



Equilibrio Ácido-Base

Ácidos y Bases

ÁCIDOS

- Tienen sabor agrio
- Reaccionan con metales (Zn, Mg, Fe, ..) para producir H_2 gaseoso
- Son conductores de la electricidad (electrolitos)
- Colorean de rojo el papel de tornasol



cítricos



aspirina

Limpiadores
amoniacales



Fármacos
Antiácidos

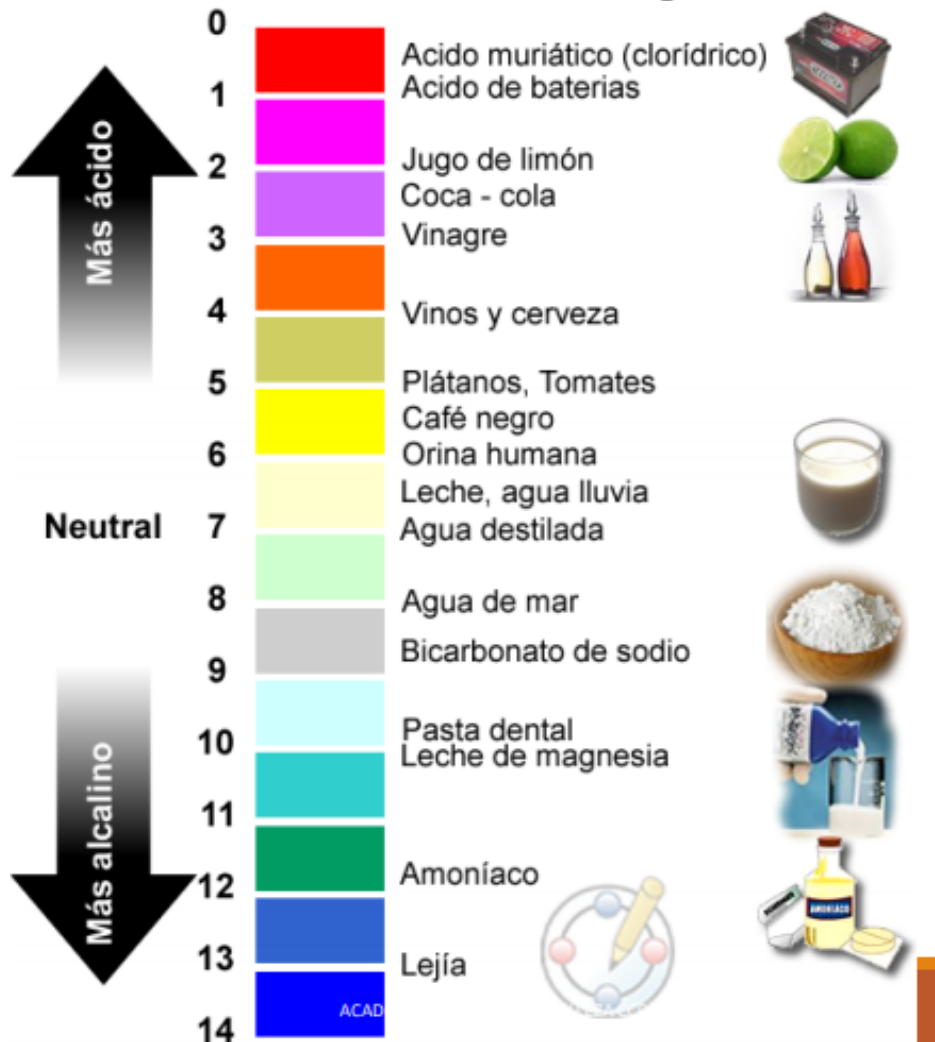
BASES

- Tienen sabor amargo
- Tienen tacto resbaladizo, como el de los jabones (bases)
- Son conductores de la electricidad (electrolitos)
- Colorean de azul el papel de tornasol

Detergentes y
jabones



Escala del pH



DEFINICIONES DE ÁCIDOS Y BASES.

Arrhenius (1883)

Ácido: Sustancia que, en disolución acuosa, dona H^+

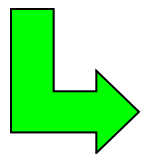


Base: Sustancia que, en disolución acuosa, dona OH^-



Limitaciones:

- * Sustancias con propiedades básicas que no contienen iones hidroxilo (p.ej.: NH_3 líquido)
- * Se limita a disoluciones acuosas.

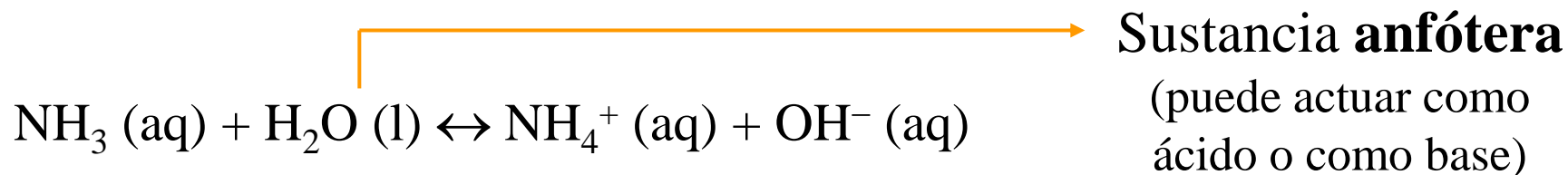
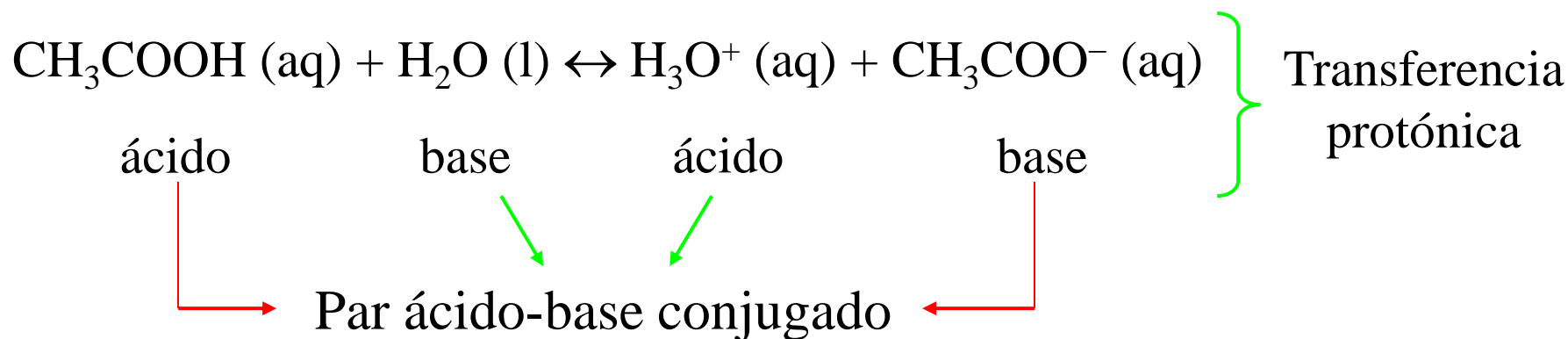


Se requiere una perspectiva más general

Brønsted-Lowry (1923)

Ácido: Especie que tiene tendencia a ceder un H^+

Base: Especie que tiene tendencia a aceptar un H^+



Ventajas {

- * Ya no se limita a disoluciones acuosas
- * Se explica el comportamiento básico de, p.ej., NH_3

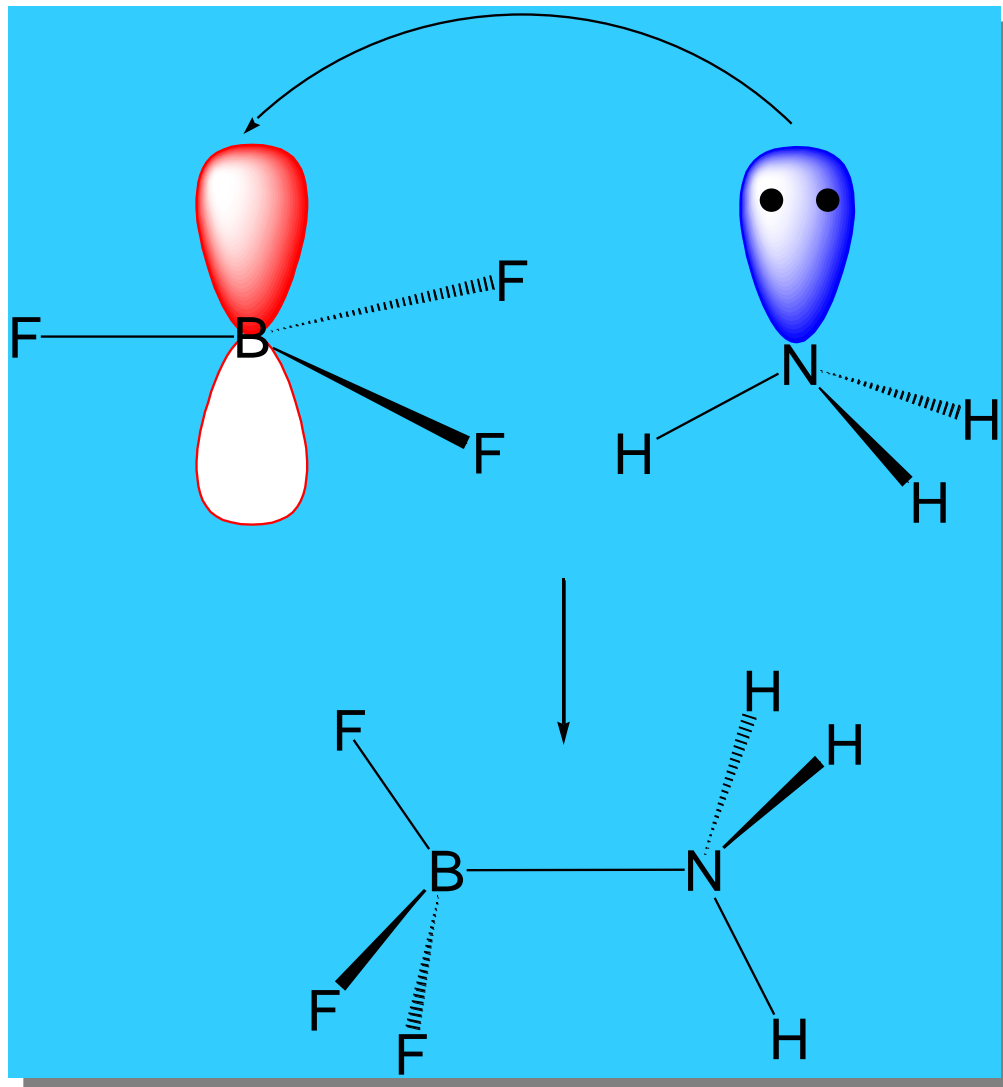
Teoría de Lewis

- En su teoría incluye sustancias que no tienen hidrógeno y que, a pesar de ello, se comportan como ácidos o bases.
- Su teoría funciona en soluciones no acuosas y no necesita de la formación del par conjugado ácido base y de una sal.

Teoría de Lewis

- Lewis definió los ácidos y las bases de la siguiente forma:
- *Ácido:* es una molécula o ión capaz de recibir uno o varios pares de electrones.
- *Base:* es una molécula o ión capaz de donar uno o varios pares de electrones.

TEORÍA DE LEWIS



FUERZA RELATIVA DE ÁCIDOS Y BASES

Cuanto más fuerte sea un ácido, más débil es su base conjugada.

Cuanto más fuerte sea una base, más débil es su ácido conjugado.

	ACID	BASE	
100% ionized in H ₂ O	Strong	HCl	Cl ⁻
		H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻
		HNO ₃	NO ₃ ⁻
Acid strength increases ↑		H ₃ O ⁺ (aq)	H ₂ O
	Weak	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻
		H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻
		HF	F ⁻
		HC ₂ H ₃ O ₂	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻
		H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻
		H ₂ S	HS ⁻
		H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻
		NH ₄ ⁺	NH ₃
		HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻
		HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
		H ₂ O	OH ⁻
	Negligible	OH ⁻	O ²⁻
		H ₂	H ⁻
		CH ₄	CH ₃ ⁻
			Strong
			100% protonated in H ₂ O
			Base strength increases ↓

EQUILIBRIO DE AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA



El ecuación representa la autoionización del agua.

K_w es el **producto de ionización** del agua a 25°C.

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

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

Solución es

neutra

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

ácida

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

básica

Agua pura: $[H^+] = [OH^-]$; $[H^+] = 1 \times 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} = 7$
 $[OH^-] = 1 \times 10^{-7} \Rightarrow \text{pOH} = 7$

$$p = -\log$$

DISOLUCIÓN
ÁCIDA

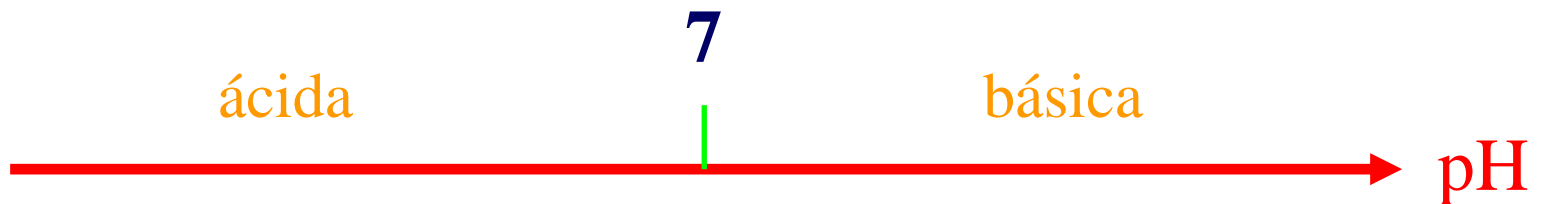
$[H_3O^+] > [OH^-]$
 $\text{pH} < 7$

DISOLUCIÓN
NEUTRA



$[H_3O^+] = [OH^-]$
 $\text{pH} = 7$

DISOLUCIÓN
BÁSICA

$[H_3O^+] < [OH^-]$
 $\text{pH} > 7$



Relación entre $[H_3O^+]$, $[OH^-]$, pH y pOH

$[H_3O^+]$ (M)	$[OH^-]$ (M)	pH	pOH	
1,0	$1,0 \times 10^{-14}$	0	14	 aumento de la acidez
$1,0 \times 10^{-1}$	$1,0 \times 10^{-13}$	1	13	
$1,0 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-12}$	2	12	
$1,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-11}$	3	11	
$1,0 \times 10^{-4}$	$1,0 \times 10^{-10}$	4	10	
$1,0 \times 10^{-5}$	$1,0 \times 10^{-9}$	5	9	
$1,0 \times 10^{-6}$	$1,0 \times 10^{-8}$	6	8	
$1,0 \times 10^{-7}$	$1,0 \times 10^{-7}$	7	7	Neutro
$1,0 \times 10^{-8}$	$1,0 \times 10^{-6}$	8	6	 aumento de la basicidad
$1,0 \times 10^{-9}$	$1,0 \times 10^{-5}$	9	5	
$1,0 \times 10^{-10}$	$1,0 \times 10^{-4}$	10	4	
$1,0 \times 10^{-11}$	$1,0 \times 10^{-3}$	11	3	
$1,0 \times 10^{-12}$	$1,0 \times 10^{-2}$	12	2	
$1,0 \times 10^{-13}$	$1,0 \times 10^{-1}$	13	1	
$1,0 \times 10^{-14}$	1,0	14	0	

Complete la siguiente tabla:

$[H^+]$ M	$[OH^-]$ M	pH	pOH	Ácida o básica
2.5×10^{-4}				
	6.9×10^{-8}			
		3.2		
			5.7	

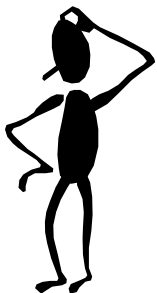
$[H^+]$ M	$[OH^-]$ M	pH	pOH	Ácida o Básica
$2,51 \times 10^{-4}$	$3,98 \times 10^{-11}$	3,6	10,4	Ácida
$1,45 \times 10^{-7}$	$6,92 \times 10^{-8}$	6,84	7,16	Ácida
$6,31 \times 10^{-4}$	$1,58 \times 10^{-11}$	3,2	10,8	Ácida
$5,01 \times 10^{-9}$	$2,00 \times 10^{-6}$	8,3	5,7	Básica



El pH de agua de lluvia colectada en la estación metereológica de Quinta Normal en un día de invierno fue 4.82. ¿Cuál es la concentración de H^+ en el agua de lluvia?

$$pH = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.82} = 1.5 \times 10^{-5} M$$



La concentración de OH^- en una muestra de sangre es $2.5 \times 10^{-7} M$. ¿Cuál es el pH de la sangre?

$$pH + pOH = 14.00$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (2.5 \times 10^{-7}) = 6.60$$

$$pH = 14.00 - pOH = 14.00 - 6.60 = 7.40$$

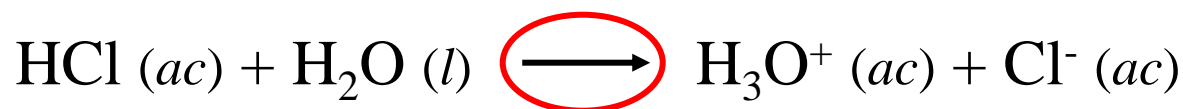
ELECTRÓLITO FUERTE: 100% DISOCIACIÓN



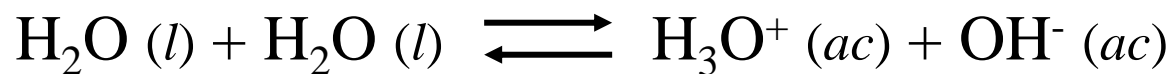
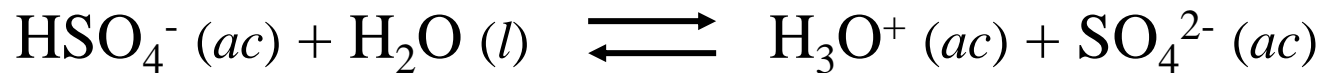
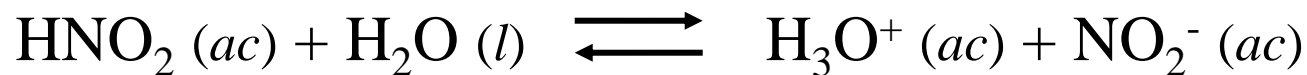
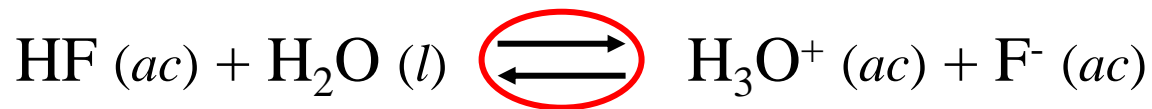
ELECTRÓLITO DÉBIL: NO SE DISOCIA POR COMPLETO



Ácidos fuertes son electrólitos fuertes



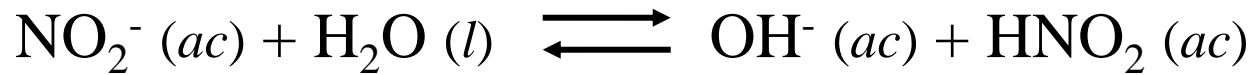
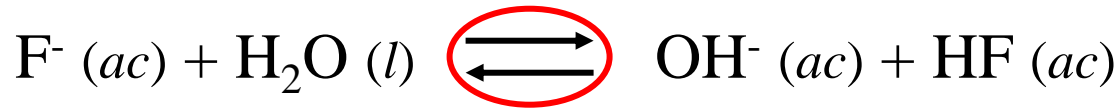
Ácidos débiles son electrólitos débiles



Bases fuertes son electrólitos fuertes

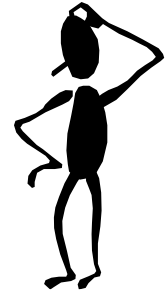


Bases débiles son electrólitos débiles



Pares conjugados ácido-base:

- La base conjugada de un ácido fuerte no tiene la fuerza medible.
- H^+ o H_3O^+ es el ácido más fuerte que puede existir en disolución acuosa.
- El ion OH^- es la base más fuerte que puede existir en disolución acuosa.



¿Cuál es el pH de una disolución $2 \times 10^{-3} M$ HNO_3 ?

$$pH = 2.7$$



¿Cuál es el pH de una disolución $1.8 \times 10^{-2} M$ $NaOH$?

$$pH = 12.26$$



¿Cuál es el pH de una disolución 0.05 M HCl ?

$$\text{pH} = 1.3$$



¿Cuál es el pH de una disolución $1.8 \times 10^{-2}\text{ M}$ Ba(OH)_2 ?

$$\text{pH} = 12.56$$

Calcule el pH de las siguientes soluciones de ácidos fuertes:

a) 1.8×10^{-4} M de HBr

b) 1.02 g de HNO_3 en 250.0 mL de solución

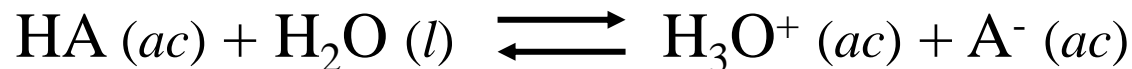
c) 50.0 mL de una solución preparada a partir de 2.0 mL de HClO_4
0.5 M

pH = 3.7

pH = 1.2

pH = 1.7

Ácidos débiles (HA) y su constante de ionización ácida



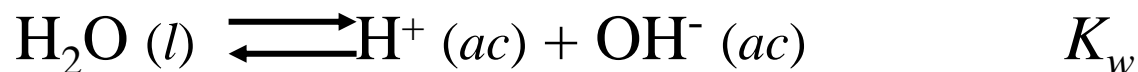
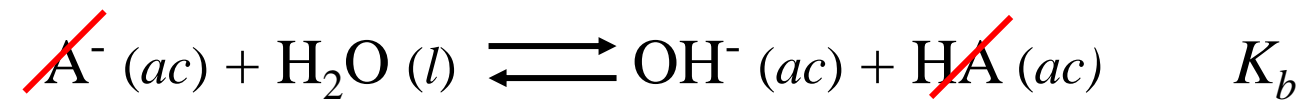
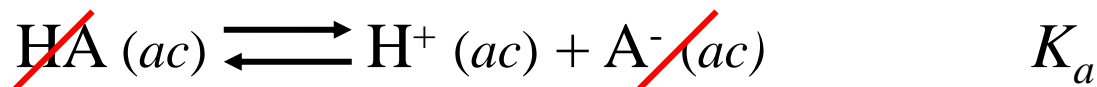
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

K_a es la *constante de ionización ácida*

K_a ↑

↑ fuerza
ácido débil

Relación entre la constante de ionización de los ácidos y sus bases conjugadas



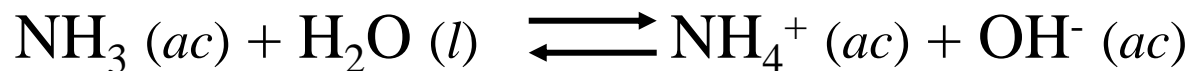
$$K_a K_b = K_w$$

Ácido débil en su base conjugada

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

Bases débiles y su constante de ionización básica



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

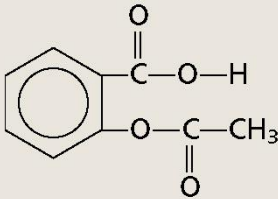
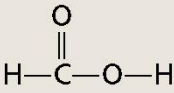
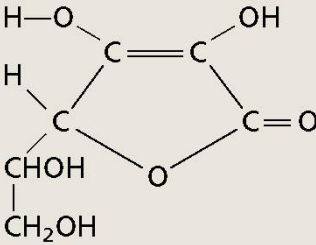
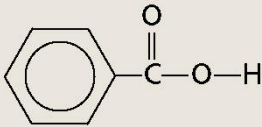
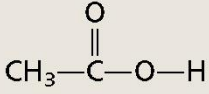
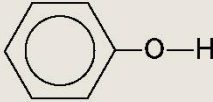
K_b es la *constante de ionización básica*

K_b ↑ ↑ fuerza
de base débil



Resuelva los problemas base débil como ácidos débiles *excepto* para $[\text{OH}^-]$ en lugar de $[\text{H}^+]$.

Table 15.3 Ionization Constants of Some Weak Acids and Their Conjugate Bases at 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}	$C_9H_7O_4^-$	3.3×10^{-11}
Formic acid	HCOOH		1.7×10^{-4}	$HCOO^-$	5.9×10^{-11}
Ascorbic acid*	C ₆ H ₈ O ₆		8.0×10^{-5}	$C_6H_7O_6^-$	1.3×10^{-10}
Benzoic acid	C ₆ H ₅ COOH		6.5×10^{-5}	$C_6H_5COO^-$	1.5×10^{-10}
Acetic acid	CH ₃ COOH		1.8×10^{-5}	CH_3COO^-	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}	$C_6H_5O^-$	7.7×10^{-5}

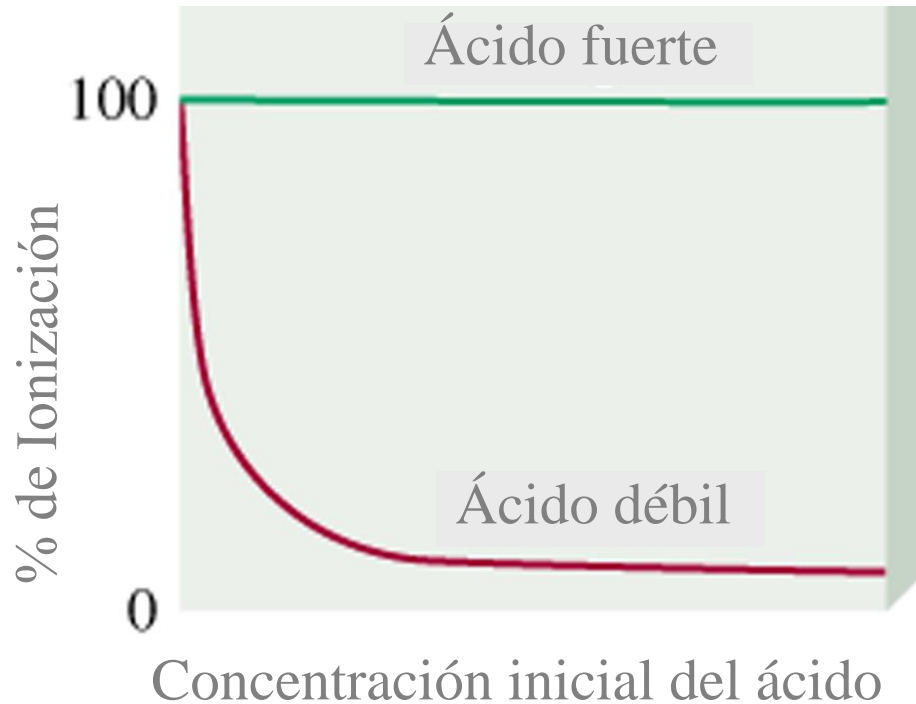
* For ascorbic acid it is the upper left hydroxyl group that is associated with this ionization constant.

Fuerzas relativas de ácidos y bases

	Ácido		Base conjugada	
Aumento de la fuerza ácida ↑	HClO ₄	Ácidos fuertes. Se suponen disociados al 100% en disolución acuosa.	ClO ₄ ⁻	Aumento de la fuerza básica ↓
	HI		I ⁻	
	HBr		Br ⁻	
	HCl		Cl ⁻	
	H ₂ SO ₄		HSO ₄ ⁻	
	HNO ₃		NO ₃ ⁻	
	H ₃ O ⁺	Ácidos débiles. En el equilibrio hay una mezcla de moléculas de ácido no ionizadas, así como de iones H ⁺ y de base conjugada.	H ₂ O	
	HSO ₄ ⁻		SO ₄ ²⁻	
	HF		F ⁻	
	HNO ₂		NO ₂ ⁻	
	HCOOH		HCOO ⁻	
	CH ₃ COOH		CH ₃ COO ⁻	
	NH ₄ ⁺		NH ₃	
	HCN		CN ⁻	
H ₂ O	OH ⁻			
NH ₃	NH ₂ ⁻			

$$\% \text{ ionización o Disociación} = \frac{\text{Concentración del H}^+ \text{ en el equilibrio}}{\text{Concentración inicial del ácido}} \times 100\%$$

$$\% \text{ ionización o Disociación} = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{HA}]_0} \times 100\% \quad [\text{HA}]_0 = \text{concentración inicial}$$





Porcentaje ionización : $\frac{[H^+]}{[HA]} \times 100$

Determine el porcentaje de ionización para el ácido fluorhídrico de concentración 0,0006 M, si su $pK_a = 3,15$.



Inicial	0,0006 M	0 M	0
---------	----------	-----	---

M

Cambio	-x M	x M	
--------	------	-----	--

x M

Equilibrio (0,0006-x) M	x M	x	
-------------------------	-----	---	--

M

$$K_a = \frac{x^2}{(0,0006 - x)} = 7,1 \times 10^{-4}$$

Como la [HF] es muy pequeña y K_a es grande, el método aproximado no es aplicable. Por lo tanto, se desarrolla la ecuación cuadrática media:

$$x^2 + 7,1 \times 10^{-4} x - 4,3 \times 10^{-7} = 0$$

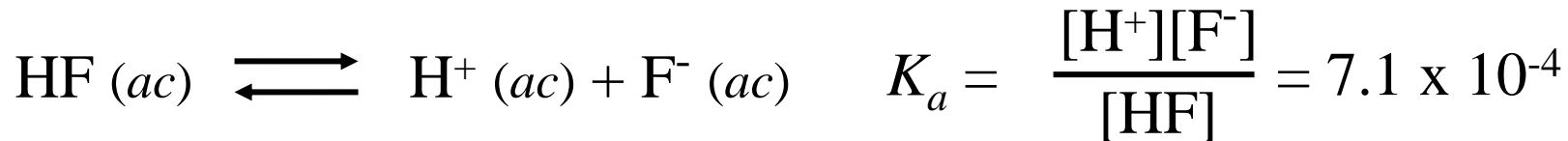
$$x = 3,9 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Por lo tanto,

$$\% \text{ ionización} = \frac{3,9 \times 10^{-4} \text{ M}}{0,0006 \text{ M}} \times 100 = 65\%$$



¿Cuál es el pH de una disolución 0.5 M HF (a 25°C)?



Inicial (<i>M</i>)	0.50	0.00	0.00
----------------------	------	------	------

Cambio (<i>M</i>)	- <i>x</i>	+ <i>x</i>	+ <i>x</i>
---------------------	------------	------------	------------

Equilibrio (<i>M</i>)	0.50 - <i>x</i>	<i>x</i>	<i>x</i>
-------------------------	-----------------	----------	----------

$$K_a = \frac{x^2}{0.50 - x} = 7.1 \times 10^{-4} \quad K_a \ll 1 \quad 0.50 - x \approx 0.50$$

$$K_a \approx \frac{x^2}{0.50} = 7.1 \times 10^{-4} \quad x^2 = 3.55 \times 10^{-4} \quad x = 0.019 \text{ M}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = 0.019 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 1.72$$

$$[\text{HF}] = 0.50 - x = 0.48 \text{ M}$$



¿Cuándo puedo usar la aproximación?

$$K_a \ll 1 \quad 0.50 - x \approx 0.50$$

Cuando x es menor que 5% del valor del cual se resta.

$$x = 0.019 \quad \frac{0.019 \text{ M}}{0.50 \text{ M}} \times 100\% = 3.8\%$$

Menor que 5%
Aproximación
válida.

¿Cuál es el pH de una disolución 0.05 M HF (a 25°C)?

$$K_a \approx \frac{x^2}{0.05} = 7.1 \times 10^{-4} \quad x = 0.006 \text{ M}$$

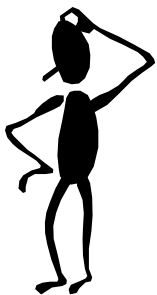
$$\frac{0.006 \text{ M}}{0.05 \text{ M}} \times 100\% = 12\%$$

Más que 5%
Aproximación.
no válida.

Debe resolver para x exactamente usando la ecuación cuadrática

Cómo resolver los problemas de ionización de **ácidos débiles**:

1. Identificar las especies principales que pueden afectar el pH.
 - En la mayoría de los casos, puede ignorar la autoionización del agua.
 - Ignorar $[\text{OH}^-]$ porque se determina por $[\text{H}^+]$.
2. Usar ICE para expresar las concentraciones en equilibrio en términos de una sola incógnita x .
3. Escribir K_a en términos de las concentraciones en equilibrio. Resuelva para x por el método de la aproximación. Si la aproximación no es válida, resuelva exactamente para x .
4. Calcular las concentraciones de todas las especies y/o pH de la disolución.



¿Cuál es el pH de un ácido monoprótico 0.122 M cuya K_a es 5.7×10^{-4} ?



Inicial(M)	0.122	0.00	0.00
----------------	-------	------	------

Cambio(M)	$-x$	$+x$	$+x$
---------------	------	------	------

Equilibrio(M)	$0.122 - x$	x	x
-------------------	-------------	-----	-----

$$K_a = \frac{x^2}{0.122 - x} = 5.7 \times 10^{-4}$$

$$K_a \ll 1 \quad 0.122 - x \approx 0.122$$

$$K_a \approx \frac{x^2}{0.122} = 5.7 \times 10^{-4}$$

$$x^2 = 6.95 \times 10^{-5} \quad x = 0.0083\text{ M}$$

$$\frac{0.0083\text{ M}}{0.122\text{ M}} \times 100\% = 6.8\%$$

Más que 5%
Aproximación
no válida

$$K_a = \frac{x^2}{0.122 - x} = 5.7 \times 10^{-4}$$

$$x^2 + 0.00057x - 6.95 \times 10^{-5} = 0$$

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = 0.0081$$

~~$$x = -0.0081$$~~



Inicial(<i>M</i>)	0.122	0.00	0.00
---------------------	-------	------	------

Cambio(<i>M</i>)	- <i>x</i>	+ <i>x</i>	+ <i>x</i>
--------------------	------------	------------	------------

Equilibrio(<i>M</i>)	0.122 - <i>x</i>	<i>x</i>	<i>x</i>
------------------------	------------------	----------	----------

$$[\text{H}^+] = x = 0.0081 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 2.09$$

Constante de acidez, k_a



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

La fuerza del ácido, se mide cualitativamente a través del valor de K_a .

A mayor valor de K_a , mayor fuerza tiene el ácido.

Cálculo de pH de ácido débil

Calcule el pH de una solución de ácido acético 0,01M, si se sabe que tiene un pK_a de 4,74.

$$pK_a = 4,74 \quad K_a = 10^{-4,74} = 1,8 \times 10^{-5}$$



$$K_a = \frac{[H^+][Ac^-]}{[HAc]}$$

$$\text{Como } [H^+] = [Ac^-] : K_a = \frac{[H^+]^2}{[HAc]}$$

$$[H^+] = \sqrt{(K_a \times [HAc])} = \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \times 0,01}$$

$$[H^+] = 4,2 \times 10^{-4} M$$

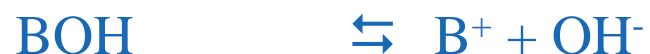
$$pH = -\log [H^+]$$

$$pH = -\log (4,2 \times 10^{-4})$$

$$pH = -(-3,38)$$

$$\mathbf{pH = 3,38}$$

Constante de Basicidad , K_b



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

La fuerza de la base, se mide cualitativamente a través del valor de K_b .

A mayor valor de K_b , mayor fuerza tiene la base.

Cálculo de pH de base débil

El hidróxido de amonio es una base débil. Calcule el pH de una solución 0,1 M de la base, si tiene un pK_b 4,75.

$$pK_b = 4,75 \quad K_b = 10^{-4,754} = 1,78 \times 10^{-5}$$



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] \quad [\text{NH}_4\text{OH}] = 0,1 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = 1,78 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(K_b \times [\text{NH}_4\text{OH}])} = \sqrt{1,78 \times 10^{-5} \times 0,1}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,33 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 1,33 \times 10^{-3} = 2,87$$

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

$$\text{pH} = 14 - 2,87 = \mathbf{11,13}$$

El ingrediente activo de la aspirina es el ácido acetilsalicílico, $\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$ un ácido monoprótico con K_a 3.3×10^{-4} a 25°C . Se disuelven dos tabletas de aspirina, cada una con 3250 mg de ácido acetilsalicílico en 200 mL de agua. Calcular

- a) [ácido acetilsalicílico] inicial y equilibrio
- b) % de disociación o ionización
- c) pH
- d) $[\text{OH}^-]$

$$[\text{ácido acetilsalicílico}]_{\text{inicial}} = 0,181\text{M}$$

$$[\text{ácido acetilsalicílico}]_{\text{eq}} = 7,71 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\% \text{ de disociación o ionización} = 4,3$$

$$\text{pH} = 2.11$$

$$[\text{OH}^-] = 1,29 \times 10^{-12} \text{ M}$$

El ácido fenilacético ($\text{HC}_8\text{H}_7\text{O}_2$), es una sustancia que se acumula en la sangre produciendo retardo mental o incluso la muerte. El pH de una disolución 0.085 M de $\text{HC}_8\text{H}_7\text{O}_2$ resulta ser de 2.68

- a) Encuentre las concentraciones en el equilibrio de las especies presentes.
- b) Calcule K_a

a) $[\text{HC}_8\text{H}_7\text{O}_2] = 0.0829$

$$[\text{HC}_8\text{H}_7\text{O}_2] = 2.1 \times 10^{-3}$$

$$[\text{H}^+] = 2.1 \times 10^{-3}$$

b) $K_a = 5.3 \times 10^{-5}$

Reacciones Neutralización ácido-base

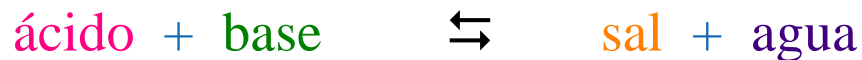
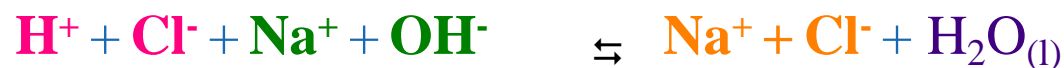


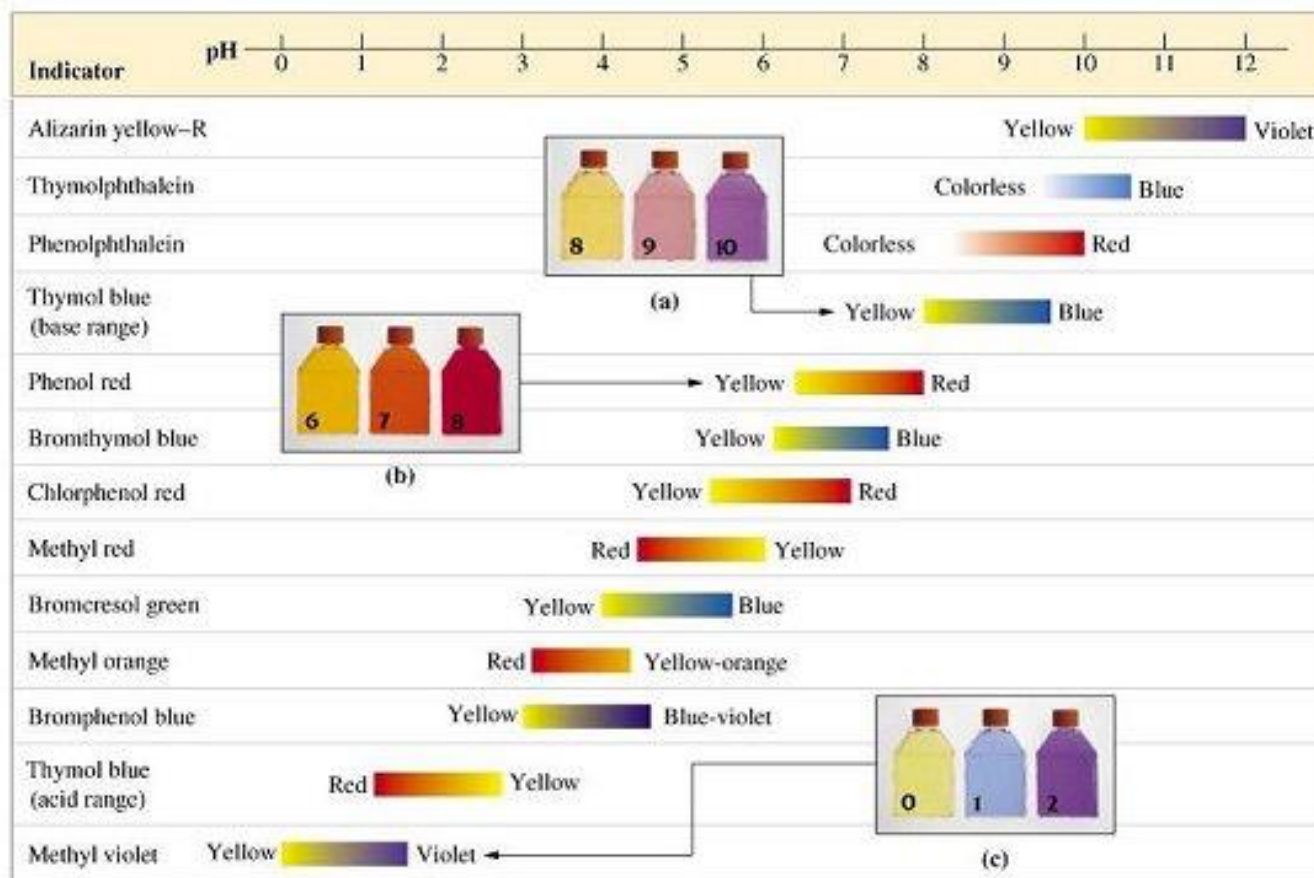
Las valoraciones ácido-base son **métodos indirectos**, que permiten determinar la cantidad total de un ácido o una base presente en una determinada solución.



Indicador	Color		Intervalo de pH*
	En medio ácido	En medio básico	
Azul de timol	Rojo	Amarillo	1.2-2.8
Azul de bromofenol	Amarillo	Azul	3.0-4.6
Anaranjado de metilo	Anaranjado	Amarillo	3.1-4.4
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4.2-6.3
Azul de clorofenol	Amarillo	Rojo	4.8-6.4
Azul de bromofenol	Amarillo	Azul	6.0-7.6
Rojo de cresol	Amarillo	Rojo	7.2-8.8
Fenolftaleína	Incoloro	Solferino	8.3-10.0

Cuando se produce la neutralización **se forma agua**.





En una reacción de neutralización la cantidad de moles del ácido y la base son iguales, por lo tanto,

$$V_{ac} \times C_{ac} = V_b \times C_b$$

$V_{ac} \times C_{ac}$ = número de moles o milimoles de ácido

$V_b \times C_b$ = número de moles o milimoles de base

C, generalmente en *Molaridad*

Para neutralizar 40 mL de una solución HCl 0,05M se utiliza una solución de NaOH 0,1M. Calcule el volumen de NaOH requerido para la total neutralización.

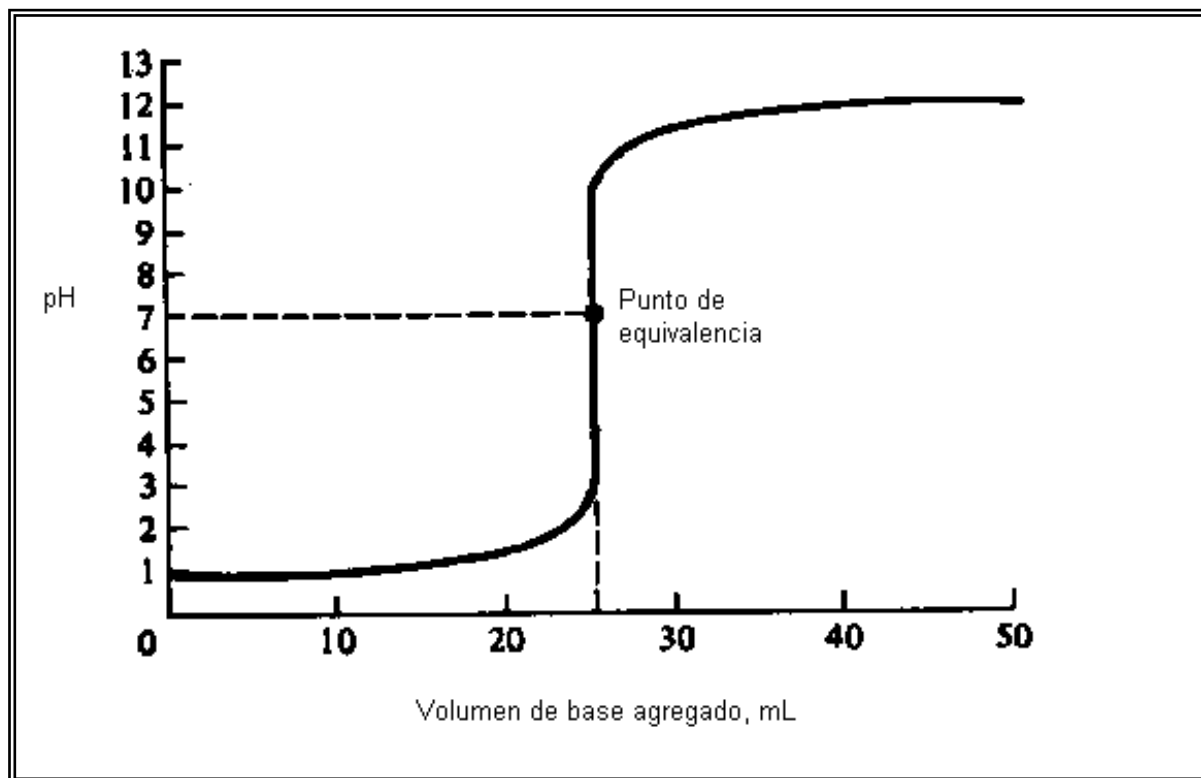


$$V_{\text{ac}} \times C_{\text{ac}} = V_{\text{b}} \times C_{\text{b}}$$

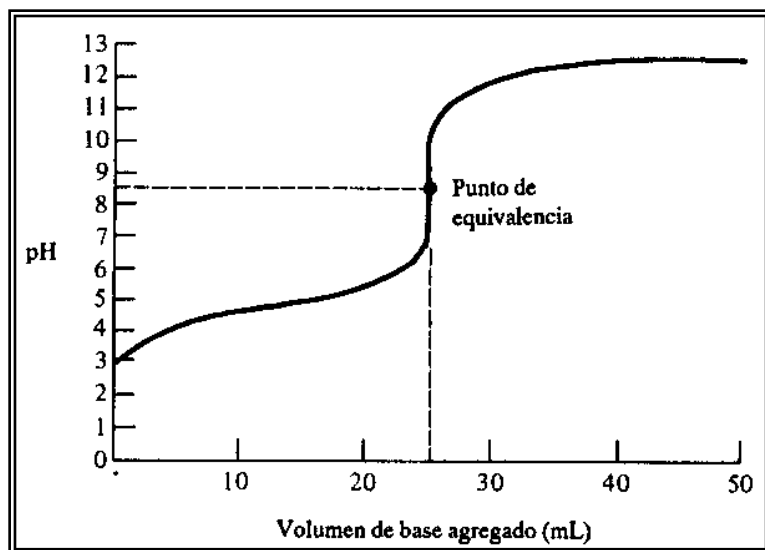
$$V_{\text{b}} = 20 \text{ mL}$$

Se necesitan 20 mL de la base para neutralizar el ácido.

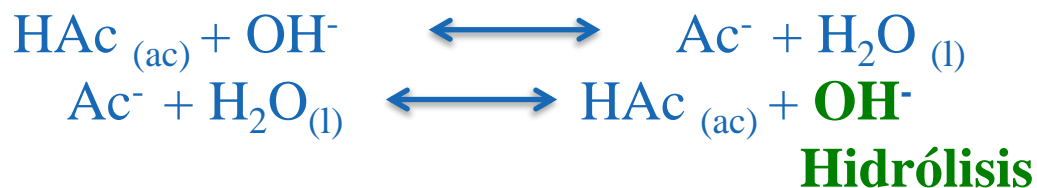
Curva de valoración ácido fuerte- base fuerte



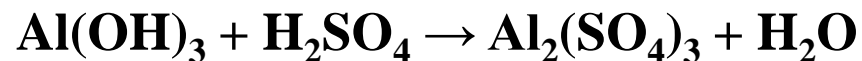
Curva de valoración ácido débil- base fuerte



Por lo tanto, en el punto de equivalencia, el pH será mayor que 7, como resultado del exceso de iones OH^- formados.



Determine el pH de la solución que resulta al mezclar 50 mL de $\text{Al}(\text{OH})_3$ ($K_b = \infty$) 0,6 M con 50 mL de H_2SO_4 ($K_a = \infty$) 0,3 M.



Respuesta: pH = 13,77

Se neutralizan 20 mL de una solución de ácido clorhídrico 0,1 M con hidróxido de sodio 0,1 M. Indique cuál es el pH de la solución cuando se agregan los siguientes volúmenes (en mL) de NaOH.

RESPUESTA:

pH de las soluciones:

- | | |
|---------|-----------------|
| A. 0 | A. 1,00 |
| B. 1,0 | B. 1,04 |
| C. 10,0 | C. 1,48 |
| D. 15,0 | D. 1.85 |
| E. 19,0 | E. 2,59 |
| F. 19,9 | F. 3,60 |
| G. 20,0 | G. 7,00 |
| H. 20,1 | H. 10,40 |
| I. 21,0 | I. 11,39 |
| J. 25,0 | J. 12,0 |

El ácido fenilacético ($\text{HC}_8\text{H}_7\text{O}_2$), es una sustancia que se acumula en la sangre produciendo retardo mental o incluso la muerte. El pH de una disolución 0.085 M de $\text{HC}_8\text{H}_7\text{O}_2$ resulta ser de 2.68

- a) Encuentre las concentraciones en el equilibrio de las especies presentes.
- b) Calcule K_a

a) $[\text{HC}_8\text{H}_7\text{O}_2] = 0.0829$

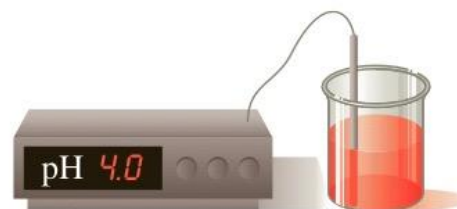
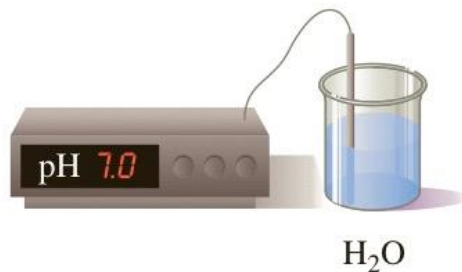
$$[\text{HC}_8\text{H}_7\text{O}_2] = 2.1 \times 10^{-3}$$

$$[\text{H}^+] = 2.1 \times 10^{-3}$$

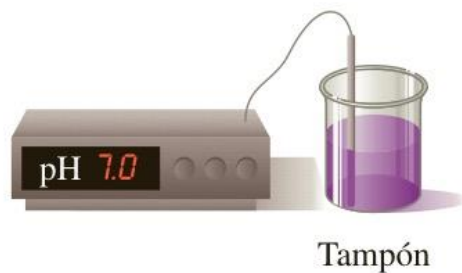
b) $K_a = 5.3 \times 10^{-5}$

¿Qué es una disolución amortiguadora de pH?





Agua con
adición de
ácido y base



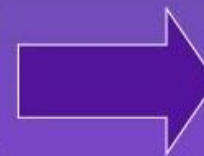
Buffer con
adición de
ácido y base

pH sanguíneo

Acidosis
pH
debajo de
7.35



7.35 - 7.45



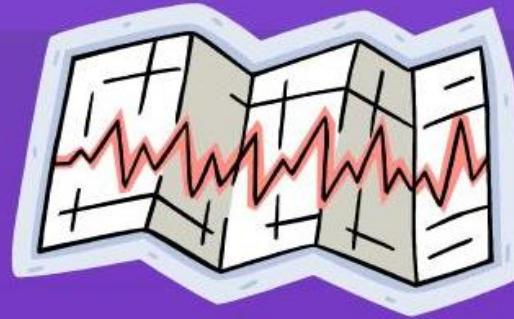
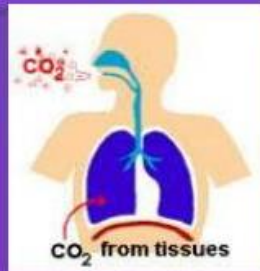
Alcalosis
pH
arriba de
7.45

La dificultad de respirar o un ambiente pobre en oxígeno, permite que se eleve la concentración de $[\text{CO}_2]$ favoreciendo la formación de ácido carbónico, el cual se disocia en H^+ y HCO_3^- de acuerdo a la siguiente reacción:

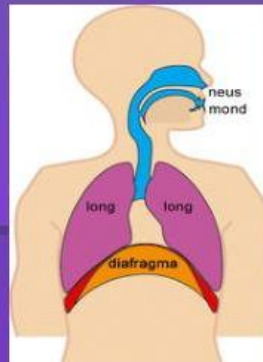


Respiratoria

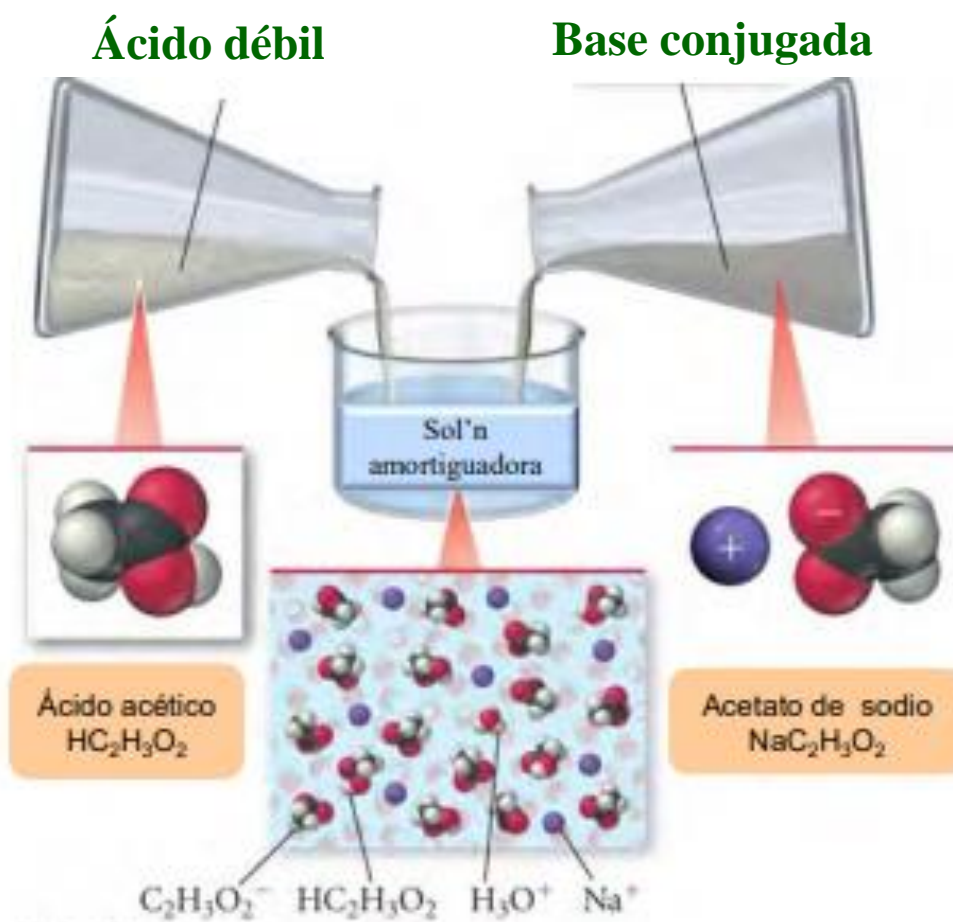
Al aumentar la concentración O_2 disminuye la concentración de CO_2 y el pH aumenta por lo que hay alcalosis, puede ser por hiperventilación o respiración rápida.



La hiperventilación, genera Alkalosis porque el incremento de la $[O_2]$ hace bajar la $[CO_2]$ produciéndose menos H_2CO_3 y por consiguiente el pH sube.



¿Qué es el efecto del ión común?



El *efecto del ion común* es el desplazamiento del equilibrio causado por la adición de un compuesto que tiene un ion común con la sustancia disuelta.



La presencia de un ion común *suprime* la ionización de un ácido débil o una base débil .

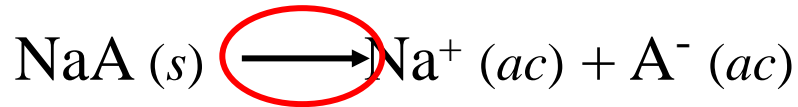
Considere la mezcla de CH_3COONa (electrólito fuerte) y CH_3COOH (ácido débil).



Ion común



Considere la mezcla de sal NaA y el ácido débil HA.



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

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

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

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

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

Ecuación de
Henderson-Hasselbalch

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

Componentes de un Buffer

Buffer ácido

Formado por un Ácido débil y su sal.

Ejemplo:

CH₃COO/CH₃COO
Na

Buffer básico

Formado por un base débil y su sal.

Ejemplo:

NH₃/NH₄Cl

Ecuación de Henderson-Hasselbalch

$$pH = pka + \log \frac{[Base]}{[Ácido]}$$

$$pOH = pkb + \log \frac{[Sal]}{[Base]}$$

Ejercicio: Cálculo de pH de una disolución amortiguadora.

El ácido acético puede encontrarse en forma de ión acetato. Se encuentra en el vinagre y es el principal responsable de su sabor.

¿Cuál será el pH de una disolución que contiene 2,5 M de CH_3COOH y 3,5 M de CH_3COO^- ?

$K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 1,8 \times 10^{-5}$

¿Cuál será el pH de una disolución que contiene 2,5 M de CH_3COOH y 3,5 M de CH_3COO^- ? $K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 1,8 \times 10^{-5}$



2 formas de resolver el ejercicio



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{[3,5][\text{H}^+]}{[2,5]}$$

$$[\text{H}^+] = 1,286 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log (1,286 \times 10^{-5})$$

$$\text{pH} = 4,89$$

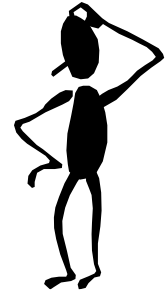
Ecuación de Henderson-Hasselbalch

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

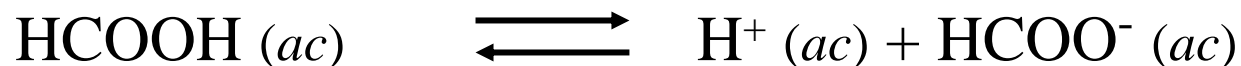
$$\text{pH} = -\log (1,8 \times 10^{-5}) + \log \frac{3,5}{2,5}$$

$$\text{pH} = 4,89$$



¿Cuál es el pH de una disolución que contiene 0.30 M HCOOH y 0.52 M HCOOK $K_a = 1.7 \times 10^{-4}$?

¡Mezcla de ácido débil y base conjugada!



Efecto del ion común

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]}$$
$$\text{pH} = 3.77 + \log \frac{[0.52]}{[0.30]} = 4.01$$

