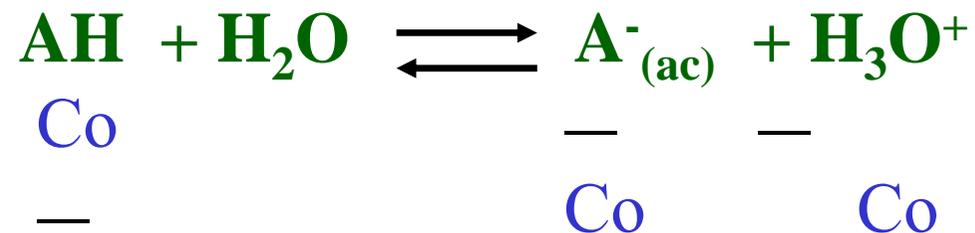
11.4.  
Cálculo del pH.

# Calculo del pH

## Ácido fuerte

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_0$$

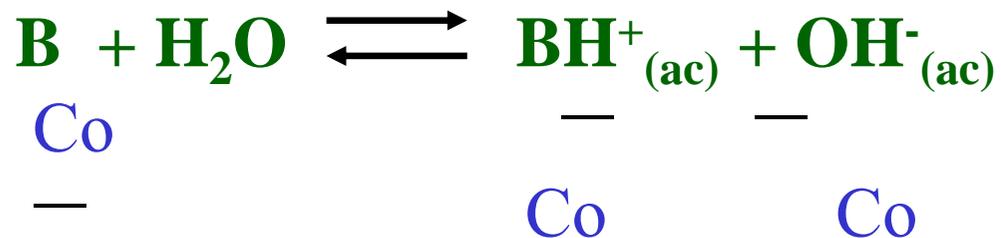
$$\text{pH} = -\log(C_0)$$



## Base fuerte

$$[\text{OH}^-] = C_0$$

$$\text{pOH} = -\log(C_0)$$

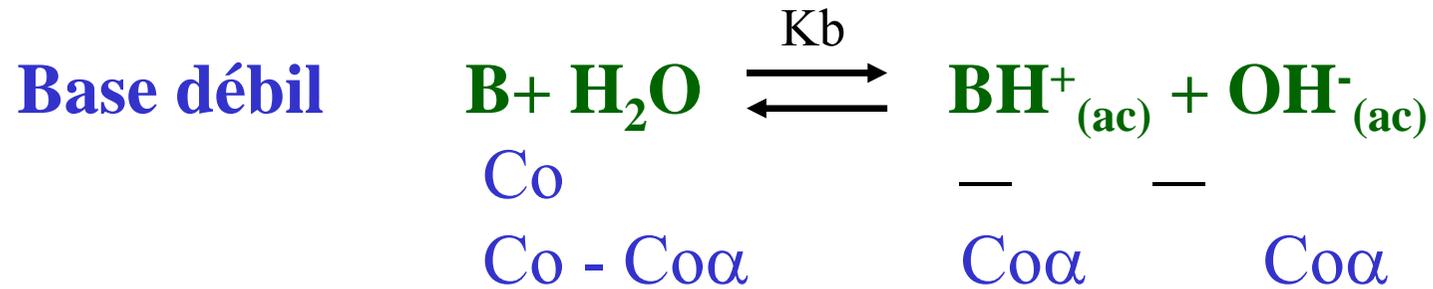


$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{C_0}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log(C_0)$$



# Calculo del pH



$$[\text{OH}^-] = \text{Co} \cdot \alpha$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] [\text{BH}^+]}{[\text{B}]} = \frac{\text{Co} \alpha^2}{(1 - \alpha)} \qquad [\text{OH}^-] = \frac{K_b [\text{B}]}{[\text{BH}^+]}$$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_b - \log \text{Co}) \quad \Longrightarrow \quad \text{pH} = 14 - \frac{1}{2} (\text{pK}_b - \log \text{Co})$$

11.5.

Medida experimental del pH:  
indicadores ácido-base.

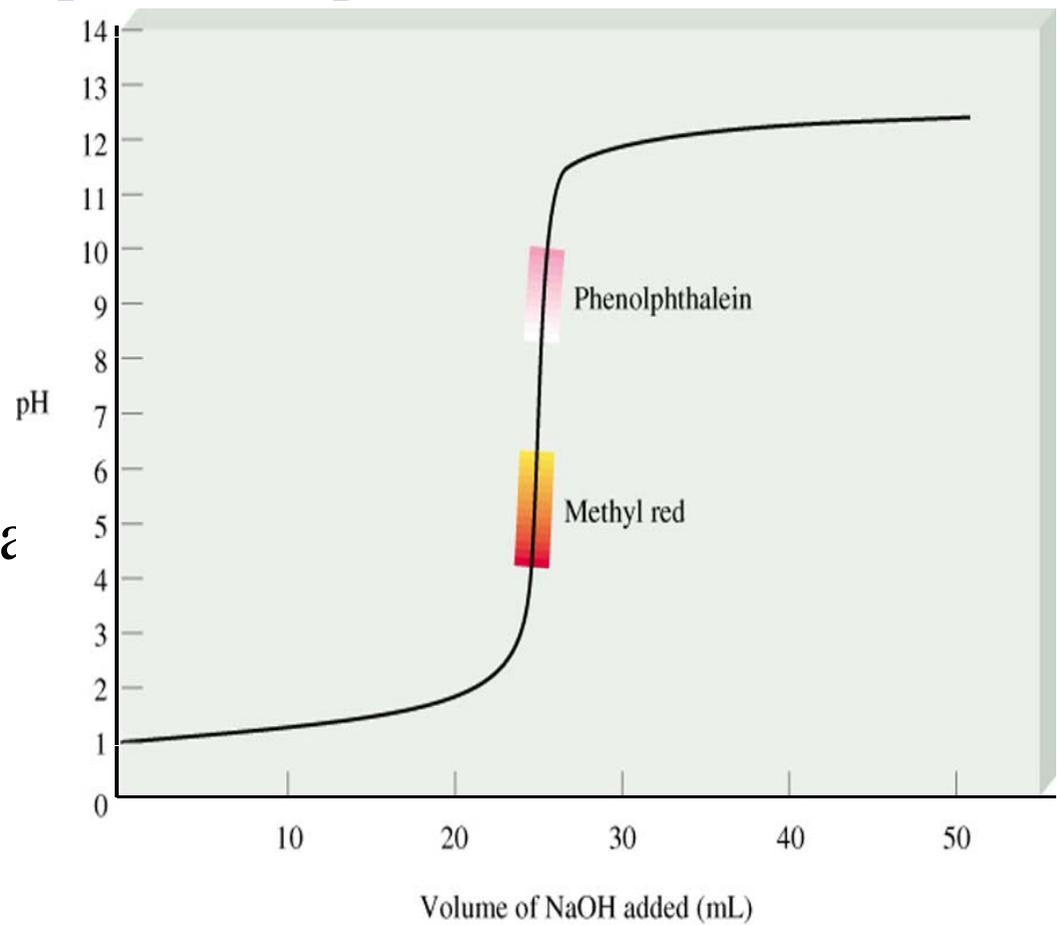
# Indicadores ácido-base

sustancias orgánicas con forma ácida  
y básica de color diferente

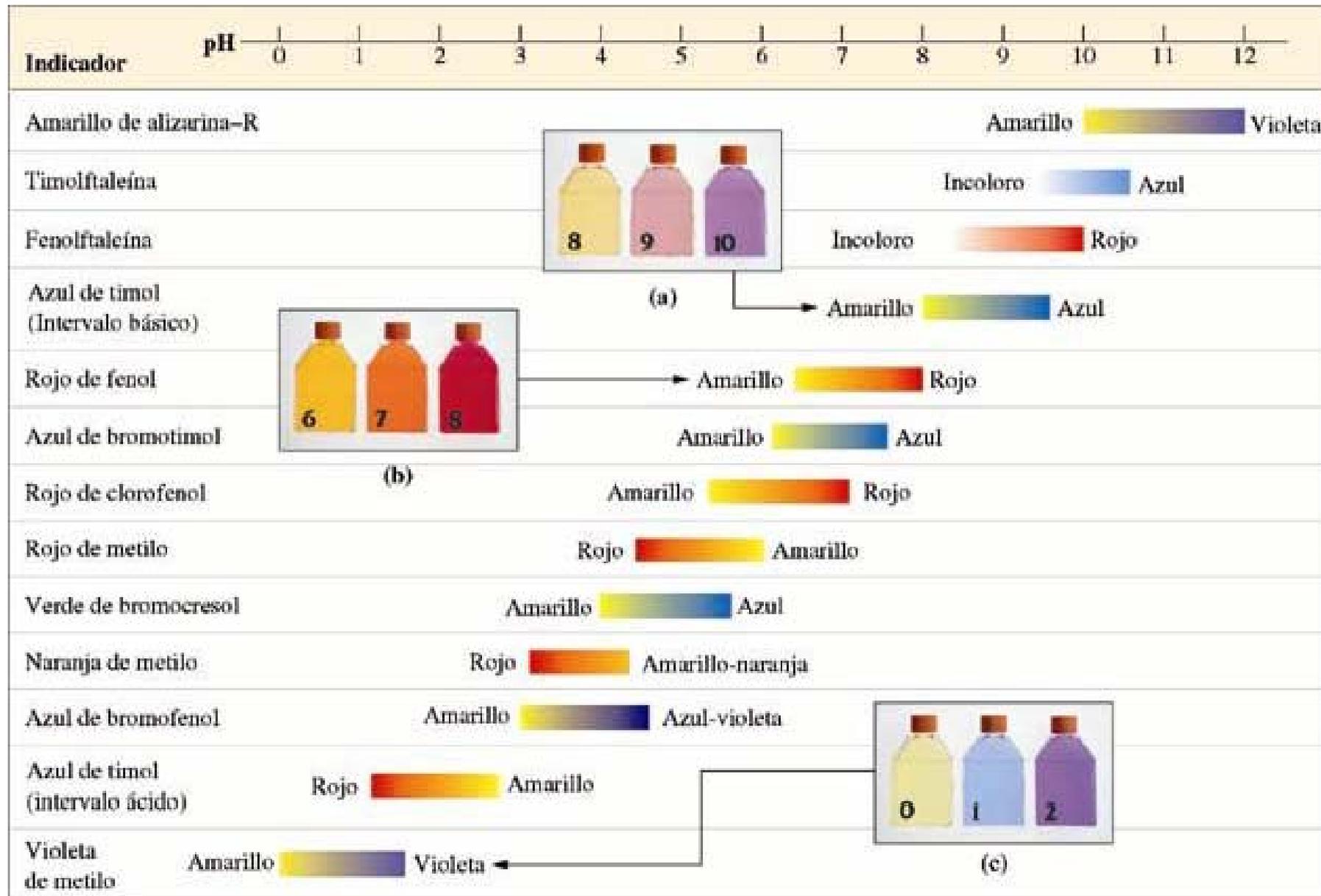


$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} > 10$  El color del ácido  
predomina (HIn)

$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} < 0.1$  El color de la base  
conjugada predomina  
(In<sup>-</sup>)



# Indicadores ácido-base

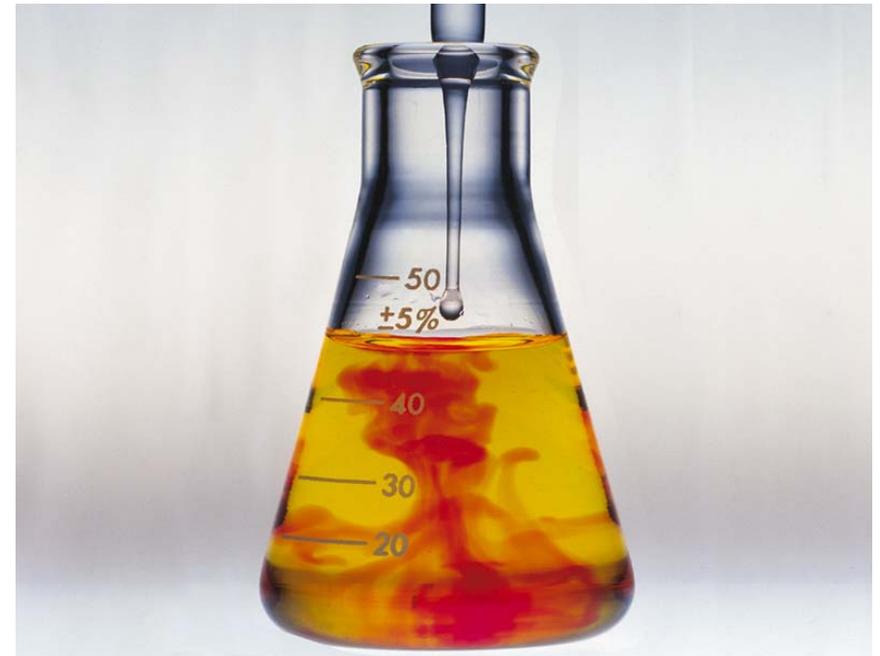


## 11.6.

# Valoraciones ácido-bases

# Valoraciones

Determinación de la concentración de un ácido o de una base empleando otro ácido o base de concentración conocida.



Punto de equivalencia:  $\longrightarrow$   $N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$

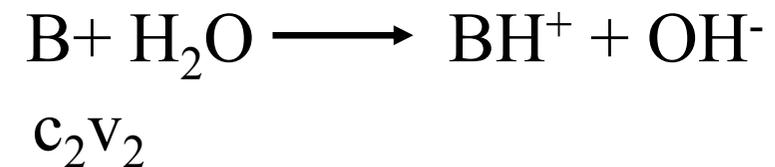
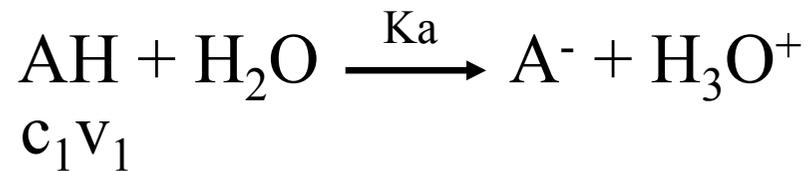
Ácido fuerte y base fuerte  $\longrightarrow$  Pto de equivalencia:  $\text{pH} = 7$

# Valoraciones

Ácido débil y base fuerte



Pto de equivalencia:  $\text{pH} > 7$



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

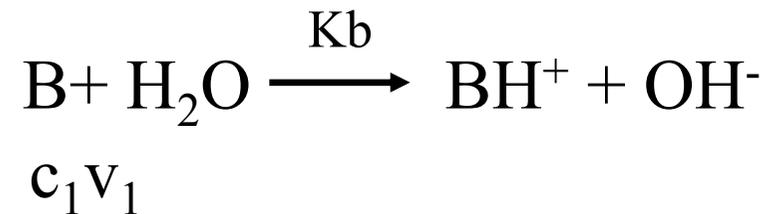
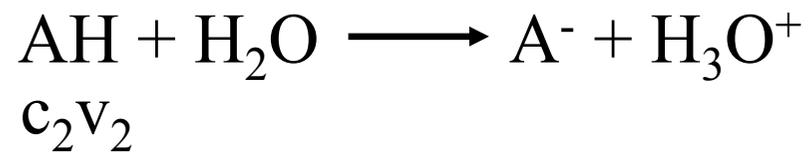
$$\text{pH} = \text{pK}_a - \log \frac{[c_1V_1 - c_2V_2]}{[c_2V_2]}$$

# Valoraciones

Ácido fuerte y base débil



Pto. de equivalencia:  $\text{pH} < 7$



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

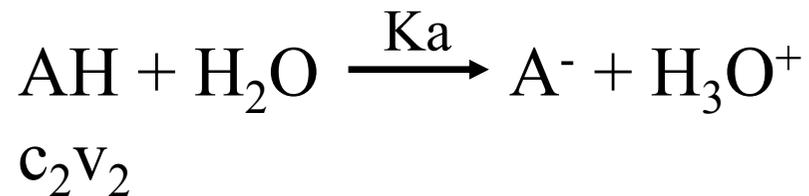
$$\text{pH} = 14 - \text{pK}_b + \log \frac{[c_1V_1 - c_2V_2]}{[c_2V_2]}$$

# Valoraciones

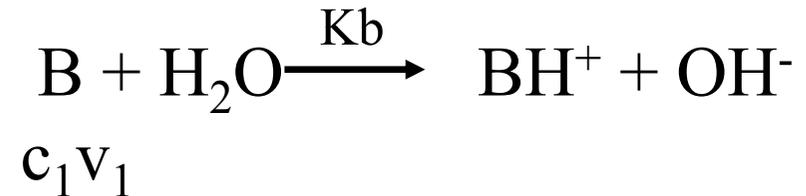
Ácido débil y base débil



Pto. de equivalencia:  
difícil determinar



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



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

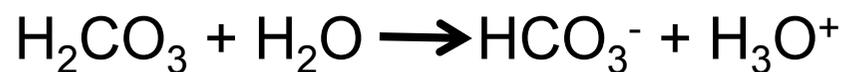
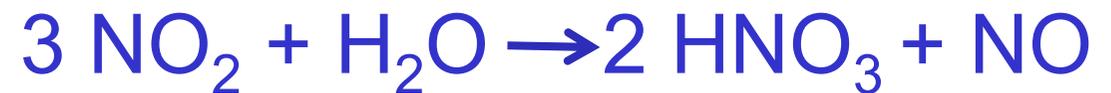
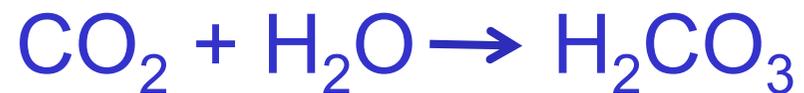
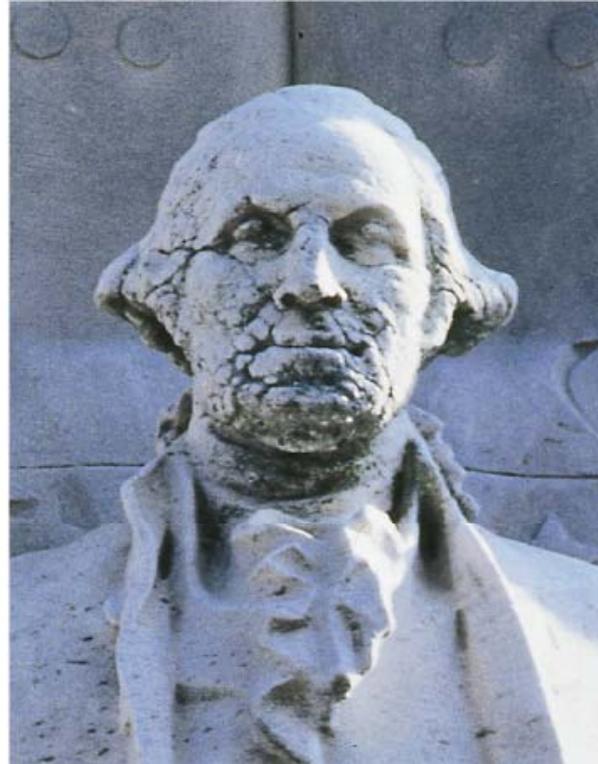
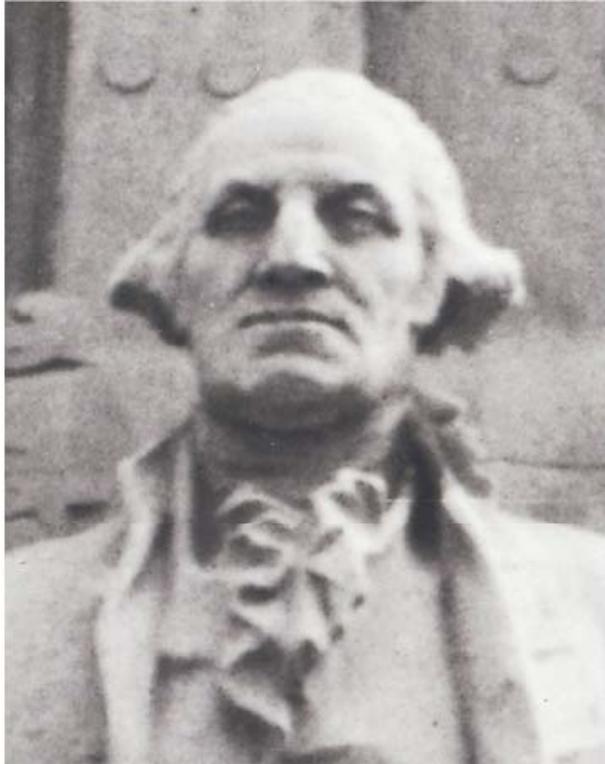
$$\text{pH} = \text{pK}_a + \text{pK}_w - \text{pK}_b + \log \frac{[\text{A}^-][\text{B}]}{[\text{AH}][\text{BH}^+]}$$

## 11.7. Disoluciones reguladoras





# La lluvia ácida





**Equilibrio Químico (II)**  
**Ácidos y Bases**

**FIN**