

Equilibrio iónico

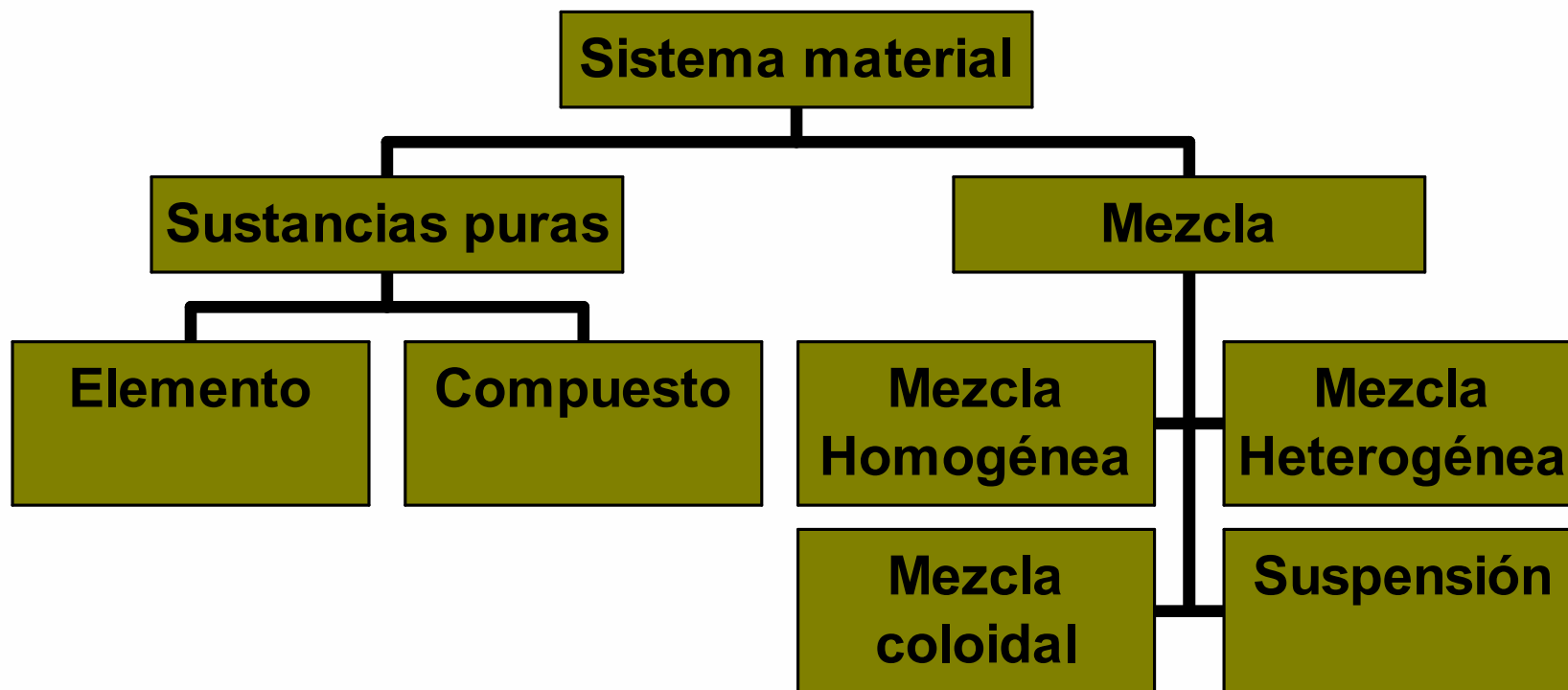


ciencia-basica-experimental.net



REPASO

SISTEMAS MATERIALES



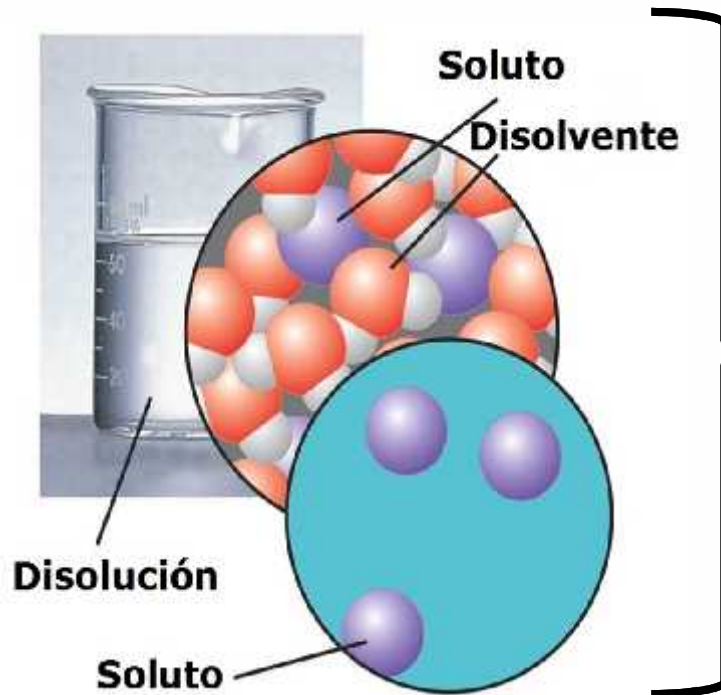
DISOLUCIÓN (Concepto)

- Es una mezcla homogénea de dos o mas sustancias químicas tal que el tamaño molecular de la partículas sea inferior a 10^{-9} metros.
- Se llama mezcla coloidal cuando el tamaño de partícula va de 10^{-9} a $2 \cdot 10^{-7}$ metros.
- Se llama suspensión cuando el tamaño de las partículas es del orden de $2 \cdot 10^{-7}$ metros.



Componentes de una disolución

- Solute (se encuentra en menor proporción).
- Disolvente (se encuentra en mayor proporción y es el medio de dispersión).



Disolvente: componente mayoritario de la disolución, que determina si ésta es un sólido, un líquido o un gas.

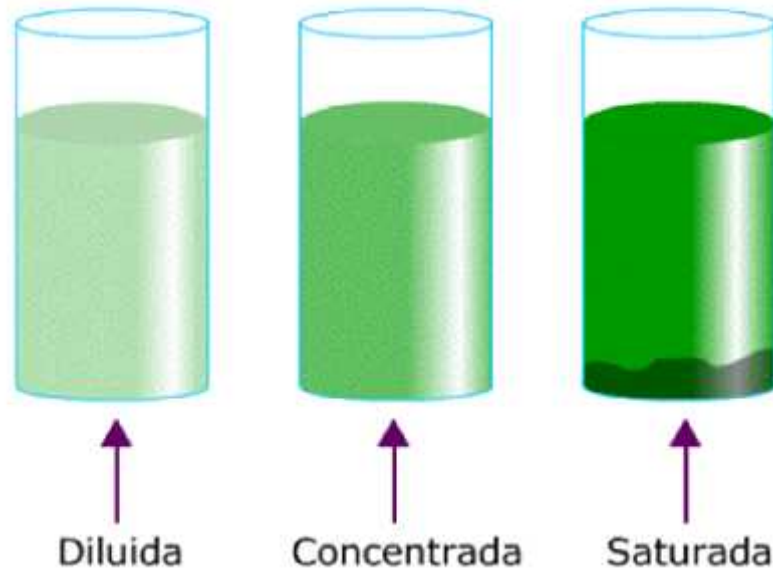
Solutos: los demás componentes de la disolución



Clasificación de disoluciones



- ❑ **Diluidas o insaturadas:** son las que tienen una pequeña cantidad de soluto en un determinado volumen de disolución.
- ❑ **Concentradas o saturadas :** son aquellas que tienen gran cantidad de soluto en un determinado volumen de disolución y por lo tanto, están próximas a la saturación. Existe un equilibrio dinámico entre soluto y disolvente.
- ❑ **Supersaturadas :** son las que contienen más soluto que el presente en las disoluciones saturadas.



Una de las unidades de
concentración más comunes
en química



Molaridad
“M”

La molaridad es el número de moles
de soluto en 1 litro de solución.

M = molaridad = $\frac{\text{moles de soluto}}{\text{Litros de solución}}$

$$M = \frac{n}{v \text{ (lt)}}$$

Unidades de Concentración

1) Unidades físicas o porcentuales

Porcentaje en masa
Porcentaje masa/masa
(ó porcentaje
peso/peso)



Es la masa de soluto que
esta contenida en 100 g
de disolución.

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de disolución}} \times 100$$



Porcentaje por volumen

**% volumen/volumen
(% v/v)**



Es el volumen de soluto que se encuentra en 100 ml de disolución.

$$\% v/v = \frac{\text{volumen del soluto}}{\text{volumen disolución}} \times 100$$

Porcentaje masa/volumen

**ó porcentaje peso/volumen
(% m/v) ó (% p/v)**



Es la masa de soluto que se encuentra en 100 ml de disolución.

$$\% m/v = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \times 100$$





2) Unidades químicas

$$n = n^{\circ} \text{ moles} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar}}$$



$$n = g / MM$$

$$M = \text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$



$$M = n / v \text{ (lt)}$$

$$M = \text{molaridad} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{volumen (lt)} \times \text{masa molar}}$$



$$M = \frac{g}{v(\text{lt}) \times MM}$$

MOLALIDAD (m) : es el número de moles de soluto por kilogramo de disolvente.

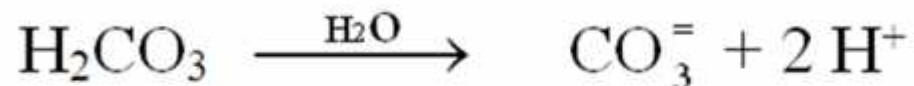
$$m = \text{molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa de disolvente (kg)}} \longrightarrow m = n / \text{kg}$$

NORMALIDAD (N) : Se puede entender como una forma de medir la concentración de un soluto en un disolvente.

Por lo tanto, la normalidad es el número de equivalentes de soluto por litro de disolución.

$$N = \text{normalidad} = \frac{\text{n}^\circ \text{ Eq}}{1 \text{ litro de disolución}} \longrightarrow \text{n}^\circ \text{ Eq} = \frac{\text{masa}}{\text{mEq}}$$





Acidos y las bases

🚦 **ÁCIDO.** Sustancias que al disolverse en agua, aumentan la concentración de iones H^+ .

Limitaciones:

* solo para disoluciones acuosas.

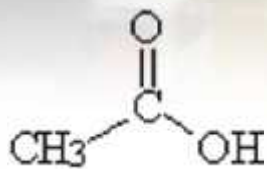


Svante August Arrhenius

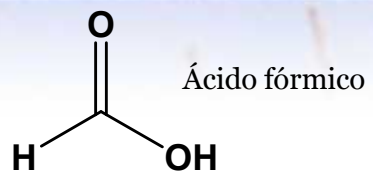
(1859-1927)



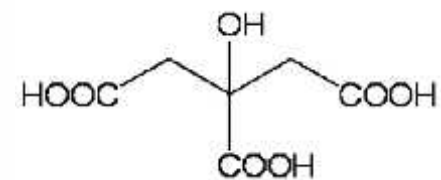
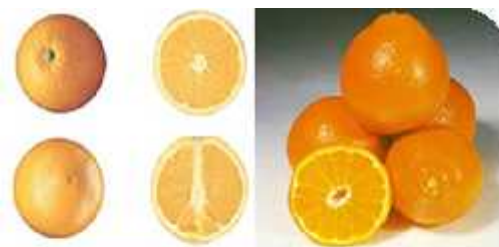
vinagre



Ácido acético



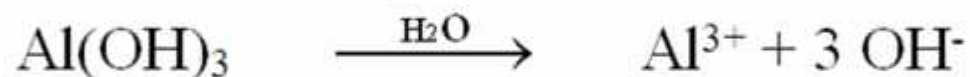
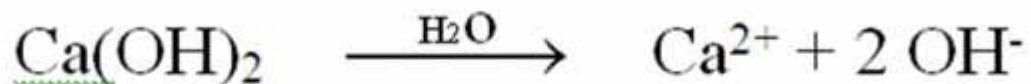
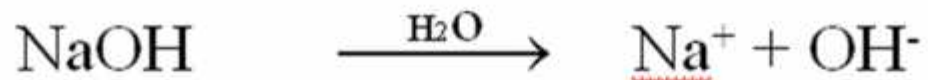
Acidos



Ácido cítrico



Acidos y las bases



- ✚ **BASE.** Las bases son sustancias que al disolverse en agua, aumentan la concentración de iones OH^- .

Limitaciones:

* solo para disoluciones acuosas.



Svante August Arrhenius

(1859-1927)



Bases



Teorías ácido-base

- Teoría de Arrhenius
- Teoría de Brønsted-Lowry
- Teoría de Lewis



Teoría de Arrhenius



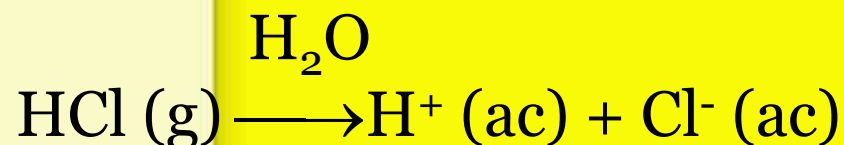
Svante Arrhenius

- *Químico sueco (1859 -1927).*
- *Presentó esta teoría en su tesis doctoral.*
- *Recibió el premio Nobel de Química en 1903.*



Teoría de Arrhenius

Acido: sustancia que cuando se disuelve en agua **aumenta** la concentración de protones



Base: sustancia que cuando se disuelve en agua **aumenta** la concentración de hidróxilos



Otras teorías de los ácidos y las bases

1932-Teoría ácido-base



Johannes Nicolaus Brønsted
(1879-1947)

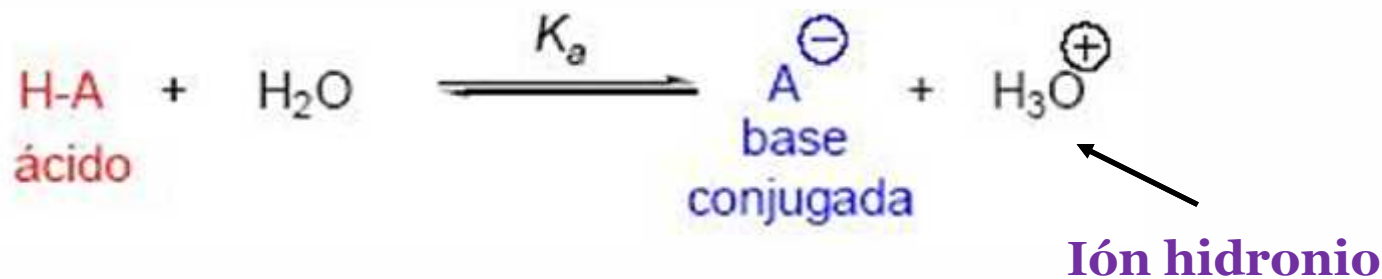
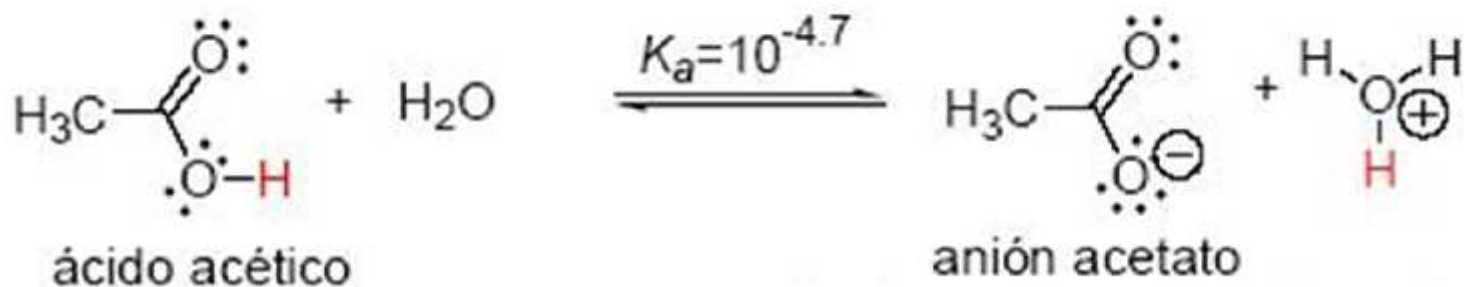


Thomas Martin Lowry
(1874-1936)



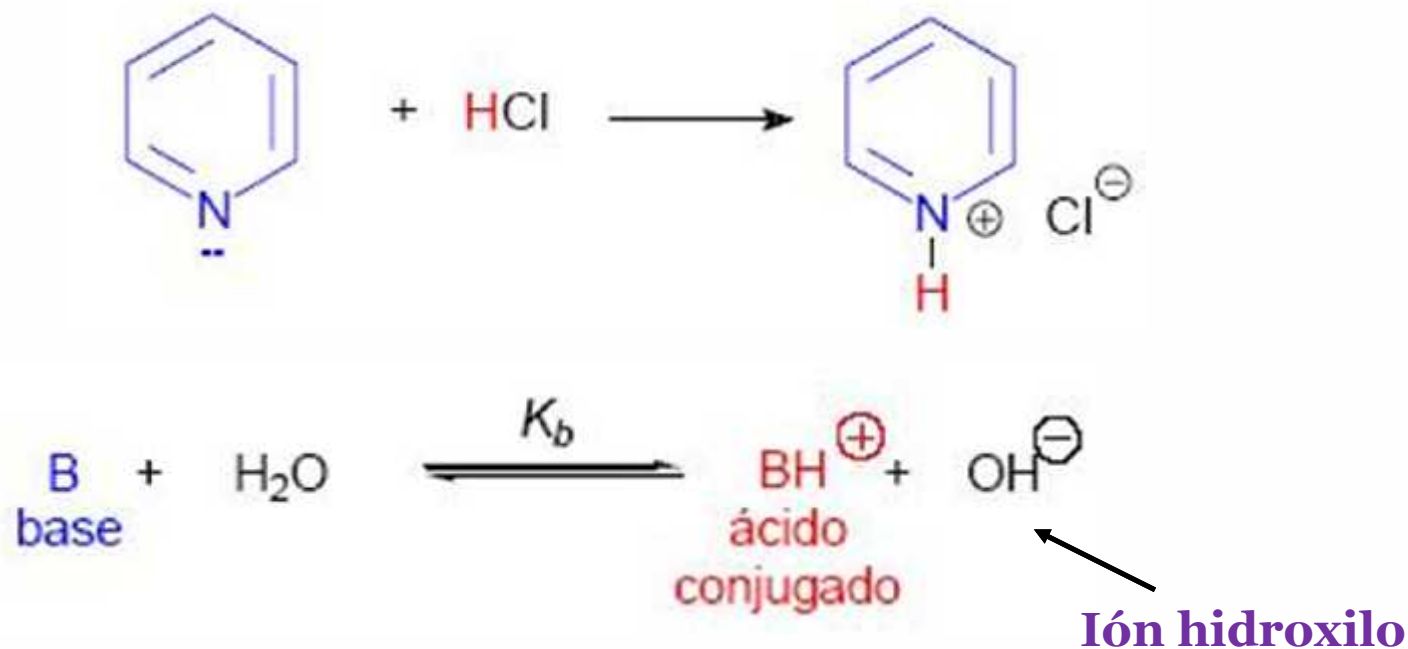
Ácido: sustancia capaz de ceder un ión hidrógeno

Definición Bronsted-Lowry



Base: sustancia capaz de aceptar un ión hidrógeno

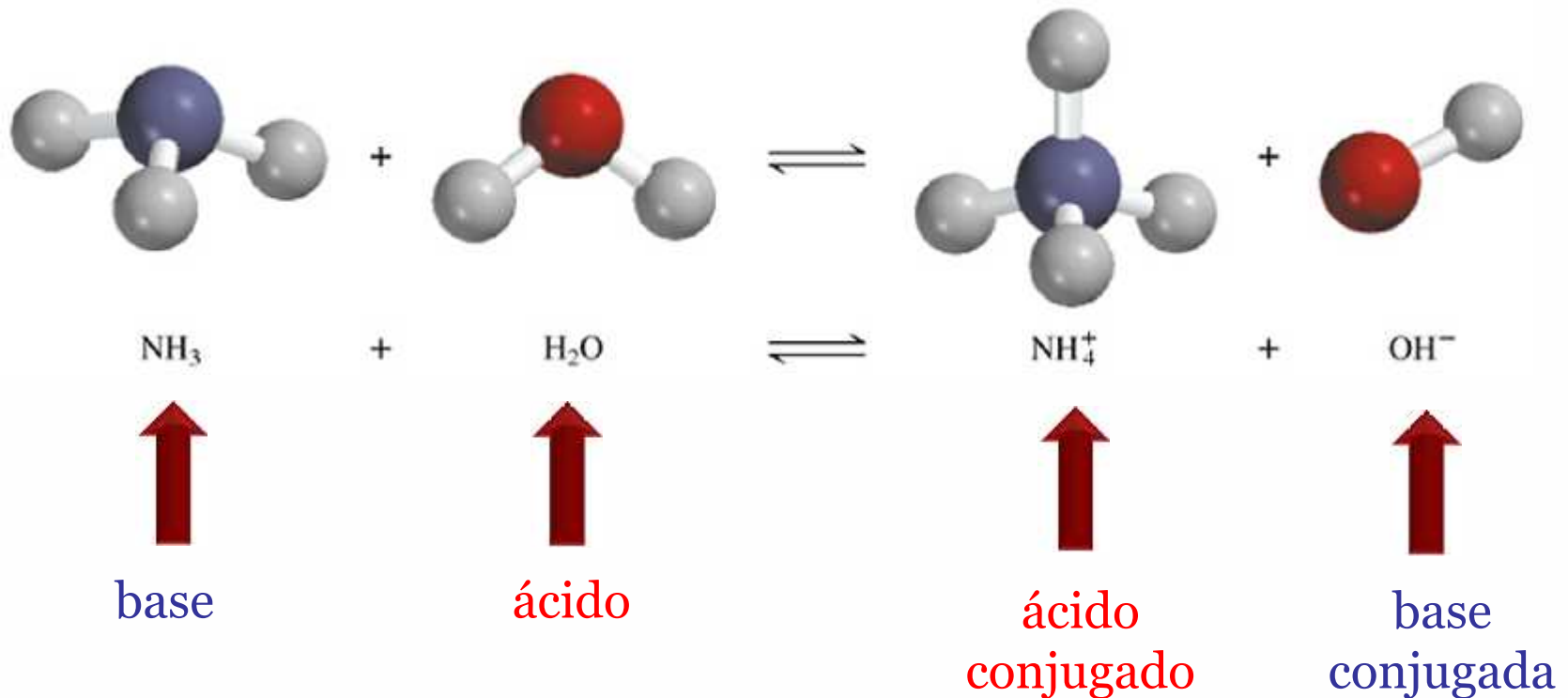
Definición Bronsted-Lowry



La teoría de Brönsted y Lowry para ácidos y bases incluye a la de Arrhenius y la amplia



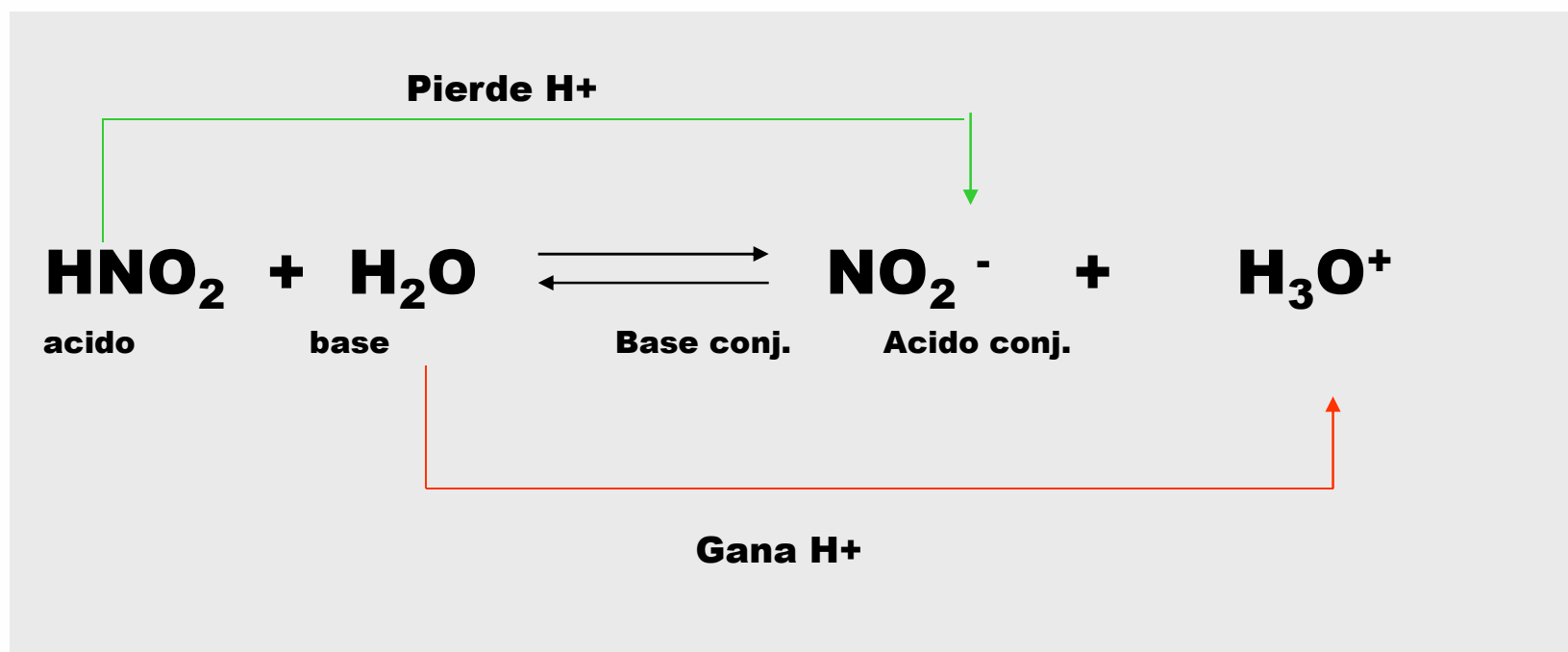
Un **ácido** Brønsted es un donador de protón (H^+)
Una **base** Brønsted es un aceptador de protón (H^+)





Par ácido-base conjugado

- Siempre que una sustancia se comporta como ácido (**dona H^+**) hay otra que se comporta como base (**acepta H^+**).
- Cuando un ácido pierde H^+ se convierte en su **“base conjugada”** y cuando una base acepta H^+ se convierte en su **“ácido conjugado”**.





Electrolitos fuertes y débiles

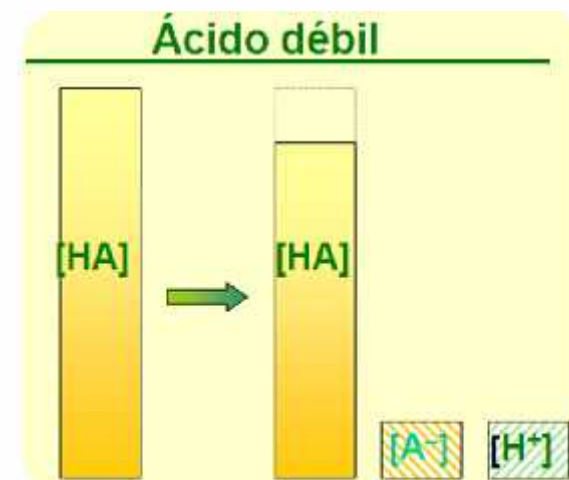
Arrhenius publica en 1887 su teoría de “**disociación iónica**”, en la que afirma que hay sustancias (electrolitos), que en disolución, se disocian en cationes y aniones

Cationes: especie química con carga neta positiva

Aniones: especie química con carga neta negativa



Electrolitos fuertes y débiles



Ácido fuerte

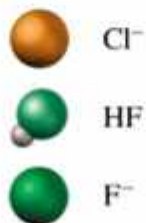
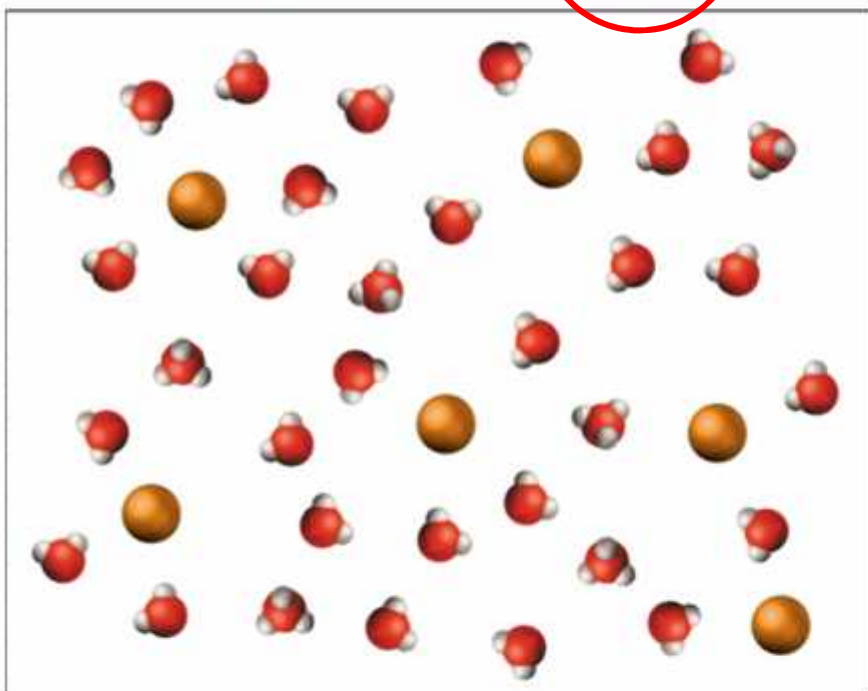
Antes de la Ionización

HCl



En el equilibrio

H⁺ Cl⁻



Ácido débil

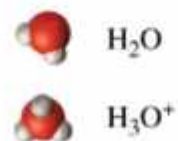
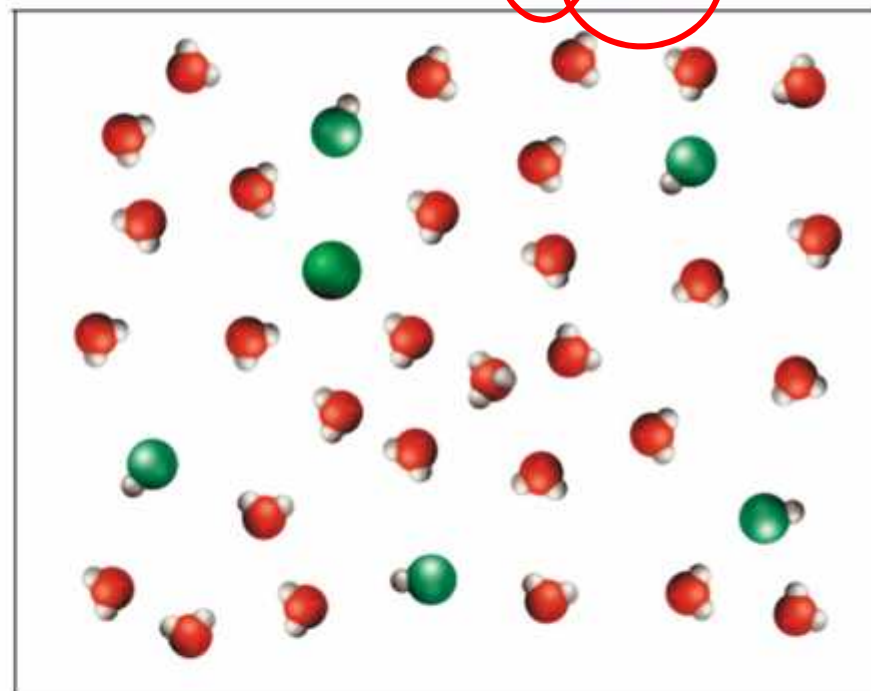
Antes de la Ionización

HF



En el equilibrio

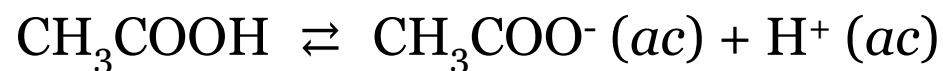
HF



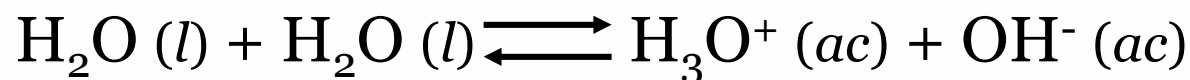
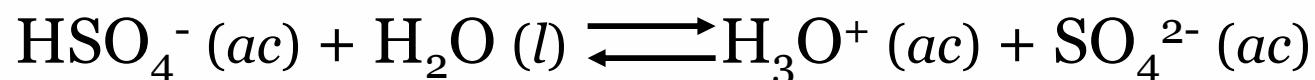
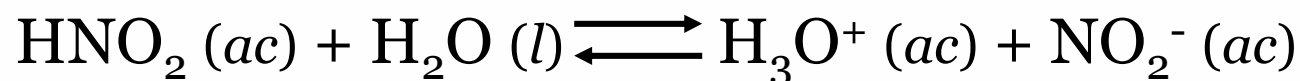
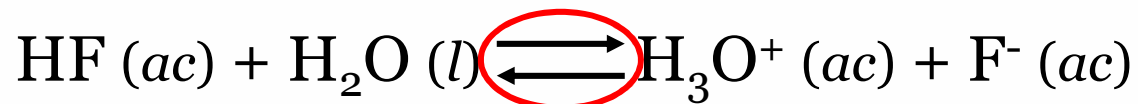
Electrólito fuerte: están totalmente disociados



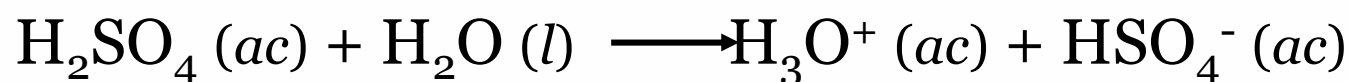
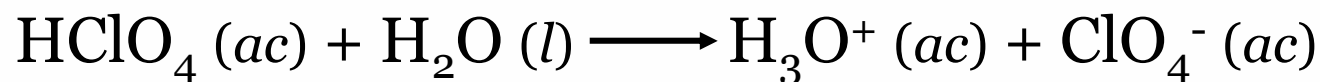
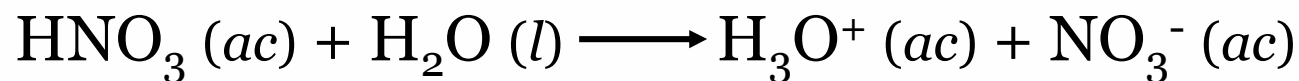
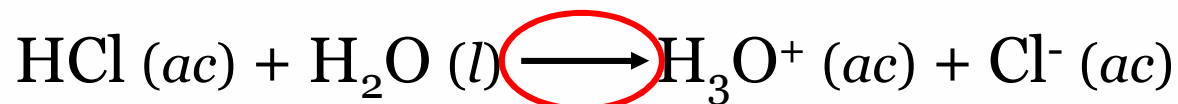
Electrólito débil: no se disocia por completo



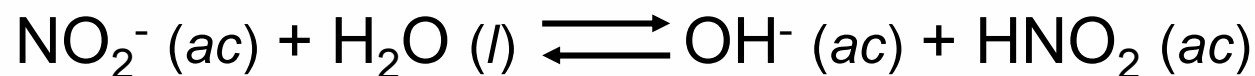
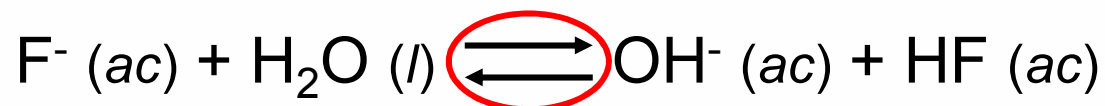
Ácidos débiles son electrólitos débiles



Ácidos fuertes son electrólitos fuertes



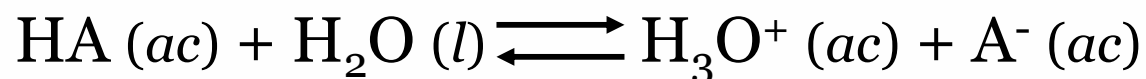
Bases débiles son electrólitos débiles



Bases fuertes son electrólitos fuertes



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*

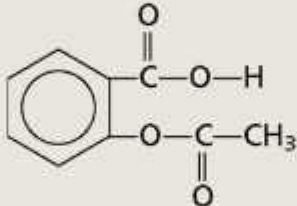
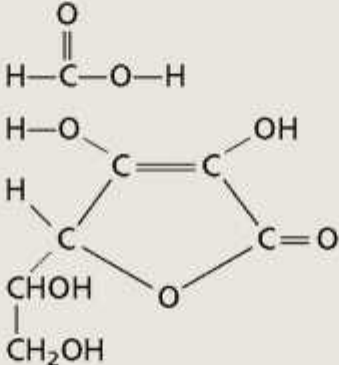
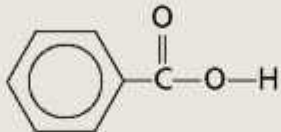
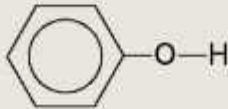
K_a ↑

ácido débil ↑
fuerza

$$\text{p}K_a = -\log K_a$$



Constantes de ionización de algunos ácidos débiles y sus bases conjugadas a 25 °C

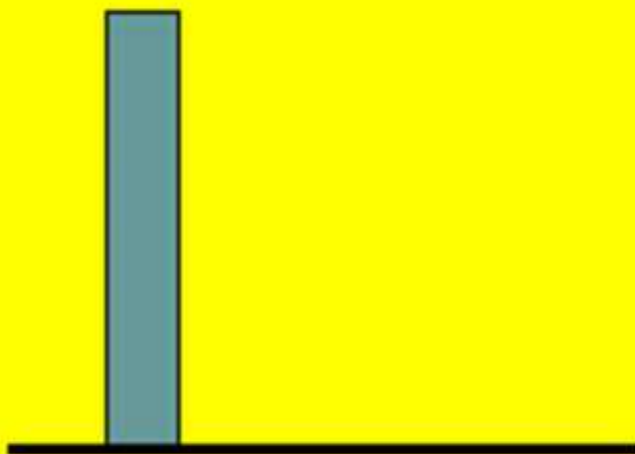
Name of Acid	Formula	Structure	K_a	Conjugate Base	K_b
Hydrofluoric acid	HF	H—F	7.1×10^{-4}	F ⁻	1.4×10^{-11}
Nitrous acid	HNO ₂	O=N—O—H	4.5×10^{-4}	NO ₂ ⁻	2.2×10^{-11}
Acetylsalicylic acid (aspirin)	C ₉ H ₈ O ₄		3.0×10^{-4}	C ₉ H ₇ O ₄ ⁻	3.3×10^{-11}
Formic acid	HCOOH	H—C(=O)—O—H	1.7×10^{-4}	HCOO ⁻	5.9×10^{-11}
Ascorbic acid*	C ₆ H ₈ O ₆		8.0×10^{-5}	C ₆ H ₇ O ₆ ⁻	1.3×10^{-10}
Benzoic acid	C ₆ H ₅ COOH		6.5×10^{-5}	C ₆ H ₅ COO ⁻	1.5×10^{-10}
Acetic acid	CH ₃ COOH	CH ₃ —C(=O)—O—H	1.8×10^{-5}	CH ₃ COO ⁻	5.6×10^{-10}
Hydrocyanic acid	HCN	H—C≡N	4.9×10^{-10}	CN ⁻	2.0×10^{-5}
Phenol	C ₆ H ₅ OH		1.3×10^{-10}	C ₆ H ₅ O ⁻	7.7×10^{-5}

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

ACIDOS FUERTES

Antes de la disociación

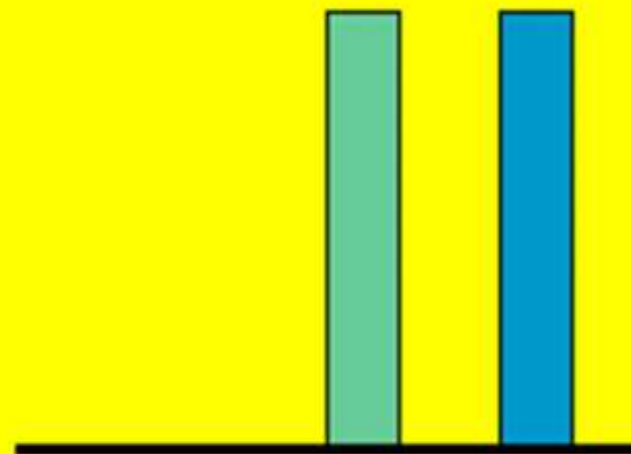
HA



Después de la disociación,
en el equilibrio

H⁺

A⁻



Disociación de un ácido fuerte

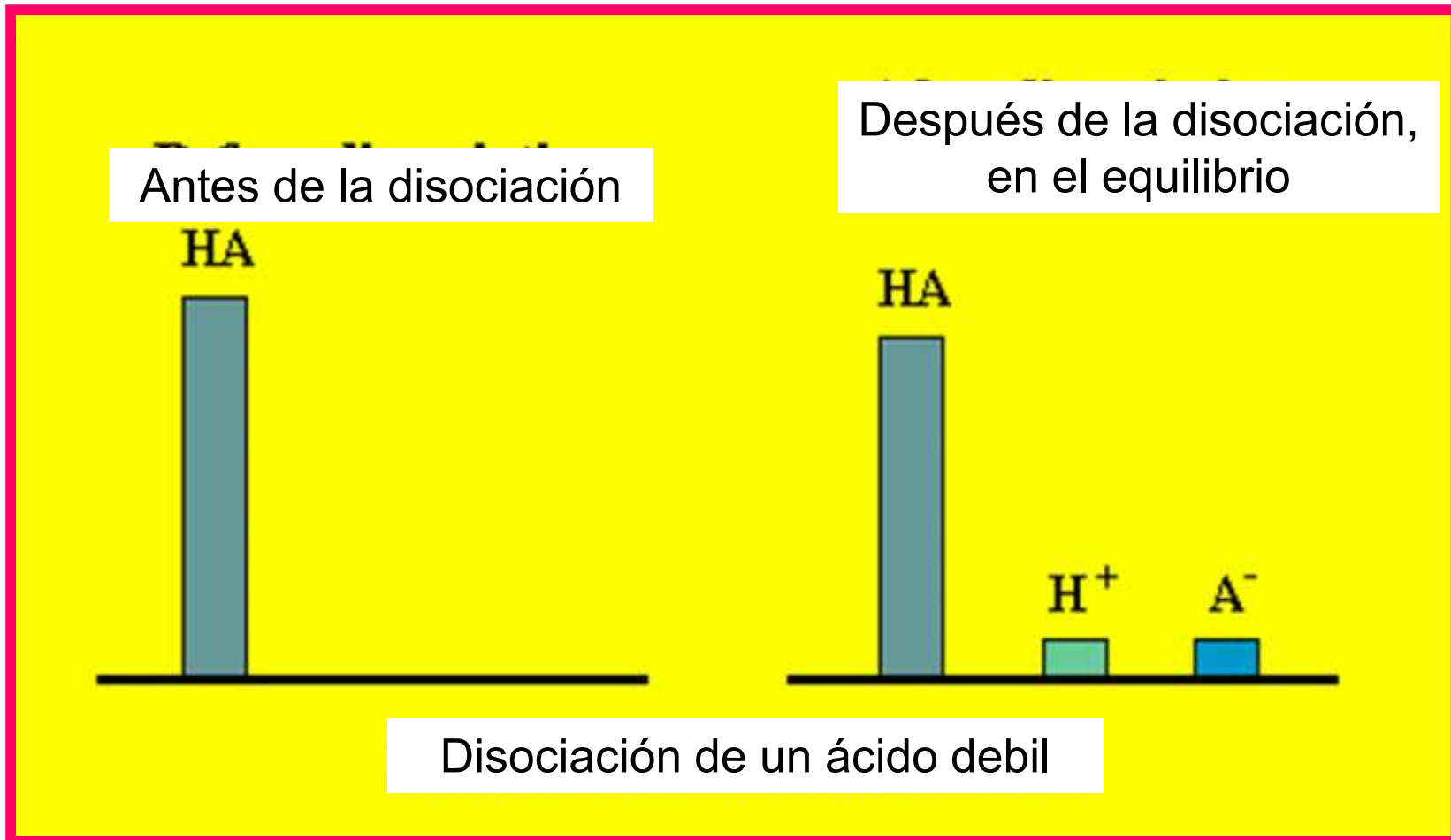
HCl



H⁺ + Cl⁻



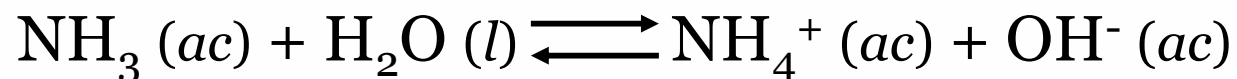
ACIDOS Y BASES DEBILES



$$K_a = [H^+][A^-] / [AH]$$

Constante de disociación ácida

Bases débiles y su constante de ionización básica



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

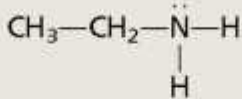
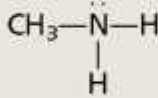
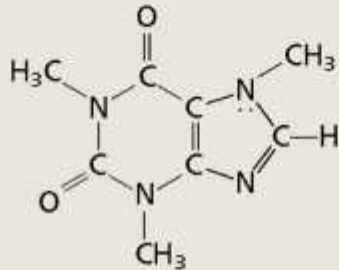
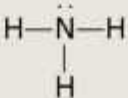

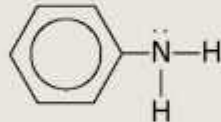
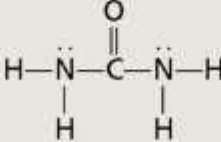
K_b es la *constante de ionización básica*

$K_b \uparrow$ fuerza de base débil \uparrow

$$\text{p}K_b = -\log K_b$$



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

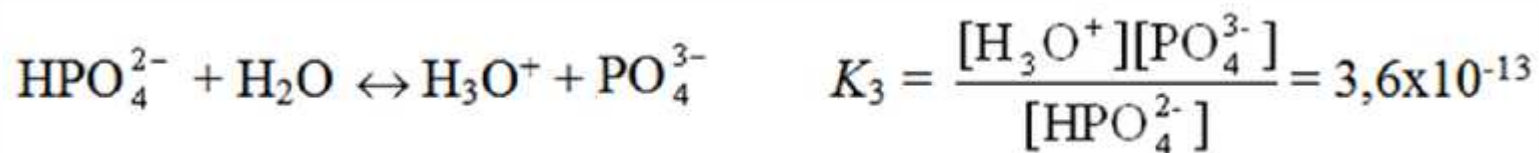
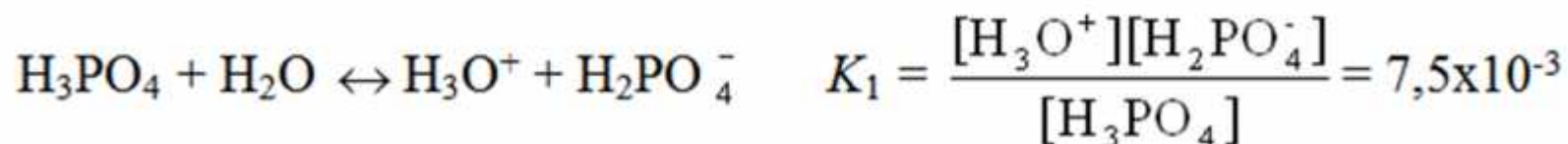
Name of Base	Formula	Structure	K_b^*	Conjugate Acid	K_a
Ethylamine	$C_2H_5NH_2$		5.6×10^{-4}	$C_2H_5NH_3^+$	1.8×10^{-11}
Methylamine	CH_3NH_2		4.4×10^{-4}	$CH_3NH_3^+$	2.3×10^{-11}
Caffeine	$C_8H_{10}N_4O_2$		4.1×10^{-4}	$C_8H_{11}N_4O_2^+$	2.4×10^{-11}
Ammonia	NH_3		1.8×10^{-5}	NH_4^+	5.6×10^{-10}
Pyridine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

Ácidos polipróticos

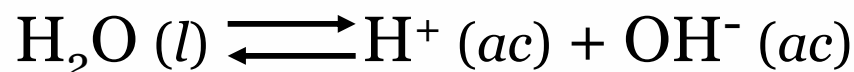


Son aquellos que pueden ceder más de un ion H^+ .
Por ejemplo el H_3PO_4 es triprótico.

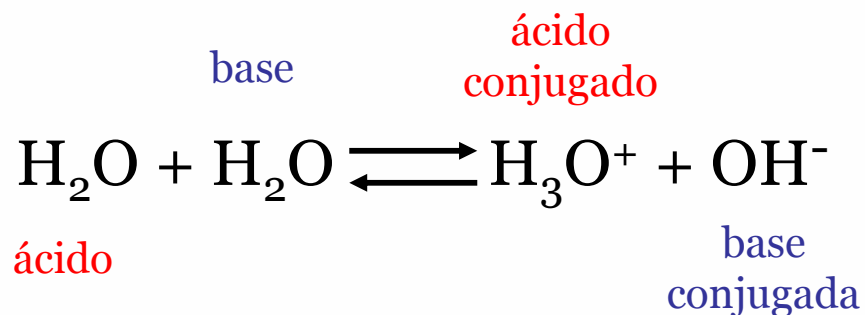
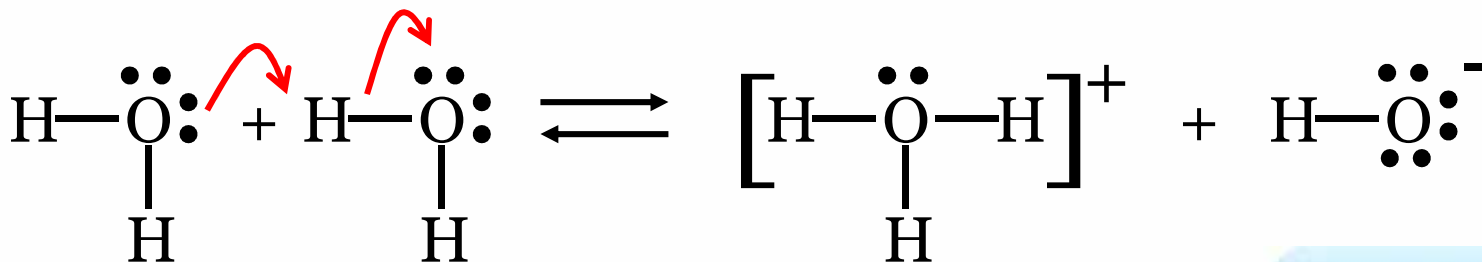


Las constantes sucesivas siempre van disminuyendo

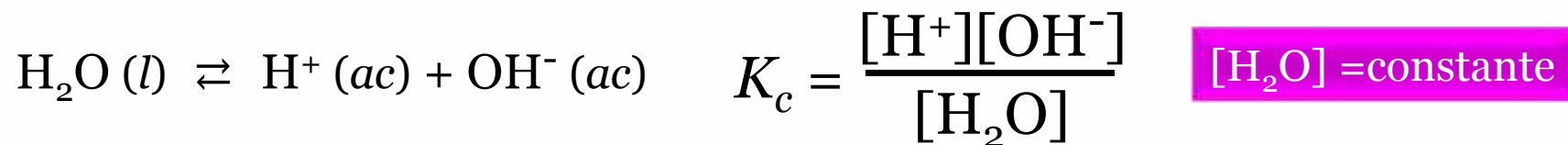
Propiedades ácido-base del agua (anfótero)



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 H^+ y OH^- **a una temperatura particular.**

A 25°C

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



El protón en el agua

Esta partícula con carga positiva interactúa fuertemente con los pares de electrones no enlazantes de las moléculas de agua para formar iones (ion hidronio)



Soluciones diluidas $[H^+] = [\text{moles/litro}]$ con potencia negativa de 10.

Por ejemplo la $[H^+]$ en una solución saturada de CO_2 es $1,3 \times 10^{-4} \text{ M}$, y en una solución 0,5 M de ácido acético es $3 \times 10^{-3} \text{ M}$.

Para lograr que la notación sea compacta y la expresión breve, el bioquímico danés, *Soren Peer Laurritz Sorensen* (1868-1939) propuso en 1909 una medida más práctica llamada pH y definida como el logaritmo negativo de la concentración del ion hidrógeno (en moles/litro). pH (potencial de hidrógeno)

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



El pH: una medida de la acidez

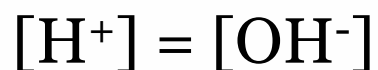


$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

La disolución es

A 25°C

neutra



$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7}$$

$$\text{pH} = 7$$

ácida



$$[\text{H}^+] > 1 \times 10^{-7}$$

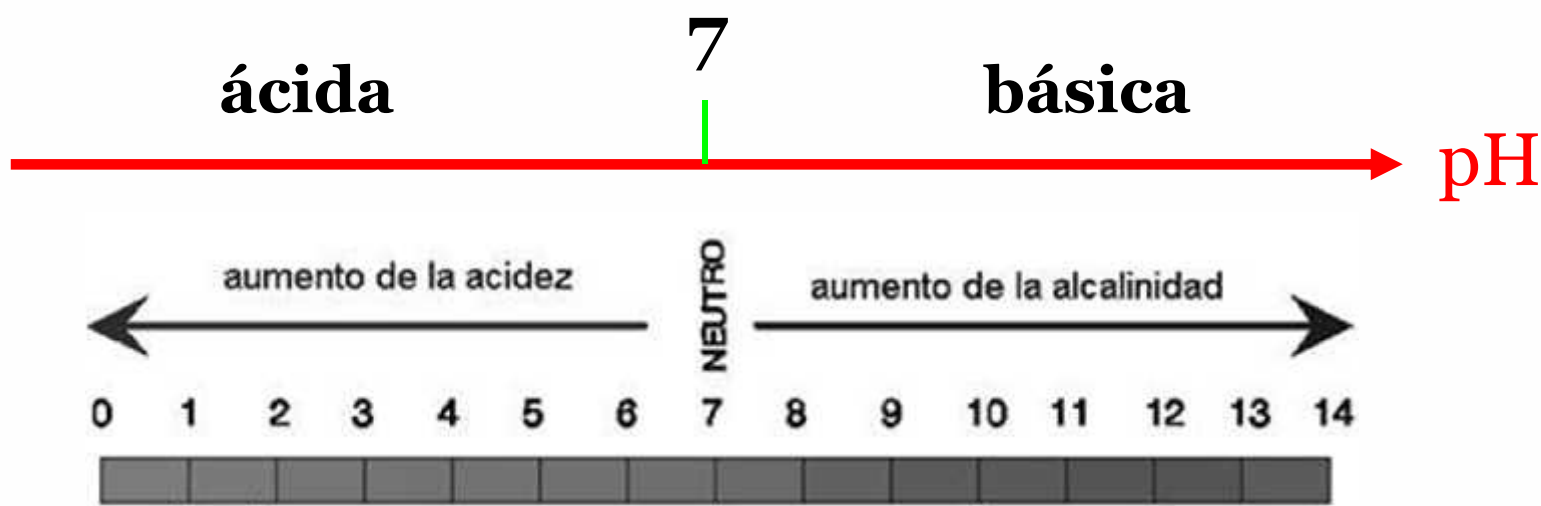
$$\text{pH} < 7$$

básica



$$[\text{H}^+] < 1 \times 10^{-7}$$

$$\text{pH} > 7$$



Relación entre el pH y el pOH

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

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

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

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

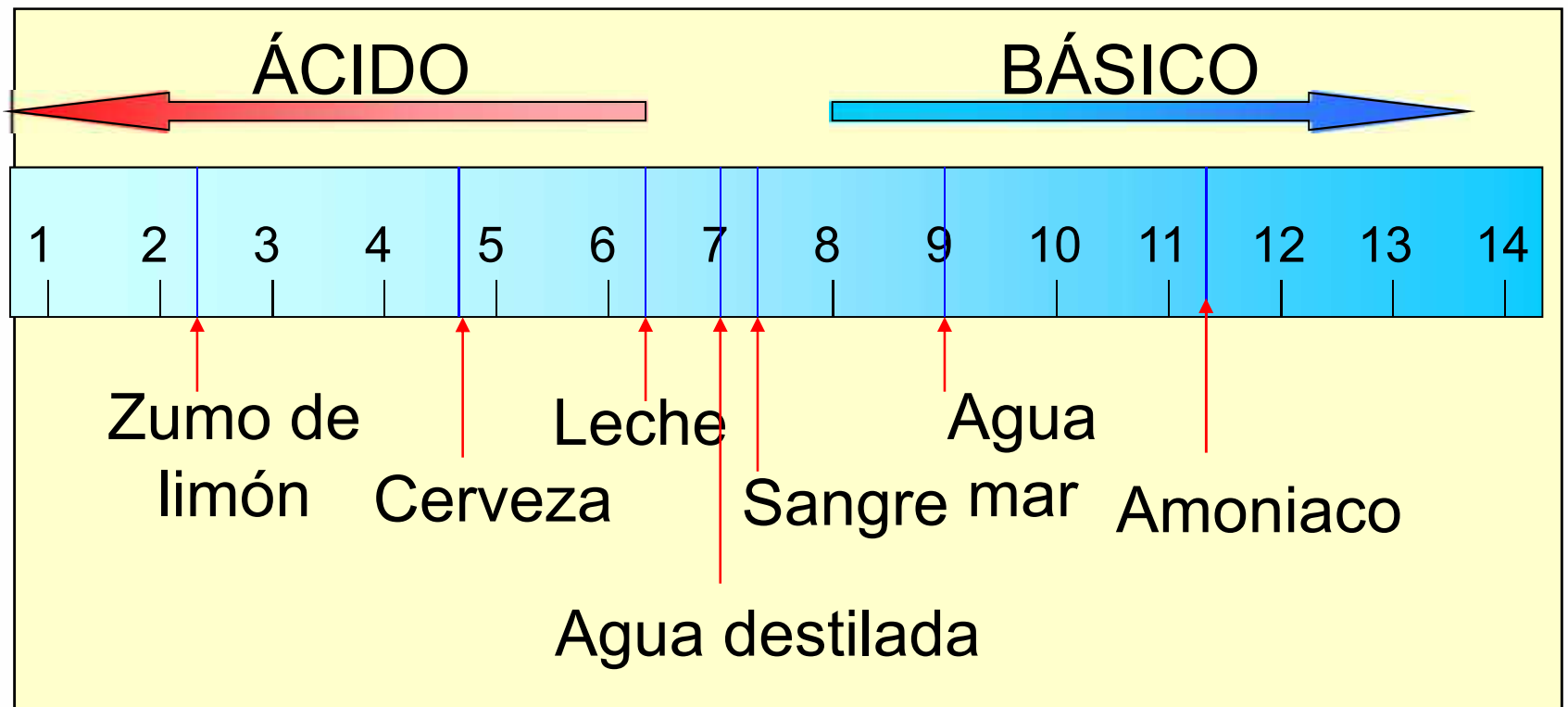


Relación entre el pH y el pOH

pH	pOH	pKw
0	14	14
1	13	14
3	11	14
5	9	14
7	7	14
11	3	14
14	0	14



pH en sustancias comunes



Efectos en el medio ambiente

Valores del PH

Ejemplos

Ácido



Neutro



Básico

Mueren todos los peces (4.2)

Mueren los huevos de rana,
renacuajos, cangrejos de río
y efímeras (5.5)Comienzan a morir
las truchas arco iris

pH = 0

pH = 1

pH = 2

pH = 3

pH = 4

pH = 5

pH = 6

pH = 7

pH = 8

pH = 9

pH = 10

pH = 11

pH = 12

pH = 13

pH = 14

Ácido de baterías

Ácido sulfúrico

Jugo de limón, vinagre

Jugo de naranja, bebida gaseosa

Lluvia ácida (4.2-4.4)**Lago ácido** (4.5)

Bananas (5.0-5.3)

Lluvia limpia (5.6)**Lago saludable** (6.5)

Leche (6.5-6.8)

Agua pura

Agua de mar, huevos

Bicarbonato de soda

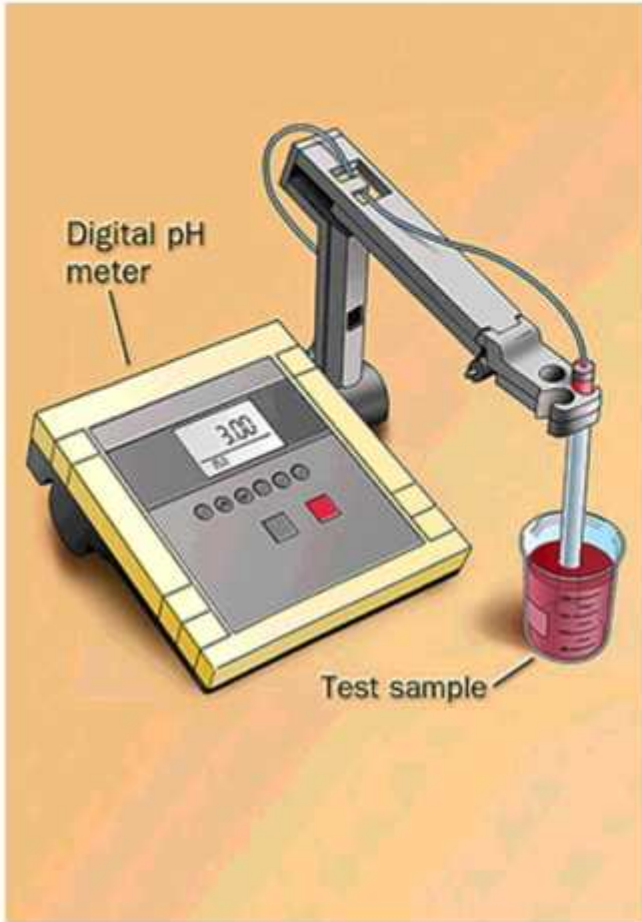
Leche de magnesia

Amoníaco

Agua jabonosa

Blanqueador

Limpiador líquido para desagües



Medidor digital de pH



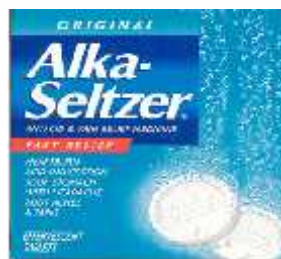
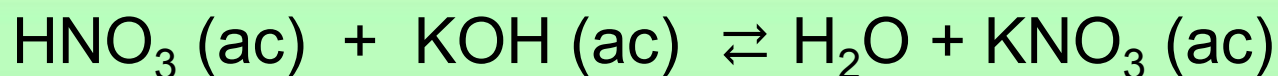
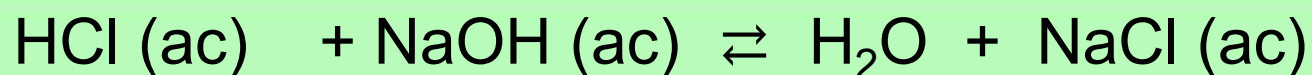
Cinta de papel para medir el pH

Se denomina papel de pH



Reacciones de Neutralización

La neutralización es la reacción entre **un ácido** con una **base** para formar **agua** y **sal**.



Alka-Seltzer®:



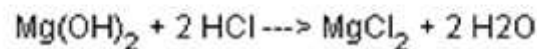
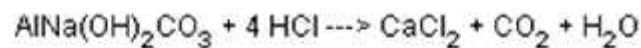
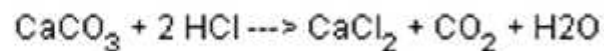
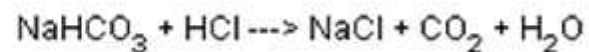
Tums®:



Rolaid's®:



Milanta, Malox®:

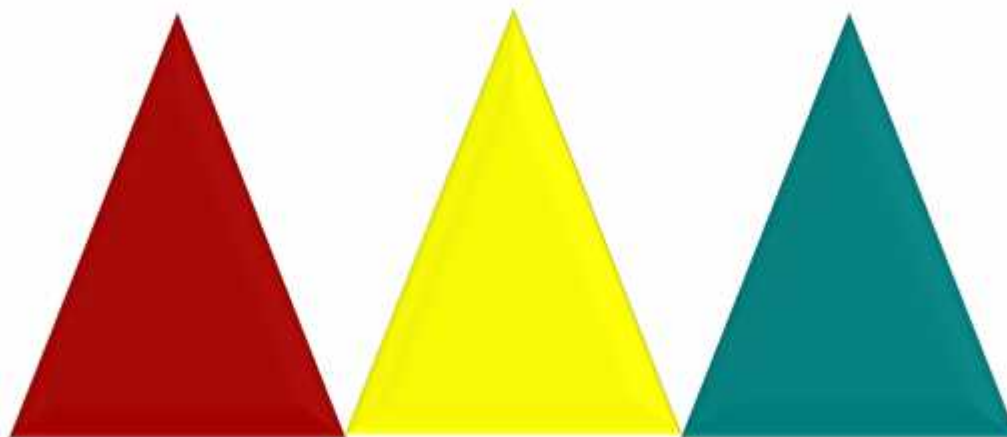


Titulación ácido -base

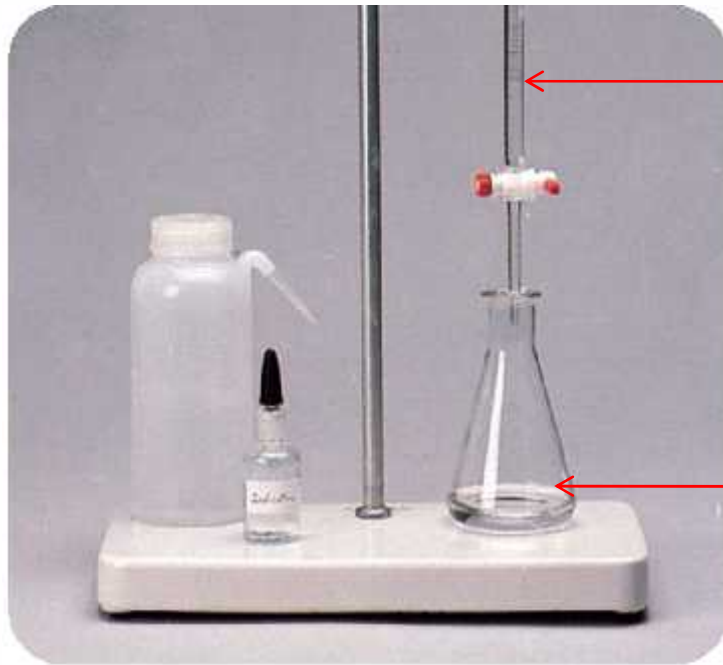
En una **titulación** una disolución de concentración exactamente conocida se agrega gradualmente adicionando a otra disolución de concentración desconocida (con el objetivo de determinar su concentración) hasta que la reacción química entre las dos disoluciones está completa.

Punto de equivalencia: el punto en que la reacción está completa

Indicador: sustancia que cambia el color en (o cerca de) el punto de equivalencia

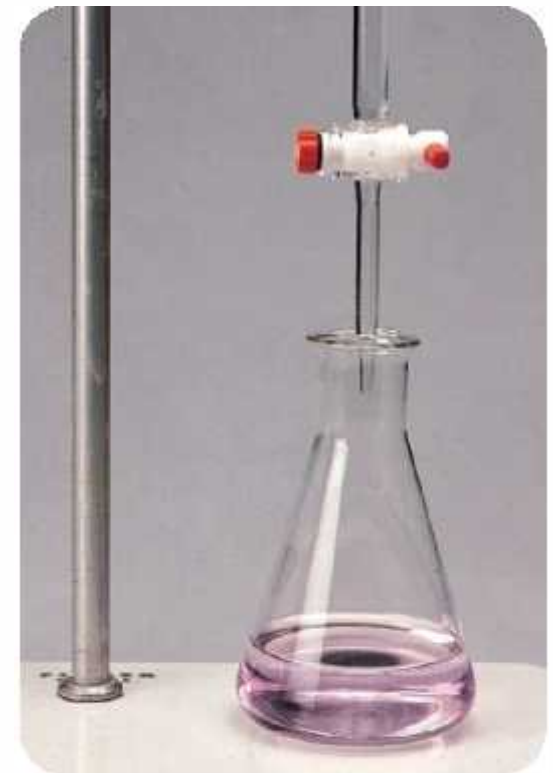


Titulación ácido-base



Base
(concentración
conocida)

ácido
(concentración
desconocida)



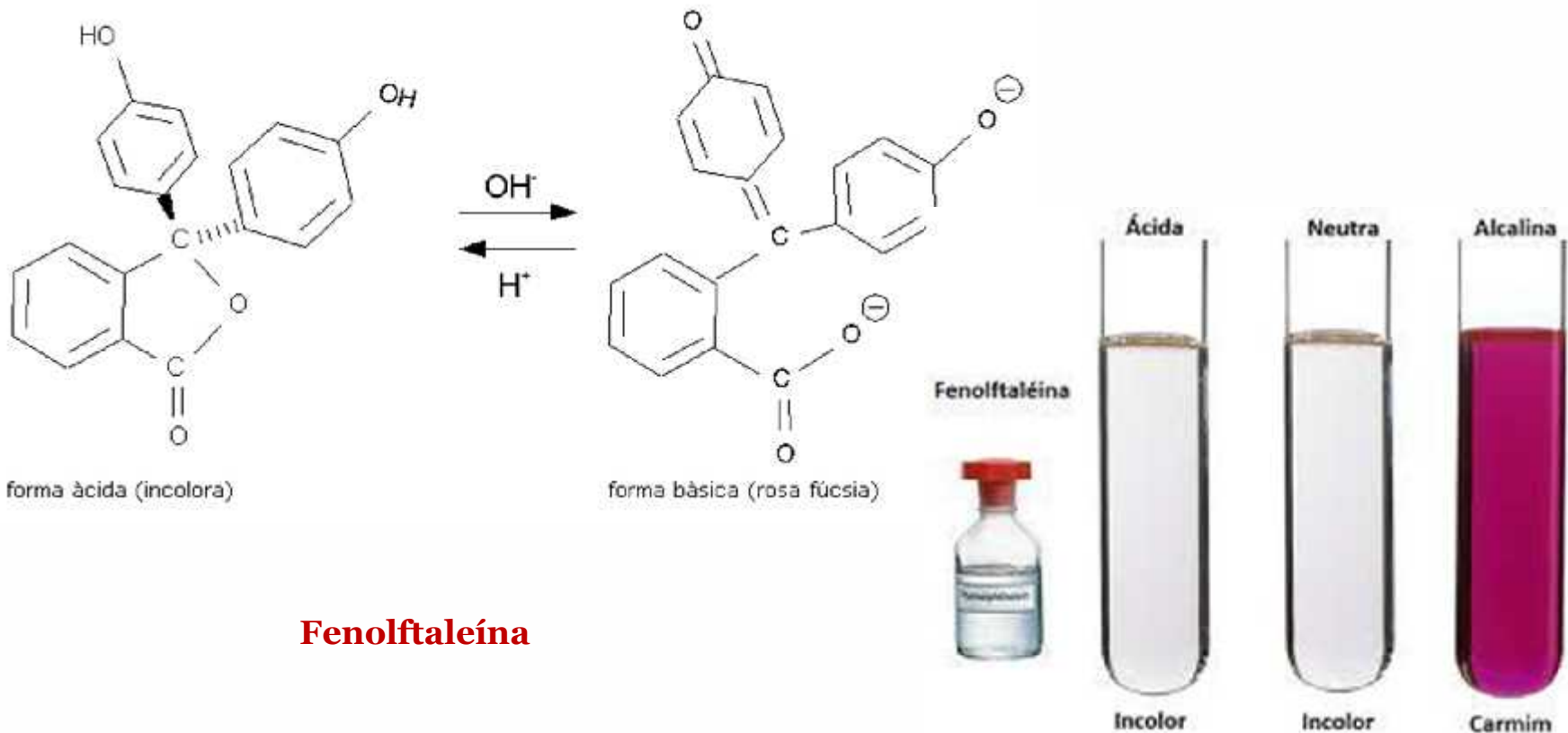
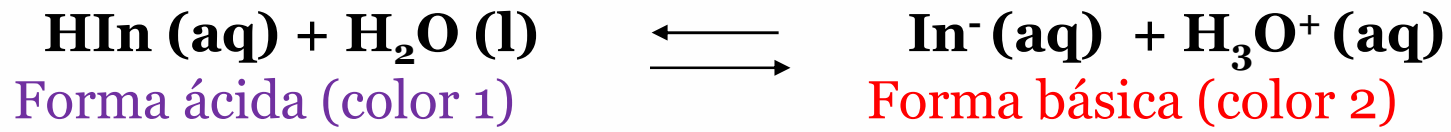
Punto de
equivalencia



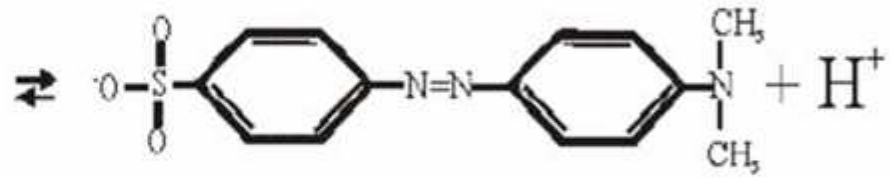
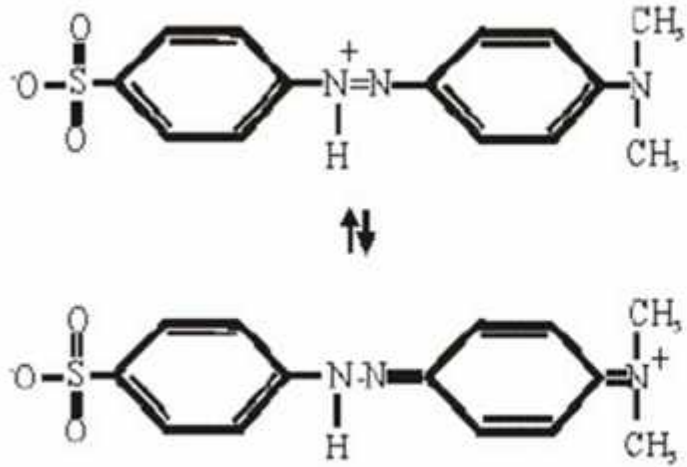
Indicadores ácido-base



Son sustancias orgánicas que cambian de color al pasar de la forma ácida a la básica o viceversa



Fenolftaleína



Amarillo

pH >4,2

Rojo

pH <3,2

Naranja de metilo



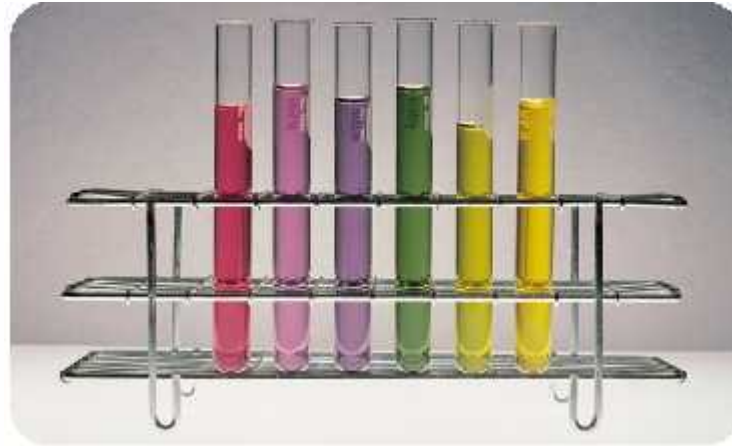
Punto de equivalencia

- En el punto final o de equivalencia los moles de ácidos son iguales a los **moles** de base (si la unidad de concentración es **molaridad** o **molalidad**) o los **equivalentes-gramo** de ácido son iguales a los equivalentes-gramo de base (si la unidad de concentración es **la normalidad**), lo cual se puede expresar por la ecuación:

$$\begin{aligned} \text{moles (OH}^{-}\text{)} &= \text{moles(H}_3\text{O}^{+}\text{)} \text{ (molaridad o molalidad)} \\ \text{Equivalentes-g(OH}^{-}\text{)} &= \text{Equivalentes-g (H}_3\text{O}^{+}\text{)} \text{ (normalidad)} \end{aligned}$$

$$\text{Volumen}_{\text{base}} \text{Concentración}_{\text{base}} = \text{Volumen}_{\text{acido}} \text{Concentración}_{\text{acido}}$$



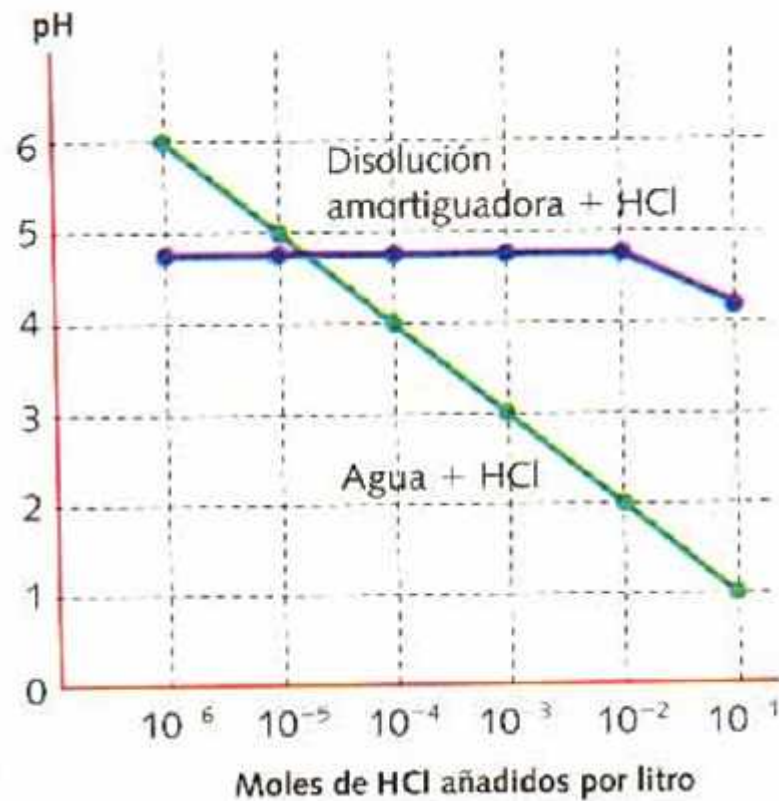
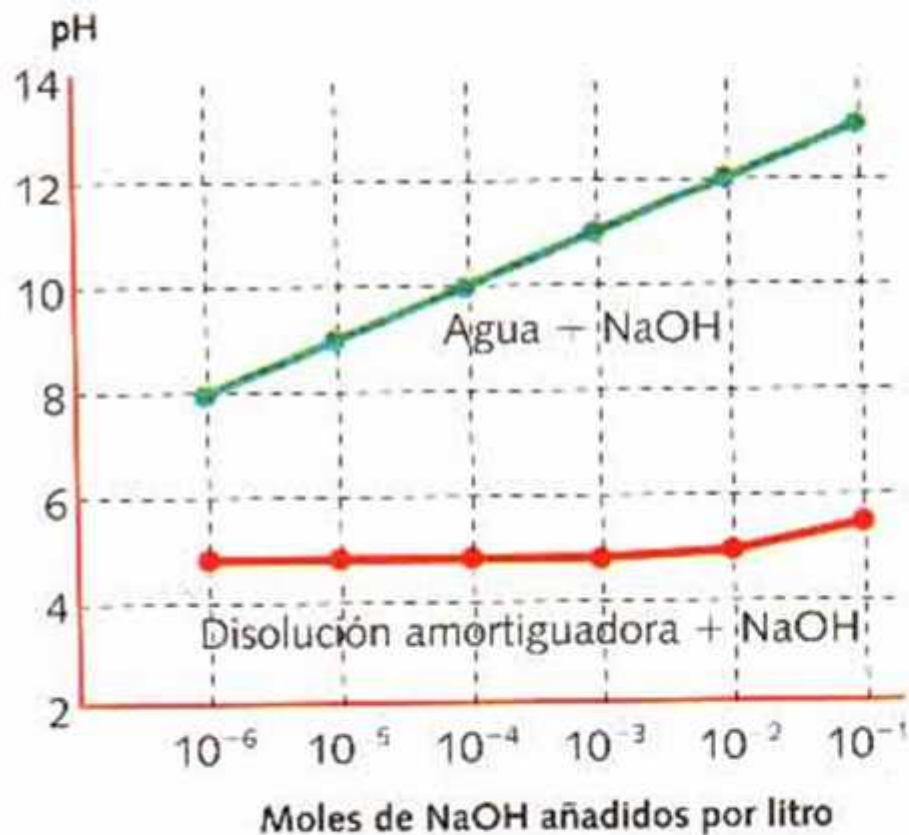


Soluciones buffers, tampones o “amortiguadoras”

Son soluciones que no varían apreciablemente el pH, al agregar pequeñas cantidades de ácido o base.



Variación del pH al añadir pequeñas cantidades de NaOH o HCl



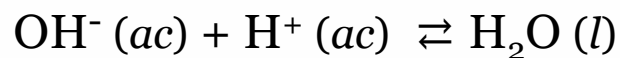
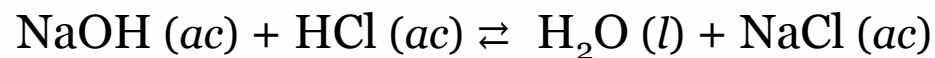
Capacidad amortiguadora del plasma

El plasma tiene **pH 7.4** (7.35 - 7.45)

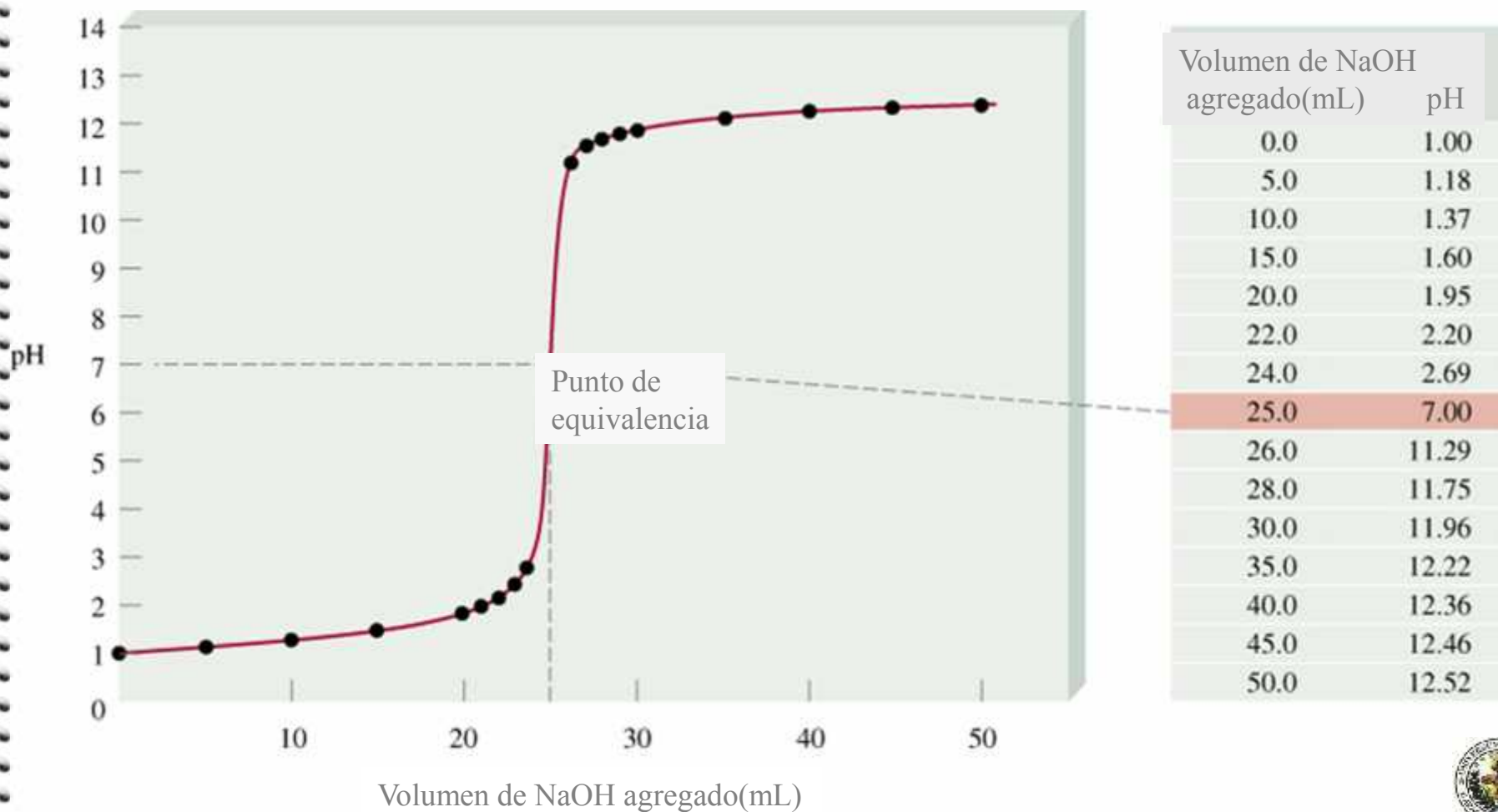
- Si se añade 1 ml de HCl 10 N a un litro de suero fisiológico neutro, el pH desciende a **pH 2**.
- Si se añade 1 ml de HCl 10 N a un litro de plasma sanguíneo, el pH desciende sólo a **pH 7.2**.



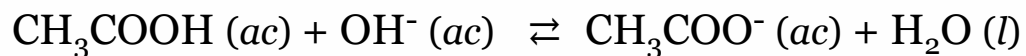
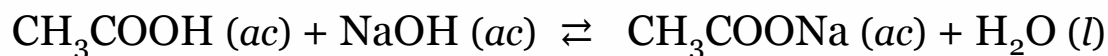
Titulación ácido fuerte- base fuerte



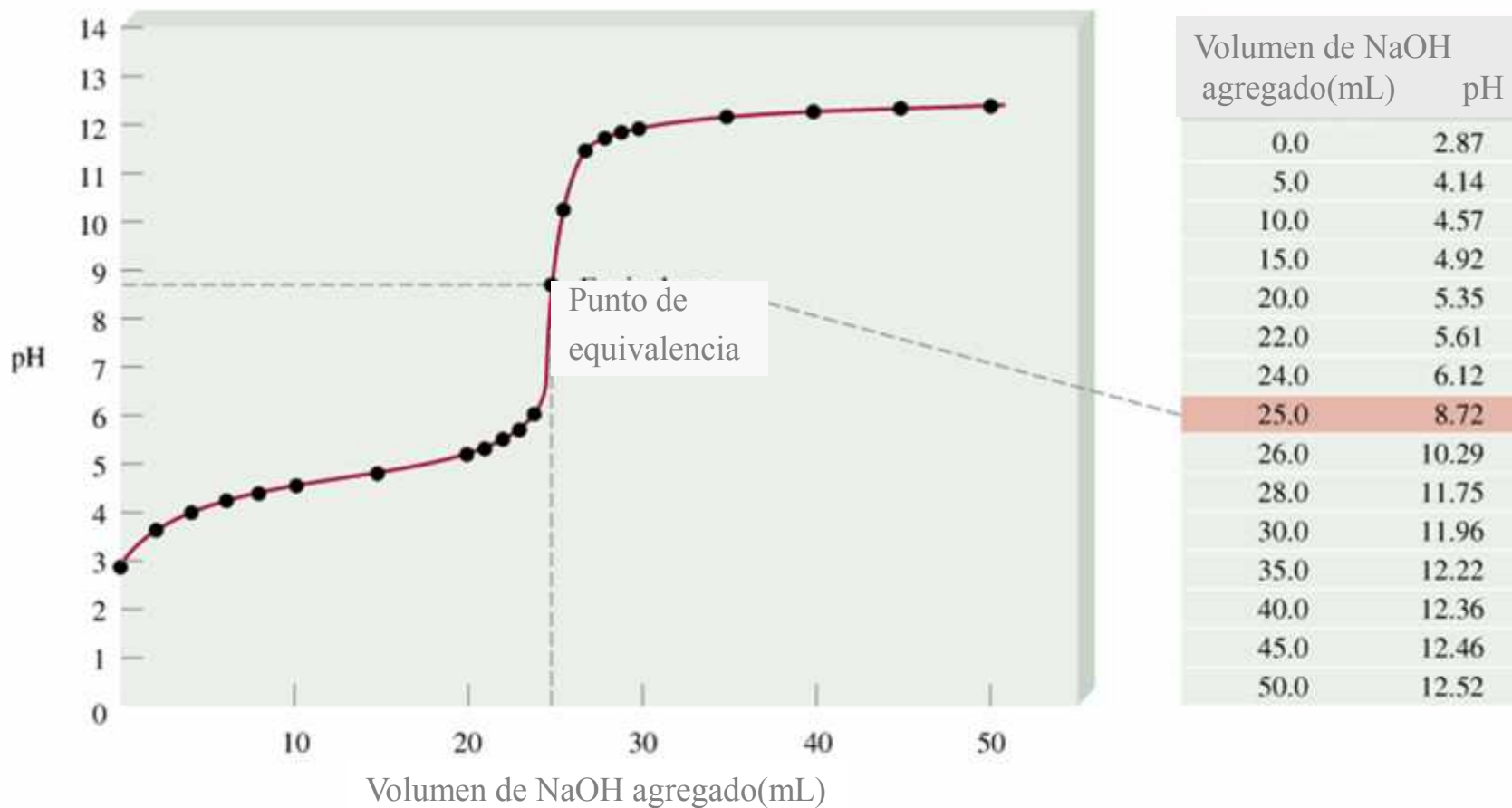
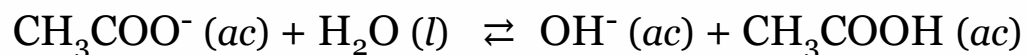
0.10 M NaOH agrega a 25 mL de 0.10 M HCl



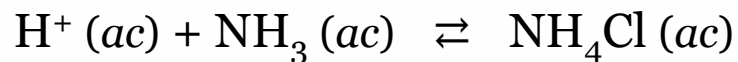
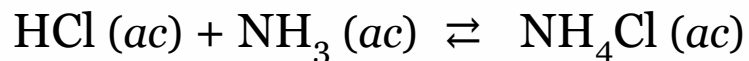
Titulación ácido débil- base fuerte



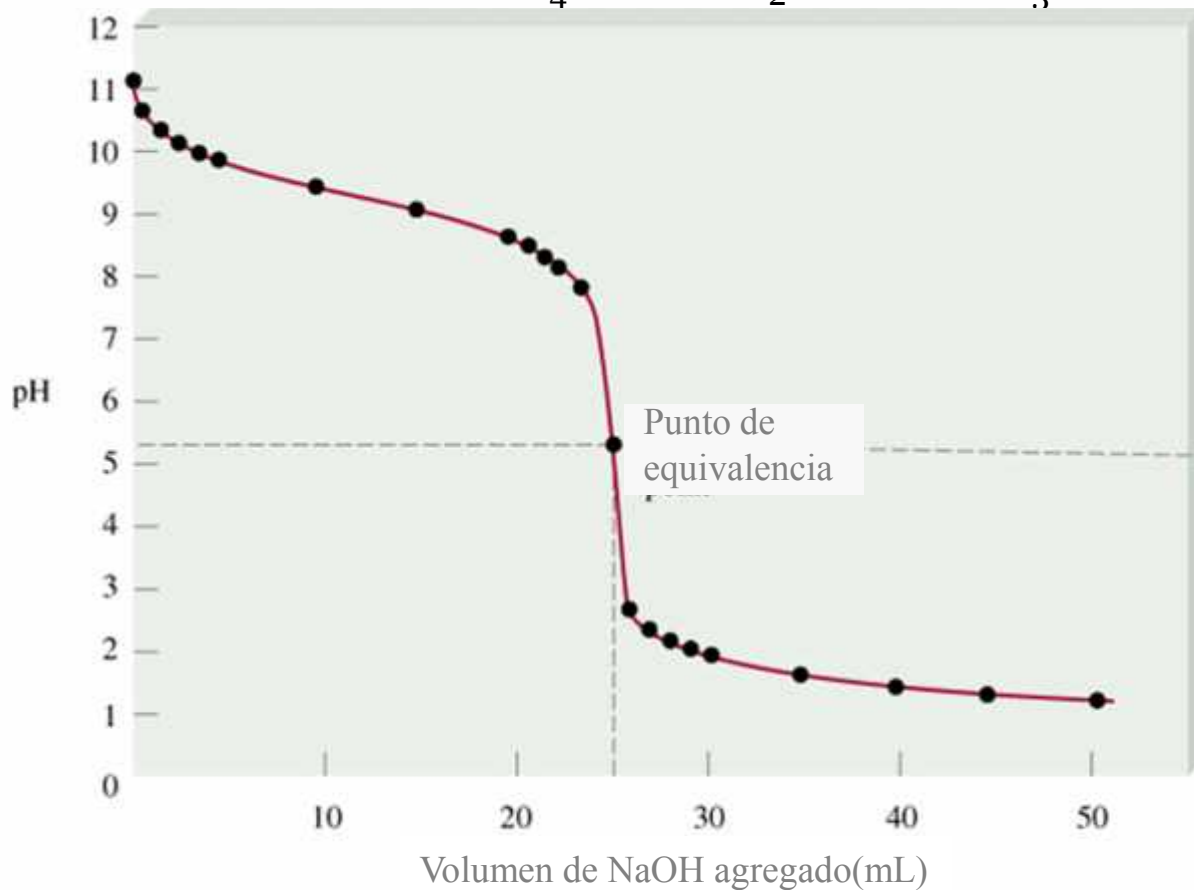
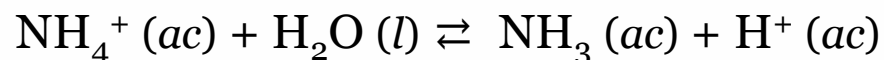
En el punto de equivalencia ($\text{pH} > 7$):



Titulación ácido fuerte-base débil



En el punto de equivalencia(pH < 7):



Volumen de NaOH agregado(mL)	pH
0.0	11.13
5.0	9.86
10.0	9.44
15.0	9.08
20.0	8.66
22.0	8.39
24.0	7.88
25.0	5.28
26.0	2.70
28.0	2.22
30.0	2.00
35.0	1.70
40.0	1.52
45.0	1.40
50.0	1.30