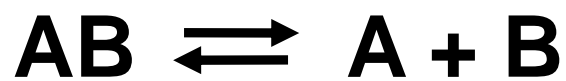


EQUILIBRIO ACIDO BASE

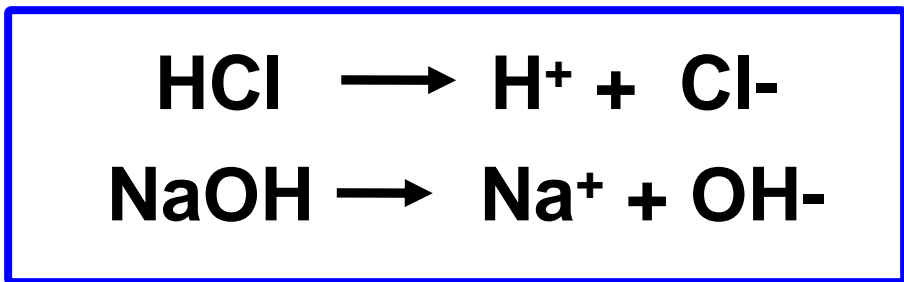


Ulises Urzúa, Dr Cs

Depto Oncología Básico Clínica
Facultad de Medicina,
Universidad de Chile



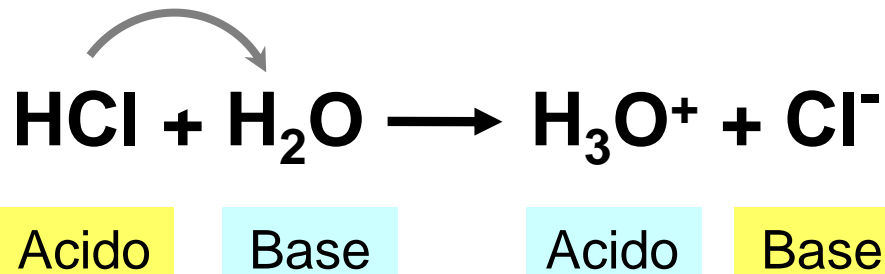
$$K_d = \frac{[A][B]}{[AB]}$$



Arrhenius, 1884

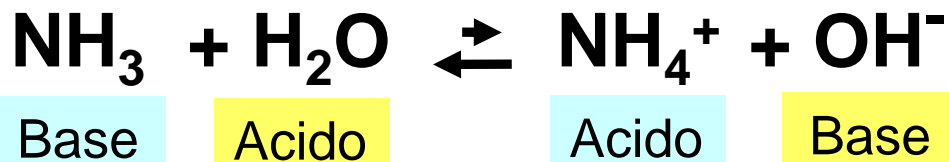
ACIDO: electrolito que al disociarse en agua genera protones.

BASE: electrolito que al disociarse en agua genera aniones hidroxilo.



Pares ácido-base **conjugados**

- Cl^- es la base conjugada del ácido HCl
- H_2O es la base conjugada del ácido H_3O^+



Pares ácido-base **conjugados**

- NH_4^+ es el ácido conjugado de la base NH_3
- H_2O es el acido conjugado de la base OH^-

Acido/Base – Lewis

ACIDO: acepta un par de electrones no enlazantes

BASE: cede un par de electrones no enlazantes



Base

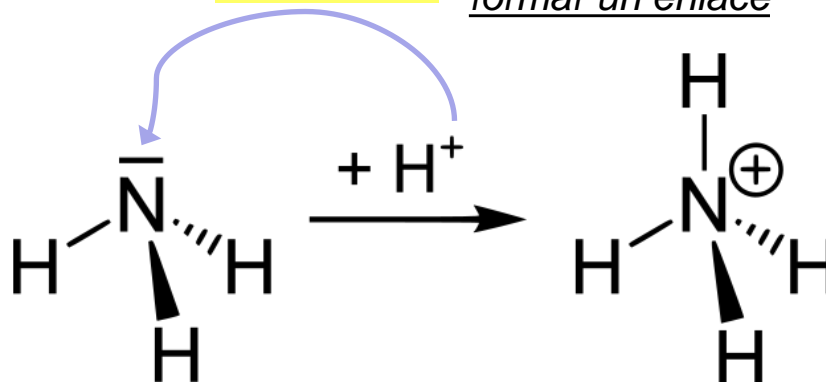
Acido

Acido

Base

Electrófilo

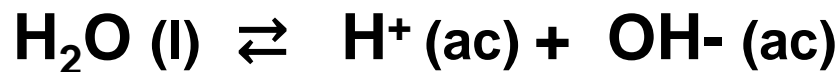
acepta electrones para formar un enlace



Nucleófilo

cede electrones para formar un enlace

Disociación ácido-base del agua



$$K_c = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \rightarrow K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

K_w es el producto iónico del agua

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = (1 \times 10^{-7})(1 \times 10^{-7}) = 1 \times 10^{-14}$$

En agua pura se cumple que **$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$**

En **cualquier solución acuosa** se cumple que

$$\mathbf{[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}}$$

Disociación ácido-base del agua

Si $[H^+] = [OH^-]$ la solución es neutra

Si $[H^+] > [OH^-]$ la solución es ácida

Si $[H^+] < [OH^-]$ la solución es alcalina o básica

- Si $[H^+]$ se aleja de la neutralidad ($[H^+] \neq 1 \times 10^{-7}$), entonces $[OH^-]$ debe “compensar” ese cambio para cumplir con el valor de K_w .

$$\text{Ej: Si } [H^+] = 1 \times 10^{-6} \text{ M} \rightarrow [OH^-] = 1 \times 10^{-8} \text{ M}$$

- A la inversa, si se altera $[OH^-]$, la $[H^+]$ también debe “ajustarse” Ej: Si $[OH^-] = 1 \times 10^{-3} \text{ M} \rightarrow [H^+] = 1 \times 10^{-11} \text{ M}$

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

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

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

$$= 0,0000001 \text{ M}$$

Sol neutra: $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$; $\text{pH} = 7,0$

Sol ácida: $[\text{H}^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ M}$; $\text{pH} < 7,0$

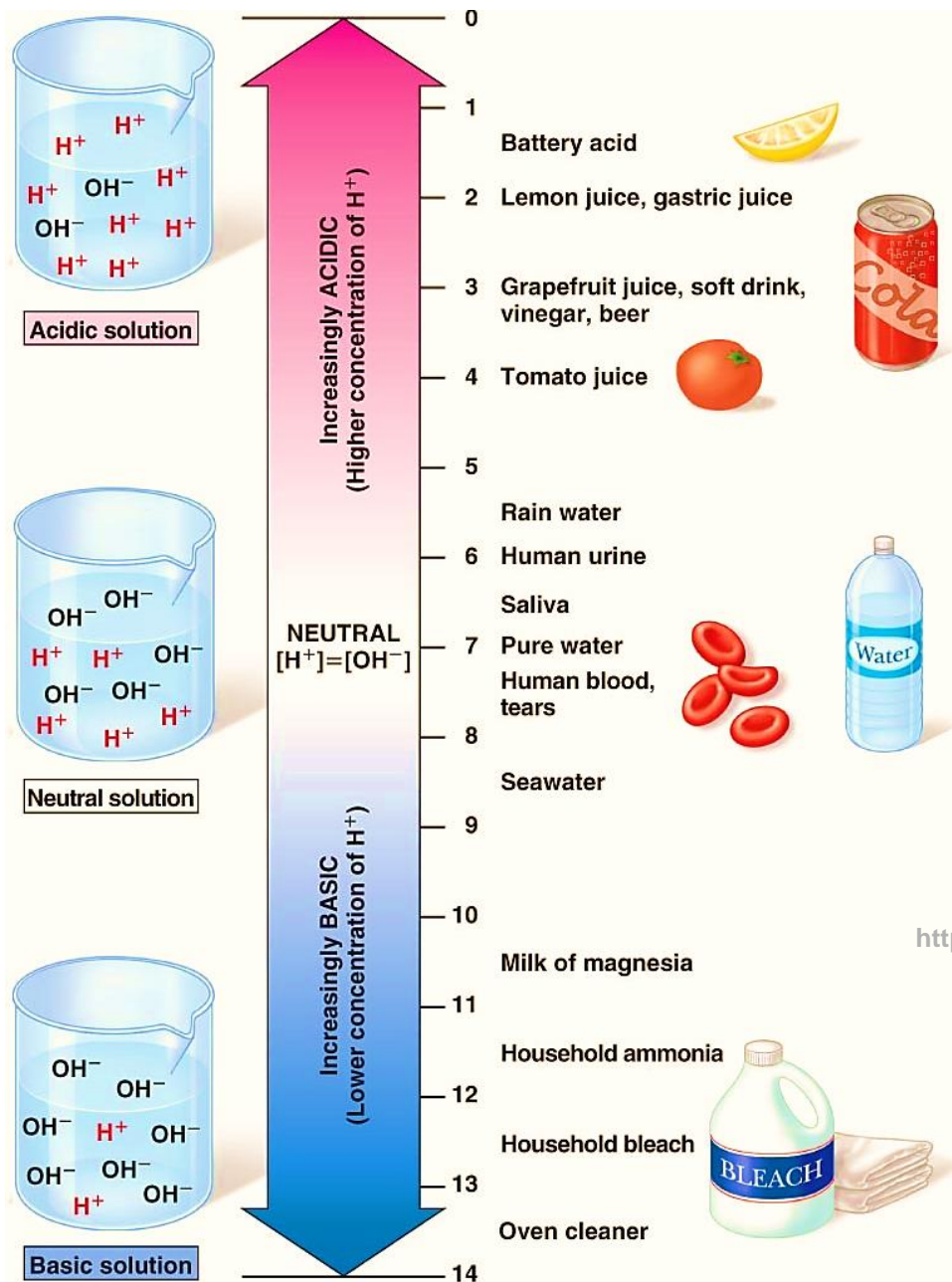
Sol básica: $[\text{H}^+] < 1 \times 10^{-7} \text{ M}$; $\text{pH} > 7,0$

- Del producto iónico del agua,

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

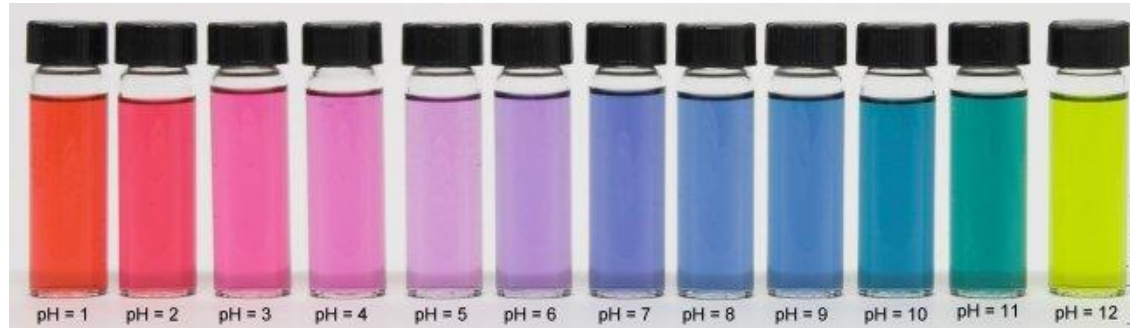
$$= 1 \times 10^{-14} \rightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

El pH de sustancias comunes

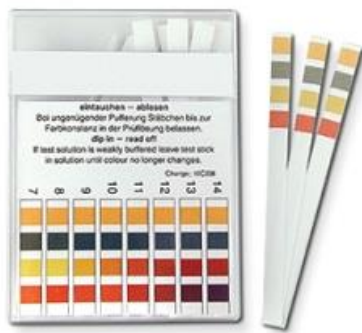


<http://www.galedc.com/>

Indicadores de pH



<http://braukaiser.com/>

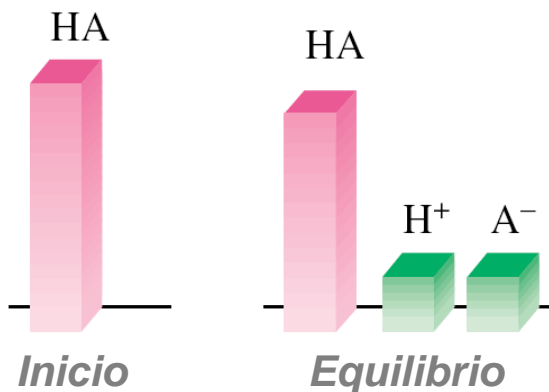
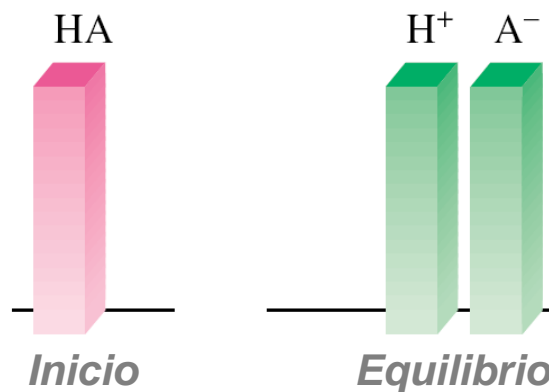
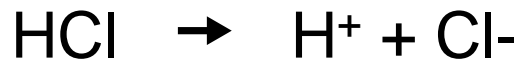


Tiras de pH



pH-metro

Acidos/Bases - Fuertes/Débiles



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



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

Acidos fuerte y débil / ejemplo

- El pH de una solución 0,05 M HCl

	HCl	→	H ⁺	+	Cl ⁻	
<i>inicial</i>	0,05		0		0	
<i>cambio</i>	-0,05		+0,05		+0,05	
<hr/>						
<i>equilibrio</i>	0,00		+0,05		+0,05	pH = - log [H ⁺]
						pH = 1,3

- El pH de una solución 0,05 M CH₃COOH

	CH ₃ COOH	→	CH ₃ COO ⁻	+	H ⁺	
<i>inicial</i>	0,05		0		0	
<i>cambio</i>	- X		+X		+X	
<hr/>						
<i>equilibrio</i>	0,05 - X		+X		+X	pH = - log [H ⁺]
						pH = ??

- El pH de una solución 0,05 M CH₃COOH



<i>inicial</i>	0,05	0	0
<i>cambio</i>	- X	+X	+X
<hr/>			
<i>equilibrio</i>	0,05 - X	+X	+X

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

$$K_a = 1,75 \times 10^{-5} = \frac{[X][X]}{[0,05 - X]}$$

$$X^2 = 1,75 \times 10^{-5} \cdot 0,05$$

$$X = \sqrt{1,75 \times 10^{-5} \cdot 0,05}$$

$$X = 9,35 \times 10^{-4} = [\text{H}^+] = [\text{Ac}^-]$$

$$\text{pH} = 3,03$$

HCl pH = - log [0,05]
pH = 1,3

Ácido

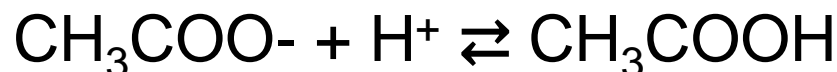


$$-\log K_a = \text{p}K_a$$

$$-\log 1,75 \times 10^{-5} = 4,75$$

Base

conjugada



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

$$-\log 5.6 \times 10^{-10} = 9,25$$

- Para cualquier par ácido/base conjugada se cumple que

$$\text{p}K_a + \text{p}K_b = 14$$

$$K_a \times K_b = K_w$$

Constantes de ionización de ácidos débiles

Aumenta
"fuerza"
del ácido



ACIDO	K_a	pK_a	BASE conjugada	K_b	pK_b
HF	7.1×10^{-4}	3.15	F ⁻	1.4×10^{-11}	10.85
HCOOH	1.7×10^{-4}	3.77	HCOO ⁻	5.9×10^{-11}	10.23
C ₆ H ₅ COOH	6.5×10^{-5}	4.19	C ₆ H ₅ COO ⁻	1.5×10^{-10}	9.82
CH ₃ COOH	1.8×10^{-5}	4.75	CH ₃ COO ⁻	5.6×10^{-10}	9.25
HCN	4.9×10^{-10}	9.31	CN ⁻	2.0×10^{-5}	4.70



Aumenta
"fuerza"
de la base

Ácidos di-próticos y polipróticos

Constantes de ionización en agua a 25°C

Ácido	K_a	Base conjug.	K_b
H_2SO_4	very large	HSO_4^-	very small
HSO_4^-	1.3×10^{-2}	SO_4^{2-}	7.7×10^{-13}
$C_2H_2O_4$	6.5×10^{-2}	$C_2HO_4^-$	1.5×10^{-13}
$C_2HO_4^-$	6.1×10^{-5}	$C_2O_4^{2-}$	1.6×10^{-10}
H_2SO_3	1.3×10^{-2}	HSO_3^-	7.7×10^{-13}
HSO_3^-	6.3×10^{-8}	SO_3^{2-}	1.6×10^{-7}
H_2CO_3	4.2×10^{-7}	HCO_3^-	2.4×10^{-8}
HCO_3^-	4.8×10^{-11}	CO_3^{2-}	2.1×10^{-4}
H_2S	9.5×10^{-8}	HS^-	1.1×10^{-7}
HS^-	1×10^{-19}	S^{2-}	1×10^5
H_3PO_4	7.5×10^{-3}	$H_2PO_4^-$	1.3×10^{-12}
$H_2PO_4^-$	6.2×10^{-8}	HPO_4^{2-}	1.6×10^{-7}
HPO_4^{2-}	4.8×10^{-13}	PO_4^{3-}	2.1×10^{-2}

Bibliografía

- **Química General – 7ª ed, Chang, R.**
- **Guía de Química General – FacMedicina, U de Chile (1997).**

Gracias!!

- ***Prof Ulises Urzúa, DOBC- Fac de Medicina- U de Chile.***
uurzua@uchile.cl