

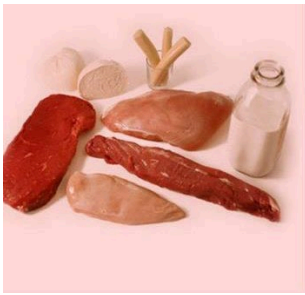
Teoría, Dra. Sandra Signorella

**Profesora Titular
Área Química General e Inorgánica**

Tema EQUILIBRIO ÁCIDO - BASE

Año 2025





Equilibrio Ácido-base

- Definiciones de ácidos y bases
 - Pares conjugados
- Fuerzas relativas de ácidos y bases
- Anfoterismo y autodisociación del agua
 - Escalas de pH
 - Ácidos y bases fuertes
- Ácidos débiles. Ec. de Henderson-Hasselbalch
 - Ácidos polipróticos
- Concentración y grado de disociación
 - Bases débiles
 - Relación entre K_a y K_b



Buena parte de las reacciones químicas pueden
comprenderse en términos de reacciones ácido-base

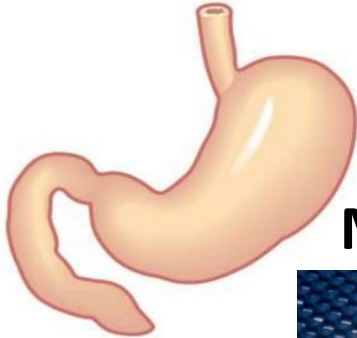
ÁCIDOS Y BASES



Medioambiente

Reacciones en el
Laboratorio

Procesos Biológicos



Medicamentos



Productos Industriales

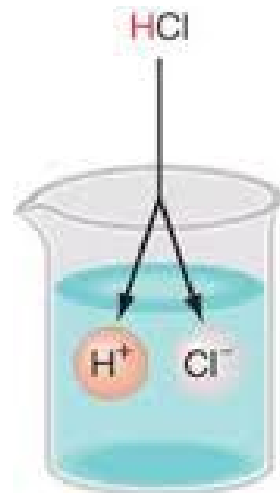
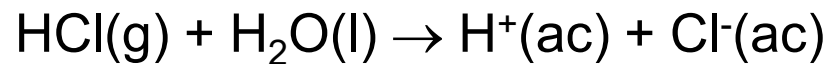


1880

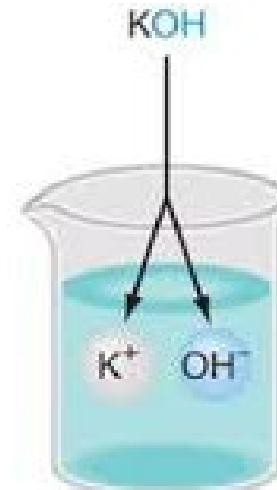
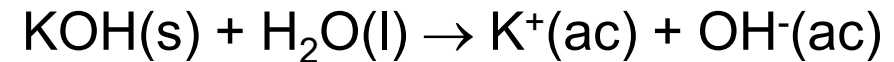
Svante Arrhenius



Los ácidos son sustancias que, al disolverse en agua, aumentan la concentración de iones H^+



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





1923

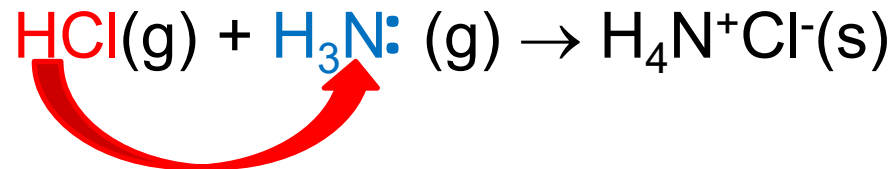
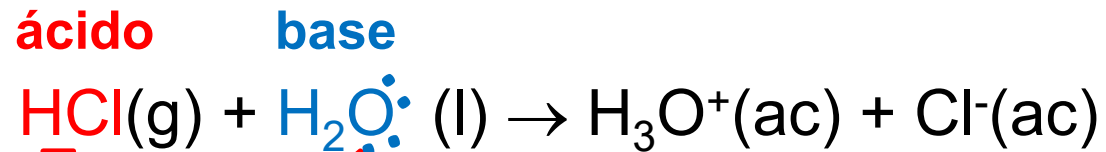
Johannes Brønsted y Thomas Lowry

Transferencia de H^+ de una sustancia a otra



Un ácido es una sustancia (molécula o ion) capaz de donar un protón a otra sustancia

Una base es una sustancia capaz de aceptar un protón.



1923

Gilbert N. Lewis

*Complementa y extiende la teoría de
Brønsted-Lowry*

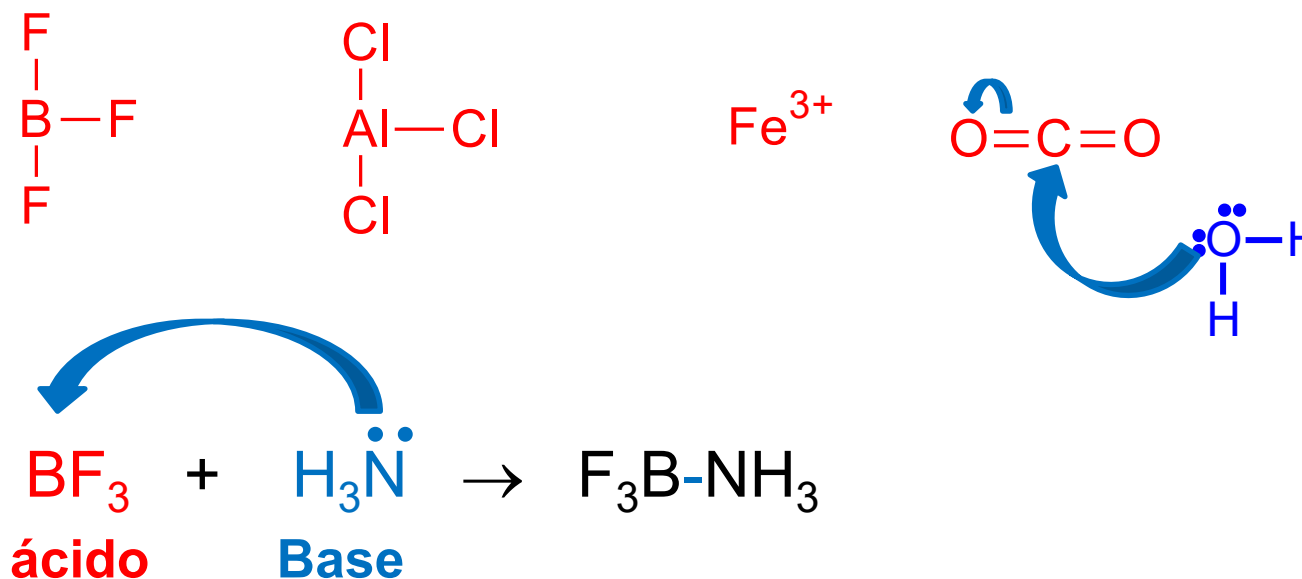


*Una base es una especie que puede donar un par de electrones
(pares de electrones solitarios)*

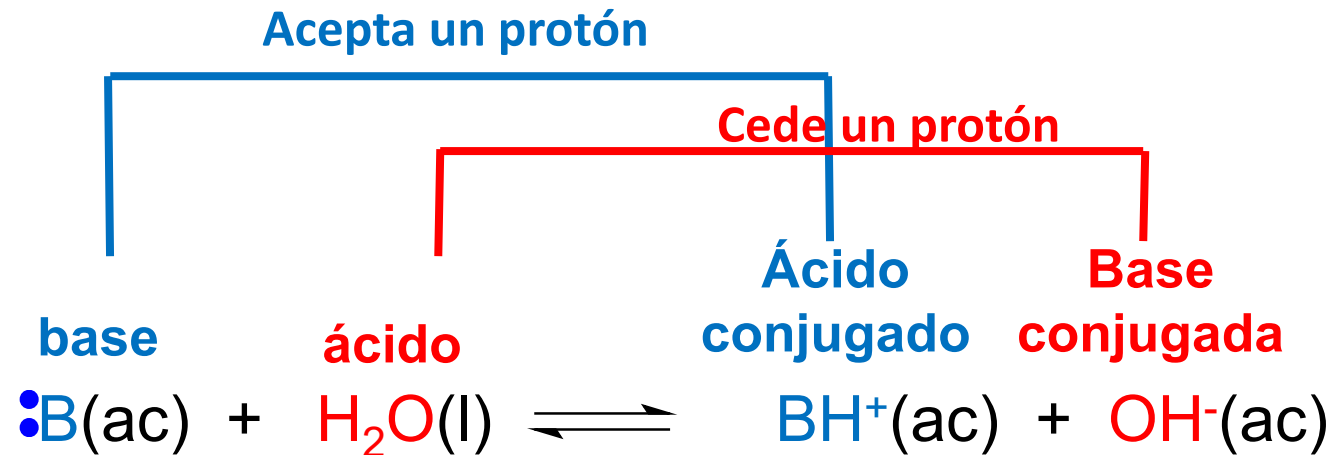
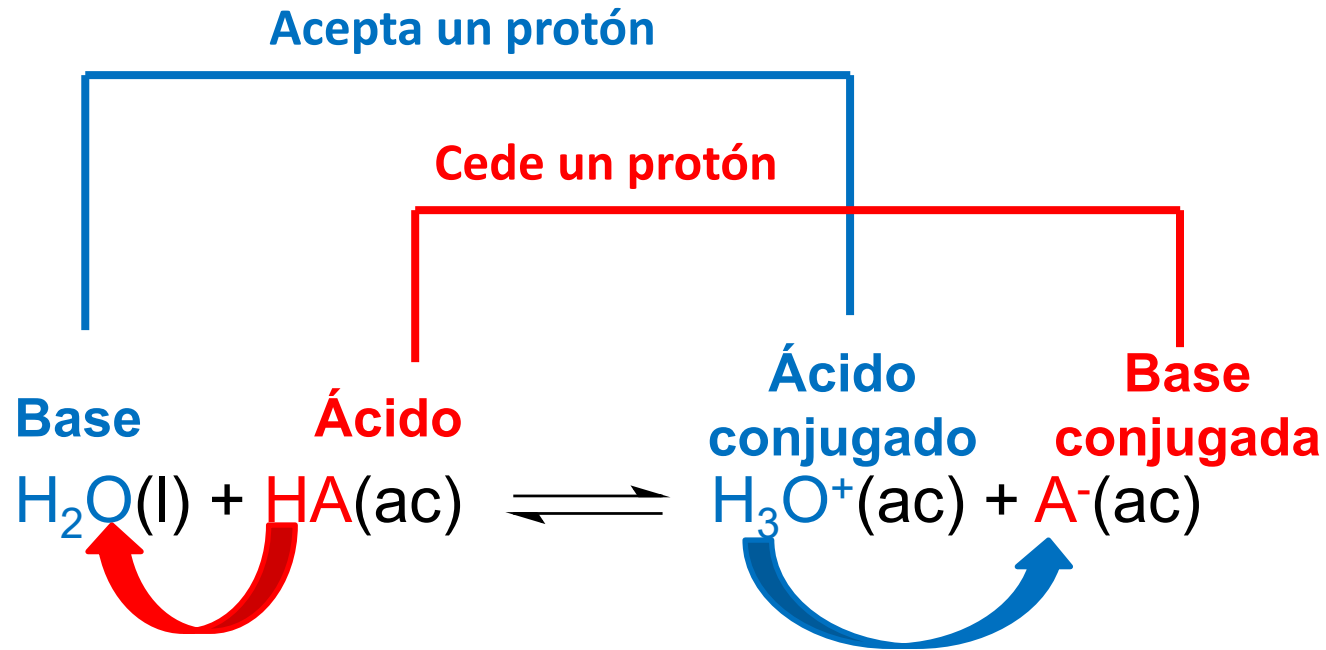
Todas las bases de Bronsted-Lowry son bases de Lewis

Un ácido es una especie que puede aceptar un par de electrones

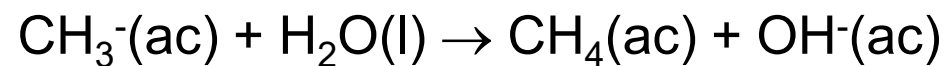
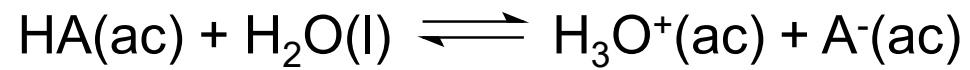
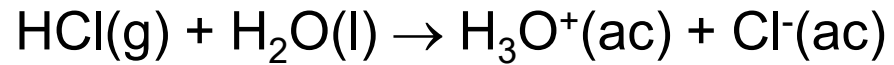
El protón es un ácido de Lewis, pero también lo son:



PARES CONJUGADOS ÁCIDO-BASE



FUERZAS ÁCIDA Y BÁSICA RELATIVAS

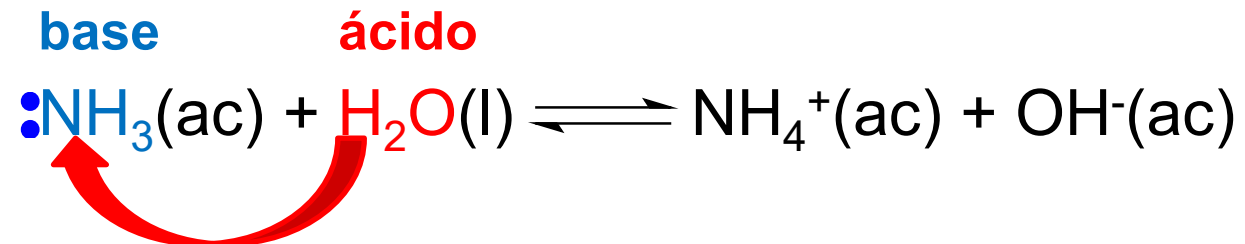
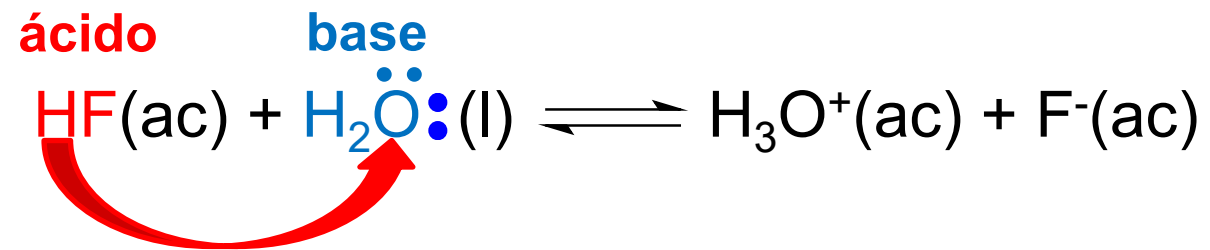


	ÁCIDO	BASE	
Fuerte	HCl	Cl^-	Despreciable
	H_2SO_4	HSO_4^-	
	HNO_3	NO_3^-	
	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$	H_2O	
Débil	HSO_4^-	SO_4^{2-}	Débil
	H_3PO_4	H_2PO_4^-	
	HF	F^-	
	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	
	H_2CO_3	HCO_3^-	
	H_2S	HS^-	
	H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}	
	NH_4^+	NH_3	
	HCO_3^-	CO_3^{2-}	
	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	
	H_2O	OH^-	
Despreciable	OH^-	O^{2-}	Fuerte
	H_2	H^-	
	CH_4	CH_3^-	

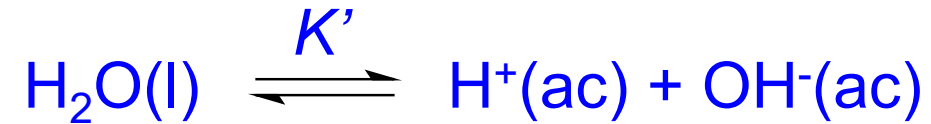
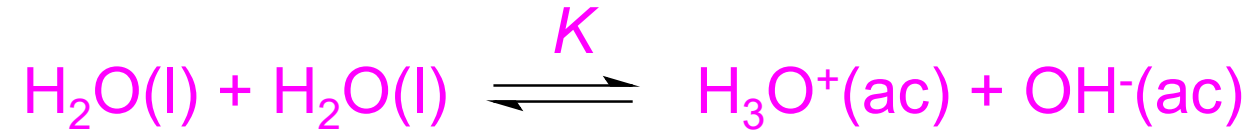
Fuerza ácida Creciente

Fuerza básica Creciente

ANFOTERISMO DEL AGUA



AUTOIONIZACIÓN, AUTODISOCIACIÓN O AUTOPROTÓLISIS DEL AGUA



$$C_{\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})} = C_{\text{H}^+(\text{ac})} = [\text{H}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA

$$K = K' = K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

(25°C)

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

$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$
Solución ácida
 $[\text{H}^+] > 10^{-7}$

Ácido



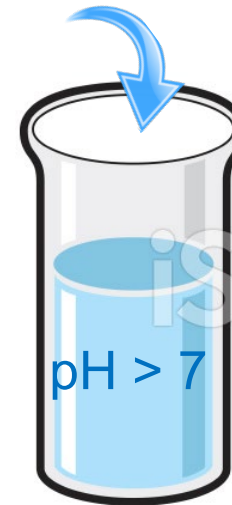
$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$
Solución neutra
 $[\text{H}^+] = 10^{-7}$

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



Si $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$
Solución básica
 $[\text{H}^+] < 10^{-7}$

Base



$$-\log K_w = \text{p}K_w = -\log[\text{H}^+] - \log[\text{OH}^-] = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$



ESCALA DE pH

Ácido de batería	1,0	↑ Más Ácido
Ácido gástrico	2,0	
Vinagre	3,0	
Cerveza	4,0	
Lluvia ácida	5,0	
Leche	6,0	NEUTRO ↓ Más Básico
Agua	7,0	
Agua de mar	8,0	
Bicarbonato de Sodio	9,0	
Jabón de manos	10,0	
Leche de magnesia	11,0	
Amoniaco	12,0	
Hipoclorito de sodio	13,0	
Hidroxido de sodio	14,0	

$$\text{Ej: } [\text{OH}^-] = 10^{-5}$$

Como

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

Entonces:

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 10^{-5} = 10^{-9}$$

$$\text{y } \text{pH} = 9$$

Asimismo:

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

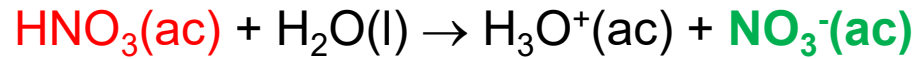
$$\text{Si } \text{pOH} = -\log(10^{-5}) = 5$$

Entonces:

$$\text{pH} = 14 - 5 = 9$$

Ácidos Fuertes

Totalmente disociados



0,01M

0,01M

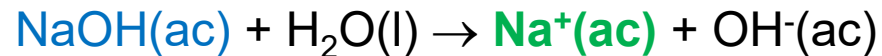
0,01M

$0,01 \gg 10^{-7}$ (H^+ agua)

$[\text{H}^+] = 10^{-2}$ y $\text{pH} = -\log(10^{-2}) = 2$

pH = 2

Bases Fuertes



0,01M

0,01M

0,01M

$0,01 \gg 10^{-7}$ (OH^- agua)

$[\text{OH}^-] = 10^{-2}$ y $\text{pOH} = -\log(10^{-2}) = 2$

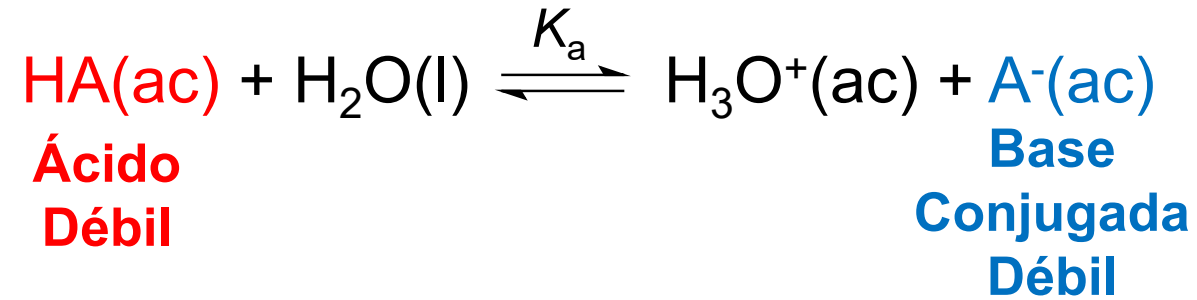
pH = 14 - 2 = 12

	ÁCIDO	BASE	
Fuerte	HCl	Cl^-	Despreciable
	H_2SO_4	HSO_4^-	
	HNO_3	NO_3^-	
	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$	H_2O	
Débil	HSO_4^-	SO_4^{2-}	Débil
	H_3PO_4	H_2PO_4^-	
	HF	F^-	
	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	
	H_2CO_3	HCO_3^-	
	H_2S	HS^-	
	H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}	
	NH_4^+	NH_3	
	HCO_3^-	CO_3^{2-}	
	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	
Despreciable	H_2O	OH^-	Fuerte
	OH^-	O^{2-}	
	H_2	H^-	
	CH_4	CH_3^-	

Bases Fuertes

ÁCIDOS DÉBILES

Parcialmente disociados

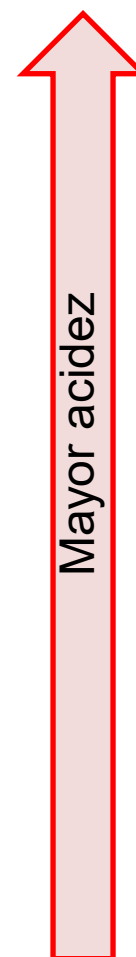


$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

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

ALGUNOS ÁCIDOS DÉBILES

Ácido	Fórmula estructural	Base conjugada	K_a	pK_a
Fluorhídrico (HF)	$\text{H}-\text{F}$	F^-	6.8×10^{-4}	3,17
Nitroso (HNO ₂)	$\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$	NO_2^-	4.5×10^{-4}	3,35
Benzoico (HC ₇ H ₅ 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}	4,20
Acético (HC ₂ H ₃ 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}	4,74
Cianhídrico (HCN)	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	CN^-	4.9×10^{-10}	9,31
Fenol (HC ₆ H ₅ O)	$\text{H}-\text{O}-\text{C}_6\text{H}_5$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	1.3×10^{-10}	9,89



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

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

$$\text{p}K_a = \text{pH} - \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

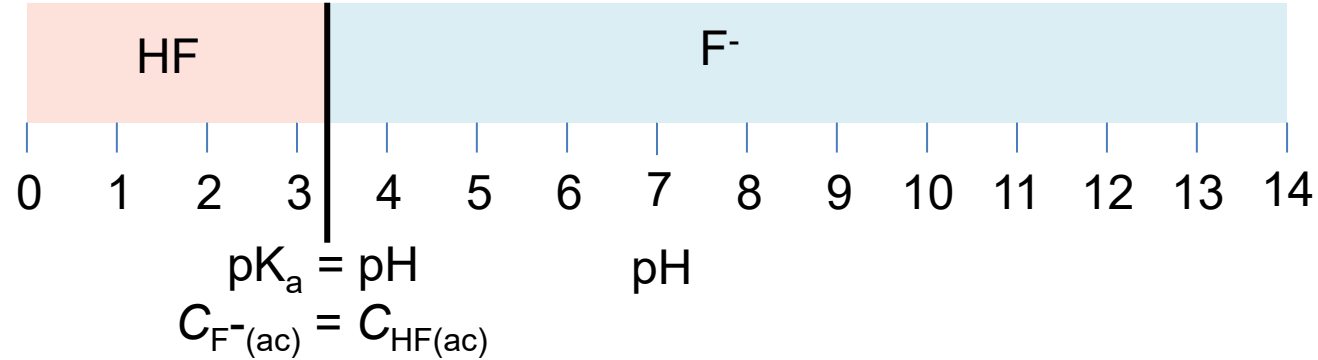
HENDERSON - HASSELBALCH

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

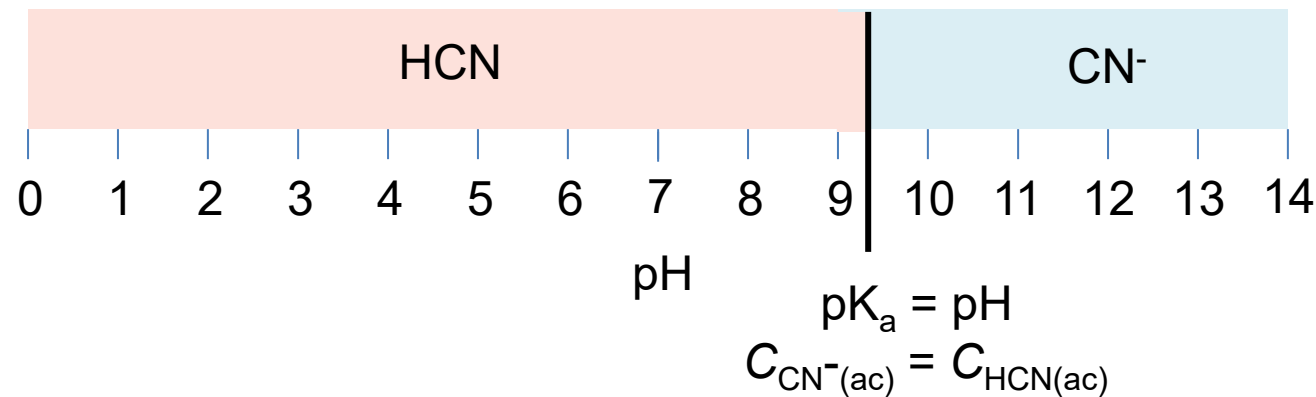
$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base Conjugada}]}{[\text{ácido}]}$$

$$C_{\text{AH total}} = C_{\text{base Conjugada(ac)}} + C_{\text{ácido(ac)}}$$

HF: $pK_a = 3,17$ $pH = pK_a + \log \frac{[F^-]}{[HF]}$

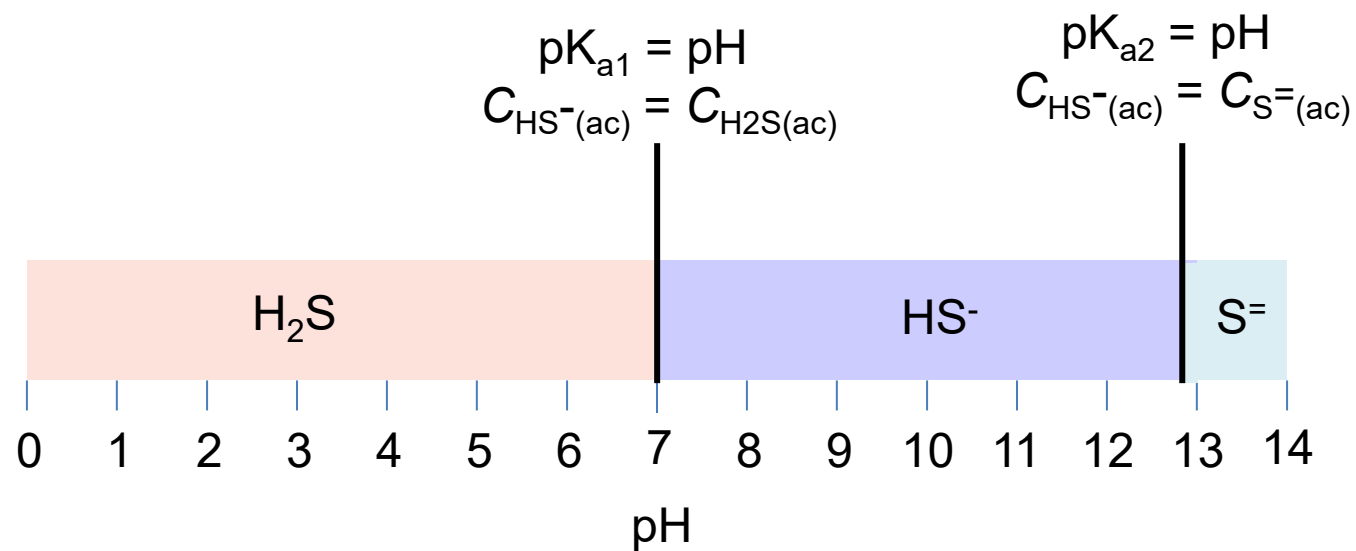
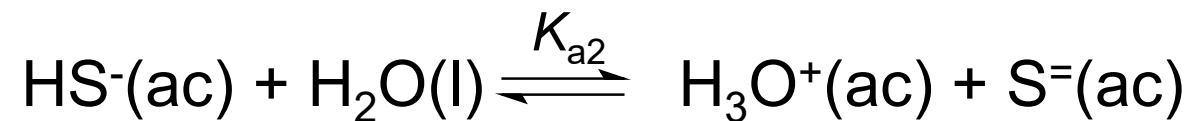
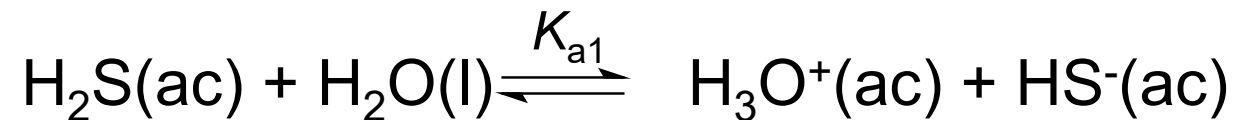


HCN: $pK_a = 9,31$ $pH = pK_a + \log \frac{[CN^-]}{[HCN]}$



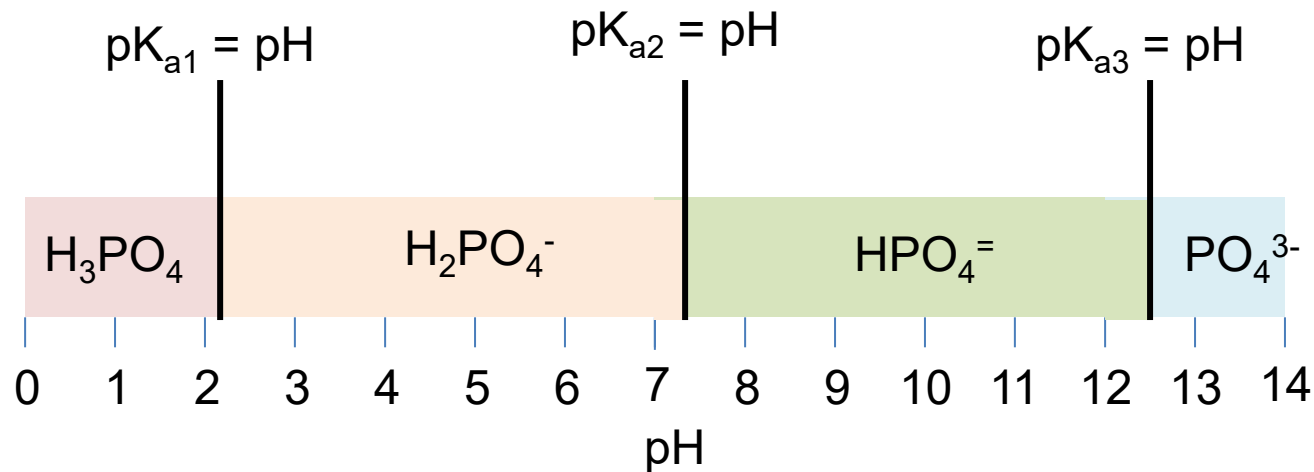
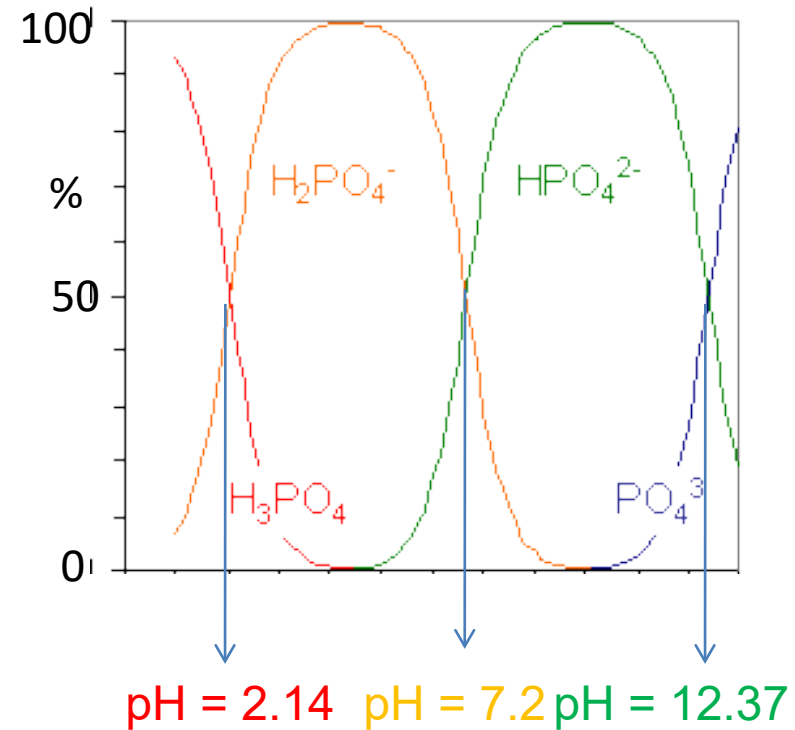
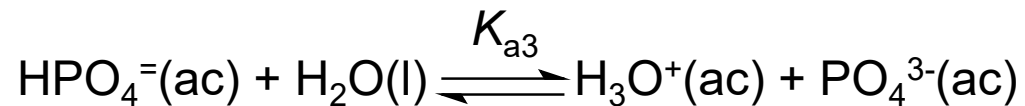
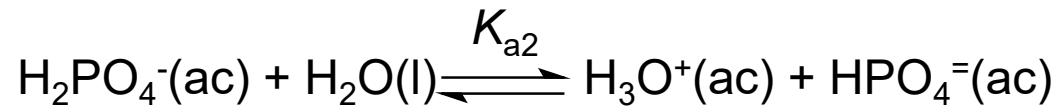
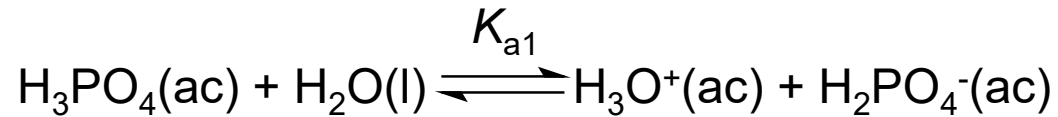
ÁCIDOS DIPRÓTICOS

H_2S : $\text{pK}_{\text{a}1} = 7,0$, $\text{pK}_{\text{a}2} = 12,92$

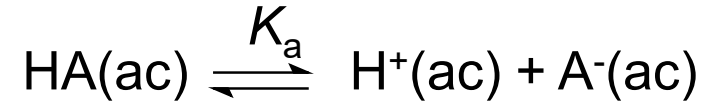


ÁCIDOS TRIPRÓTICOS

H_3PO_4 : $\text{pK}_{\text{a}1} = 2,14$, $\text{pK}_{\text{a}2} = 7,20$, $\text{pK}_{\text{a}3} = 12,37$



Cálculo del pH de una solución de ácido débil



Inicial	C_i	-	-
Cambio	$-x$	x	x
Equilibrio	$C_i - x$	x	x

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{x \cdot x}{C_i - x}$$

$$x^2 + K_a x - K_a C_i = 0$$

$$x = [\text{A}^-] = [\text{H}^+] = \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 + 4K_a C_i}}{2}$$

Si $x \ll C_i$ (menos del 5%)

$$C_i - x \cong C_i$$

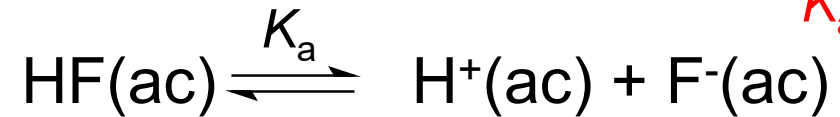
$$x = \sqrt{K_a C_i}$$

$$\text{pH} = -\log x$$

Cuál es el pH de una solución de HF 0,3M?

HF: $pK_a = 3,17$

$K_a = 6,8 \times 10^{-4}$



Inicial	0,3	-	-
Cambio	-x	x	x
Equilibrio	0,3 - x	x	x

Si $x \ll C_i$ (menos del 5%)

$$C_i - x \cong C_i$$

$$x = \sqrt{K_a C_i}$$

$$x = \sqrt{6,8 \times 10^{-4} \times 0,3} = 1,43 \times 10^{-2} = [\text{H}^+]$$

$$\alpha = \frac{1,43 \times 10^{-2}}{0,3} \times 100 = 4,75\%$$

pH = 1,85

$$x = \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 + 4K_a C_i}}{2}$$

$x_1 = 1,39 \times 10^{-2} = [\text{H}^+] \Rightarrow$

~~$x_2 = -1,46 \times 10^{-2}$~~

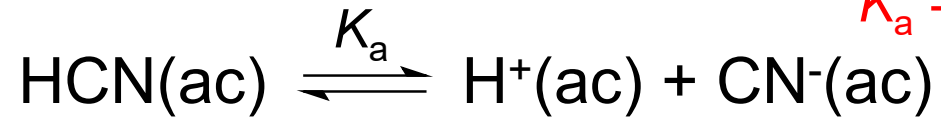
pH = 1,85

pH = 1,85 > al pH = 0,52 de un ácido fuerte 0,3M

Cuál es el pH de una solución de HCN 0,3M?

HCN: $pK_a = 9,31$

$K_a = 4,9 \times 10^{-10}$



Inicial	0,3	-	-
Cambio	-x	x	x
Equilibrio	0,3 - x	x	x

Si $x \ll C_i$ (menos del 5%)

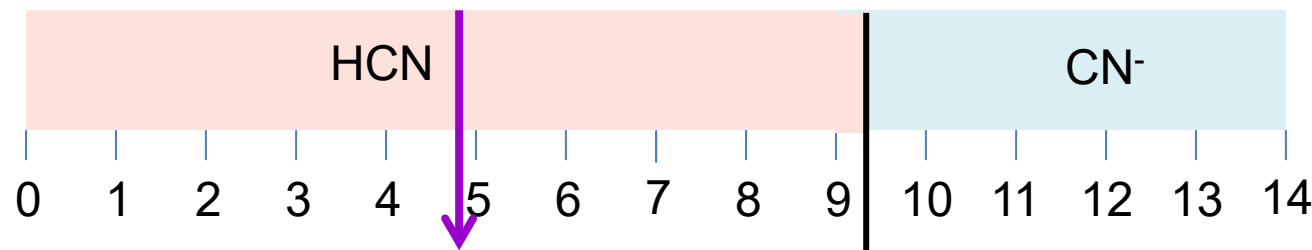
$$C_i - x \cong C_i$$

$$x = \sqrt{K_a C_i}$$

$$x = \sqrt{4,9 \times 10^{-10} \times 0,3} = 1,21 \times 10^{-5} = [\text{H}^+]$$

$$\alpha = \frac{1,21 \times 10^{-5}}{0,3} \times 100 = 0,004\%$$

pH = 4,92



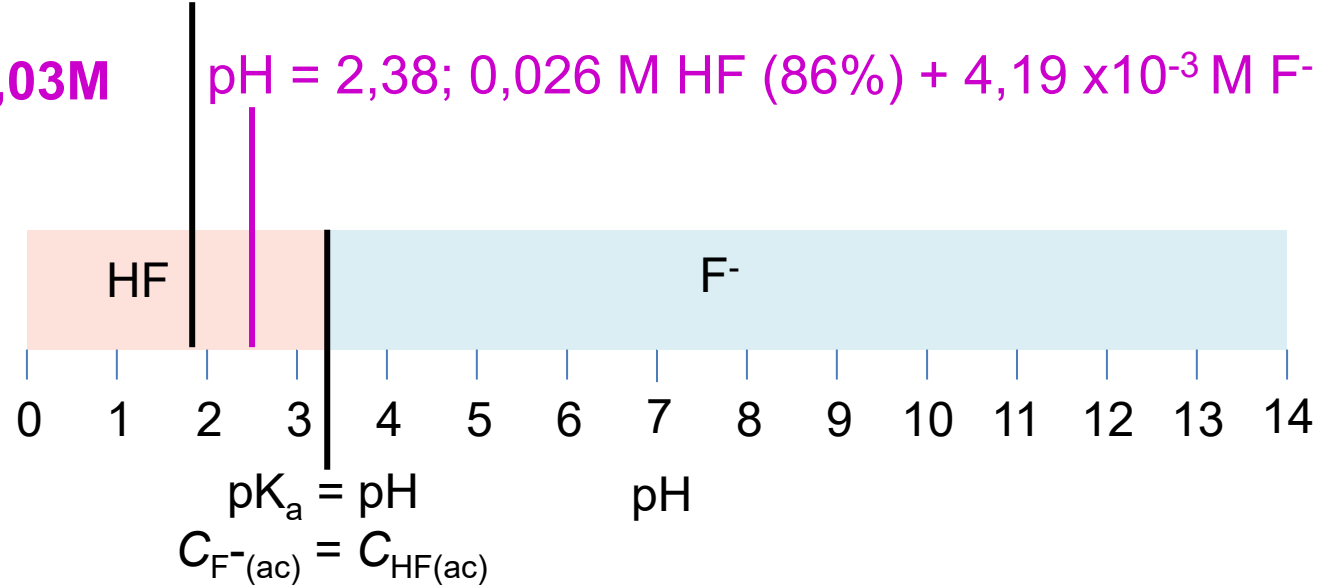
pH = 4,92
99,996% HCN

$$pK_a = \text{pH}$$

$$C_{\text{CN}^-(\text{ac})} = C_{\text{HCN}(\text{ac})}$$

HF 0,3M pH = 1,85; 0,286 M HF (95%) + 0,014 M F⁻ (5%)

HF 0,03M pH = 2,38; 0,026 M HF (86%) + 4,19 x 10⁻³ M F⁻ (14%)



Si C_i = 0,03 M (diez veces más diluido)

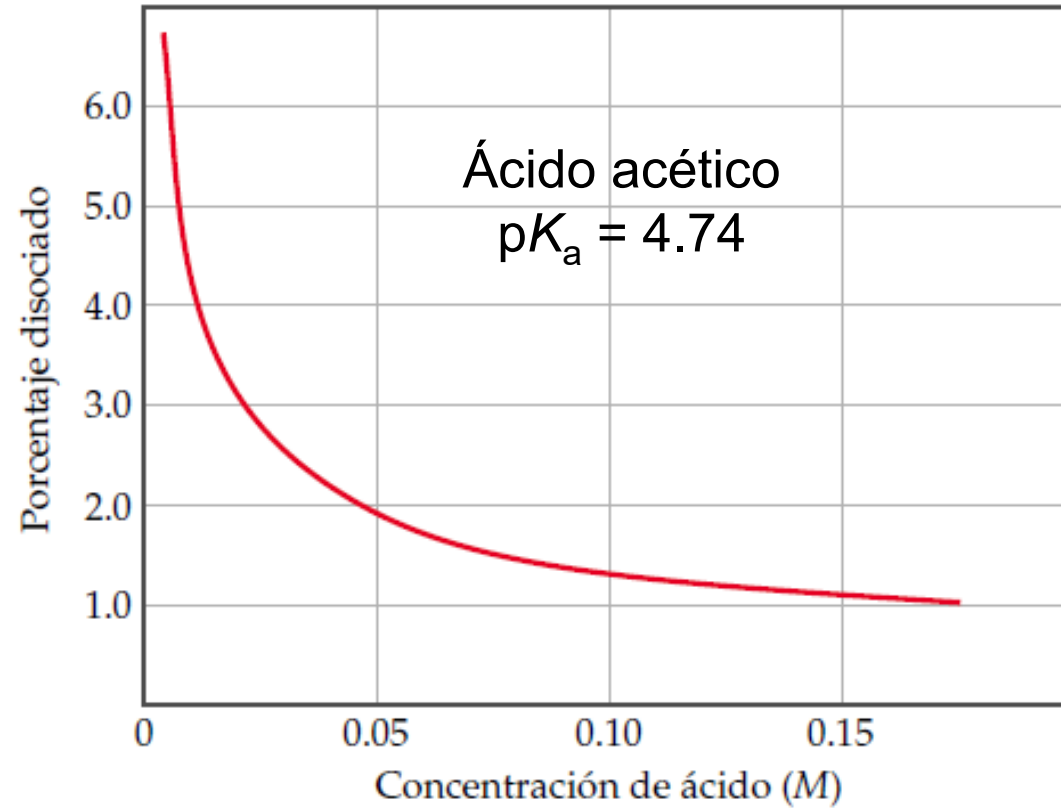
$$x = \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 + 4K_a C_i}}{2}$$

$$x_1 = 4,19 \times 10^{-3} = [\text{F}^-] = [\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = 2,38$$

$$\alpha = 14\%$$

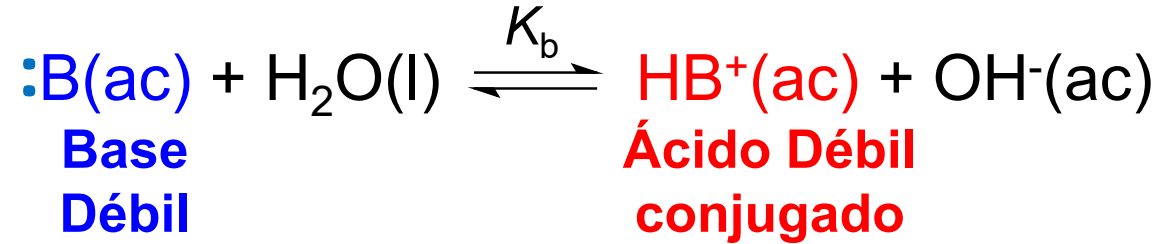
$$x_2 = -4,87 \times 10^{-3}$$

GRADO DE DISOCIACIÓN DE UN ÁCIDO DÉBIL EN FUNCIÓN DE SU CONCENTRACIÓN



BASES DÉBILES

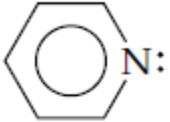
Parcialmente protonadas



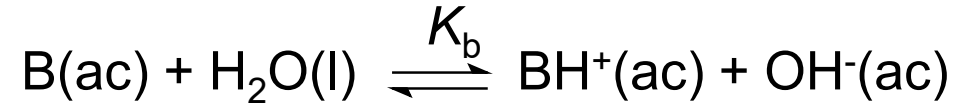
$$K_b = \frac{[\text{HB}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

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

ALGUNAS BASES DÉBILES

Base	Estructura de Lewis	Ácido conjugado	K_b	pK_b
Amoniac (NH ₃)	$\begin{array}{c} \text{H} - \ddot{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	NH ₄ ⁺	1.8×10^{-5}	4,74
Piridina (C ₆ H ₅ N)		C ₅ H ₅ NH ⁺	1.7×10^{-9}	8,77
Hidroxilamina (H ₂ NOH)	$\begin{array}{c} \text{H} - \ddot{\text{N}} - \ddot{\text{O}}\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	H ₃ NOH ⁺	1.1×10^{-8}	7,96
Metilamina (NH ₂ CH ₃)	$\begin{array}{c} \text{H} - \ddot{\text{N}} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{H} \end{array}$	NH ₃ CH ₃ ⁺	4.4×10^{-4}	3,36
Ion bisulfuro (HS ⁻)	$\left[\text{H} - \ddot{\text{S}} : \right]^{-}$	H ₂ S	1.8×10^{-7}	6,74
Ion carbonato (CO ₃ ²⁻)	$\left[\begin{array}{c} :\ddot{\text{O}}: \\ \\ :\ddot{\text{O}} - \text{C} = \ddot{\text{O}}: \end{array} \right]^{2-}$	HCO ₃ ⁻	1.8×10^{-4}	3,74
Ion hipoclorito (ClO ⁻)	$\left[:\ddot{\text{Cl}} - \ddot{\text{O}}: \right]^{-}$	HClO	3.3×10^{-7}	6,48

Cálculo del pH de una solución de base débil



Inicial	C_i	-	-
Cambio	-x	x	x
Equilibrio	$C_i - x$	x	x

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

$$x^2 + K_b x - K_b C_i = 0$$

$$x = [\text{OH}^-] = [\text{BH}^+] = \frac{-K_b \pm \sqrt{K_b^2 + 4K_b C_i}}{2}$$

Si $x \ll C_i$ (menos del 5%)

$$C_i - x \cong C_i$$

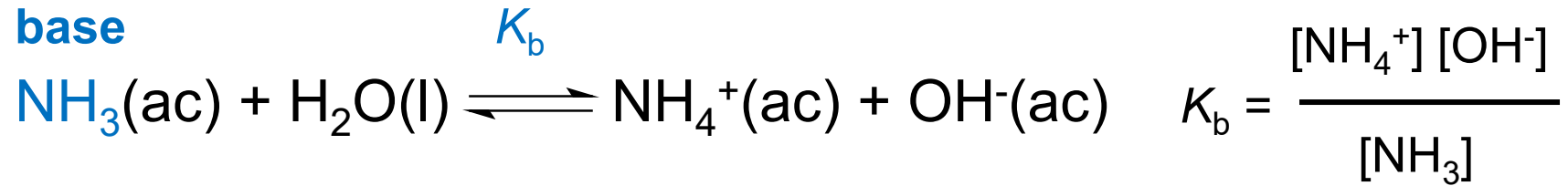
$$x = \sqrt{K_b C_i}$$

$$\text{pOH} = -\log x$$

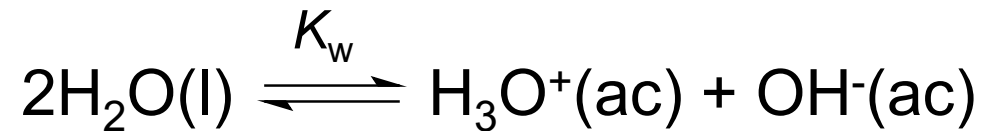
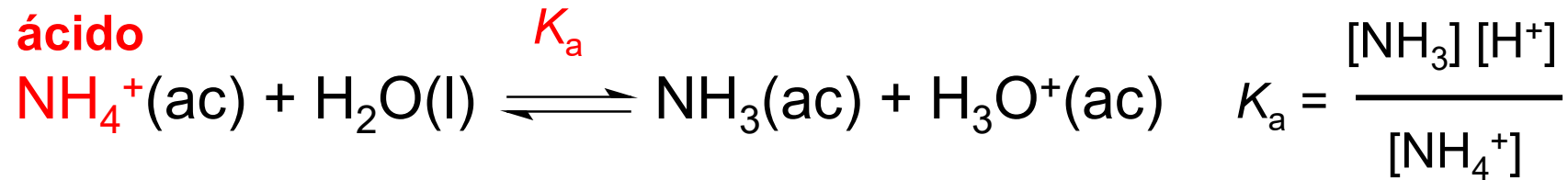
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

RELACIÓN ENTRE K_a y K_b

base



ácido



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

$$pK_w = 14 = pK_b + pK_a$$



Tema EQUILIBRIO ÁCIDO – BASE – 2da PARTE



Ácido-base – 2da Parte

- Cálculo de pH para ácidos dipróticos
 - pH de soluciones de sales
 - pH de anfolitos
- Cálculo de pH en mezclas de ácidos y bases
 - Efecto del ión común
 - Soluciones amortiguadoras
 - Titulación ácido/base
 - Selección de indicadores
- Titulación de ácidos polipróticos

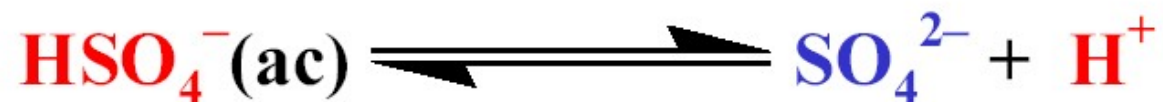


CÁLCULO DE pH DE ÁCIDO SULFÚRICO 0,5 M



La primera ionización: $[\text{HSO}_4^-] = [\text{H}^+] = 0,50 \text{ M}$

En la segunda ionización



Inicial	0.50	0	0.50
Cambio	-x	x	x
Equilibrio	0.50 - x	x	0.50 + x

$$K_{a2} = 1,1 \times 10^{-2} = \frac{(0,50 + x)x}{(0,50 - x)} \approx \frac{0,5x}{0,5} \quad x = 0,011$$

$$[\text{HSO}_4^-] = 0,50 - x = 0,489 \text{ M}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = x = 0,011$$

$$[\text{H}^+] = 0,5 + x = 0,511$$

$$\text{pH} = 0.29$$

DISOLUCIÓN DE SALES

Las sales en solución acuosa se disocian totalmente. El pH de la solución dependerá del catión y anión que la componen

Catión no ácido y anión no básico: pH = 7

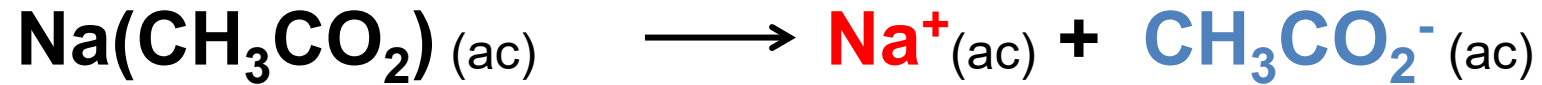


**Ácido conjugado de base débil y anión no básico:
pH < 7**



Ej: si $\text{NH}_4\text{Cl} = 0,5 \text{ M}$, pH = 4,77

Catión no ácido y anión base conjugada de un ácido débil: pH > 7



$$K_b = K_w/K_a = 5,62 \times 10^{-10}$$



Base débil

Ácido débil

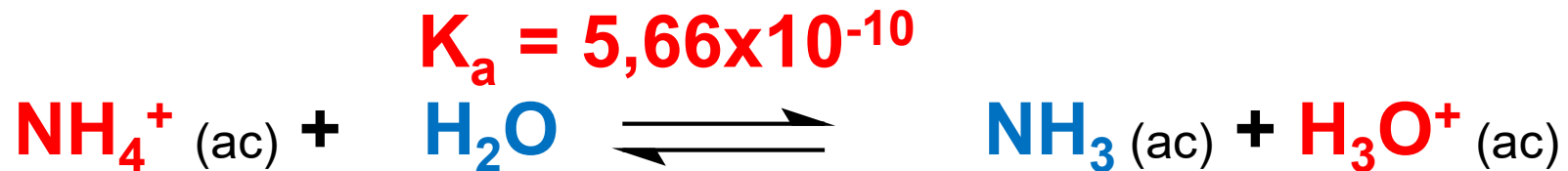
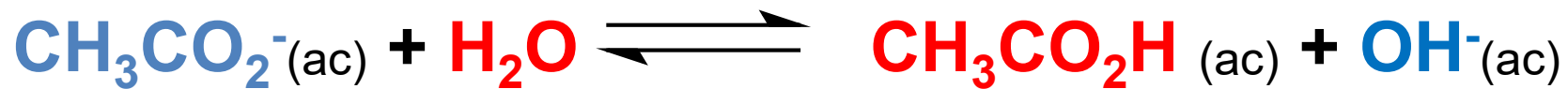
$$K_b = K_w/K_a = 10^{-14}/1,75 \times 10^{-5}$$

Ej: si $\text{Na}(\text{CH}_3\text{CO}_2) = 0,5 \text{ M}$, $\text{pOH} = 4,77$; **pH = 9,23**

Catión ácido conjugado de base débil y anión base conjugada de un ácido débil: pH depende de pKa y pKb



$$K_b = 5,62 \times 10^{-10}$$

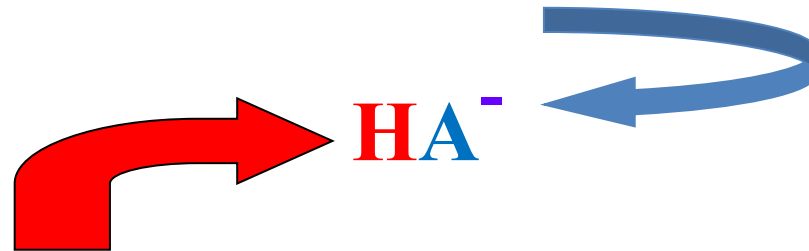


Ej: si $\text{NH}_4(\text{CH}_3\text{CO}_2) = 0,5 \text{ M}$, $\text{pH} = 7$

“Anfolito o especie anfiprótica”

Especies que pueden aumentar tanto la concentración de OH^- o la de H_3O^+

¿Qué característica/s estructural/es debe reunir una especie química para ser considerada como tal?



Ejemplos: HS^- ; HCO_3^- , H_2PO_4^- ; HPO_4^{2-}

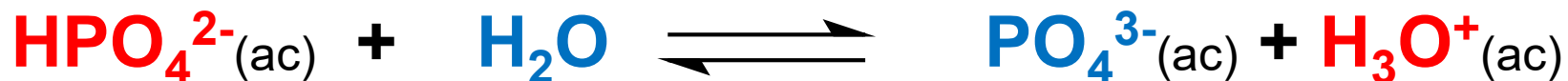
SOLUCIÓN DE UNA SAL DE UN ANFOLITO



$$K_b = K_w/K_{a2} = 1,58 \times 10^{-7}$$



$$K_{a3} = 4,26 \times 10^{-13}$$



$$K_b > K_a \quad \text{y} \quad \text{pH} > 7$$

$$\text{pH} = (\text{p}K_{a2} + \text{p}K_{a3}) / 2 = 9,79 \text{ (si la conc.} > 10^{-3} \text{ M)}$$

EJERCICIOS DE APLICACIÓN

Calcular el pH de las siguientes soluciones

- a) 5 ml de ácido nítrico 0,25 M**
- b) 45 ml de ácido nítrico 0,25 M**
- c) 10 ml de ácido perclórico 1×10^{-3} M**
- d) 10 ml de ácido perclórico 1×10^{-3} M + 5 mL de agua**

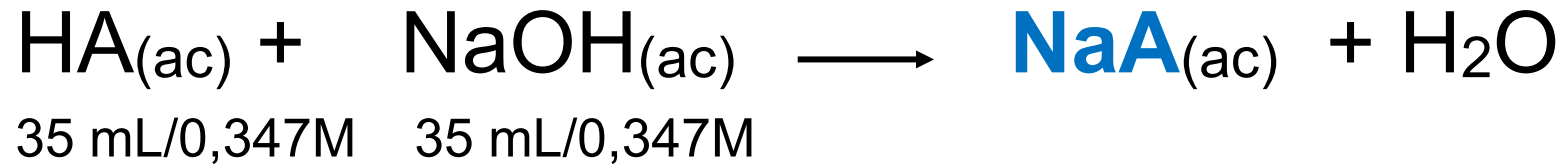
e) 10 ml de ácido perclórico 1×10^{-3} M + 5 mL de hidróxido de potasio 1×10^{-3} M

f) 10 ml de ácido perclórico 1×10^{-3} M + 10 mL de hidróxido de potasio 1×10^{-3} M

g) 10 ml de ácido perclórico 1×10^{-3} M + 10 mL de hidróxido de potasio $\text{pOH} = 2,8$

h) 35 ml de ácido benzoico $0,347$ M (AH) + 35 ml hidróxido de sodio $0,347$ M

h) HA = ácido benzoico



$$K_b = K_w/K_a = 1 \times 10^{-14} / 6,312 \times 10^{-5} = 1,58 \times 10^{-10}$$

por lo tanto A^- es una base débil



$$K_b = x^2/C_i \quad x = 5,24 \times 10^{-6}$$

Verificando si el grado de disociación es despreciable

$$\alpha \% = (x/C_i) \times 100 = 0,003 \%$$

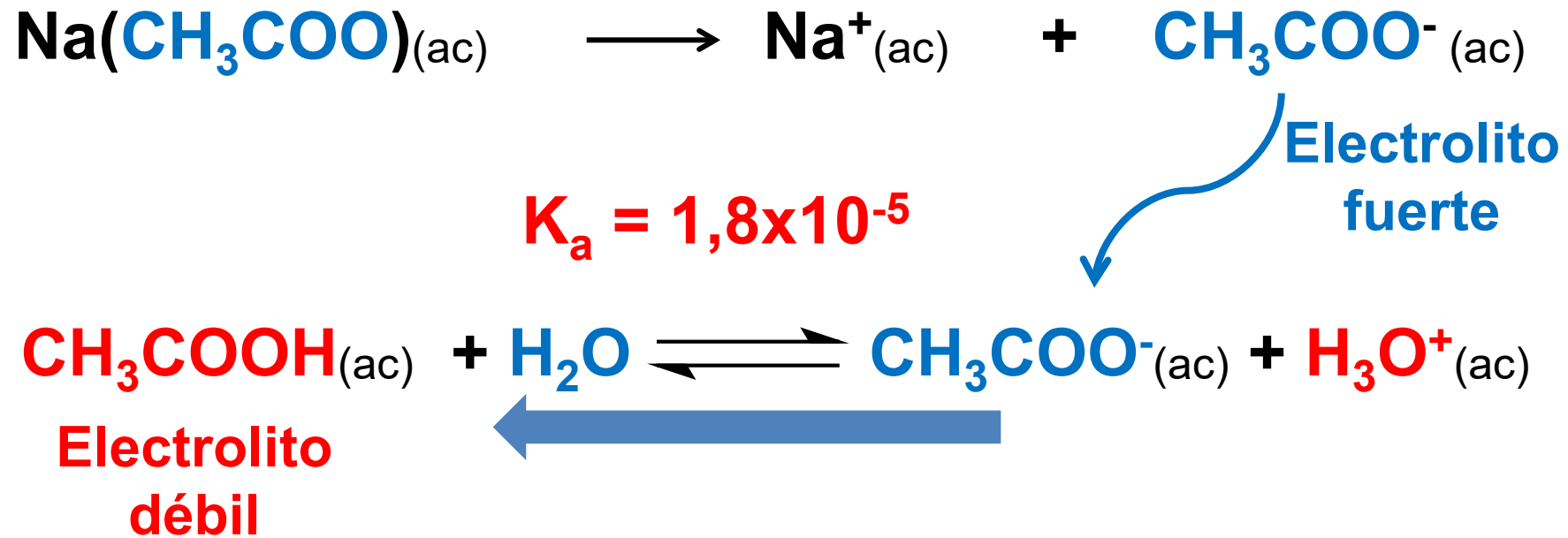
Entonces se puede calcular el pOH

$$\text{pOH} = -\log 5,24 \times 10^{-6} = 5,28$$

$$\text{pH} = 14 - 5,28 = 8,72$$

EFFECTO DEL ION COMÚN

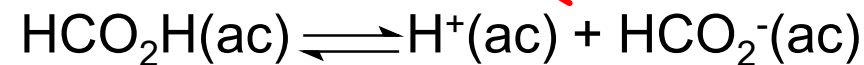
El grado de disociación de un electrólito débil disminuye cuando se agrega a la disolución un electrólito fuerte que tiene un ion en común con el electrólito débil



La base agregada reacciona con H^+ y la reacción se desplaza hacia los reactivos para recobrar la posición de equilibrio

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Calcular el pH de una solución compuesta por ácido fórmico (HCO_2H) 0.2 M y HCl 0,1 M. $K_{\text{fórmico}} = 1,8 \times 10^{-4}$



Inicial	0,2M	0,1M	-
Cambio	-x	+x	+x
Equilibrio	0,2 - x	0,1+x	+ x

$$x = K_a \frac{(0,2 - x)}{(0,1 + x)} = 3,6 \times 10^{-4}$$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] [\text{H}^+]}{[\text{AH}]}$$
$$= \frac{x (0,1+x)}{(0,2 - x)}$$

$$\text{pH} = -\log (0,1 + 3,6 \times 10^{-4}) = 1,0$$

El pH de una solución de ácido fórmico 0,2 M es 2,22, por lo cual el agregado de ácido fuerte disminuye el pH a 1

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Calcular el pH de una solución preparada mezclando 0,5 mol de CH_3COOH y 0,5 mol de $\text{Na}(\text{CH}_3\text{COO})$ en 1 L de solución



Inicial	0,5M	-	0,5M
Cambio	-x	x	+x
Equilibrio	0,5 - x	x	0,5 + x

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}^+]}{[\text{AH}]}$$
$$= \frac{(0,5+x) x}{(0,5-x)}$$

HENDERSON - HASSELBALCH

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{C_{\text{base Conjugada}(\text{ac})}}{C_{\text{ácido}(\text{ac})}}$$

$$= 4,74 + \log \frac{(0,5 + \cancel{x})}{(0,5 - \cancel{x})}$$

$$\text{pH} = 4,74$$

El pH de una solución de ácido acético 0,5 M es 2,52, por lo cual el agregado de la base conjugada aumenta el pH a 4,74

SOLUCIÓN BUFFER (AMORTIGUADORA)

Es una solución compuesta por:

un ácido débil y una sal de su base conjugada

Ej: CH_3COOH / $\text{Na}(\text{CH}_3\text{COO})$

o

una base débil y una sal de su ácido conjugado

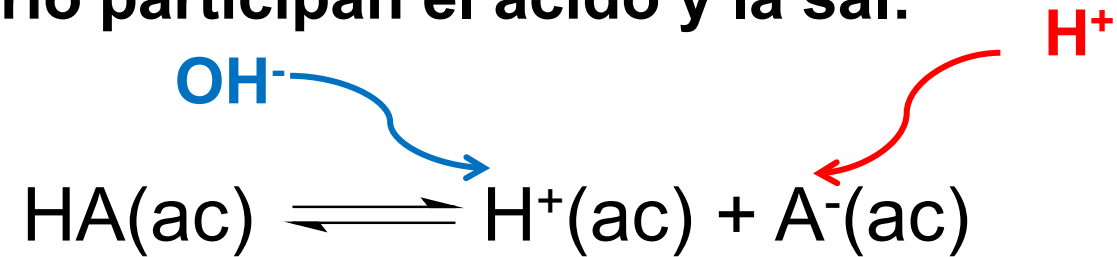
Ej: NH_3 / NH_4Cl

que resiste el agregado de ácidos o bases fuertes en
pequeña proporción

ÁCIDO DÉBIL + SAL DE BASE CONJUGADA

HA + MA (M = catión no ácido)

En el equilibrio participan el ácido y la sal:



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

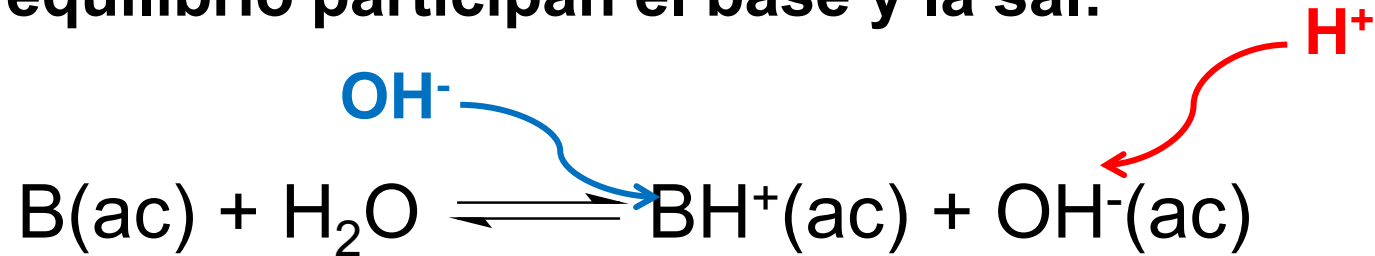
HENDERSON - HASSELBALCH

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{C_{\text{sal (ac)}}}{C_{\text{ácido(ac)}}}$$

BASE DÉBIL + SAL DE ÁCIDO CONJUGADO

$B + BH^+$

En el equilibrio participan el base y la sal:



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

HENDERSON - HASSELBALCH

$$pOH = pK_b + \log \frac{C_{sal(ac)}}{C_{base(ac)}}$$

CAPACIDAD AMORTIGUADORA DEL BUFFER

Es la cantidad de ácido o base que el buffer puede aceptar antes de que comience a variar el pH de manera apreciable. Depende de las cantidades relativas de las especies ácidas y básicas que lo conforman y la concentración del buffer.

CAPACIDAD REGULADORA MÁXIMA

cuando la relación $[\text{sal}]/[\text{ácido}]$ o $[\text{sal}]/[\text{base}]$ es igual a 1, en cuyo caso:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log 1 = \text{pK}_a \quad \text{ó} \quad \text{pOH} = \text{pK}_b + \log 1 = \text{pK}_b$$

RANGO ÚTIL DEL BUFFER

Cuando la razón $[\text{sal}]/[\text{ácido}]$ o $[\text{sal}]/[\text{base}]$ se encuentra entre 0,1 y 10:

$$\text{pH} = \text{pK}_a \pm \log 10 = \text{pK}_a \pm 1 \quad \text{ó} \quad \text{pOH} = \text{pK}_b \pm \log 10 = \text{pK}_b \pm 1$$

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Calcule la concentración de benzoato de sodio que debe estar presente en una disolución 0,20 M de ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$) para tener un pH de 4,00. $K_a = 6,31 \times 10^{-5}$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{C_{\text{sal(ac)}}}{C_{\text{ácido(ac)}}} = 4,20 + \log \frac{C_{\text{sal(ac)}}}{0,2} = 4,00$$

$$C_{\text{sal}} = 0,20 \cdot 10^{(4,00 - 4,20)} = 0,13 \text{ M}$$

EJERCICIO DE APLICACIÓN

¿Cuántos moles de NH_4Cl se deben agregar a 2,0 L de NH_3 0,10 M para formar un amortiguador cuyo pH sea 9,00? (Suponga que la adición de NH_4Cl no altera el volumen de la disolución.)

$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{C_{\text{sal(ac)}}}{C_{\text{base(ac)}}} = 4,74 + \log \frac{C_{\text{sal(ac)}}}{0,10 \text{ M}} = 5,00$$

$$C_{\text{sal}} = 0,10 \cdot 10^{(5,00 - 4,74)} = 0,18 \text{ M}$$

Como son 2 L, deben agregarse 0,36 moles de NH_4Cl

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Una disolución amortiguadora contiene 0,12 mol de ácido propiónico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$) y 0,10 mol de propionato de sodio ($\text{NaC}_2\text{H}_5\text{CO}_2$) en 1,50 L. $\text{pK}_a = 4,88$

(a) ¿Cuál es el pH de este buffer? (b) ¿Cuál es el pH del buffer después de la adición de 0,01 mol de NaOH? (c) ¿Cuál es el pH del buffer después de la adición de 0,01 mol de HI?



$$\text{a) } \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{C_{\text{sal}(\text{ac})}}{C_{\text{ácido}(\text{ac})}} = 4,88 + \log \frac{0,067}{0,08} = 4,80$$

$$\text{b) } \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{C_{\text{sal}} + x}{C_{\text{ácido}} - x} = 4,88 + \log \frac{(0,067 + 0,0067)}{(0,08 - 0,0067)} = 4,88$$

$$\text{c) } \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{C_{\text{sal}} - x}{C_{\text{ácido}} + x} = 4,88 + \log \frac{(0,067 - 0,0067)}{(0,08 + 0,0067)} = 4,72$$

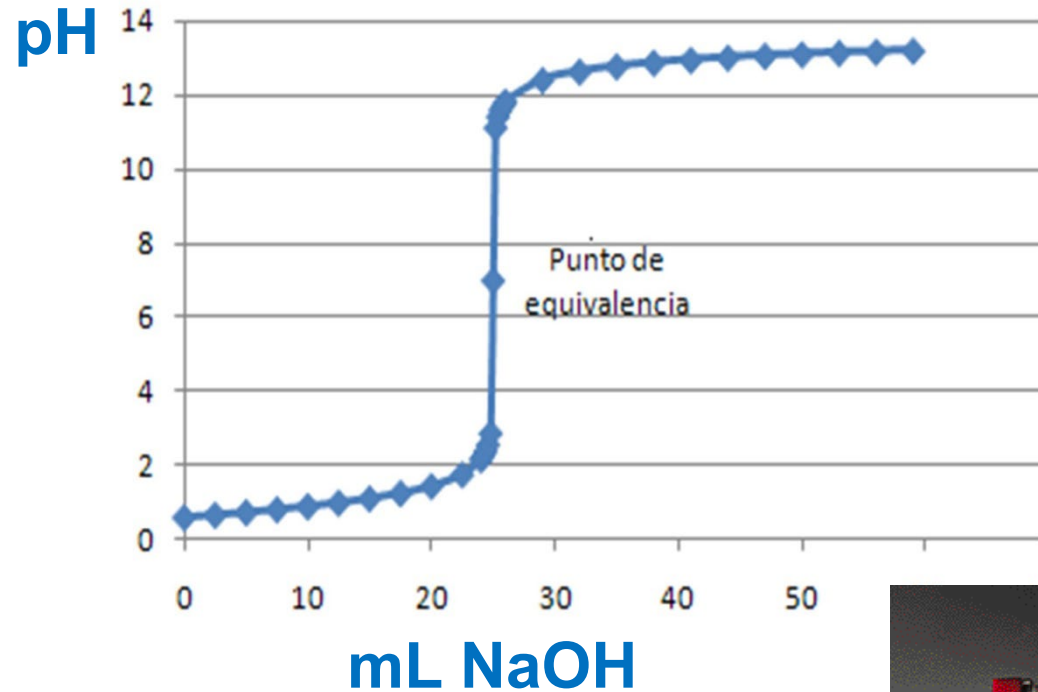
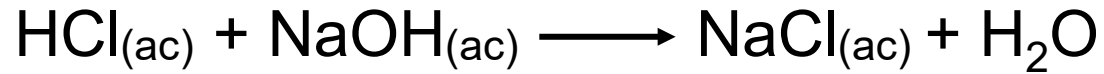
(d) Compare el pH que resulta al agregar 0,01 mol de HI a 1,5 L de agua pura

$$\text{pH} = -\log(0,0067) = \mathbf{2,18}$$

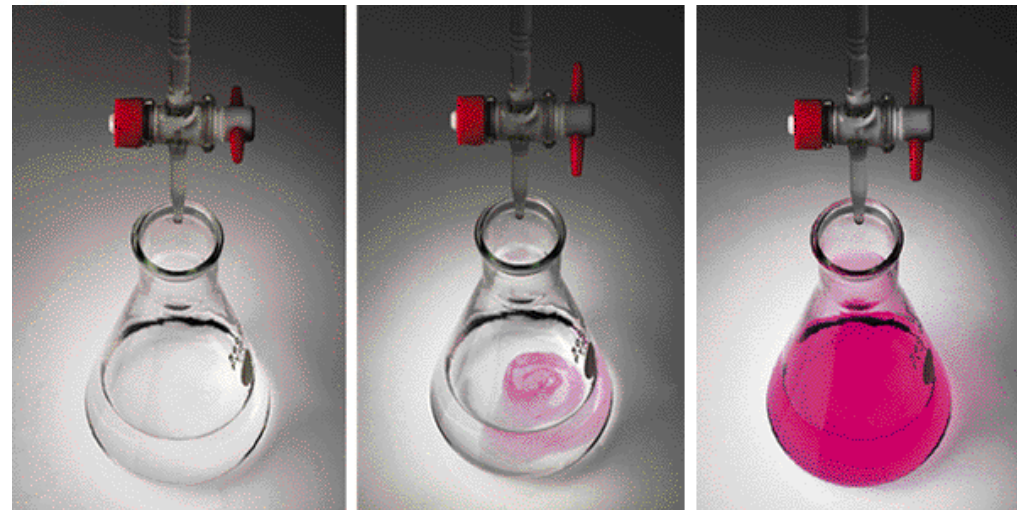
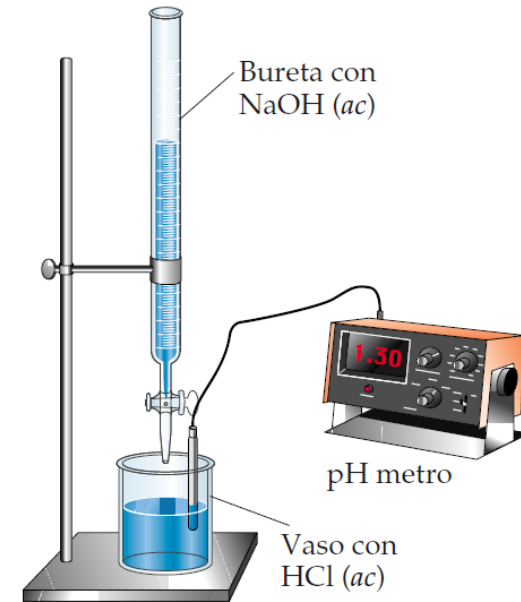
cuando se agrega a agua pura,

mientras que cuando se adiciona al buffer el pH es **4,72**

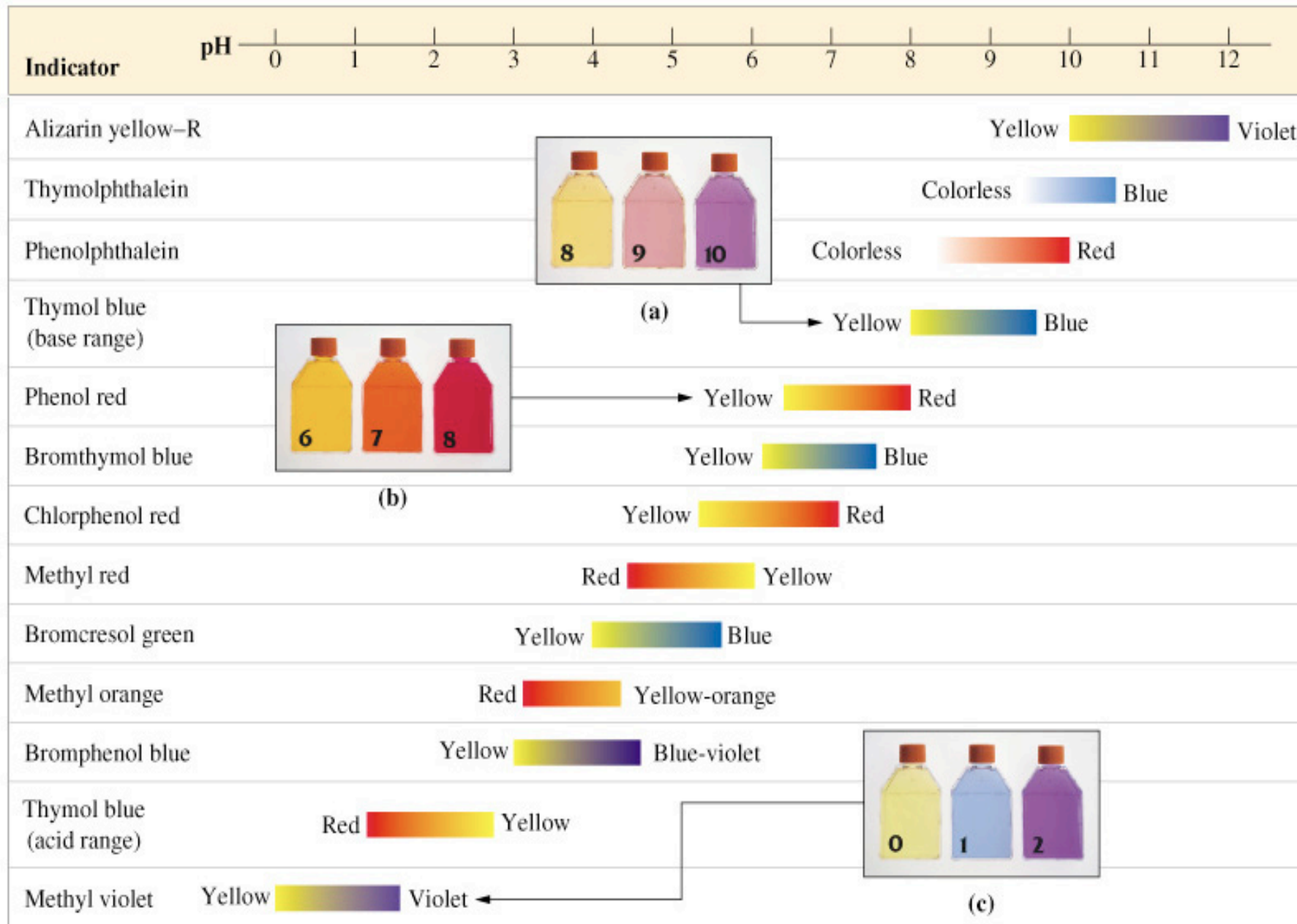
TITULACION ÁCIDO FUERTE/BASE FUERTE



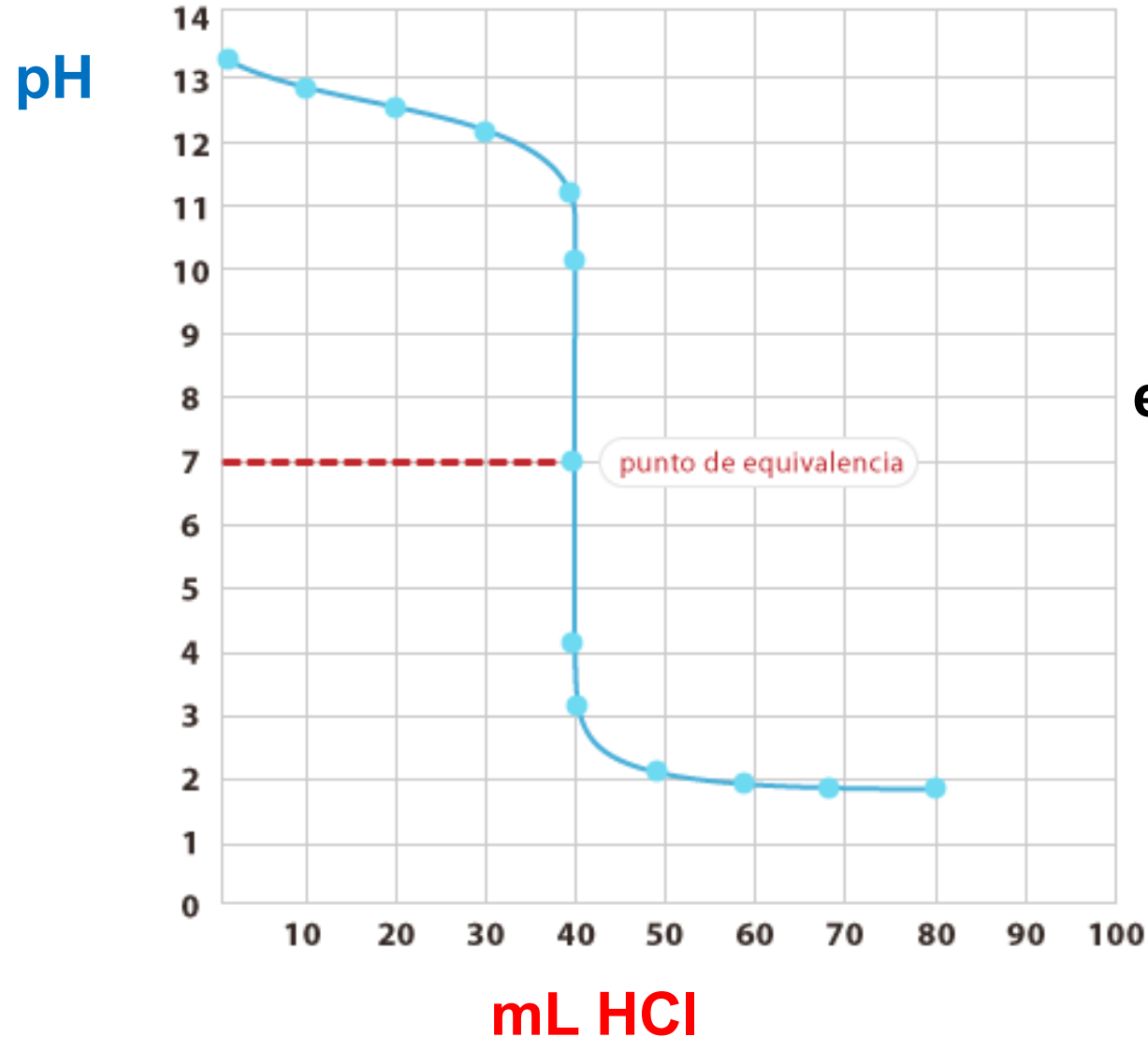
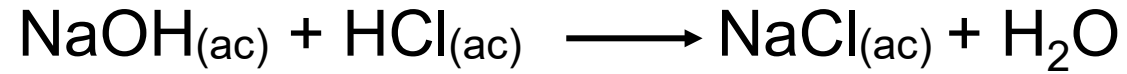
Punto de
equivalencia
= 7



Intervalo de viraje de indicadores de pH

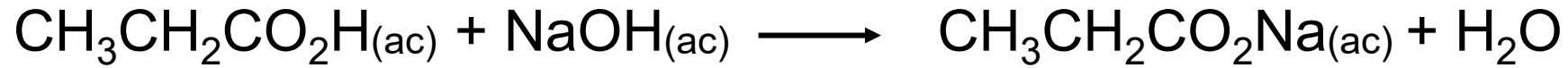


TITULACION BASE FUERTE/ÁCIDO FUERTE



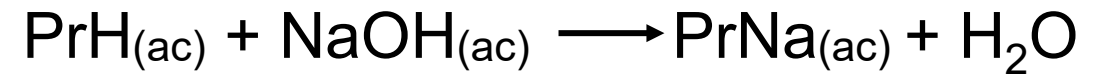
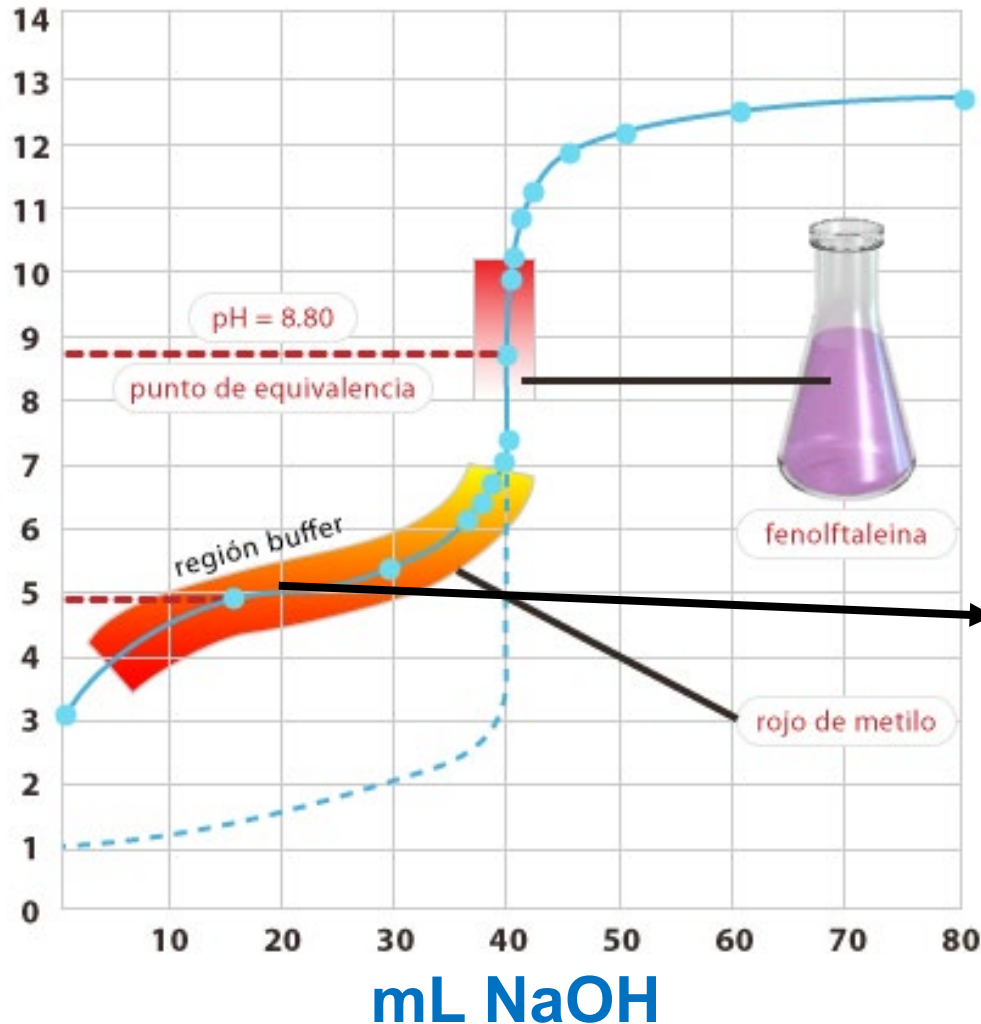
Punto de
equivalencia
= 7

TITULACION ÁCIDO DEBIL/BASE FUERTE



pH

Punto de
equivalencia
> 7



0,002 mol 0,001 mol -

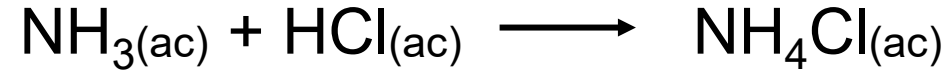
Quedan:

0,001 mol 0 mol

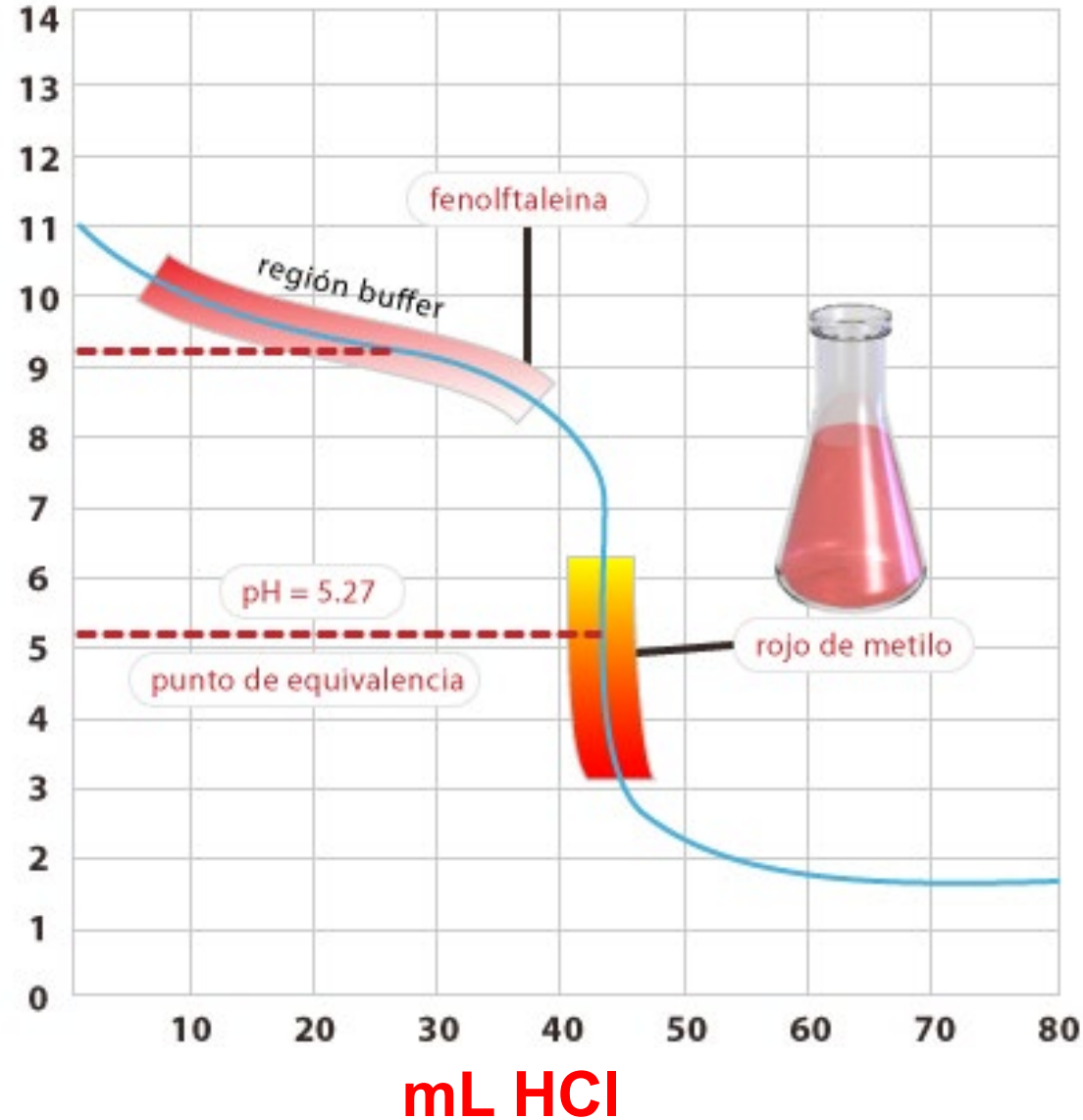
0,001 mol

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} = 4,88 + \log \frac{0,001}{0,001} = 4,88$$

TITULACION BASE DEBIL/ÁCIDO FUERTE



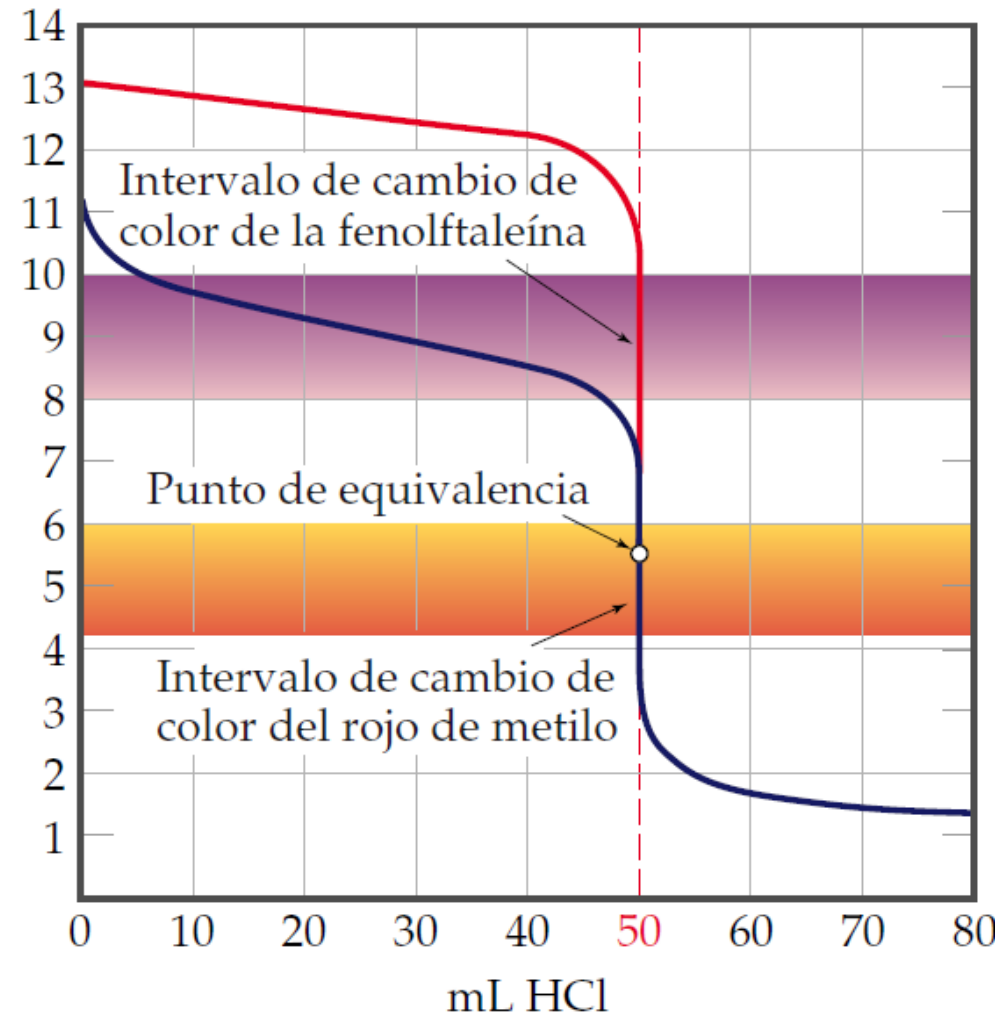
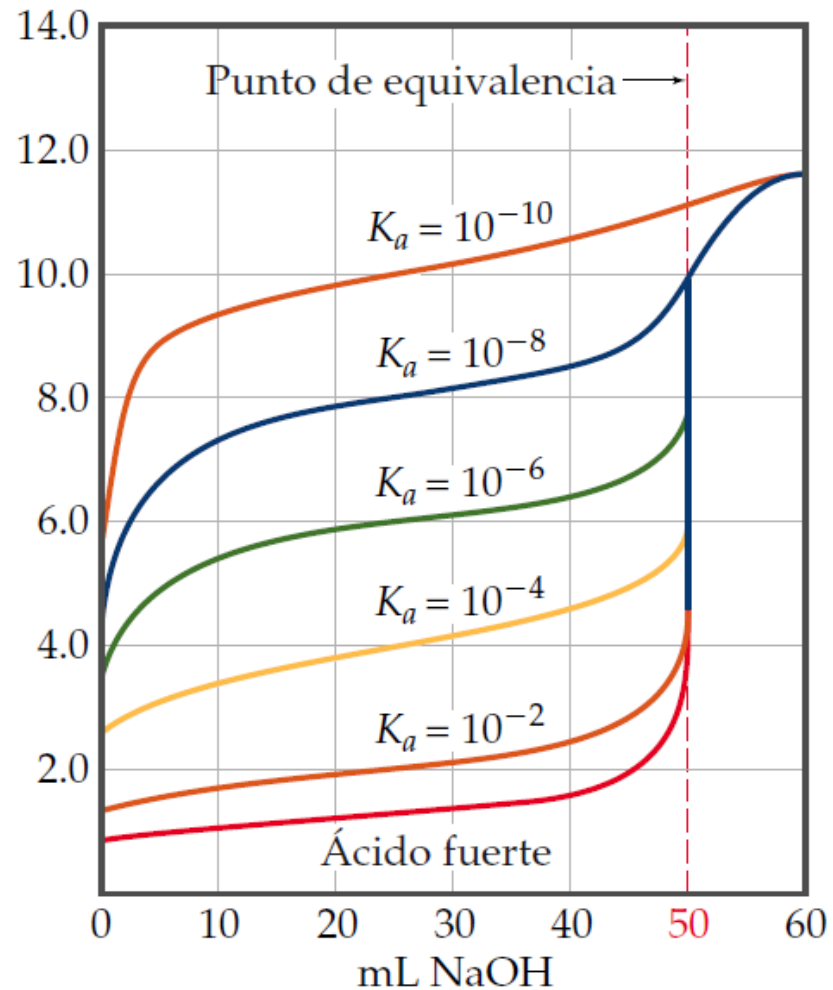
pH



Punto de
equivalencia
< 7

INFLUENCIA DE LA FUERZA DEL ÁCIDO O LA BASE SOBRE LA FORMA DE LA CURVA DE TITULACION

pH



CURVA DE TITULACION DE UN ÁCIDO DIPROTICO CON UNA BASE FUERTE

pH

