

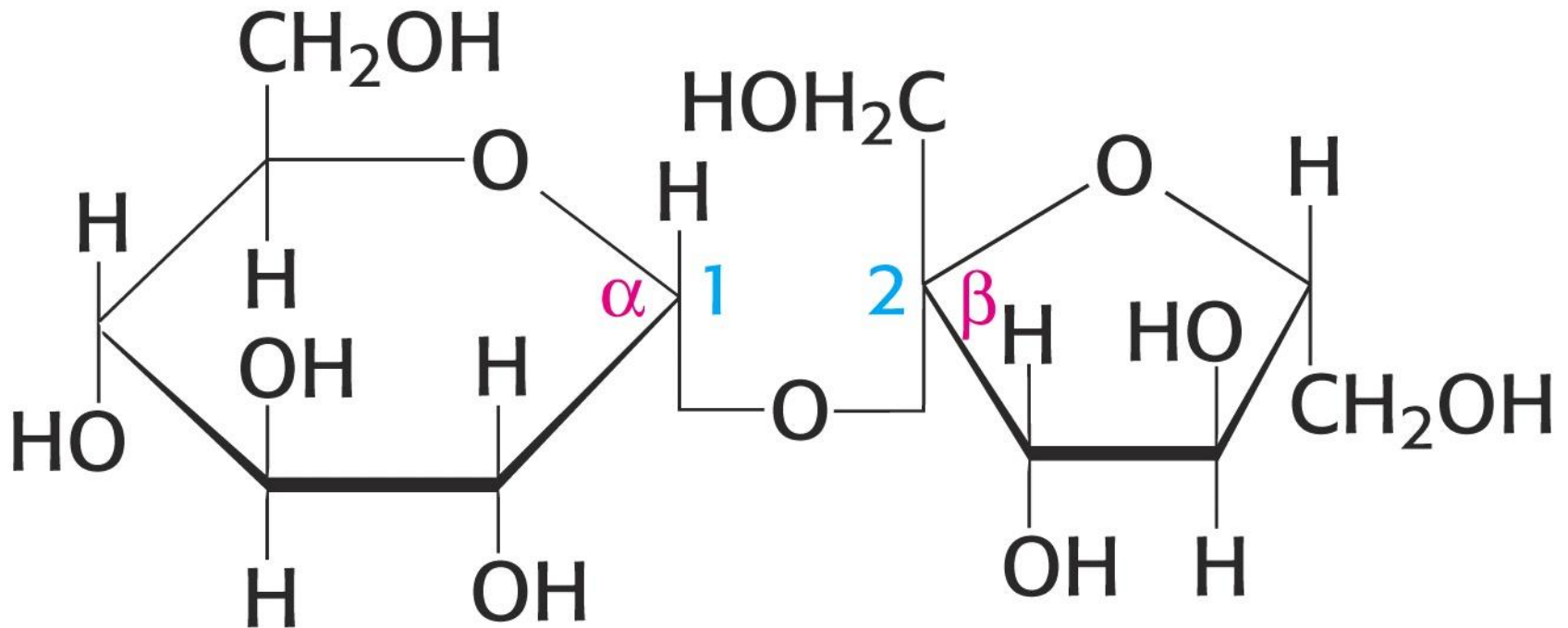
EQUILIBRIO IÓNICO



Marco Galleguillos Caamaño
B.Q. Mg. en BQ

¿Qué es un ion?

Electrolytes and Non-electrolytes



SACAROSA

Un “no electrolito” No conduce la electricidad en solución debido a que no se disocia liberando iones.



Electrolito fuerte

Se disocia completamente
en solución

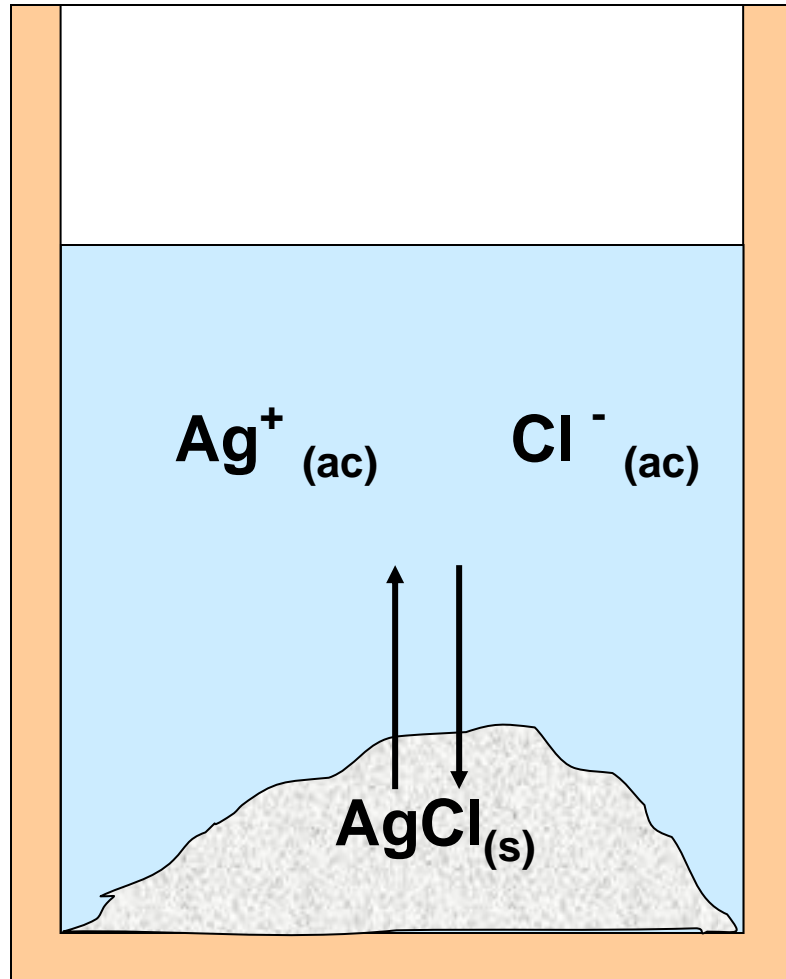
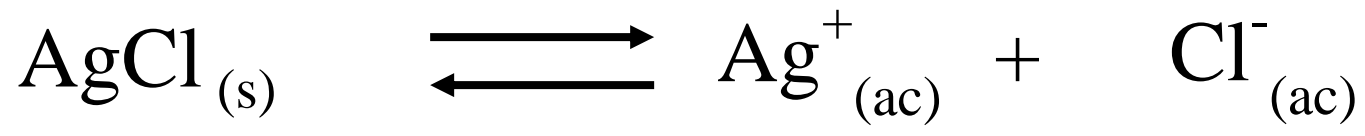


Electrolito débil

Se disocia parcialmente en
solución

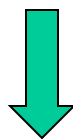
Electrolitos débiles:

**sustancias químicas poco
disociadas**



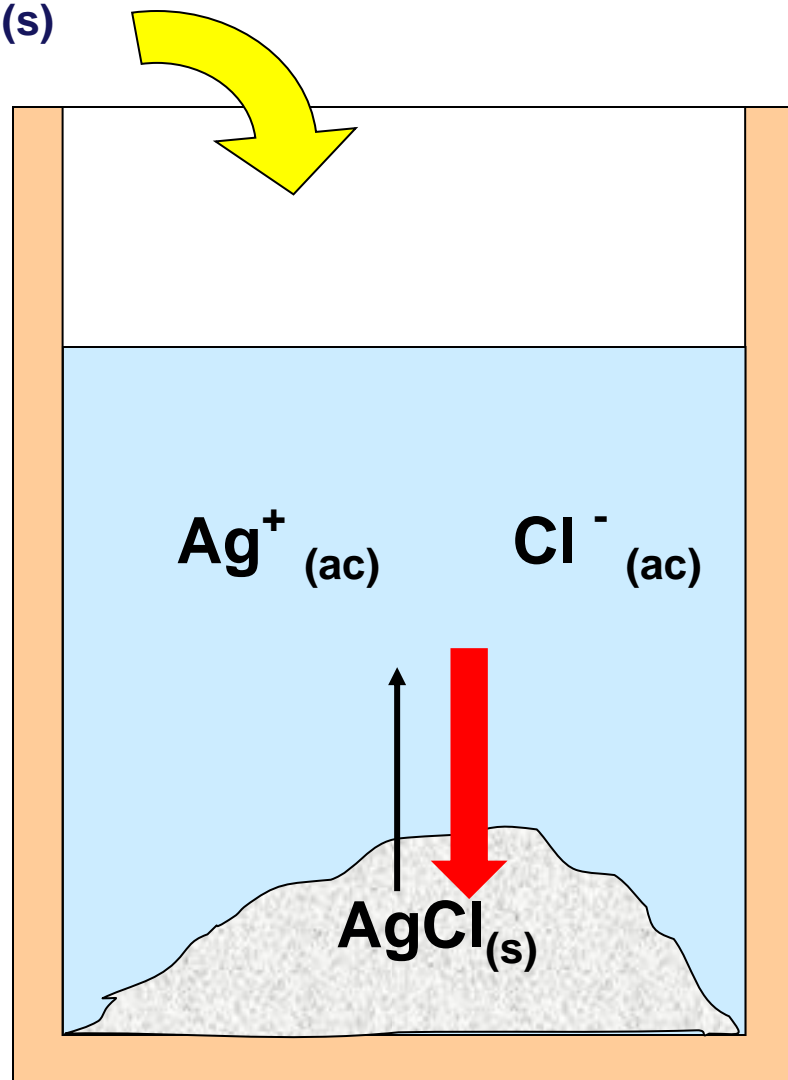


$$K_{ps} = 1,8 \times 10^{-10} \quad (\text{a } 25^\circ\text{C})$$

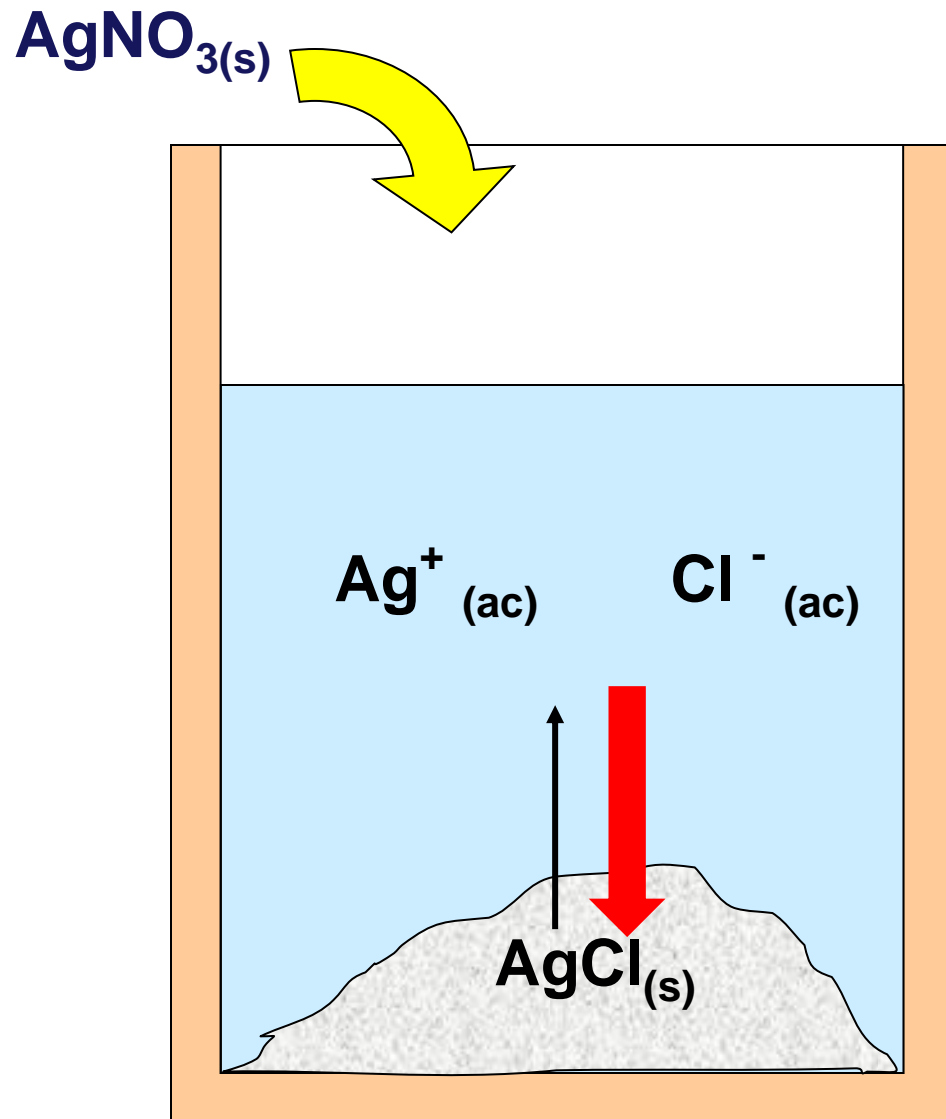


$$[Ag^+] = [Cl^-] = 1,34 \times 10^{-5} \text{ M}$$

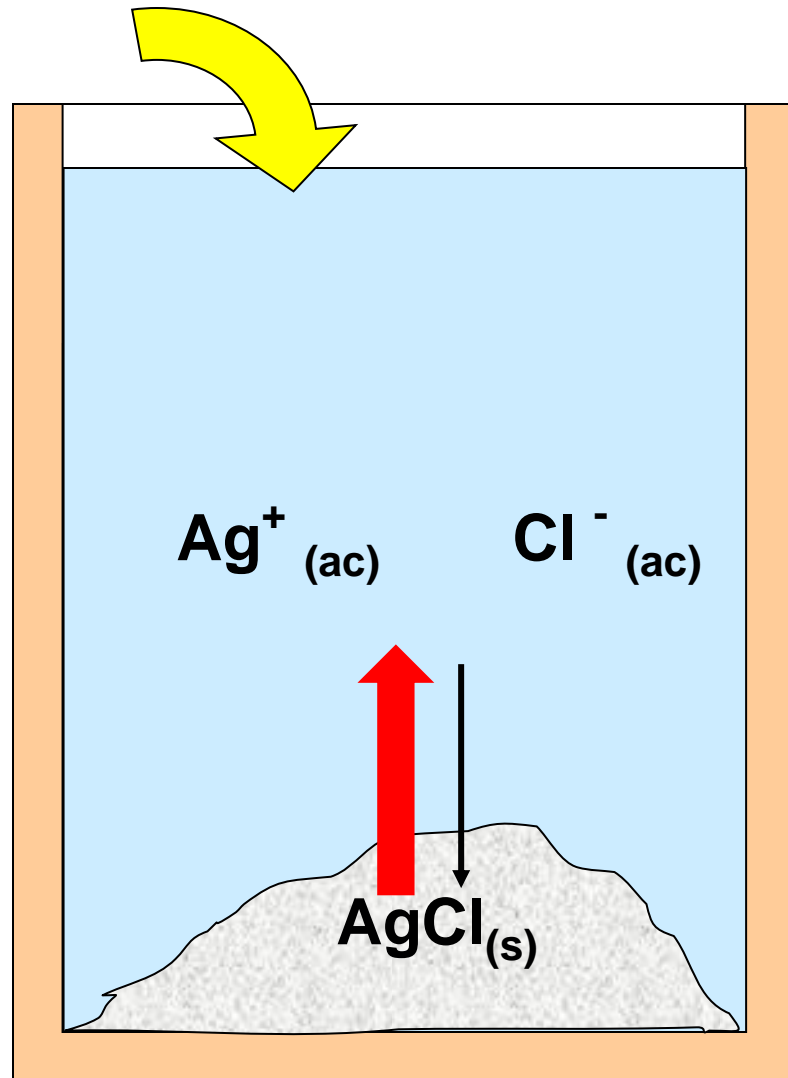
Efecto de ion común



Al adicionar ion Cl^- el sistema tiende a precipitar mayor cantidad de AgCl



Al adicionar ion Ag^+ el sistema tiende a precipitar mayor cantidad de AgCl



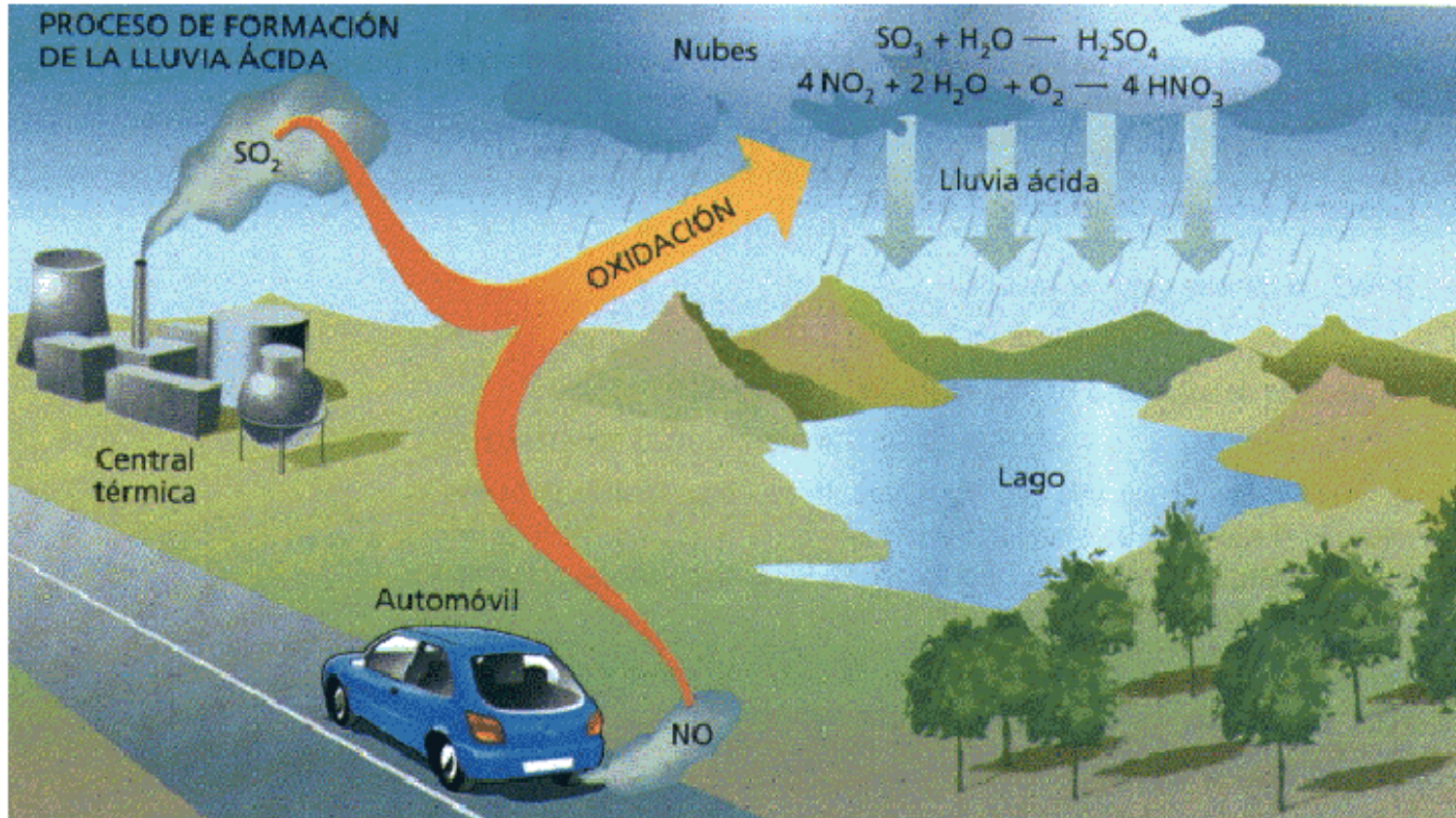
Al adicionar agua los iones se diluyen y el sistema tiende a disociar más AgCl

¿cuál de estas sales es la menos soluble?

Sustancia	Fórmula	K_{ps}
Acetato de plata	CH_3COOAg	$2,0 \times 10^{-3}$
Arseniato de plomo	$\text{Pb}_3(\text{AsO}_4)_2$	$4,0 \times 10^{-20}$
Bromuro de plata	AgBr	$5,0 \times 10^{-13}$
Carbonato de calcio	CaCO_3	$3,8 \times 10^{-9}$
Carbonato de magnesio	MgCO_3	$1,0 \times 10^{-5}$
Cloruro de mercurio (I)	Hg_2Cl_2	$1,3 \times 10^{-18}$
Cloruro de plata	AgCl	$1,8 \times 10^{-10}$
Cloruro de plomo (II)	PbCl_2	$1,6 \times 10^{-5}$
Fluoruro de calcio	CaF_2	$3,4 \times 10^{-11}$
Fosfato de calcio	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$1,0 \times 10^{-26}$
Oxalato de calcio	CaC_2O_4	$2,3 \times 10^{-9}$
Sulfato de bario	BaSO_4	$1,1 \times 10^{-10}$
Sulfuro de plomo (II)	PbS	$2,5 \times 10^{-27}$

Consideraciones adicionales sobre el equilibrio químico

LLUVIA ÁCIDA



Nota: La lluvia normal puede tener un pH entre 5 y 6. Sin embargo, la lluvia ácida puede tener un pH hasta de 4,5.

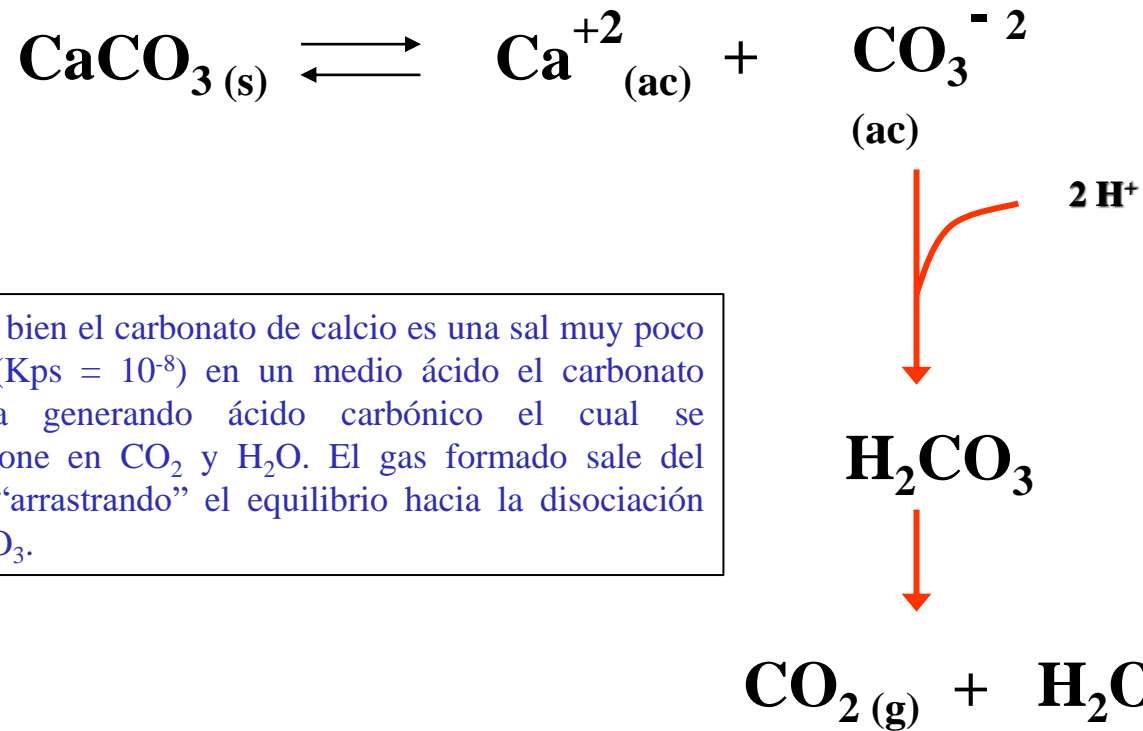


Nota: El ácido sulfúrico y el ácido nítrico son ácidos fuertes



Nota: Las estatuas de mármol sufren la acción de la lluvia ácida. El mármol es una forma alotrópica del CaCO_3 .





Nota: Si bien el carbonato de calcio es una sal muy poco soluble ($K_{ps} = 10^{-8}$) en un medio ácido el carbonato reacciona generando ácido carbónico el cual se descompone en CO_2 y H_2O . El gas formado sale del sistema “arrastrando” el equilibrio hacia la disociación del CaCO_3 .



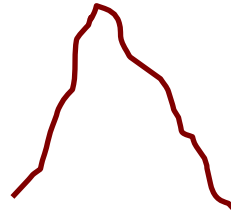
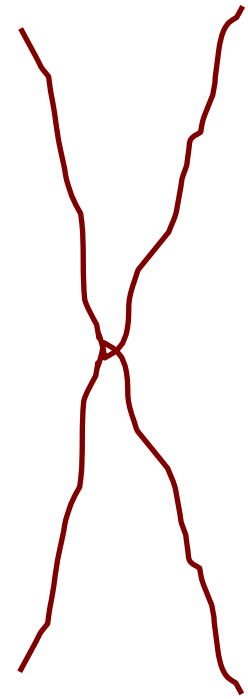
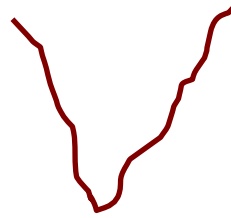
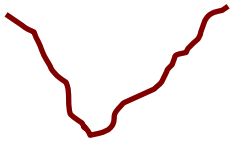




Estalactita

Estalagmita

Estalactita



Estalagmita

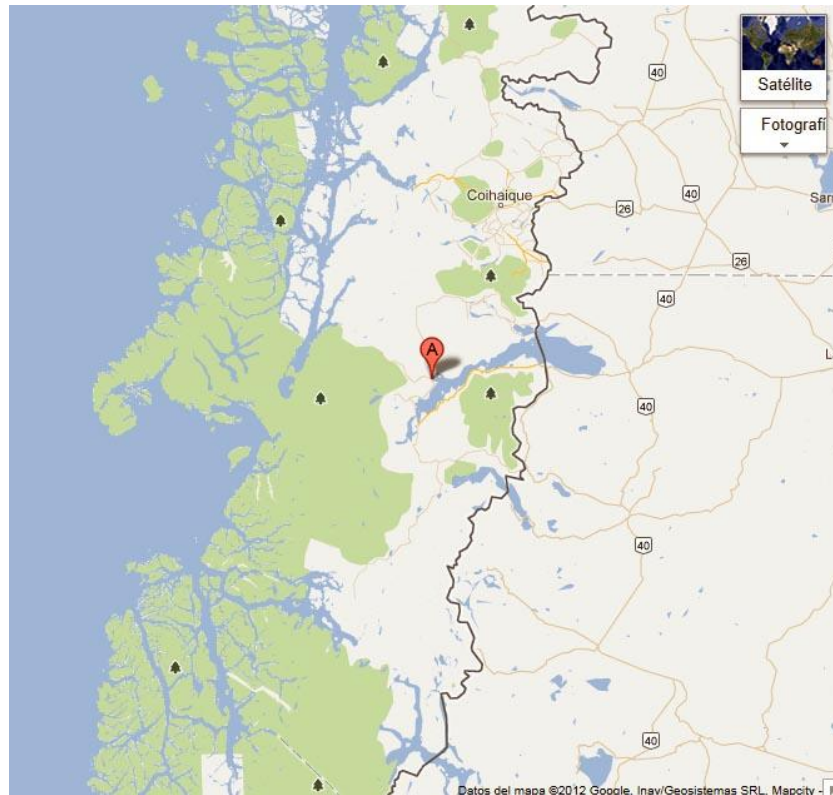




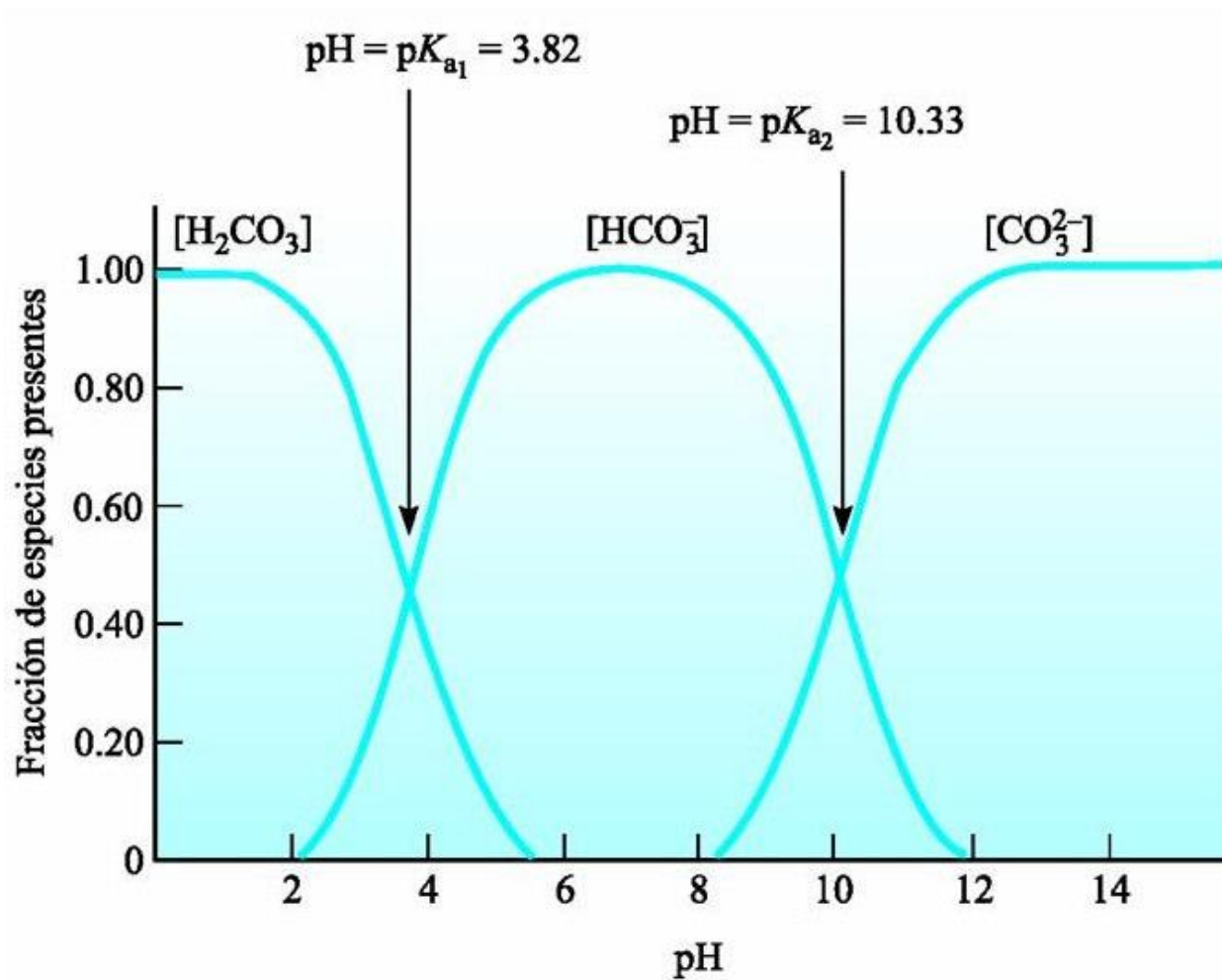
©VRestrepo



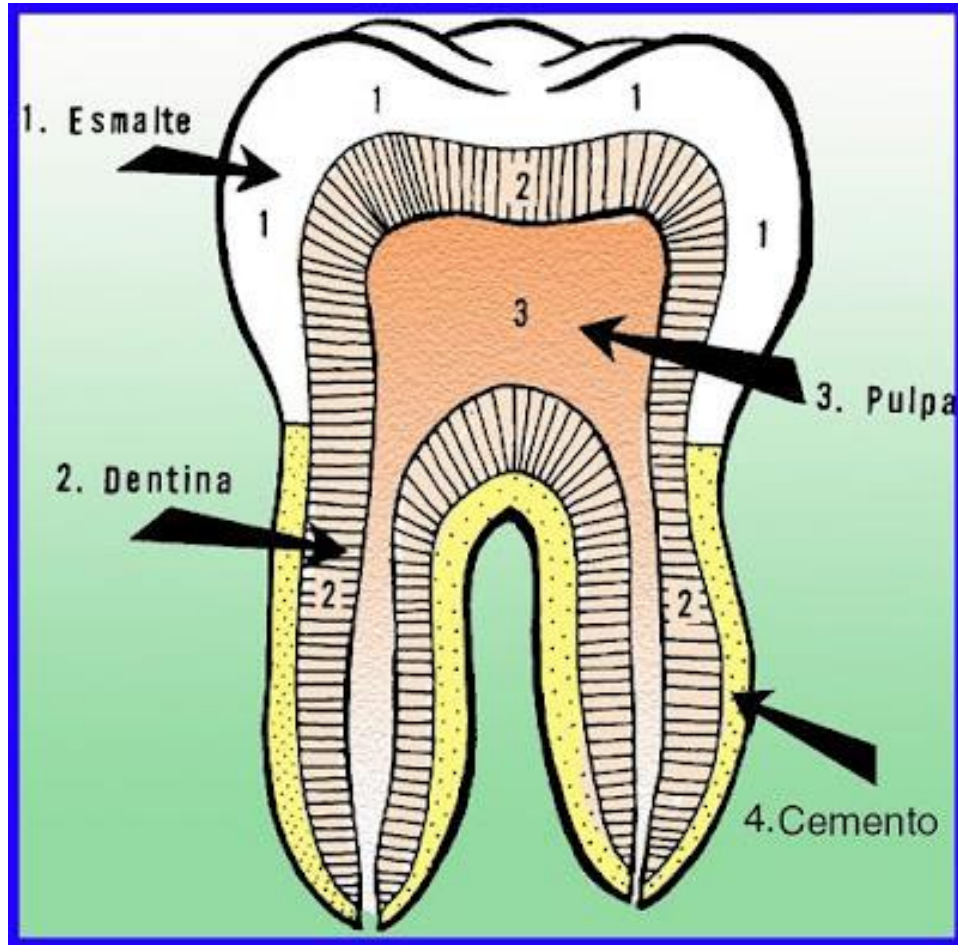
La Catedral de Mármol es una formación rocosa de carbonato de calcio, ubicada en las costas del lago General Carrera al sur de Chile



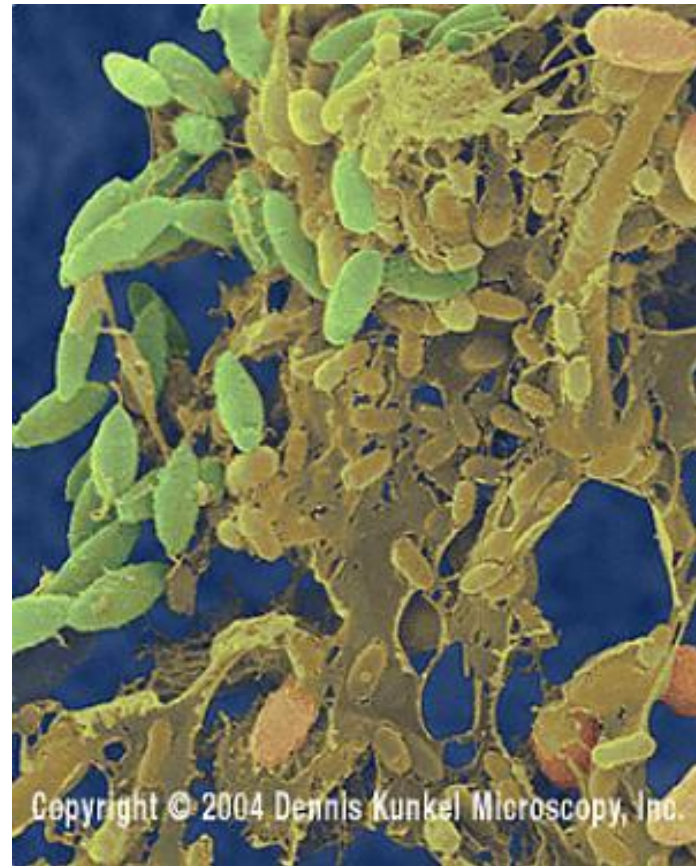
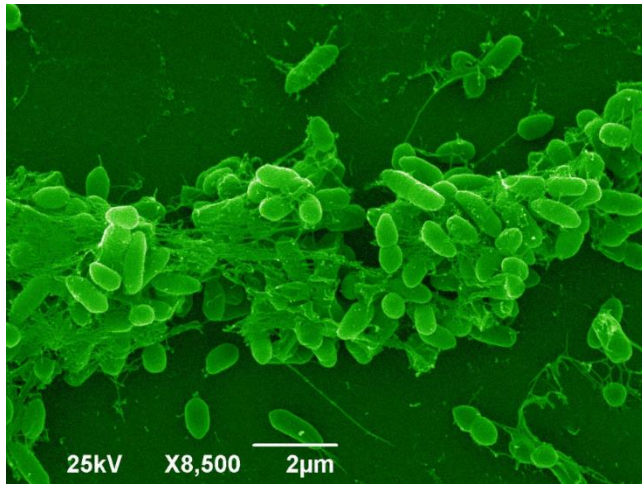




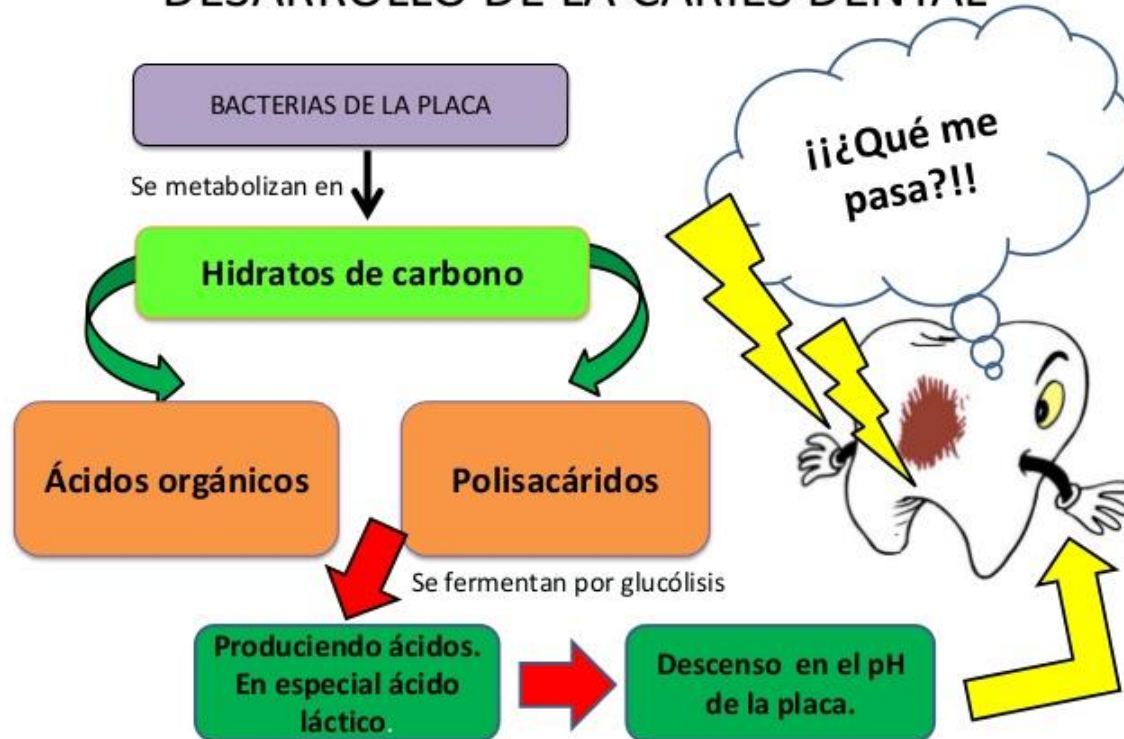


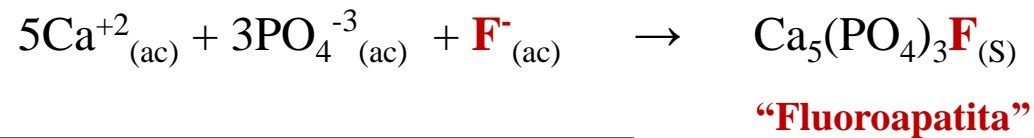
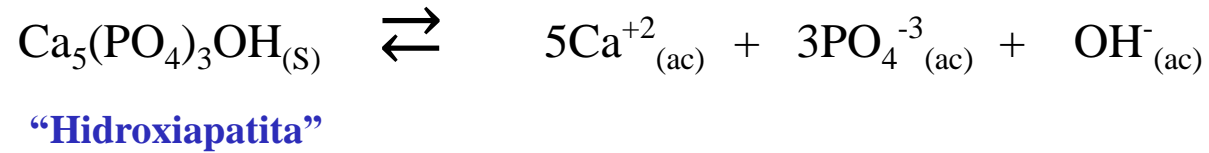


Placa microbiana



DESARROLLO DE LA CARIES DENTAL





El F⁻ se puede depositar en asociación con el Ca⁺² y PO₄⁻³ para formar fluoroapatita.

Kps hidroxiapatita > Kps Fluoroapatita

6,8 x 10⁻³⁷

6,8 x 10⁻⁶⁰

Ácidos y bases



A lo largo de la historia de la química se han propuesto varias definiciones :

1.- Definición. de Arrhenius (1887)

Ácido: sustancia que libera H^+ en solución acuosa

Base: sustancia que libera OH^- en solución acuosa

Ejemplos: HCl , H_2SO_4 , NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$



Svante Arrhenius (1859 - 1927)
Químico sueco

2.- Definición. de Lowry-Bronsted

Ácido: sustancia capaz de donar protones en solución acuosa

Base: sustancia capaz de aceptar protones en solución acuosa

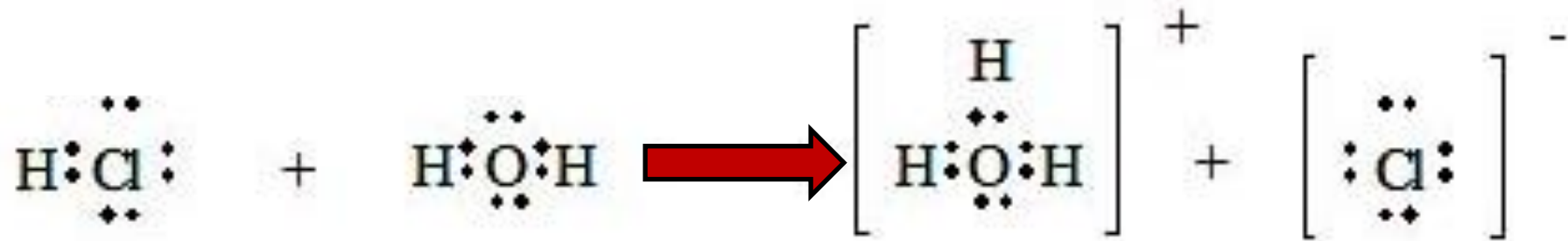


Thomas Lowry (1874-1936)
Químico Inglés

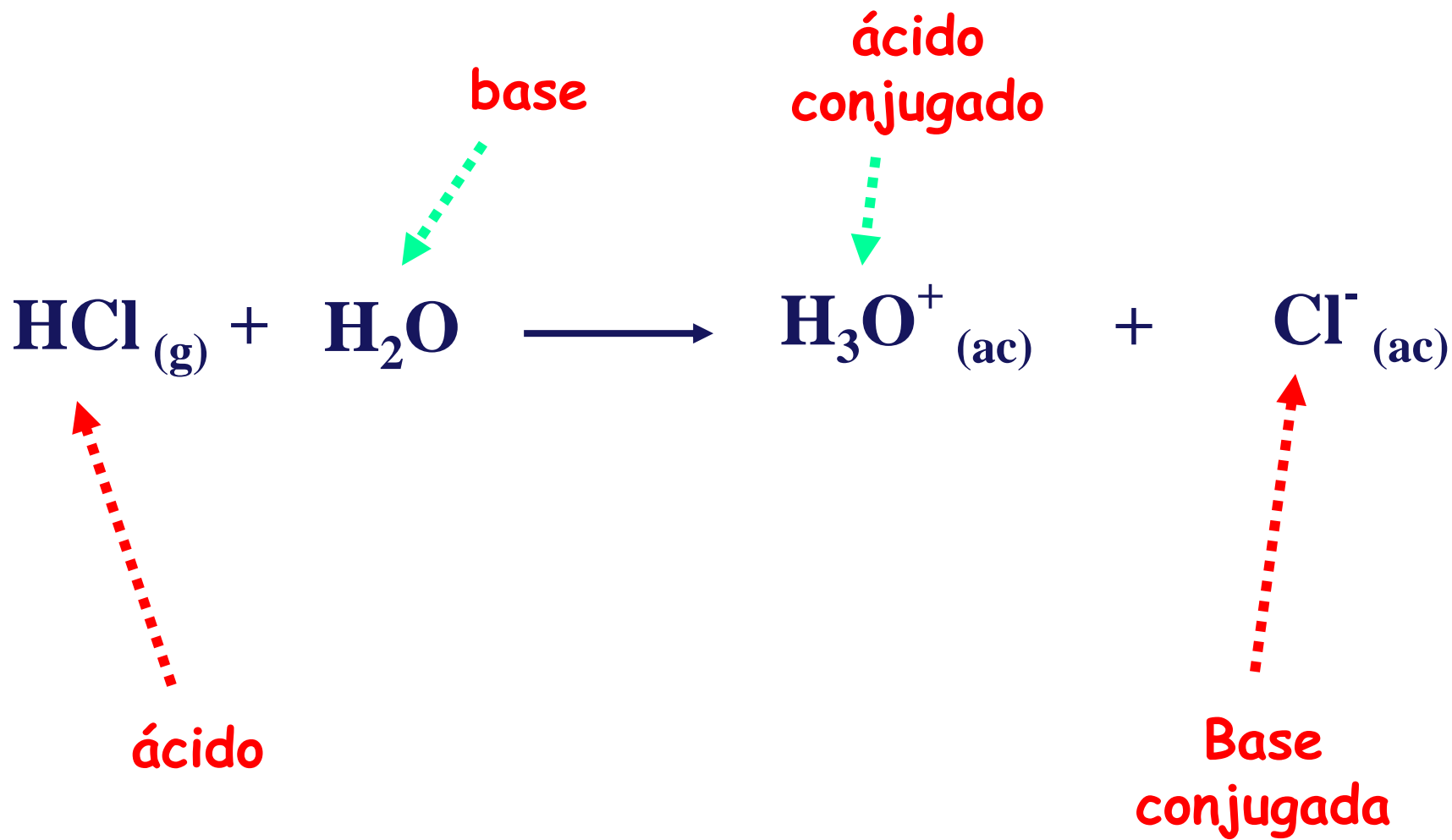


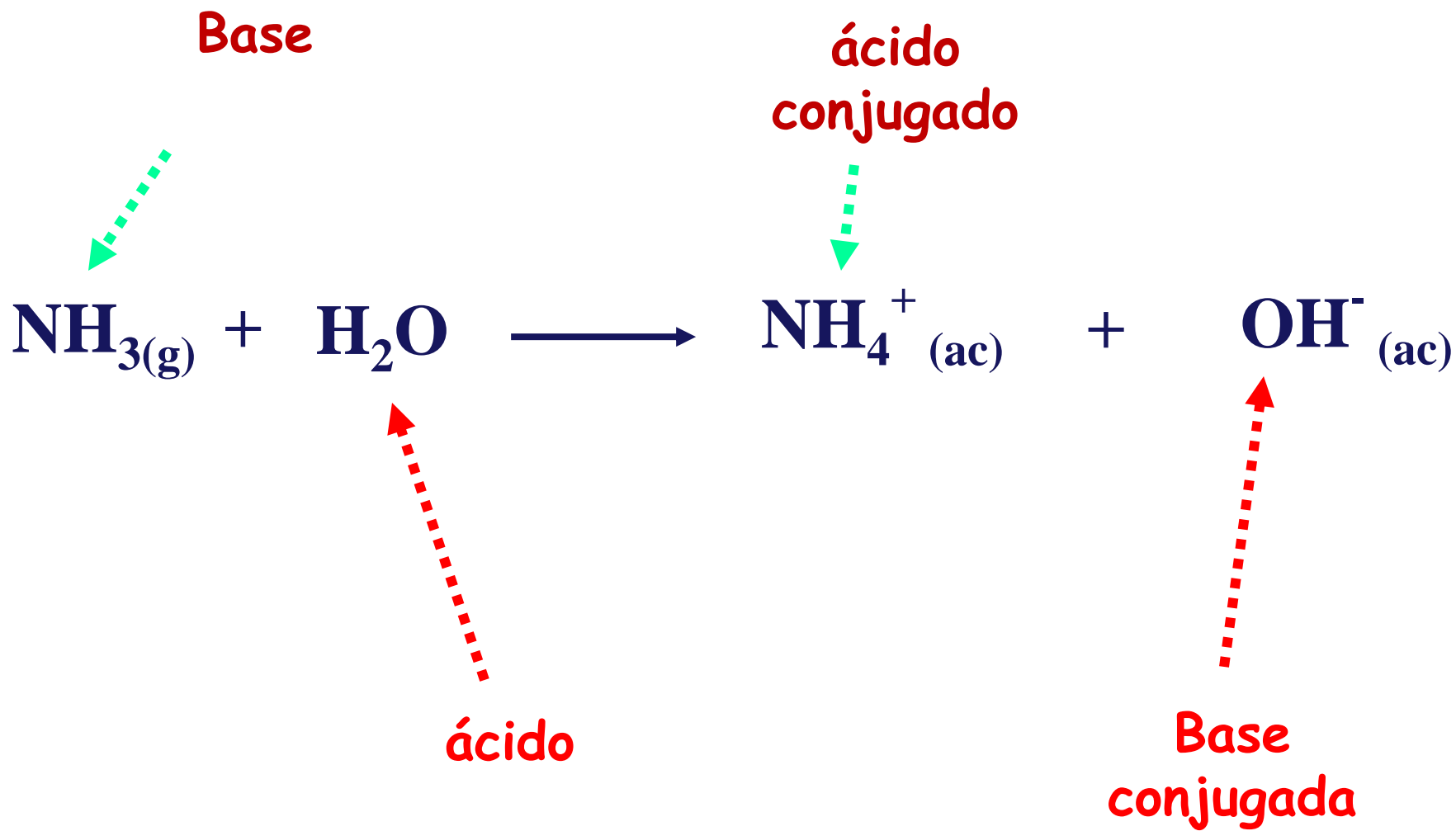
Johanes Bronsted (1879-1947)
Químico Danés

Ejemplos: H_2O , NH_3 , CO_3^{-2}

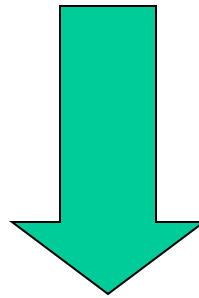


Ion hidronio





Un ácido o una base al estar en solución acuosa, experimenta un proceso de disociación

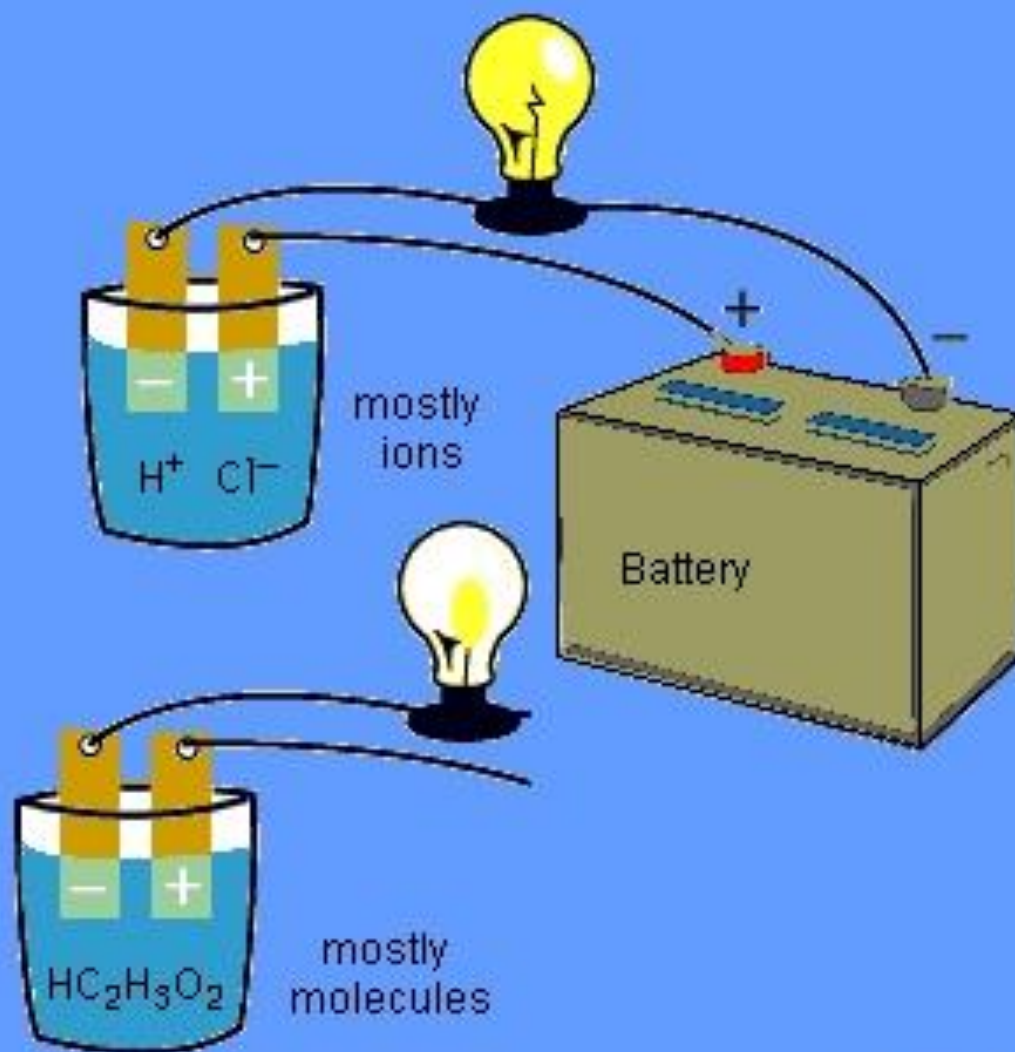


Ácido o base

DÉBIL: poco disociado

FUERTE: totalmente disociado

Simple Conductivity Tester



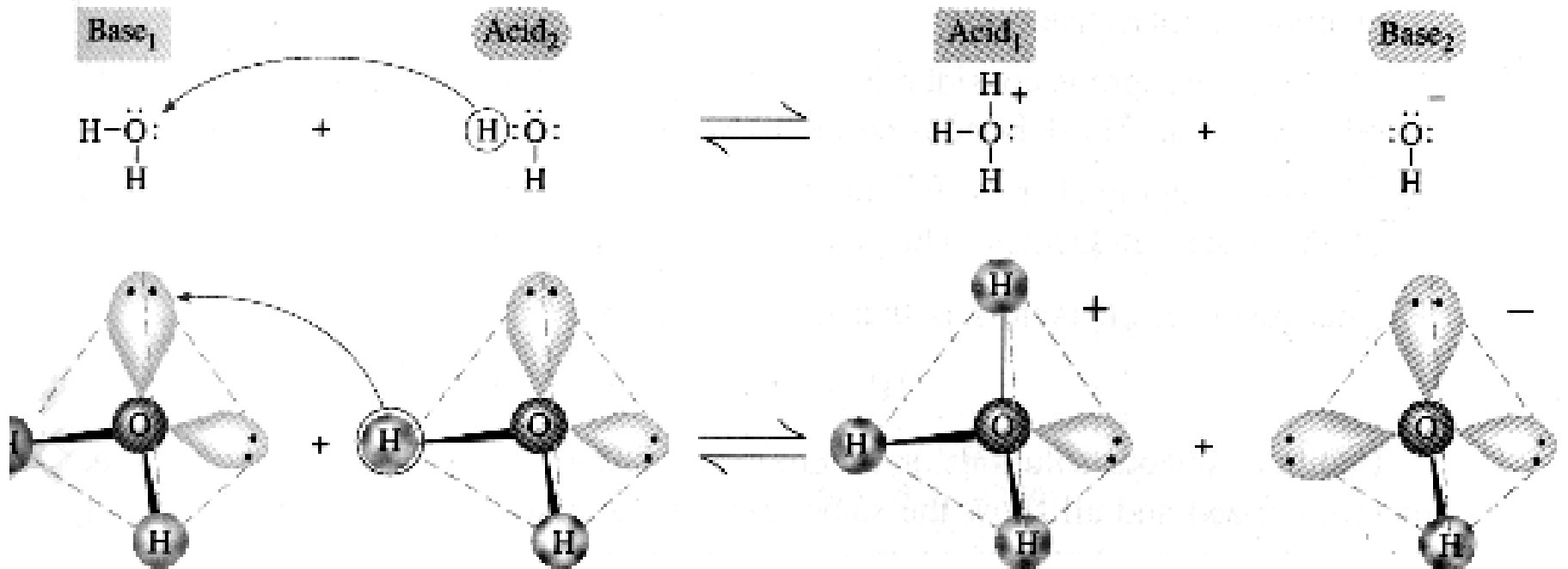
Strong and Weak Electrolytes

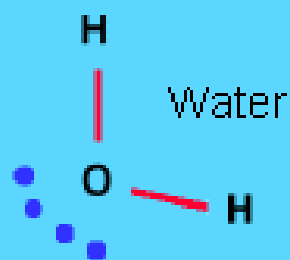
Por ejemplo el HCl es un ácido fuerte, porque se disocia completamente en solución acuosa. En cambio el CH₃COOH (ácido acético) se disocia sólo parcialmente.



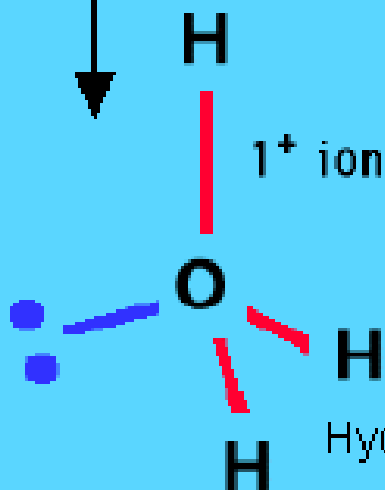
Introduction to Aqueous Acids

Autoionización del agua





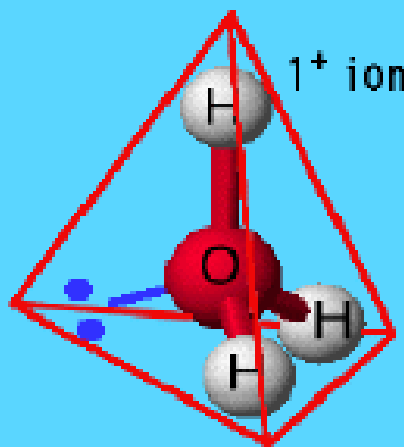
Water



1^+ ion

Hydronium Ion

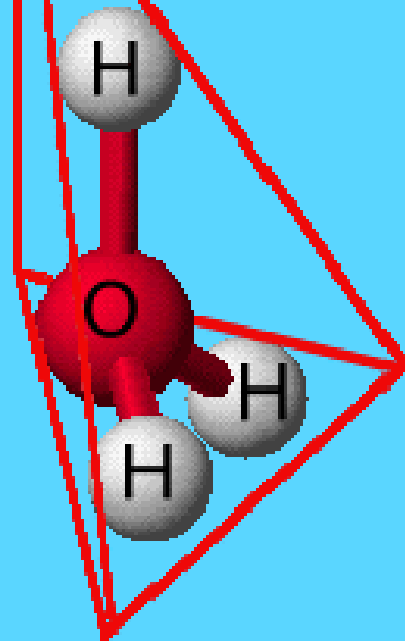
Hydronium Ion



1^+ ion

Tetrahedral E. P. G.

1^+ ion



Trigonal Pyramid
Molecular Geometry

Producto iónico del agua:



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

$$[\text{H}_2\text{O}] K_{\text{eq}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

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

$$K_{\text{w}} = 10^{-14}$$

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

$$(10^{-7} \text{ M})(10^{-7} \text{ M}) = 10^{-14}$$

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



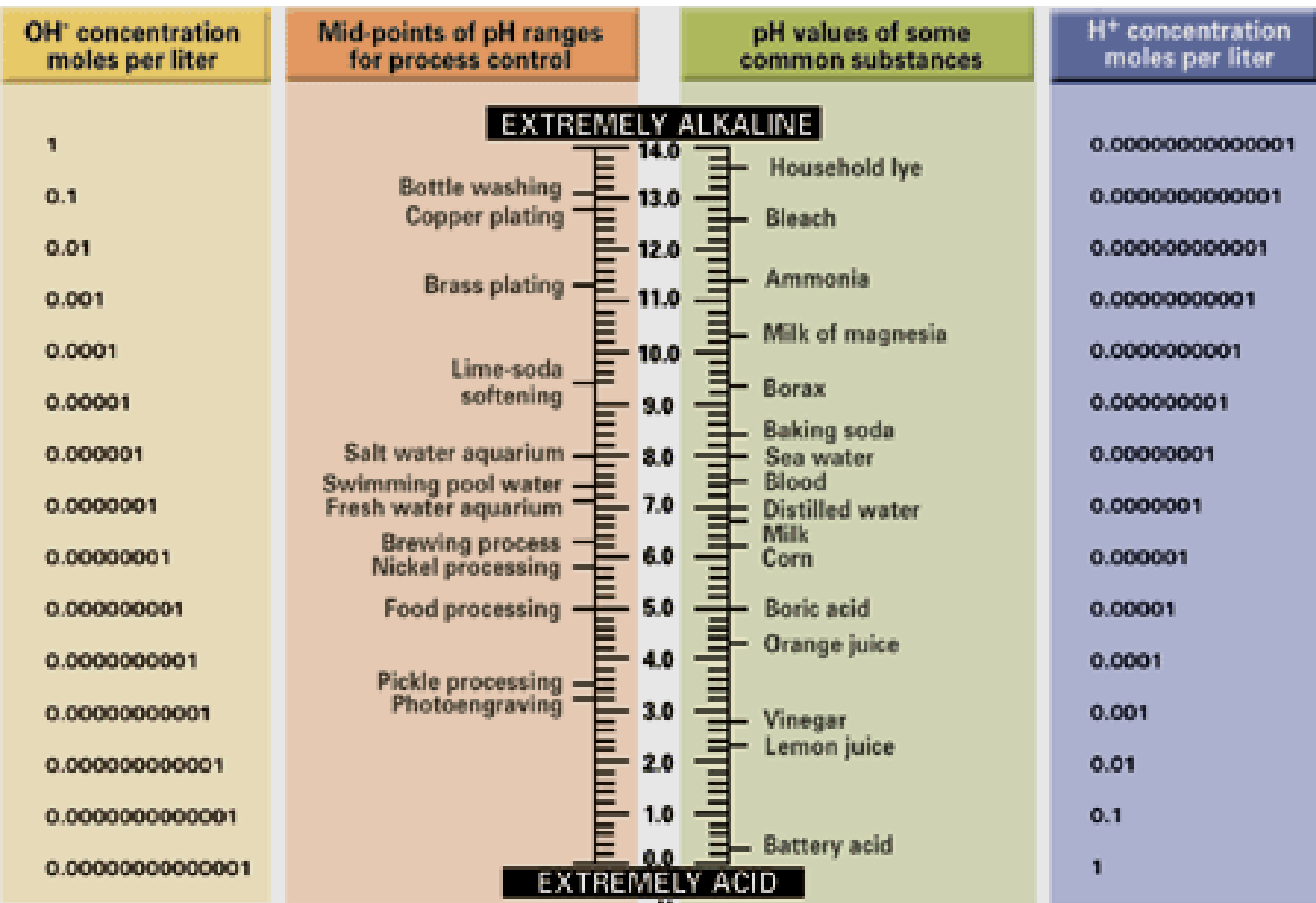
El pH es una medida de la concentración de protones en un medio acuoso

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



Relación entre pH, pOH, [OH⁻] y [H⁺]

	pH	[H ⁺]	[OH ⁻]	pOH
	14	1 × 10 ⁻¹⁴	1 × 10 ⁻⁰	0
NaOH, 0.1M	13	1 × 10 ⁻¹³	1 × 10 ⁻¹	1
Household bleach	12	1 × 10 ⁻¹²	1 × 10 ⁻²	2
Household ammonia	11	1 × 10 ⁻¹¹	1 × 10 ⁻³	3
Lime water	10	1 × 10 ⁻¹⁰	1 × 10 ⁻⁴	4
Milk of magnesia	9	1 × 10 ⁻⁹	1 × 10 ⁻⁵	5
Borax	8	1 × 10 ⁻⁸	1 × 10 ⁻⁶	6
Baking soda	7	1 × 10 ⁻⁷	1 × 10 ⁻⁷	7
Egg white, seawater	6	1 × 10 ⁻⁶	1 × 10 ⁻⁸	8
Human blood, tears	5	1 × 10 ⁻⁵	1 × 10 ⁻⁹	9
Milk	4	1 × 10 ⁻⁴	1 × 10 ⁻¹⁰	10
Saliva	3	1 × 10 ⁻³	1 × 10 ⁻¹¹	11
Rain	2	1 × 10 ⁻²	1 × 10 ⁻¹²	12
Black coffee	1	1 × 10 ⁻¹	1 × 10 ⁻¹³	13
Banana	0	1 × 10 ⁰	1 × 10 ⁻¹⁴	14
Tomatoes				
Wine				
Cola, vinegar				
Lemon juice				
Gastric juice				



$$\text{pK}_a = -\log [\text{K}_a]$$

$$\text{pK}_b = -\log [\text{K}_b]$$

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

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

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

Sea una reacción general, correspondiente a un ácido débil HA:



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

Constante de acidez
 K_a

Algunos ácidos débiles y su equilibrio en solución acuosa

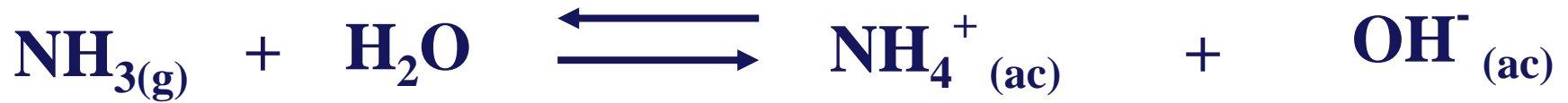
	Ácido		base conjugada	Ka
Hydrofluoric	HF	$\text{H}-\text{F}$	F^-	6.8×10^{-4}
Nitrous	HNO_2	$\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$	NO_2^-	4.5×10^{-4}
Benzoic	$\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2$	$\text{H}-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{C}_6\text{H}_5$	$\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-$	6.3×10^{-5}
Acetic	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	$\text{H}-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{CH}_3$	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	1.8×10^{-5}
Hypochlorous	HOCl	$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$	ClO^-	3.0×10^{-8}
Hydrocyanic	HCN	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	CN^-	4.9×10^{-10}
Phenol	HOC_6H_5	$\text{H}-\text{O}-\text{C}_6\text{H}_5$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	1.3×10^{-10}

*The proton that ionizes is shown in blue.

Ácidos polipróticos

Nombre	Fórmula	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Ascorbic	$H_2C_6H_6O_6$	8.0×10^{-5}	1.6×10^{-12}	
Carbonic	H_2CO_3	4.3×10^{-7}	5.6×10^{-11}	
Citric	$H_3C_6H_5O_7$	7.4×10^{-4}	1.7×10^{-5}	4.0×10^{-7}
Oxalic	$H_2C_2O_4$	5.9×10^{-2}	6.4×10^{-5}	
Phosphoric	H_3PO_4	7.5×10^{-3}	6.2×10^{-8}	4.2×10^{-13}
Sulfurous	H_2SO_3	1.7×10^{-2}	6.4×10^{-8}	
Sulfuric	H_2SO_4	Large	1.2×10^{-2}	
Tartaric	$H_2C_4H_4O_6$	1.0×10^{-3}	4.6×10^{-5}	

Bases débiles:



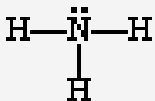
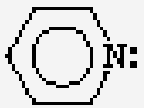
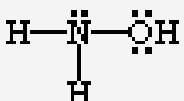
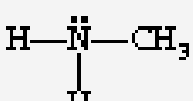
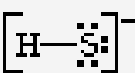
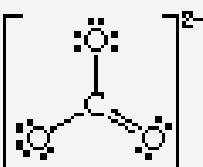
$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3] [\text{H}_2\text{O}]}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] K_{\text{eq}} = \frac{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

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

Constante de
basicidad
 K_{b}

Algunas bases débiles y su equilibrio en solución acuosa

Base	Estr. de Lewis	Ácido conjugado	Equilibrio	K_b
Ammonia (NH_3)		NH_4^+	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	1.8×10^{-5}
Pyridine ($\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$)		$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	1.7×10^{-9}
Hydroxylamine (H_2NOH)		H_3NOH^+	$\text{H}_2\text{NOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{NOH}^+ + \text{OH}^-$	1.1×10^{-8}
Methylamine (NH_2CH_3)		NH_3CH_3^+	$\text{NH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3\text{CH}_3^+ + \text{OH}^-$	4.4×10^{-4}
Hydrosulfide ion (HS^-)		H_2S	$\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$	1.8×10^{-7}
Carbonate ion (CO_3^{2-})		HCO_3^-	$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$	1.8×10^{-4}
Hypochlorite ion (ClO^-)		HClO	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{OH}^-$	3.3×10^{-7}

Calcule el pH de una solución 0,1 M de ácido clorhídrico (HCl)

Respuesta: Se debe considerar que este ácido es fuerte por lo tanto, está completamente disociado

	HCl	→	H⁺	+	Cl⁻
Inicial (M)	0,1		-		-
Cambio (M)	- 0,1		+0,1		+0,1
Final (M)	-		0,1		0,1

$$[\text{H}^+] = 0,1$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0,1)$$

$$\text{pH} = 1$$

Calcule el pH de una solución 0,1 M de ácido acético. ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)

Respuesta: Se debe considerar la disociación del ácido acético



Inicial (M)	0,1	-	-
Cambio (M)	- x	+x	+x
Equilibrio (M)	(0,1 - x)	x	x

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \rightarrow 1,8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{(0,1 - x)}$$

$$x = 1,34 \times 10^{-3} \rightarrow [\text{H}^+] = 1,34 \times 10^{-3}$$
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (1,34 \times 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 2,87$$

Calcule el pH de una solución 0,1 M de hidróxido de sodio(NaOH)

Respuesta: Se debe considerar que esta **base** es fuerte por lo tanto, está completamente disociada. No hay equilibrio.

	NaOH	→	Na⁺	+	OH⁻
Inicial (M)	0,1		-		-
Cambio (M)	- 0,1		+0,1		+0,1
Final (M)	-		0,1		0,1

$$[\text{OH}^-] = 0,1$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0,1) = 1$$

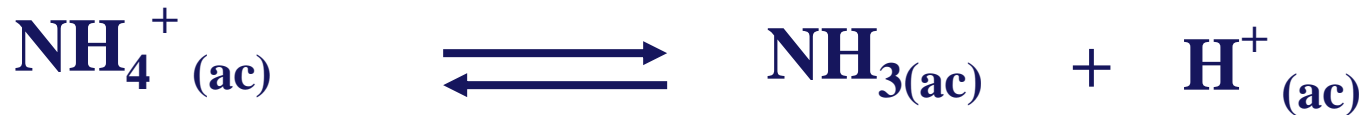
$$\text{pOH} + \text{pH} = 14 \quad \longrightarrow \quad \boxed{\text{pH} = 13}$$

Relación entre K_a y K_b :



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

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



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

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

$$K_a K_b = K_w$$

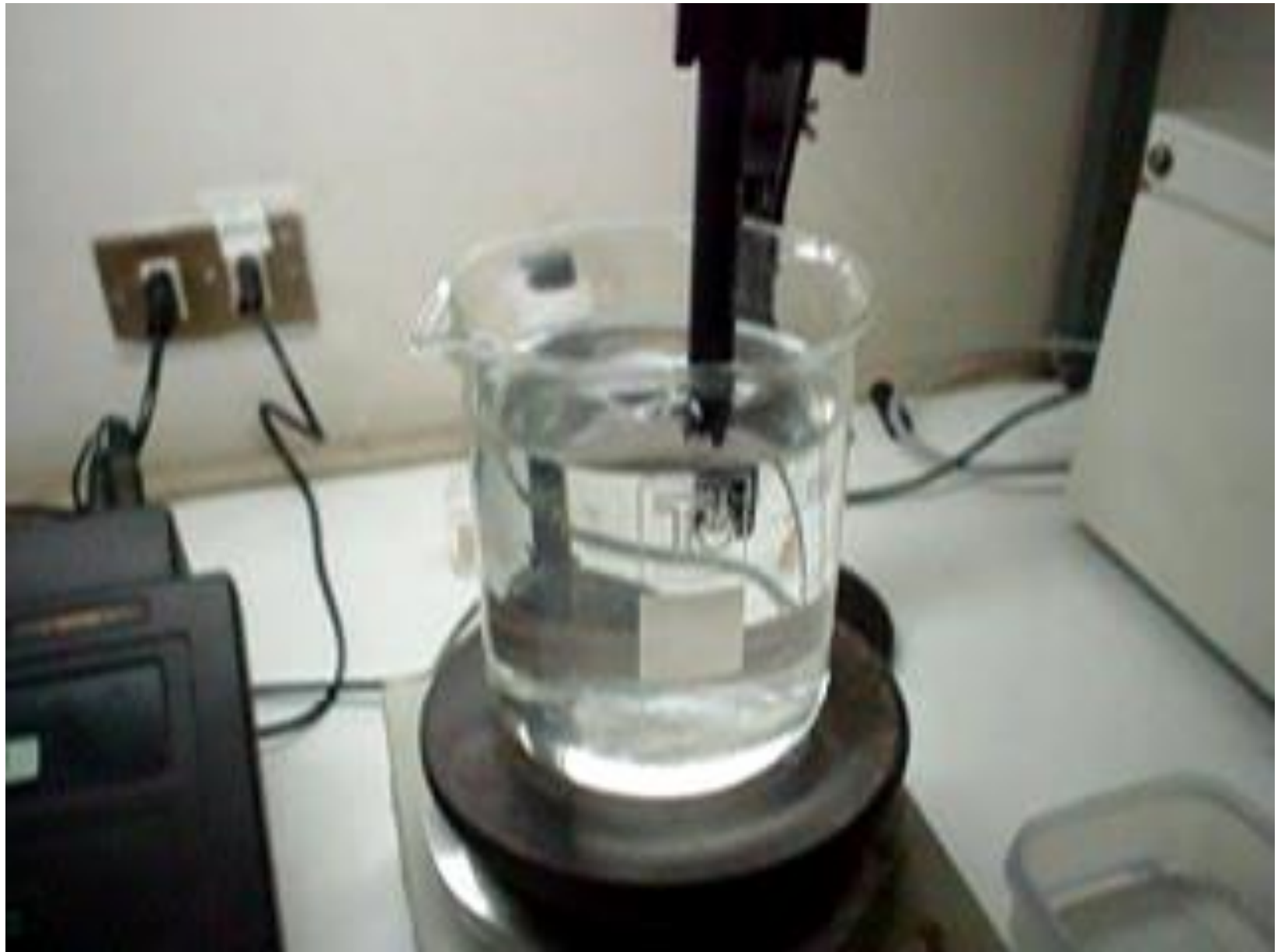
El producto de la constante de disociación ácida de un ácido por la constante de disociación básica de su base conjugada es el K_w .

$$\mathbf{K_a \quad K_b = K_w}$$

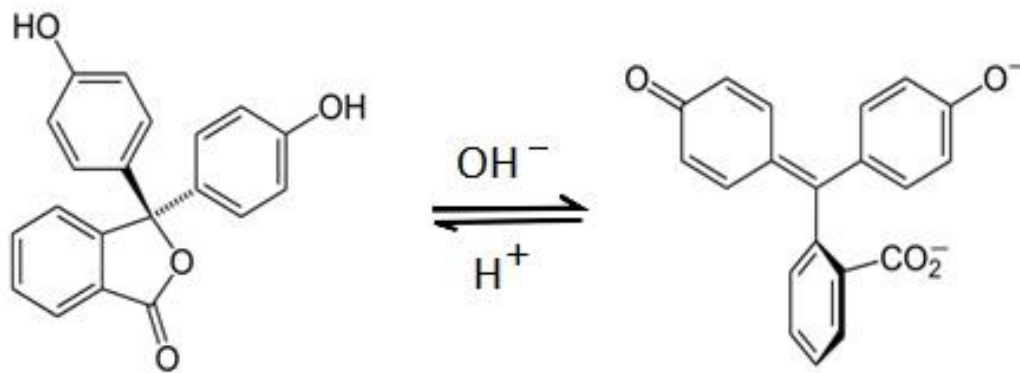
Titulación ácido-base



Acid-Base Titration







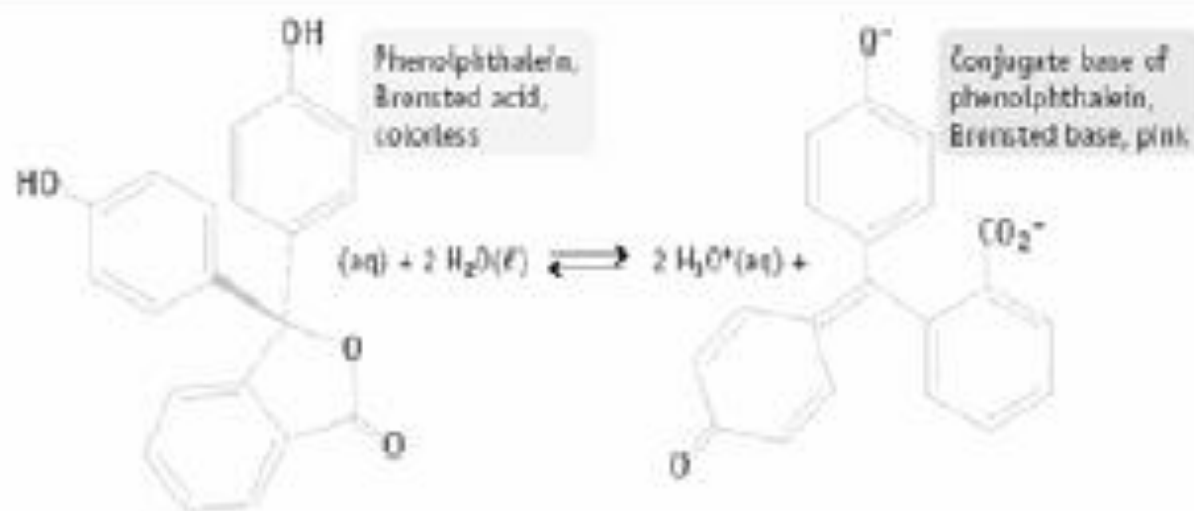
Forma
ácida
incolora

Forma
básica
rosa

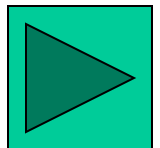
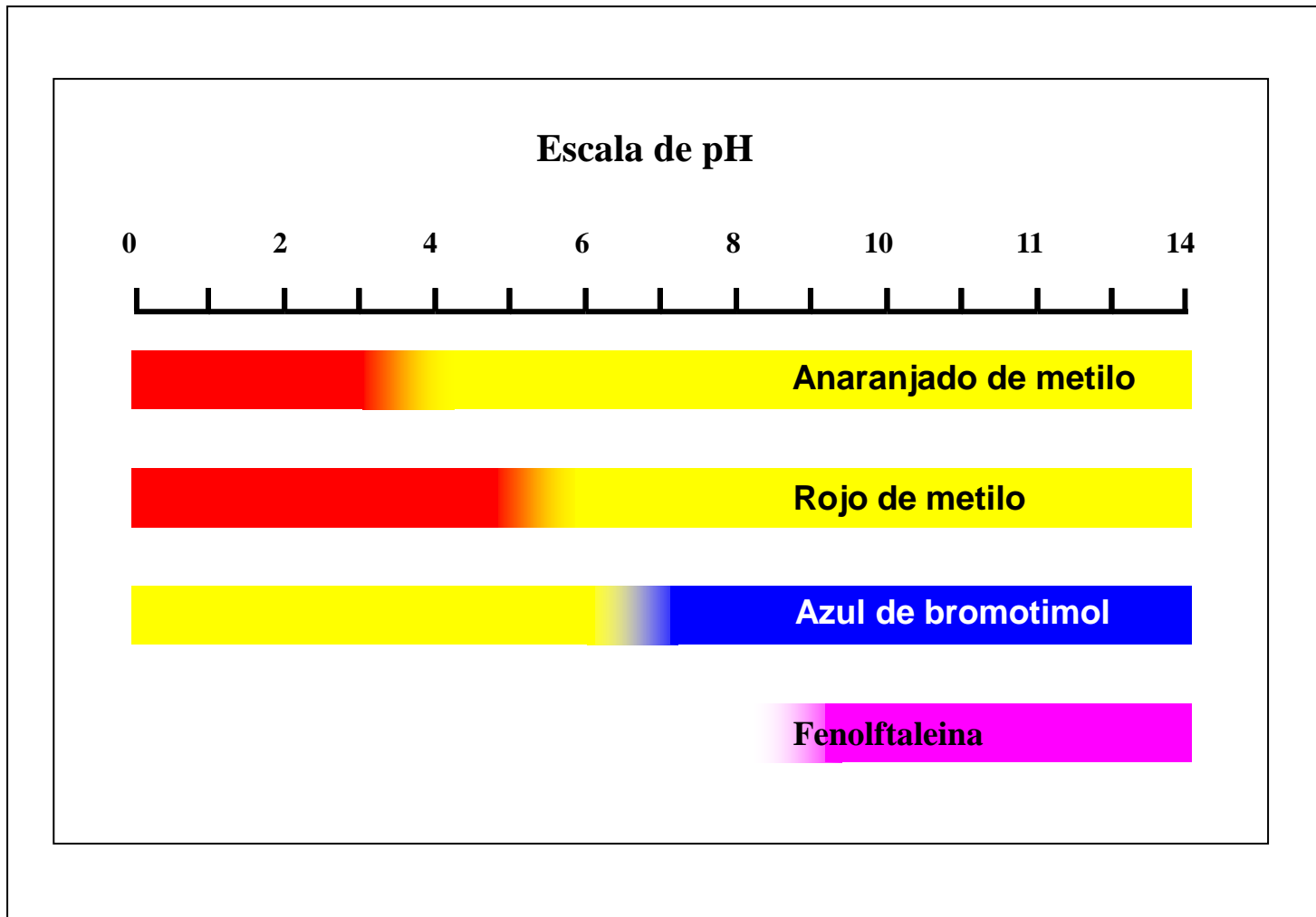


Fenolftaleína (8,2 – 9,8)



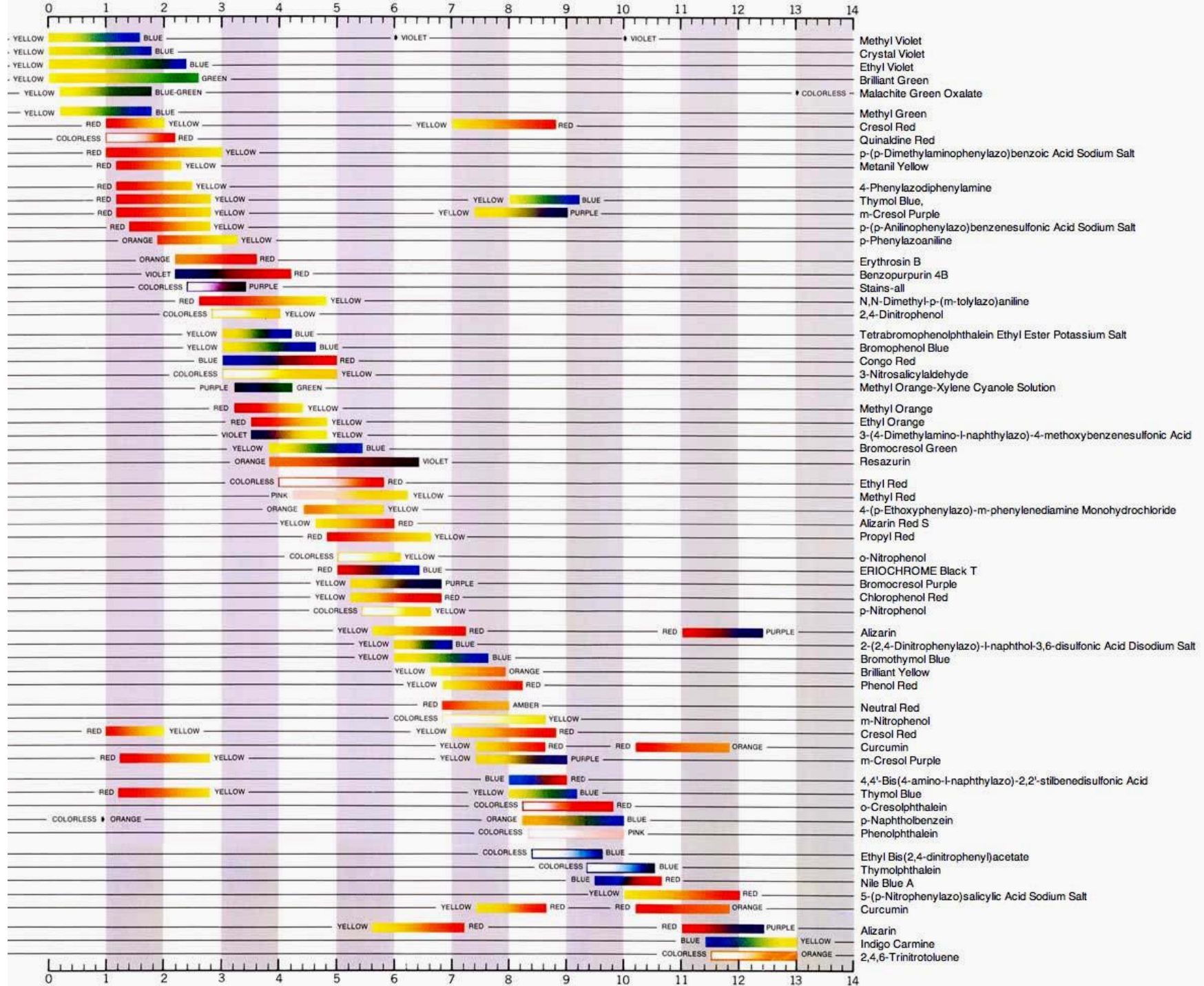


INDICADORES DE pH



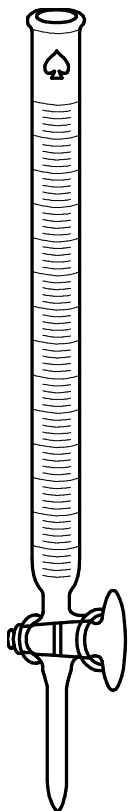
Natural Indicators

Indicador	pH zona de viraje
Anaranjado de metilo	(rojo) 3,2 - 4,4 (amarillo)
Rojo metilo	(rojo) 4,2 - 6,3 (amarillo)
Azul de bromotimol	(amarillo) 6 - 7,6 (azul)
Fenolftaleina	(inoloro) 8,3 - 10 (rosado)



Titulación de un ácido fuerte con una base fuerte

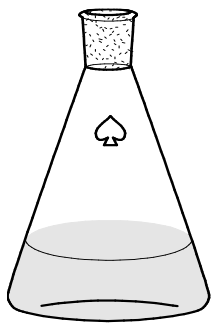




NaOH

$V_b =$ Volúmen de base conocido

$N_b =$ Normalidad de la base

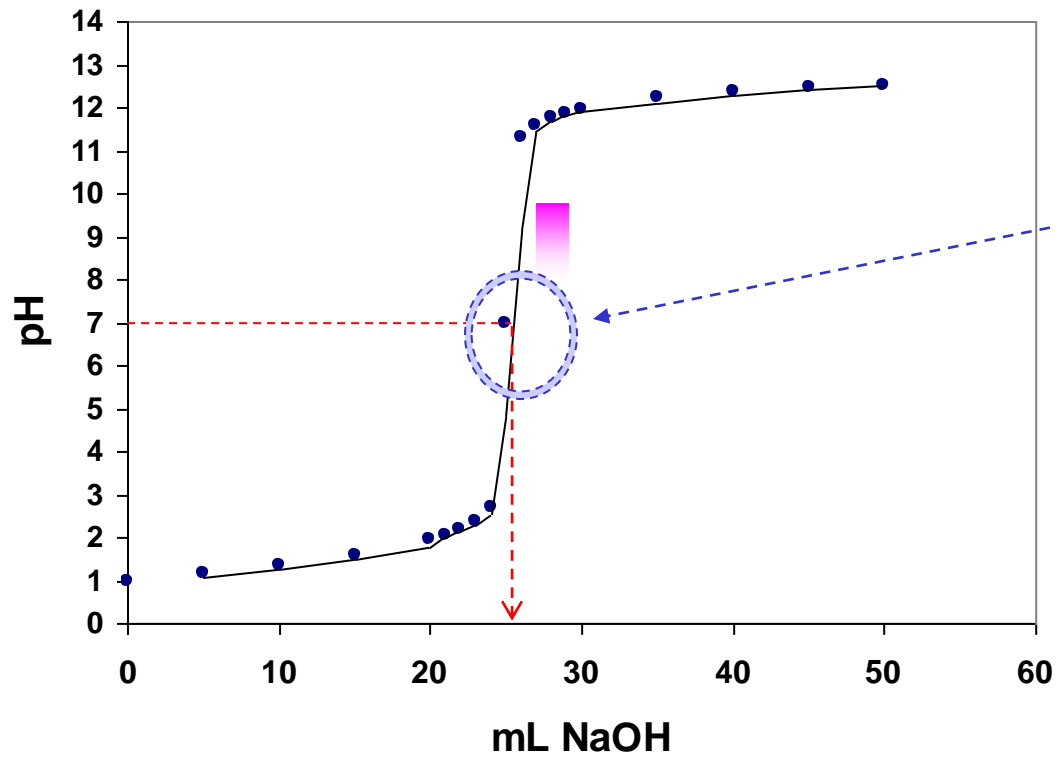


HCl

$V_a =$ Volúmen ácido

$N_a =$ Normalidad del ácido

Titulación de HCl con NaOH



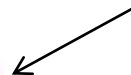
Punto de
Equivalencia

**Punto de
equivalencia**

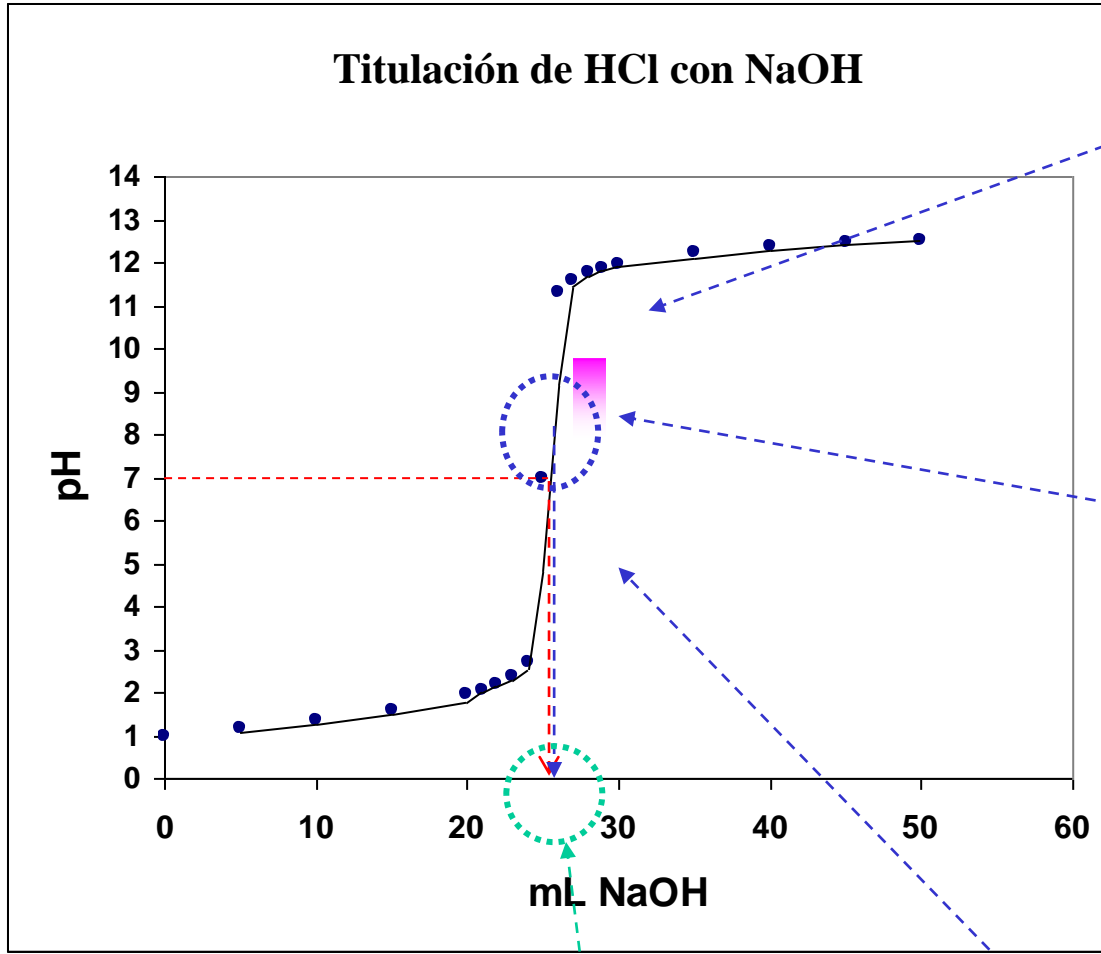


mL NaOH	pH
0	1.00
5	1.18
10	1.37
15	1.60
20	1.95
21	2.06
22	2.20
23	2.38
24	2.69
25	7.00
26	11.29
27	11.59
28	11.75
29	11.87
30	11.96
35	12.22
40	12.36
45	12.46
50	12.52

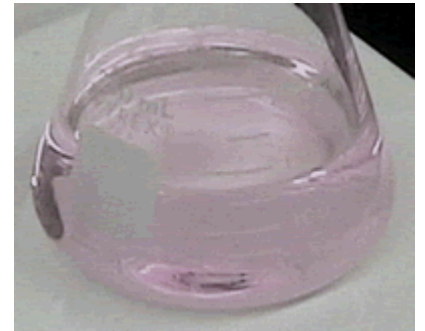
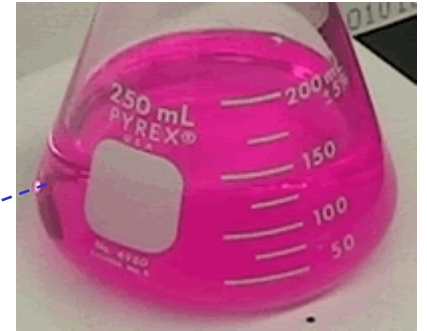
**Zona de viraje de
la Fenolftaleina**



Titulación de HCl con NaOH



Volúmen de equivalencia





Good Endpoint



Bad Endpoint (Overly Titrated)

En el punto de equivalencia se cumple la siguiente relación:

$$V_{\text{ácido}} \times N_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \times N_{\text{base}}$$

Se consumieron 20 mL de NaOH 0,2 N para neutralizar 10 mL de HCl. ¿Cuál es la Normalidad del HCl?

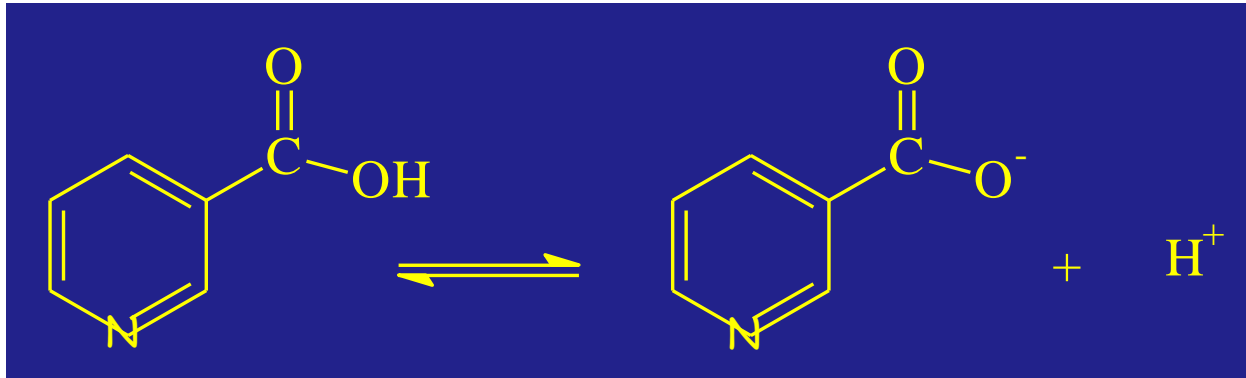
$$V_{\text{ácido}} \times N_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \times N_{\text{base}}$$

$$N_{\text{ácido}} = \frac{V_{\text{base}} \times N_{\text{base}}}{V_{\text{ácido}}}$$

$$N_{\text{ácido}} = \frac{(0,2 \text{ N}) \times (20 \text{ mL})}{(10 \text{ mL})}$$

$$N_{\text{ácido}} = 0,4 \text{ N}$$

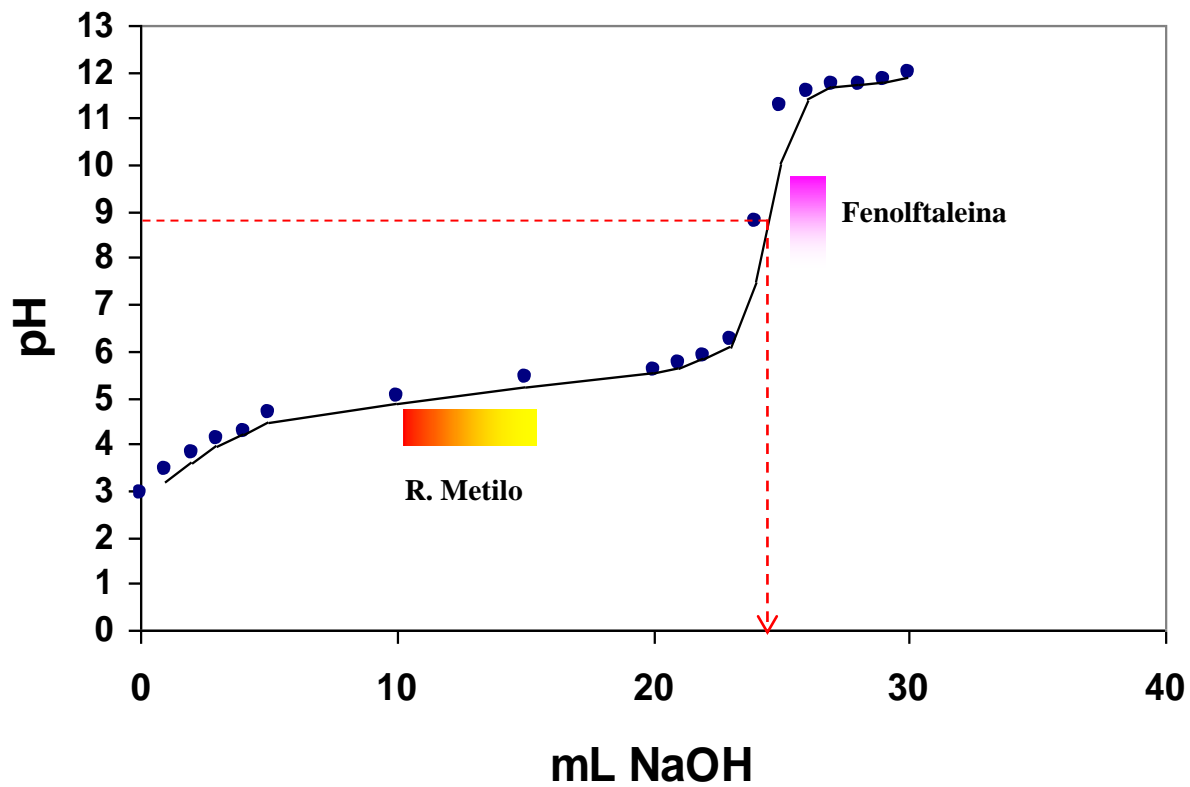
Titulación de un ácido débil con una base fuerte



$$K_a = 1,4 \times 10^{-5}$$

$$pK_a = 4,85$$

Curva de titulación ácido nicotínico con NaOH



mL NaOH	pH
0	2.92
1	3.47
2	3.79
3	4.13
4	4.25
5	4.67
10	5.03
15	5.45
20	5.57
21	5.72
22	5.91
23	6.23
24	8.78
25	11.29
26	11.59
27	11.75
28	11.75
29	11.85
30	11.96
35	12.22
40	12.36
45	12.46
50	12.52

