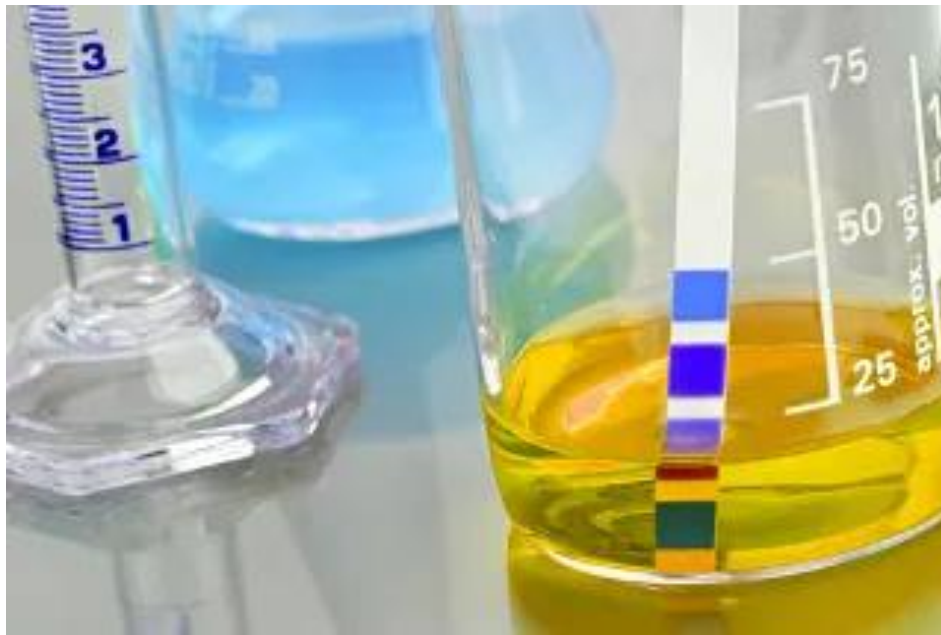


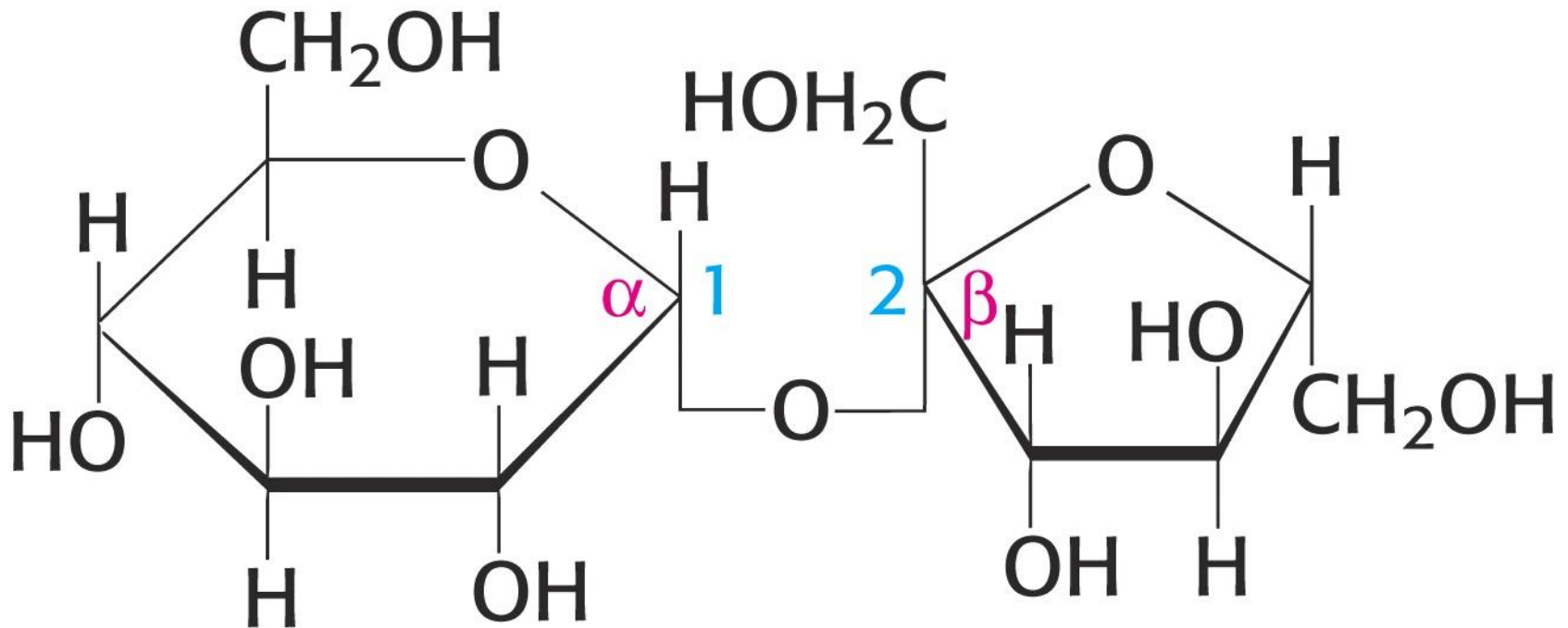
EQUILIBRIO IÓNICO



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

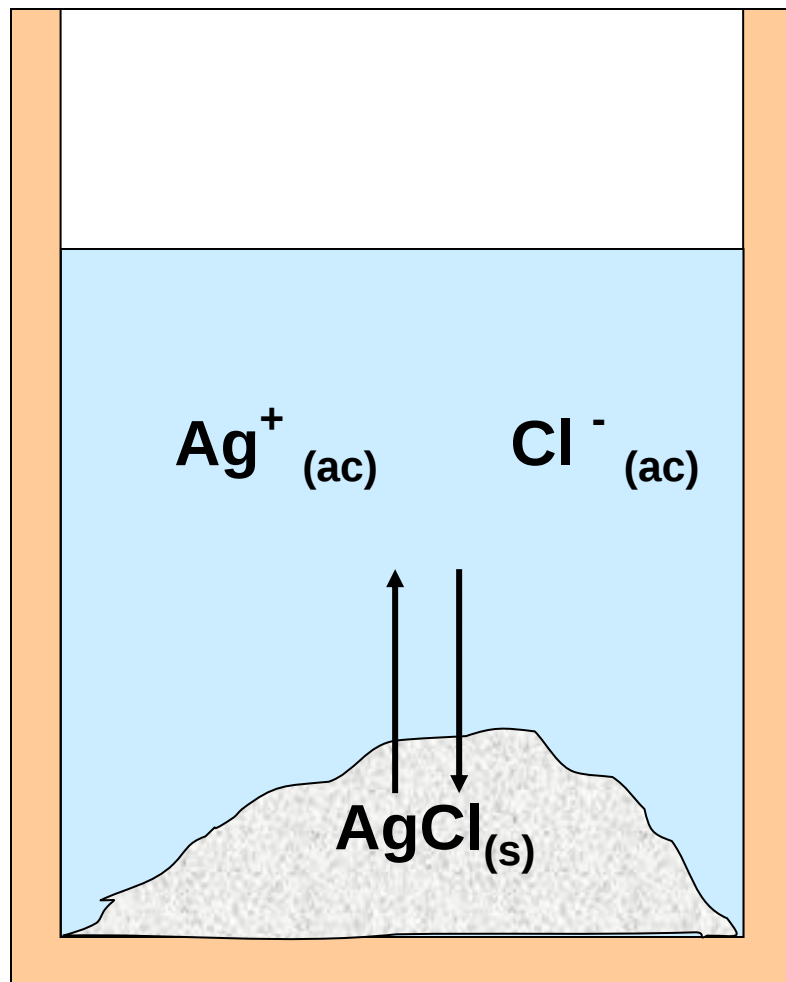
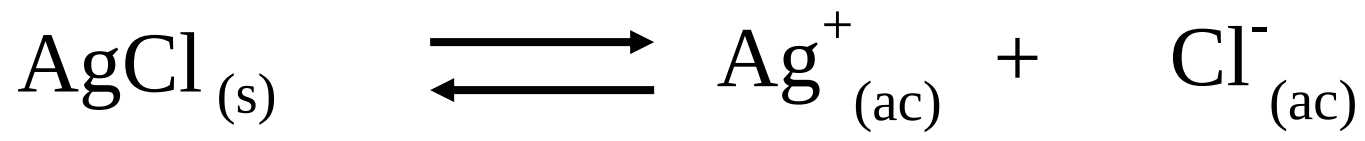


Electrolito débil

Se disocia parcialmente en
solución

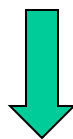
Electrolitos débiles:

**sustancias químicas poco
disociadas**



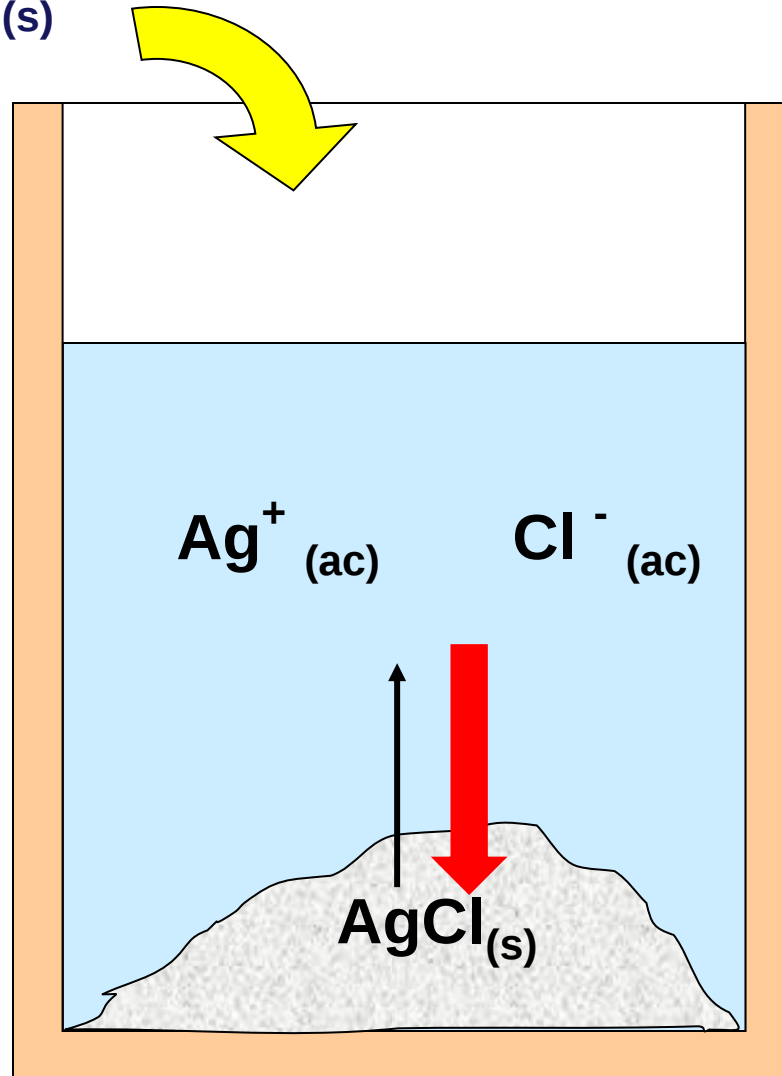
$$K_{ps} = [Ag^+] [Cl^-]$$

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

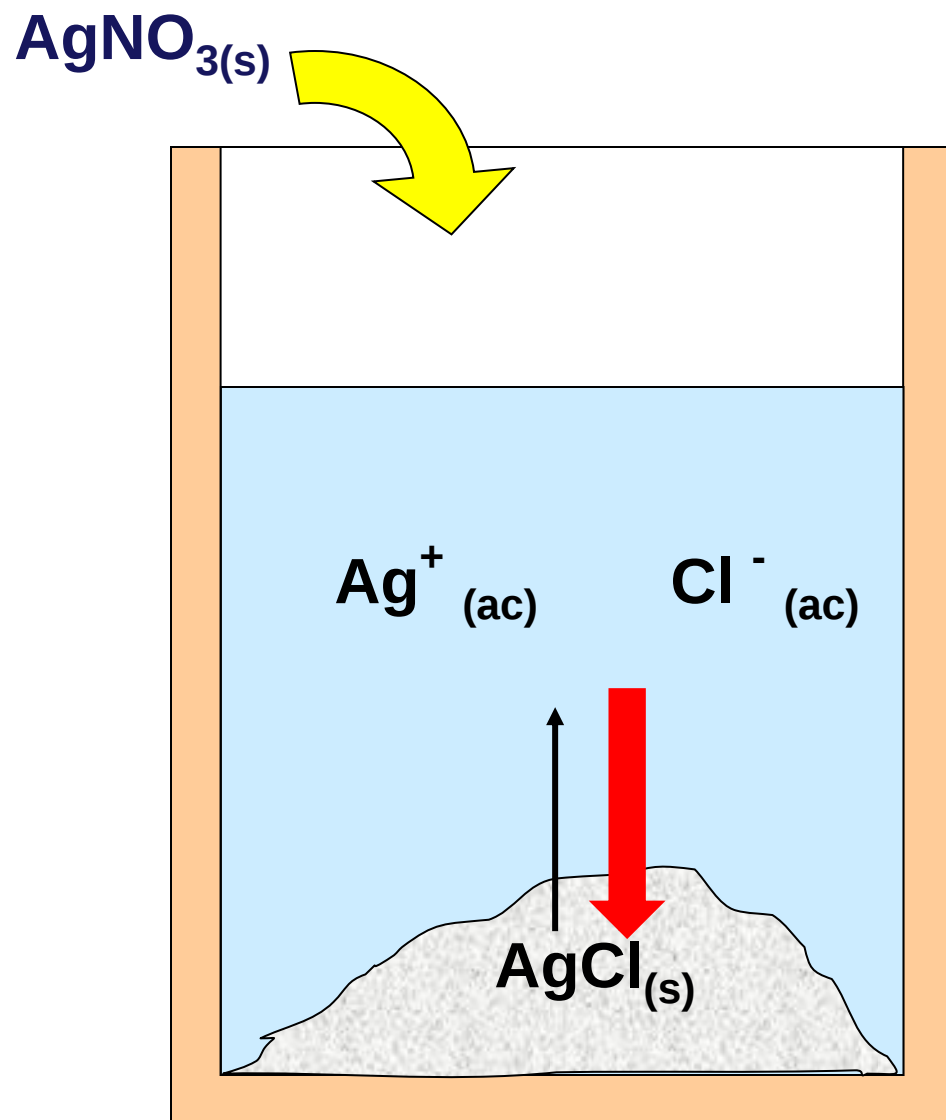


$$[Ag^+] = [Cl^-] = 1,34 \times 10^{-5} \text{ M}$$

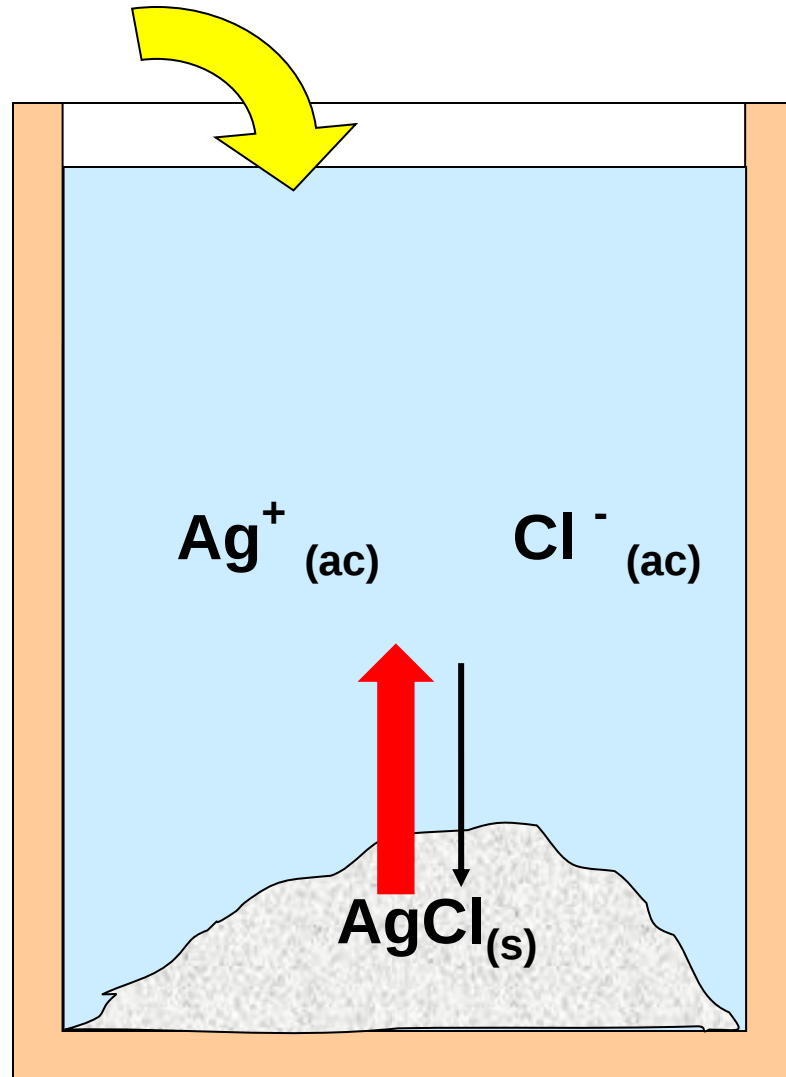
Efecto de ion común



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



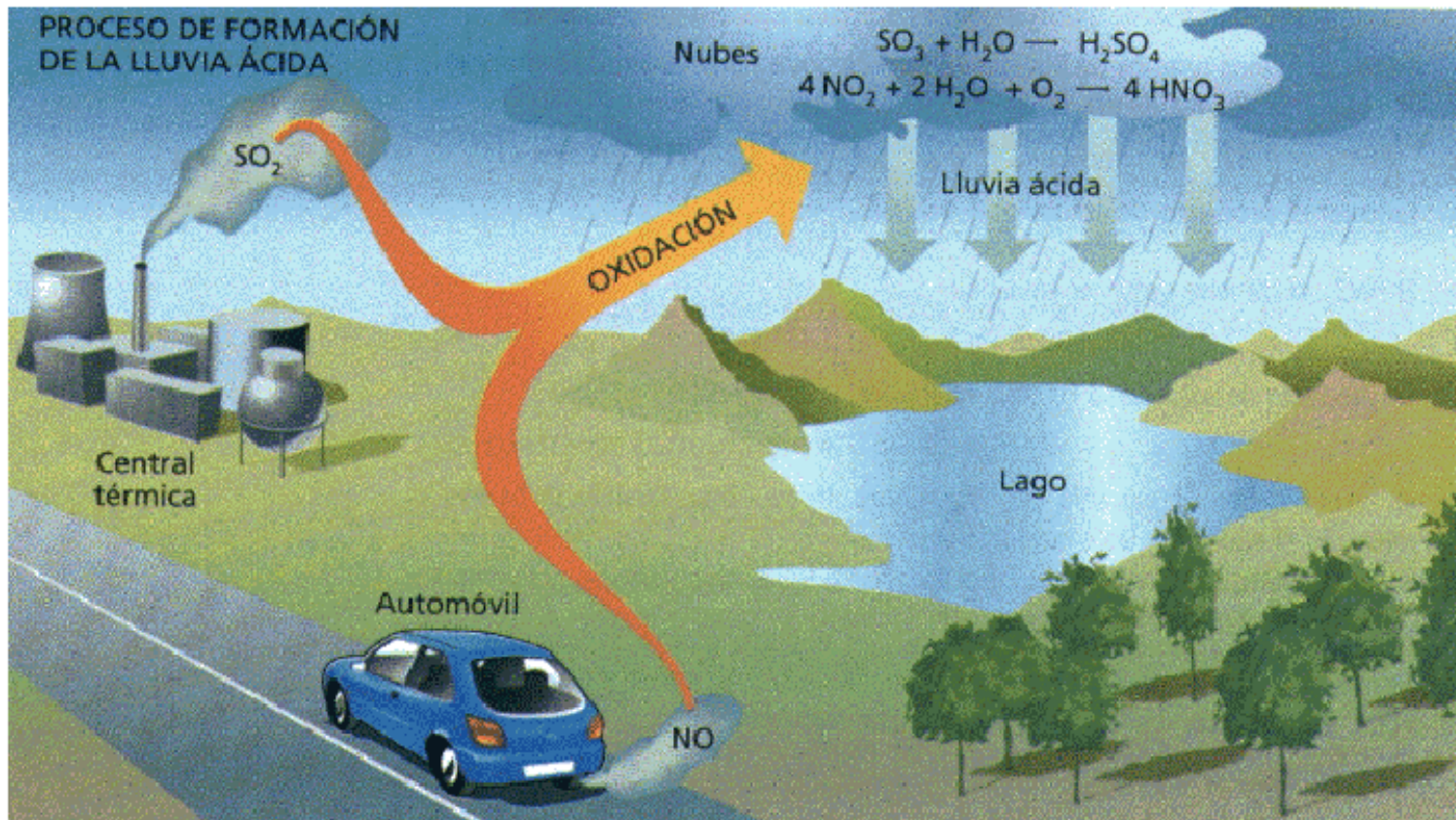
Al adicionar agua los iones se diluyen y el sistema tiende a disociar más AgCl

¿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.

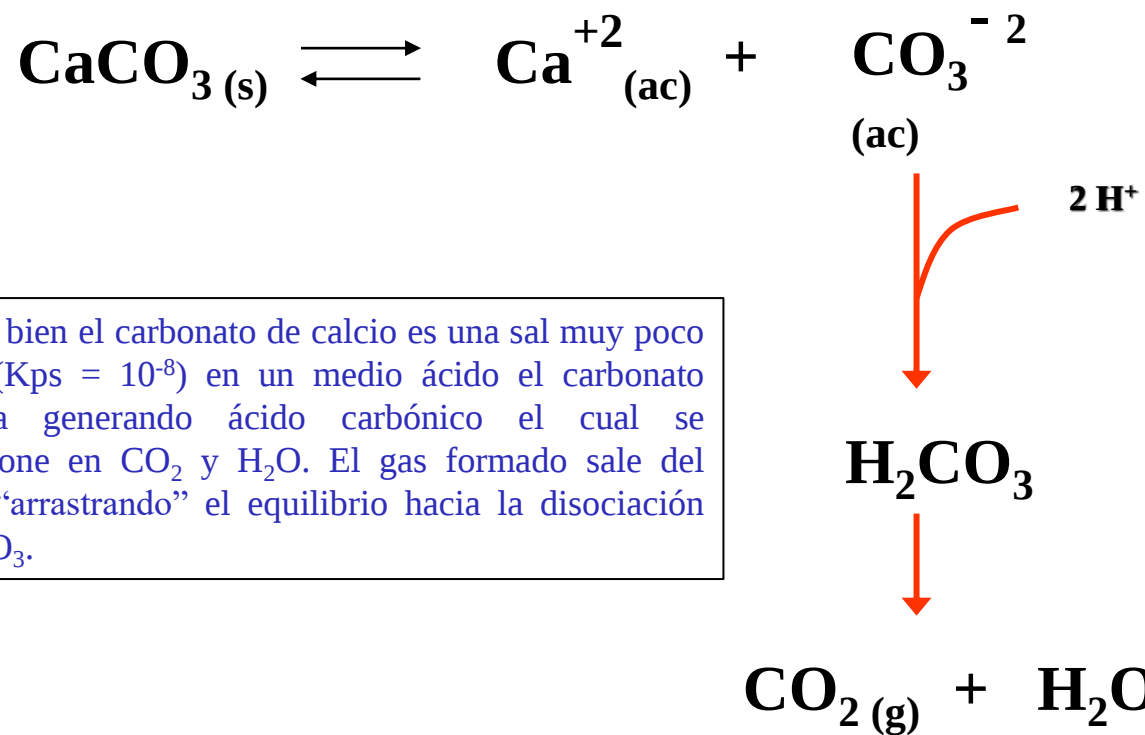


Nota: El ácido sulfúrico y el ácido nítrico son ácidos fuertes



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 .



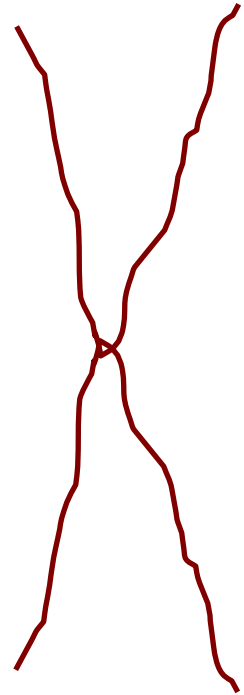
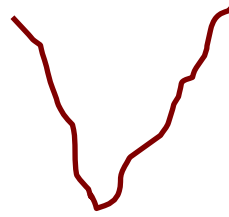




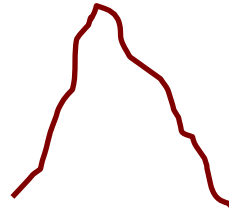
Estalactita

Estalagmita

Estalactita



Estalagmita



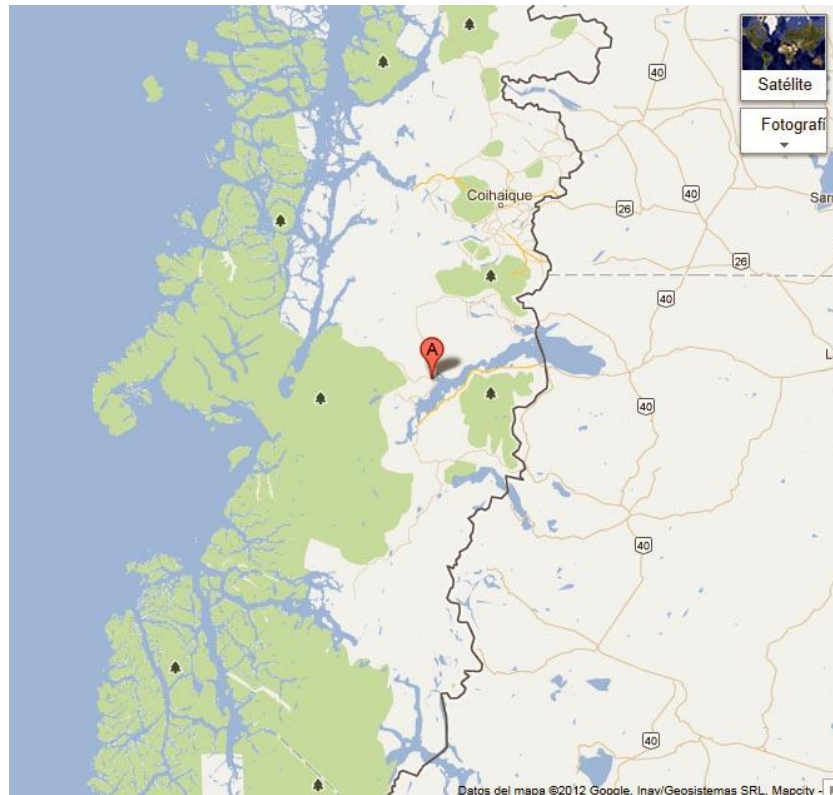




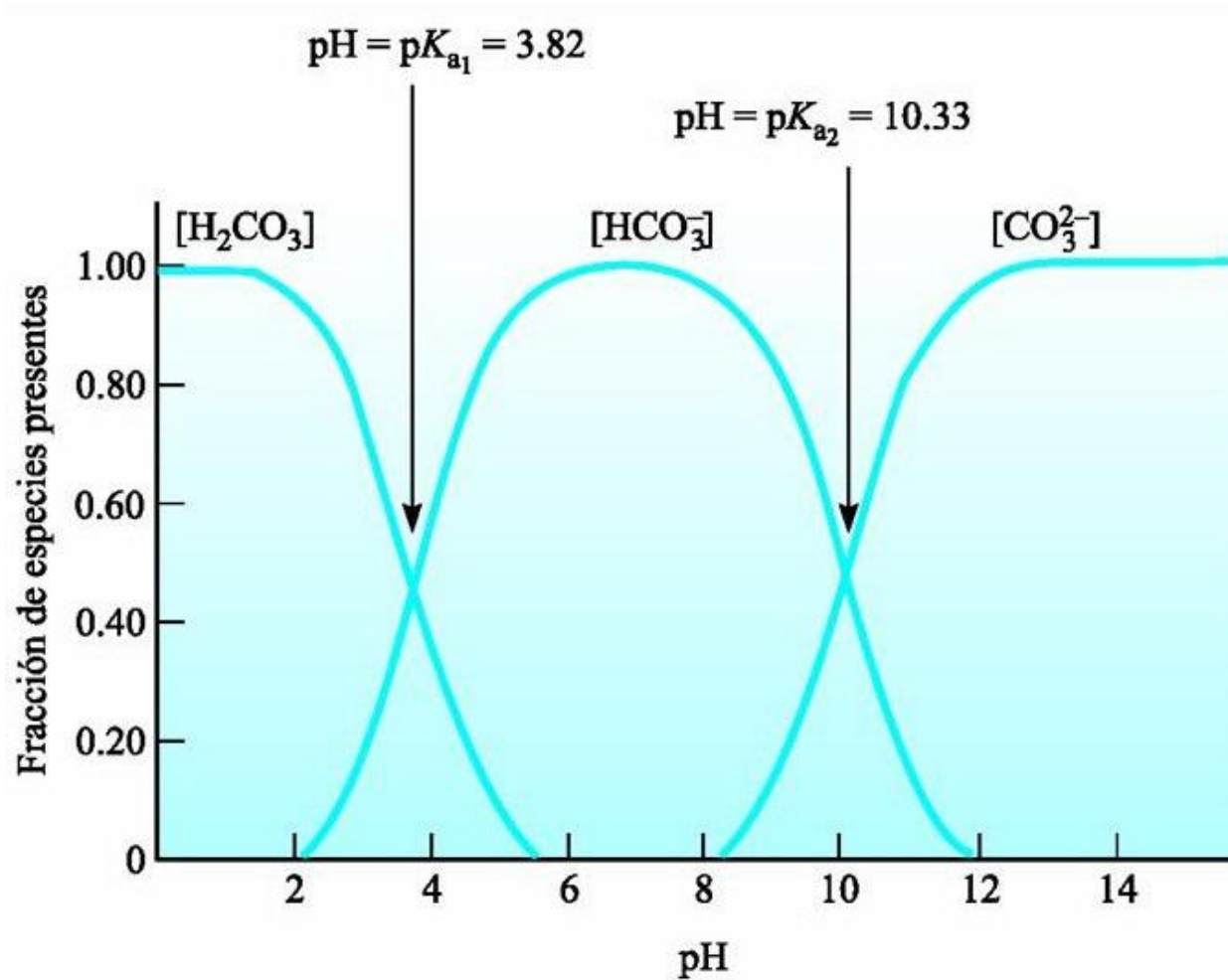
©VRestrepo



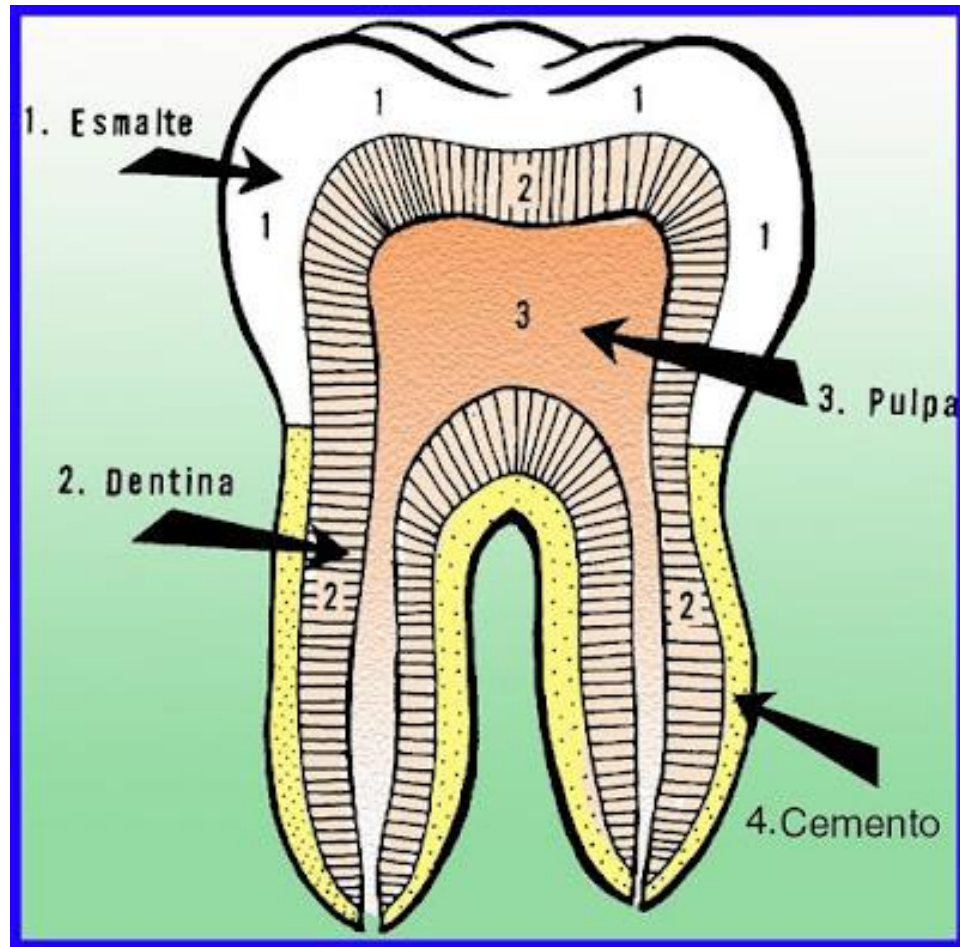
La Catedral de Mármol es una formación rocosa de carbonato de calcio, ubicada en las costas del lago General Carrera al sur de Chile



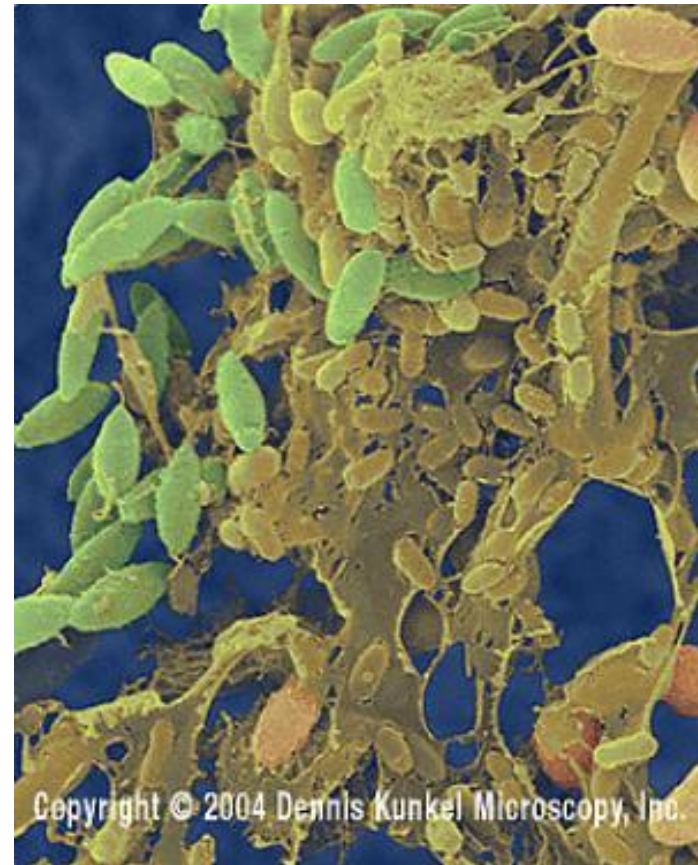
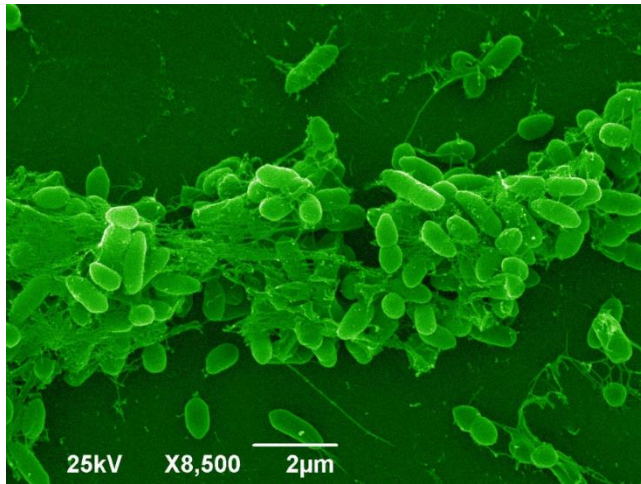






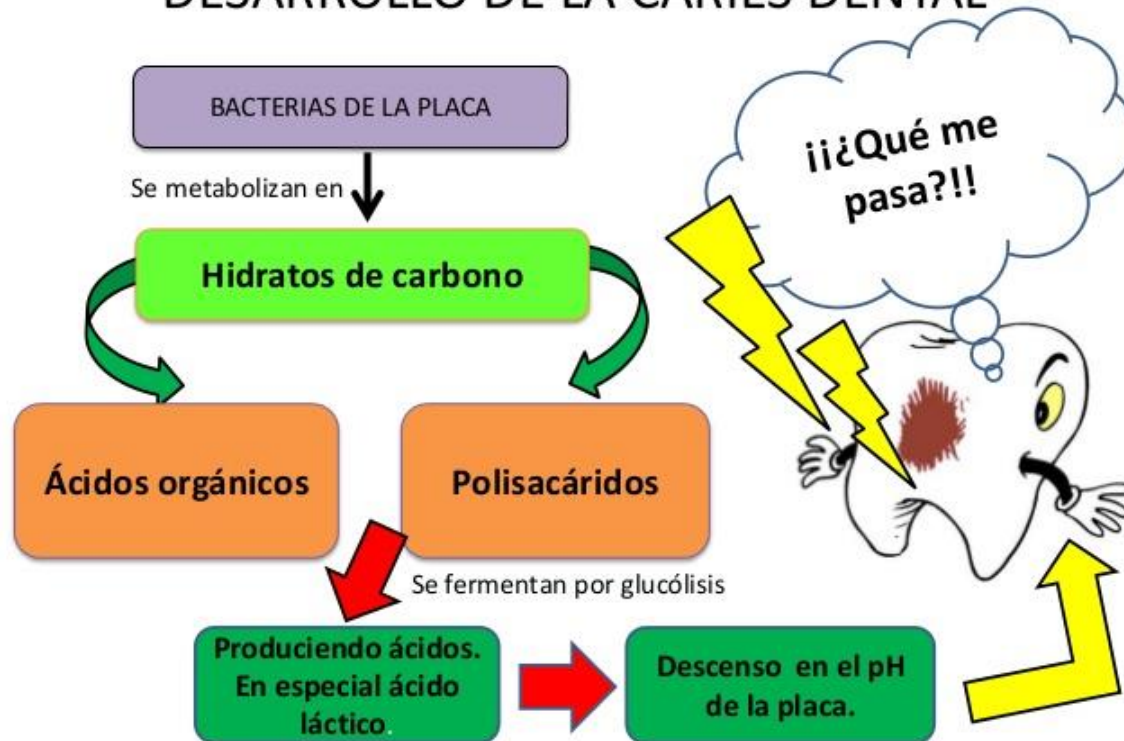


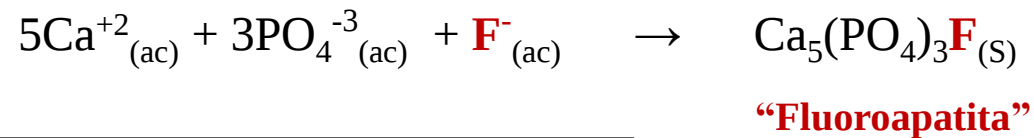
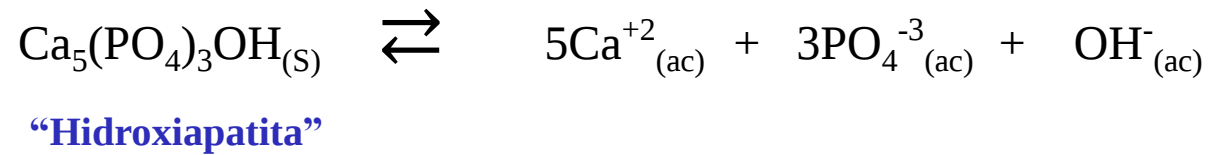
Placa microbiana



Copyright © 2004 Dennis Kunkel Microscopy, Inc.

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

$$6,8 \times 10^{-37}$$

$$6,8 \times 10^{-60}$$

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

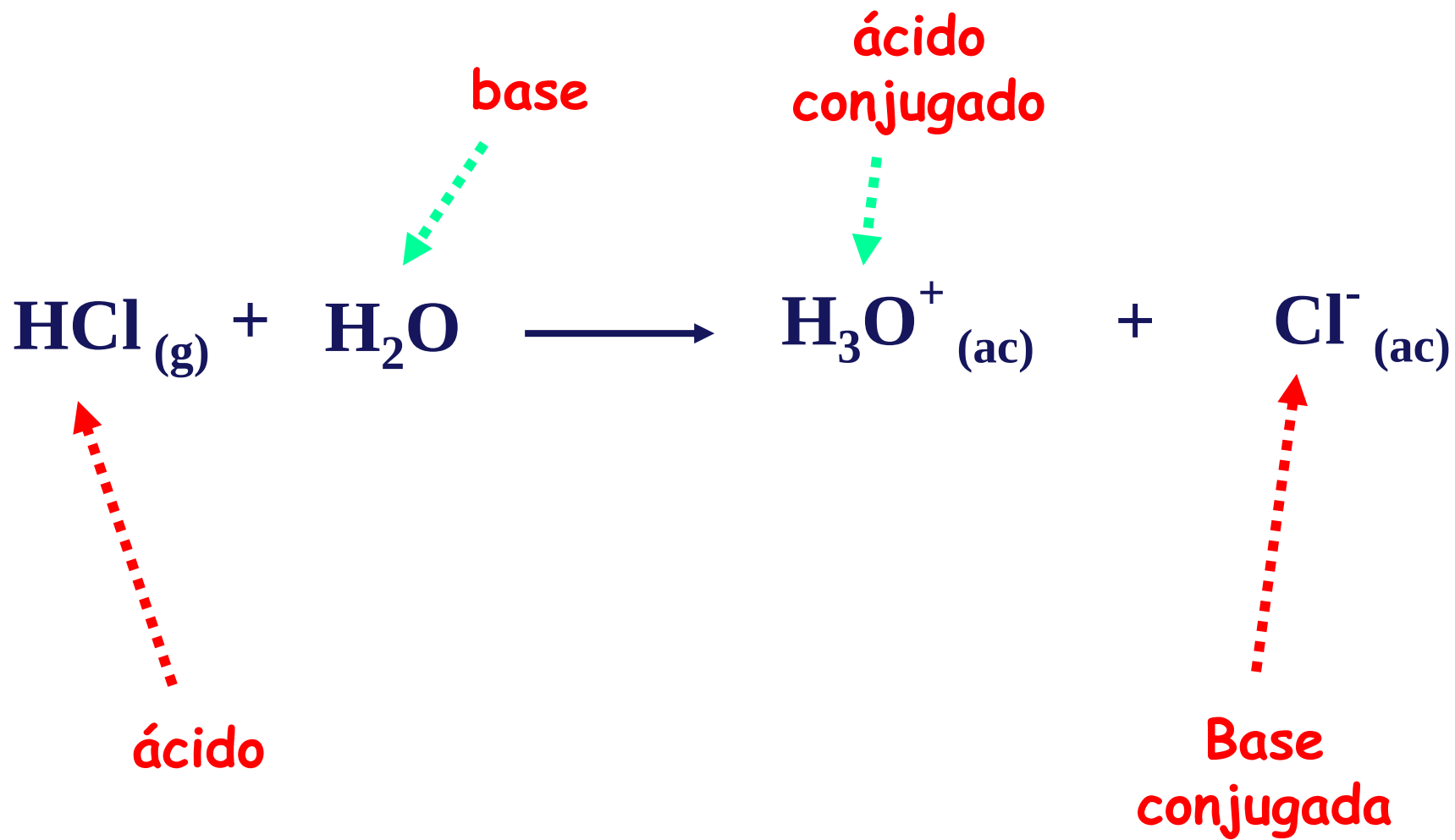


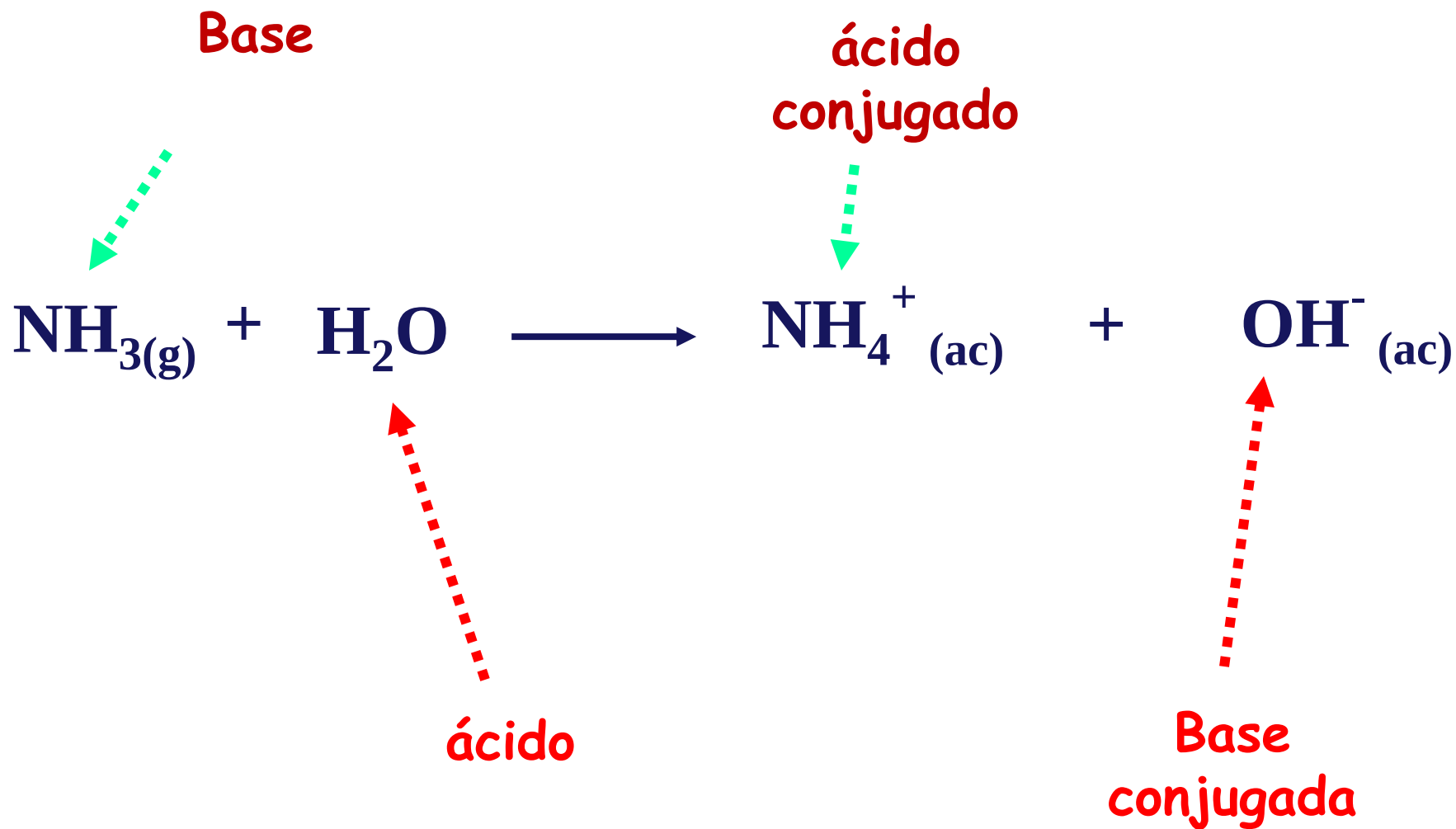
Johannes Bronsted (1879-1947)
Químico Danés

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

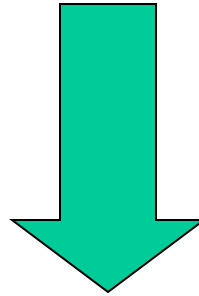


Ion hidronio





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

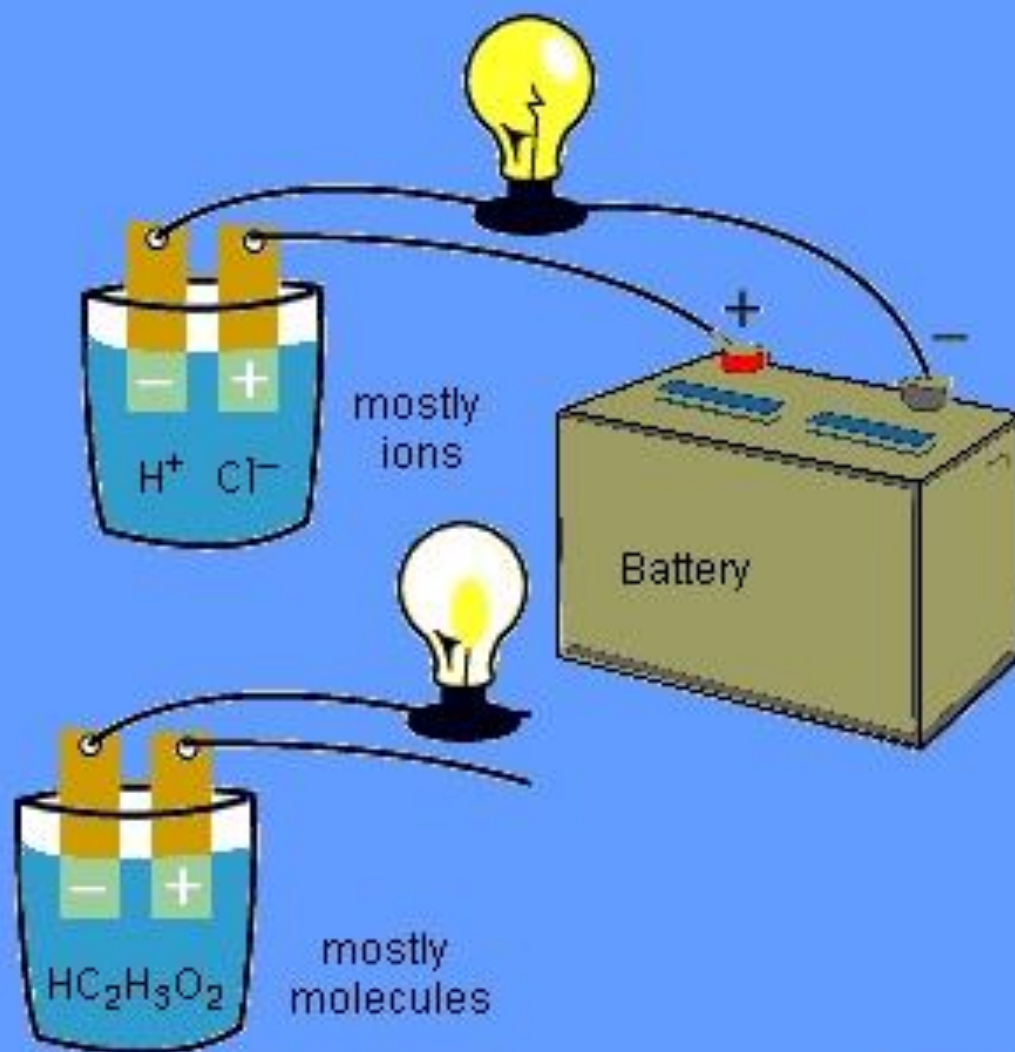


Ácido o base

DÉBIL: poco disociado

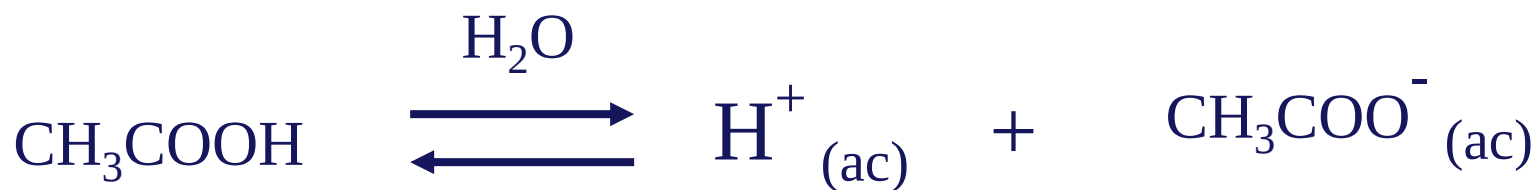
FUERTE: totalmente disociado

Simple Conductivity Tester



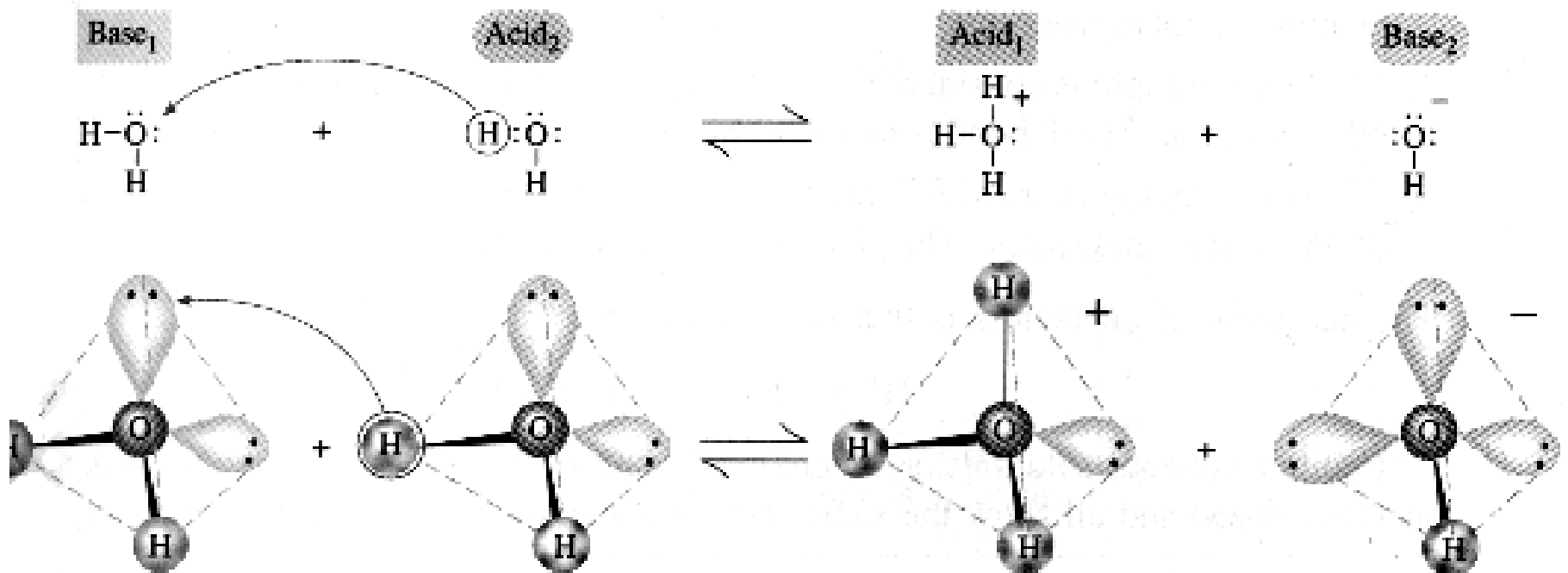
Strong and Weak Electrolytes

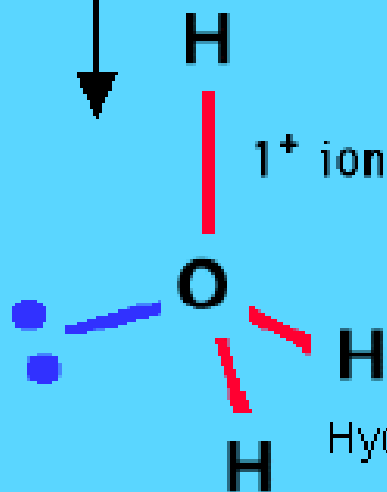
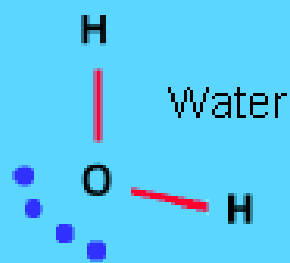
Por ejemplo el HCl es un ácido fuerte, porque se disocia completamente en solución acuosa. En cambio el CH₃COOH (ácido acético) se disocia sólo parcialmente.



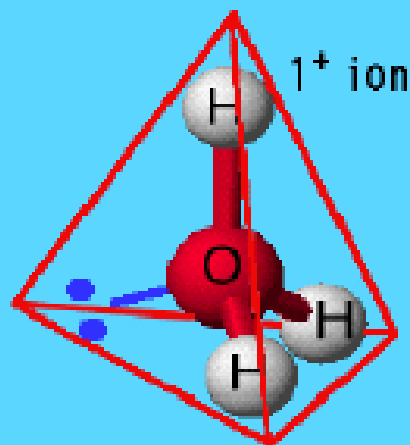
Introduction to Aqueous Acids

Autoionización del agua



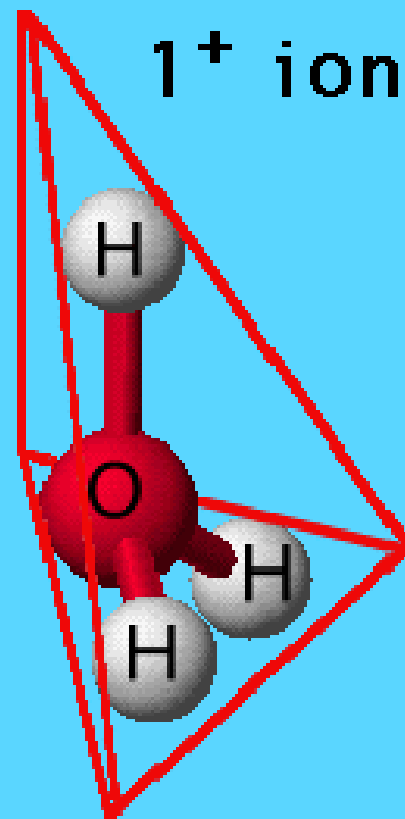


Hydronium Ion



Tetrahedral E. P. G.

1^+ ion



Trigonal Pyramid
Molecular Geometry

Producto iónico del agua:



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

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

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

$$K_w = 10^{-14}$$

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

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

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

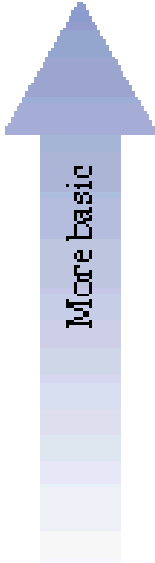
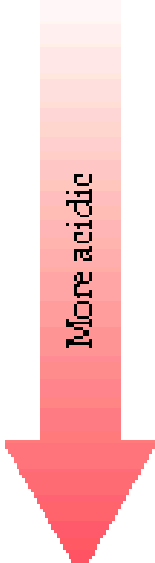


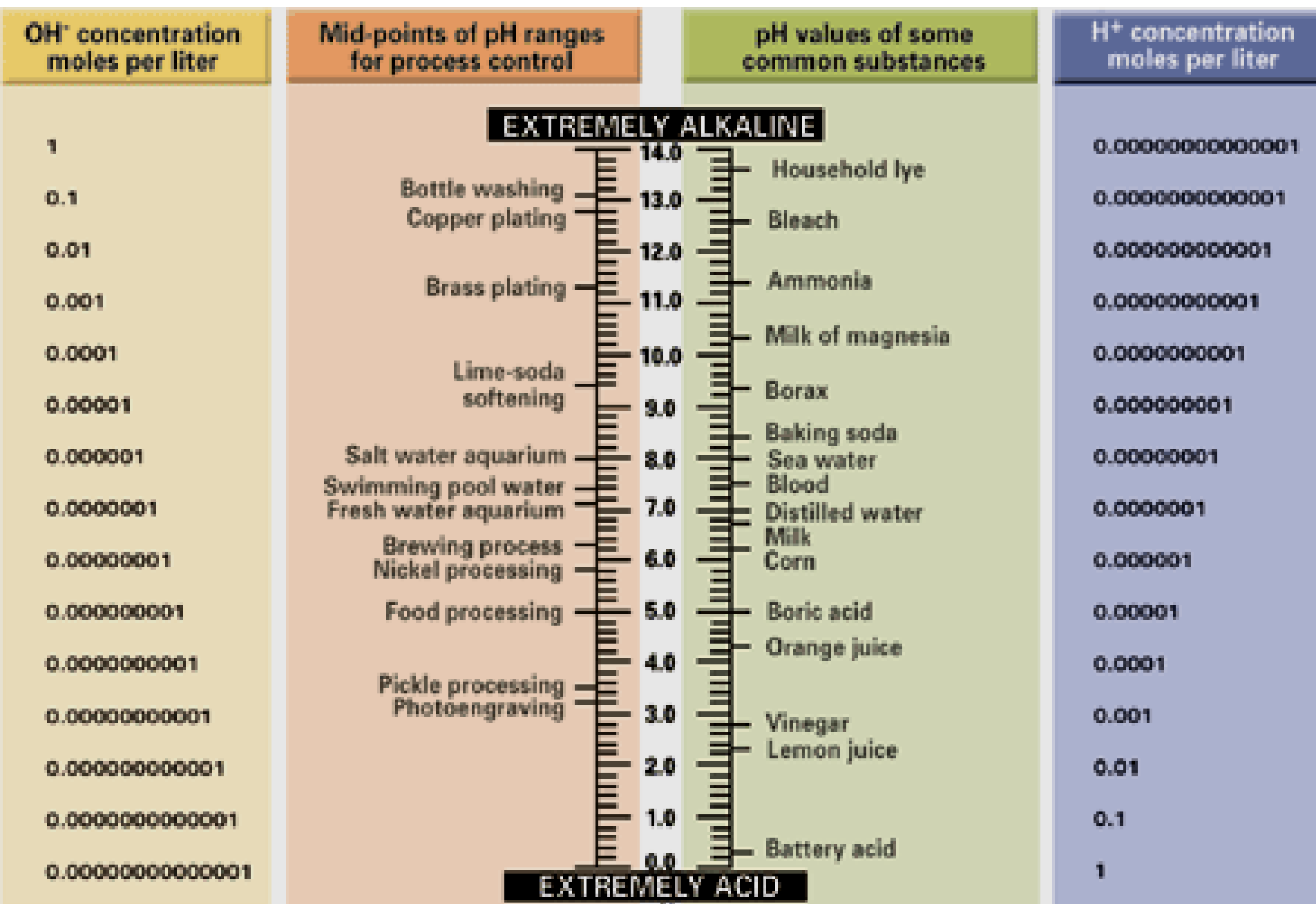
El pH es una medida de la concentración de protones en un medio acuoso

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



Relación entre pH, pOH, [OH⁻] y [H⁺]

		pH	[H ⁺]	[OH ⁻]	pOH
 More basic		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
More acidic 	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	HClO	$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$	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:



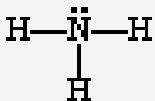
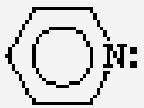
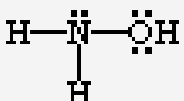
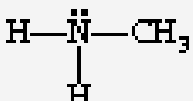
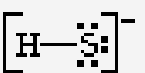
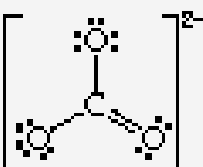
$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3][\text{H}_2\text{O}]}$$

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

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

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 ⁺	NH ₃ + H ₂ O ⇌ NH ₄ ⁺ + OH ⁻	1.8 × 10 ⁻⁵
Pyridine (C ₅ H ₅ N)		C ₅ H ₅ NH ⁺	C ₅ H ₅ N + H ₂ O ⇌ C ₅ H ₅ NH ⁺ + OH ⁻	1.7 × 10 ⁻⁹
Hydroxylamine (H ₂ NOH)		H ₃ NOH ⁺	H ₂ NOH + H ₂ O ⇌ H ₃ NOH ⁺ + OH ⁻	1.1 × 10 ⁻⁸
Methylamine (NH ₂ CH ₃)		NH ₃ CH ₃ ⁺	NH ₂ CH ₃ + H ₂ O ⇌ NH ₃ CH ₃ ⁺ + OH ⁻	4.4 × 10 ⁻⁴
Hydrosulfide ion (HS ⁻)		H ₂ S	HS ⁻ + H ₂ O ⇌ H ₂ S + OH ⁻	1.8 × 10 ⁻⁷
Carbonate ion (CO ₃ ²⁻)		HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻ + H ₂ O ⇌ HCO ₃ ⁻ + OH ⁻	1.8 × 10 ⁻⁴
Hypochlorite ion (ClO ⁻)		HC lO	ClO ⁻ + H ₂ O ⇌ HC lO + 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 dissociado

	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 :



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

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



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

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

$$K_a K_b = K_w$$

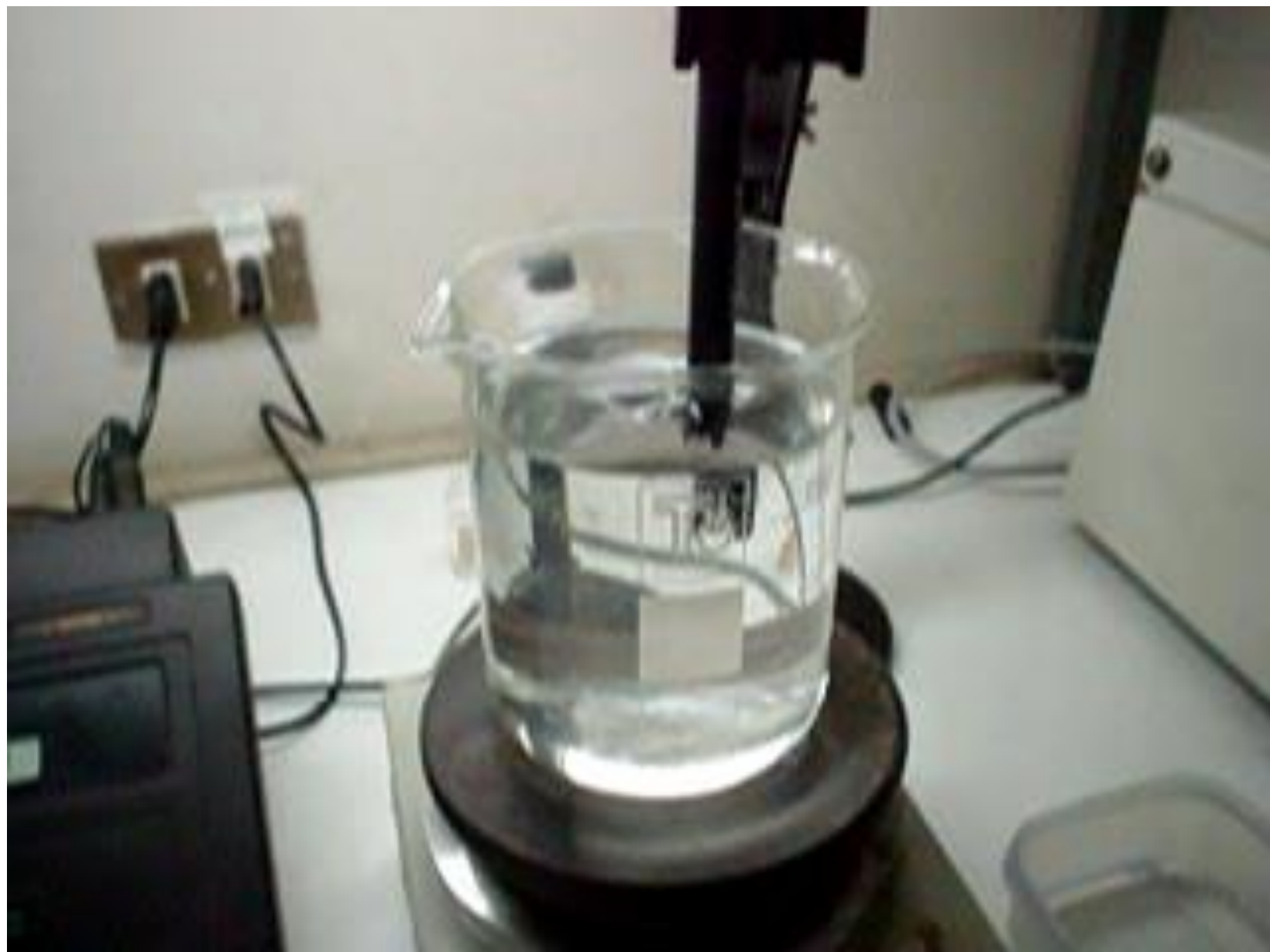
El producto de la constante de disociación ácida de un ácido por la constante de disociación básica de su base conjugada es el K_w .

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

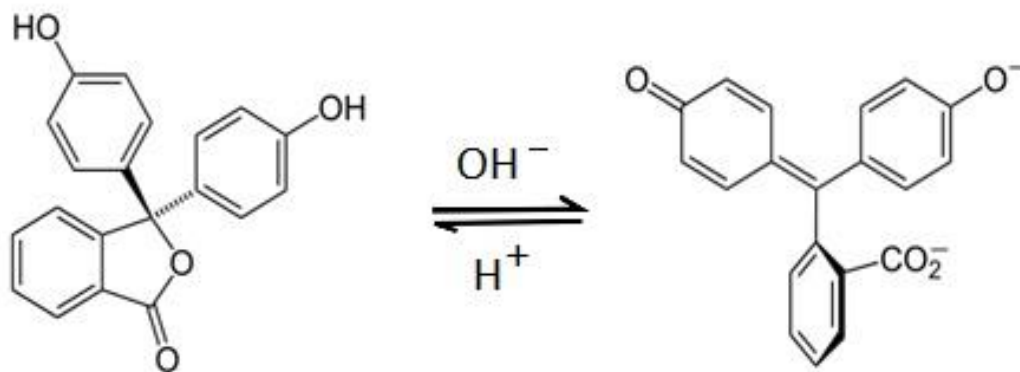
Titulación ácido-base



Acid-Base Titration







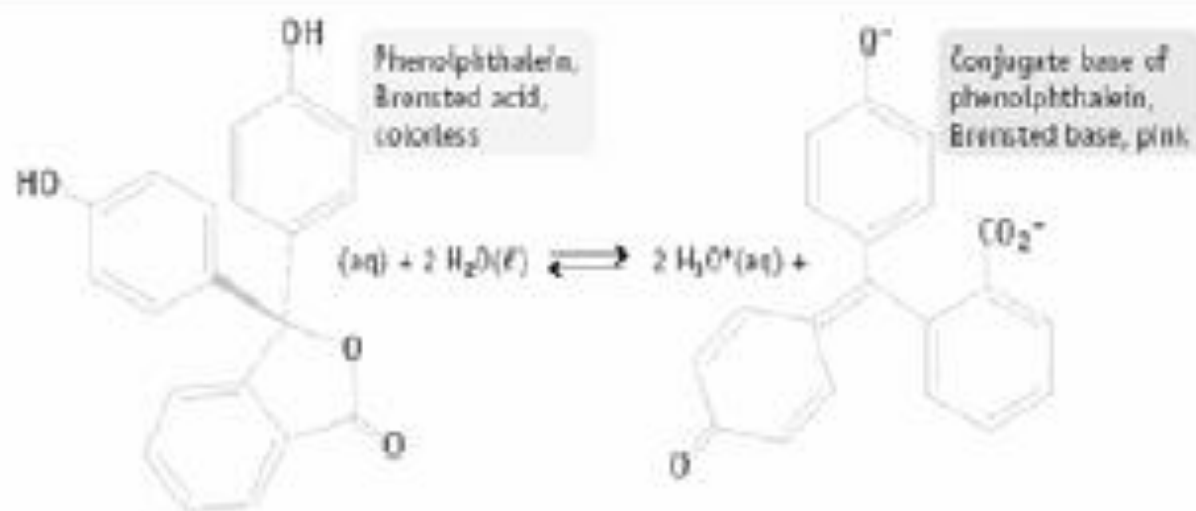
Forma
ácida
incolora

Forma
básica
rosa

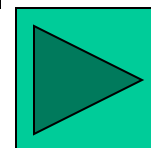
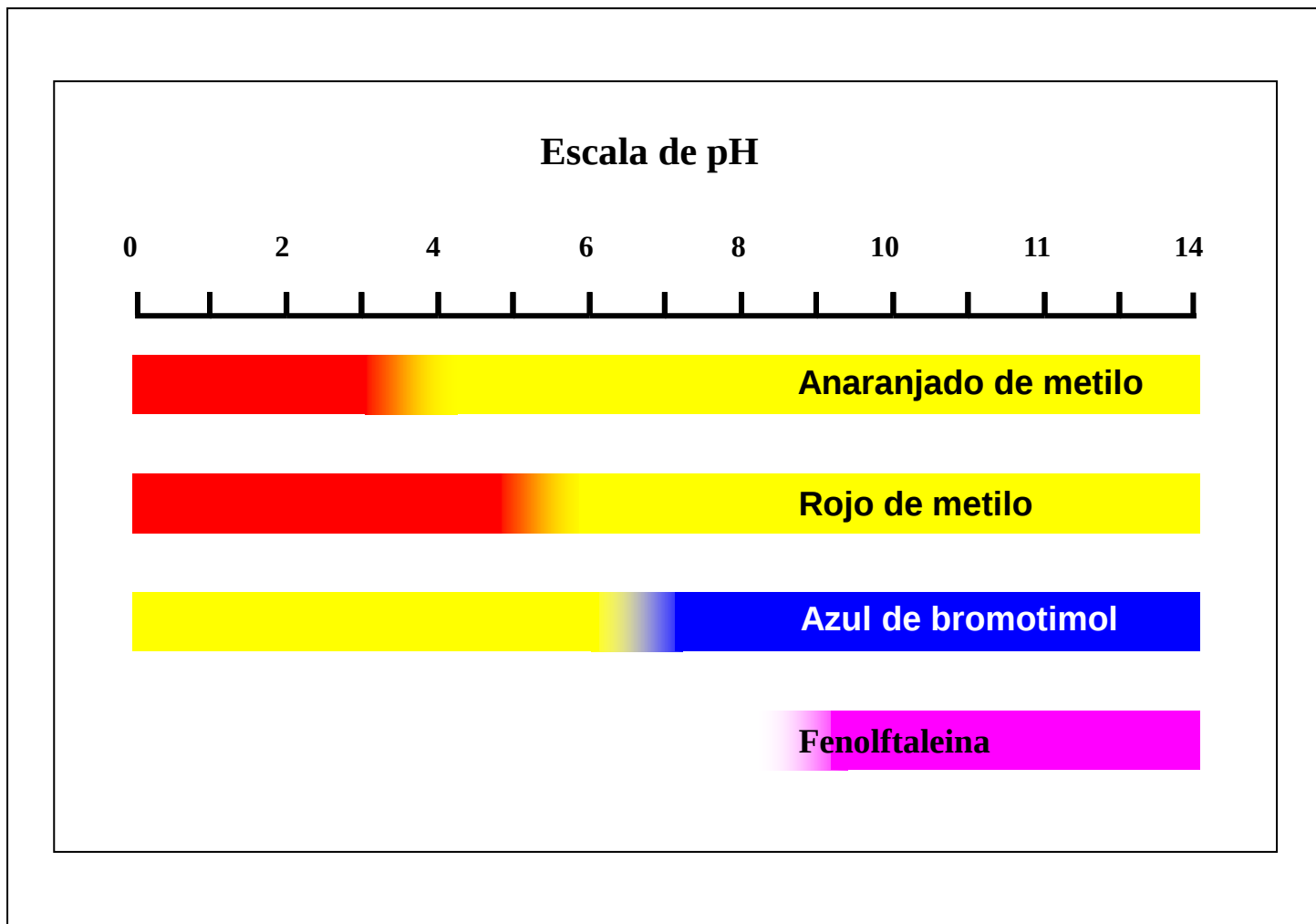


Fenolftaleína (8,2 – 9,8)



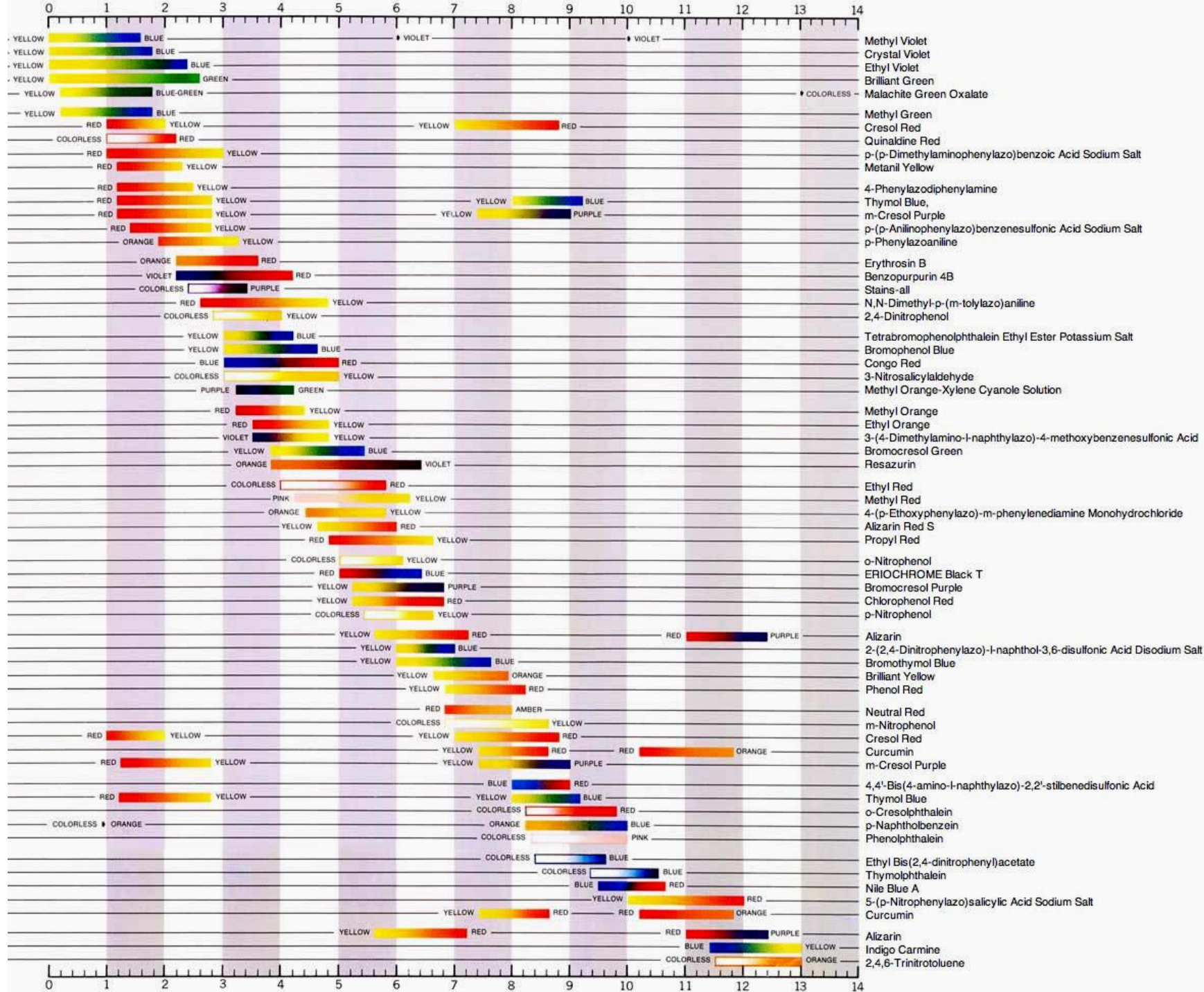


INDICADORES DE pH



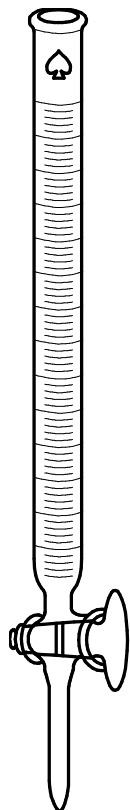
Natural Indicators

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	(incoloro) 8,3 - 10 (rosado)



Titulación de un ácido fuerte con una base fuerte

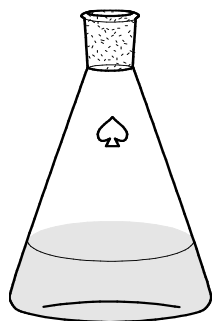




NaOH

$V_b =$ Volúmen de base conocido

$N_b =$ Normalidad de la base

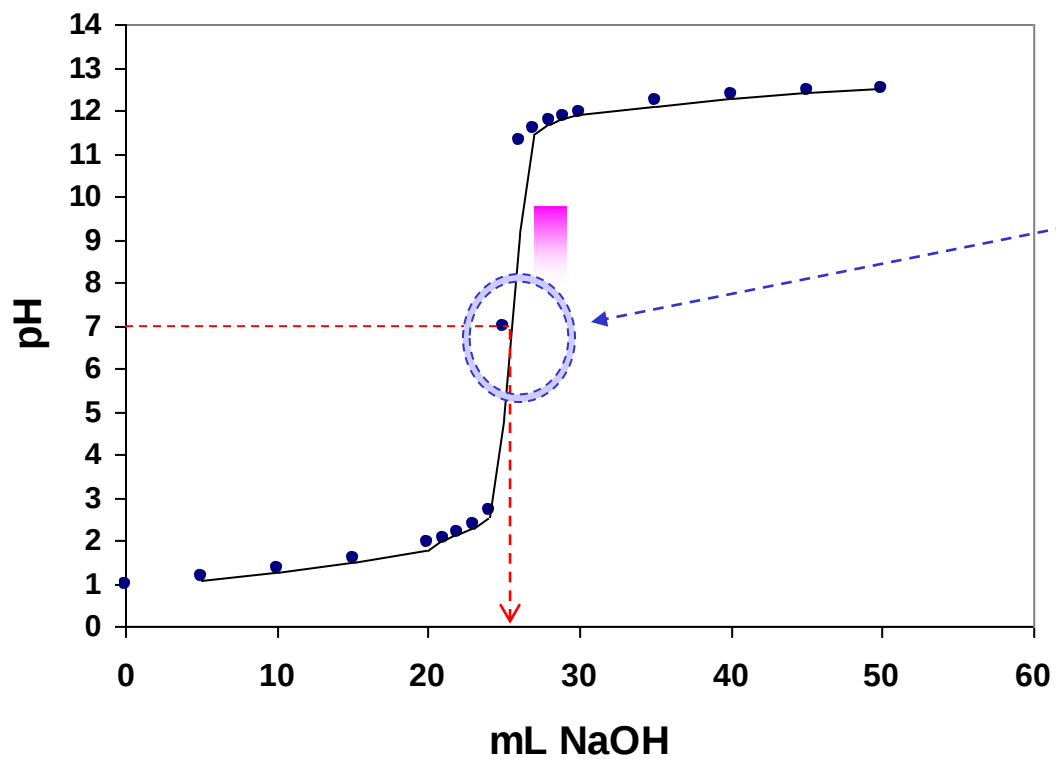


HCl

$V_a =$ Volúmen ácido

$N_a =$ Normalidad del ácido

Titulación de HCl con NaOH



Punto de
Equivalencia

**Punto de
equivalencia**

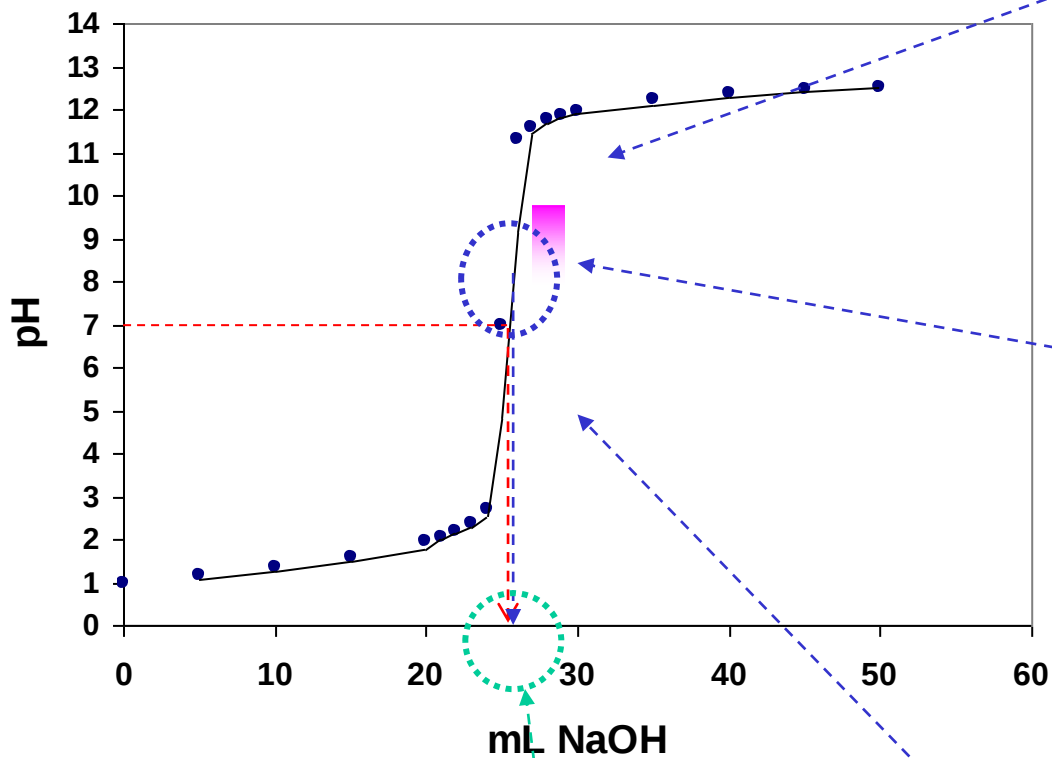


mL NaOH	pH
0	1.00
5	1.18
10	1.37
15	1.60
20	1.95
21	2.06
22	2.20
23	2.38
24	2.69
25	7.00
26	11.29
27	11.59
28	11.75
29	11.87
30	11.96
35	12.22
40	12.36
45	12.46
50	12.52

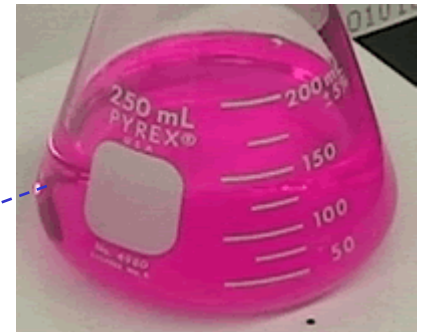
**Zona de viraje de
la Fenolftaleina**



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?

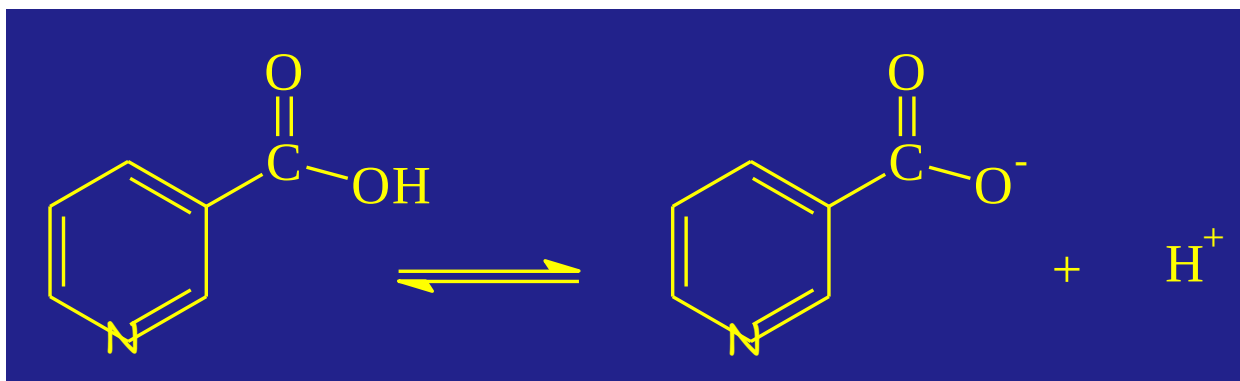
$$V_{\text{ácido}} \times N_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \times N_{\text{base}}$$

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

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

$$N_{\text{ácido}} = 0,4 \text{ N}$$

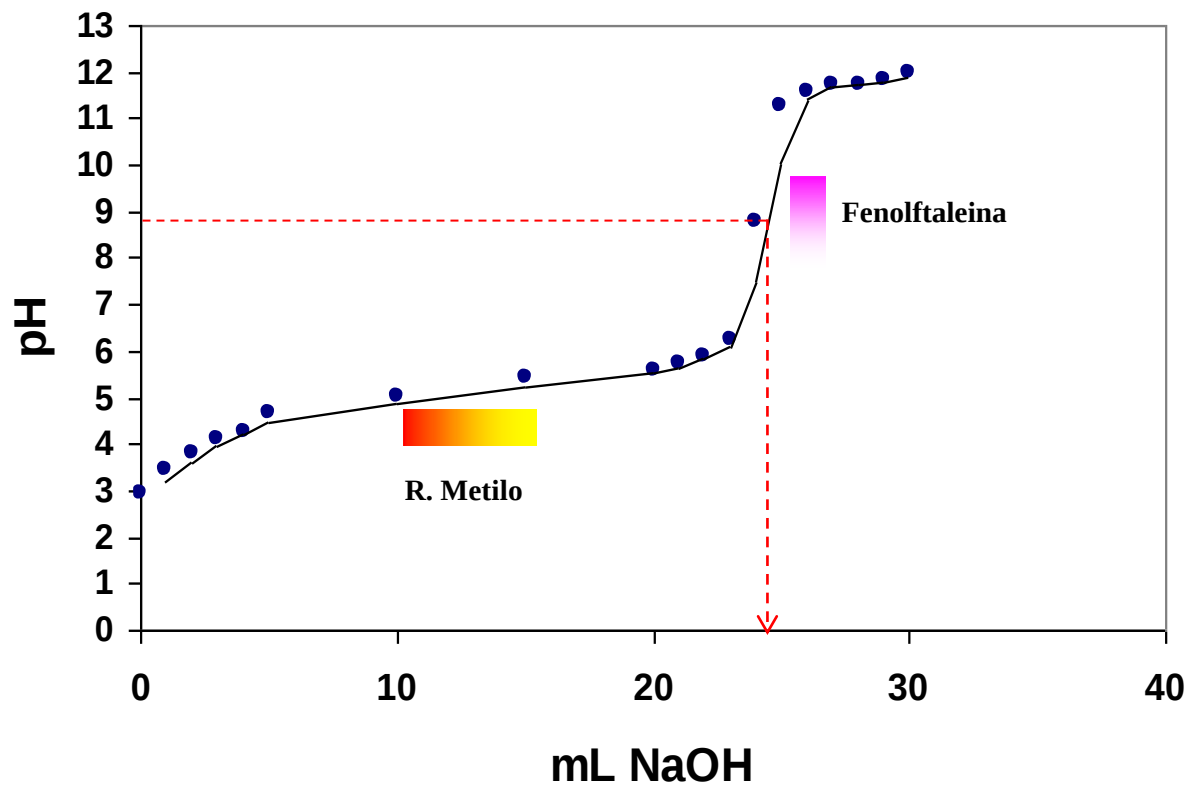
Titulación de un ácido débil con una base fuerte



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

$$pK_a = 4,85$$

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
----	-------

