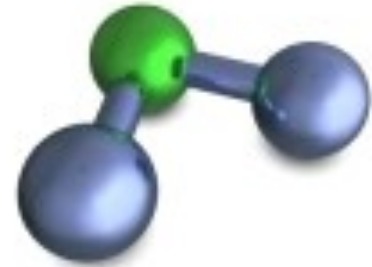


*Desde que nos levantamos en la mañana la
química nos rodea...*



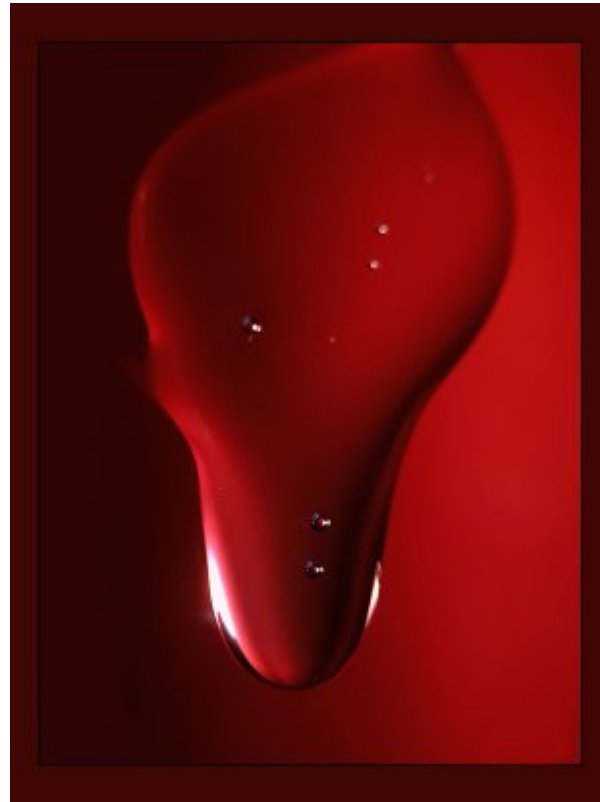




“Probablemente no haya otro tipo de equilibrio tan importante como el de ácidos y bases”

B. M. Mahan y R. J. Myers

Química. Curso Universitario (4^a ed.).



1.1.- Arrhenius (1883)

1903

Tercer premio Nobel
de Química



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



Svante August Arrhenius
(1859-1927)

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



1.2.- Brønsted-Lowry (1923)



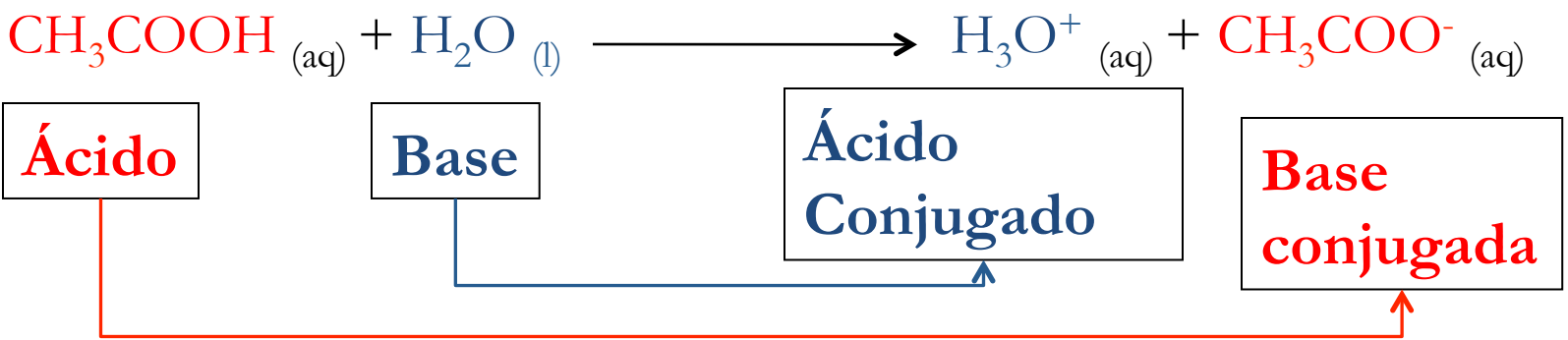
Johannes Nicolaus
Brønsted
(1879-1947)



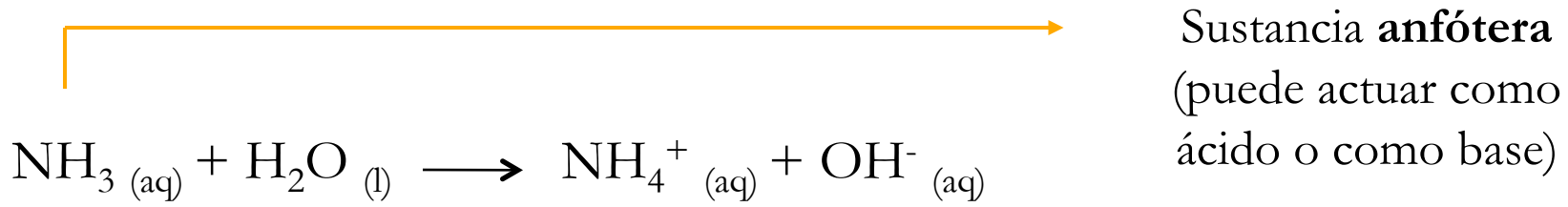
Thomas
Martin
Lowry
(1874-1936)

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

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

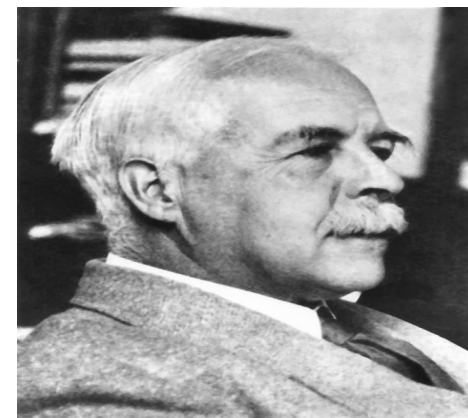


- Ventajas {
- * Ya no se limita a disoluciones acuosas
 - * Se explica el comportamiento básico de, p.ej., NH₃

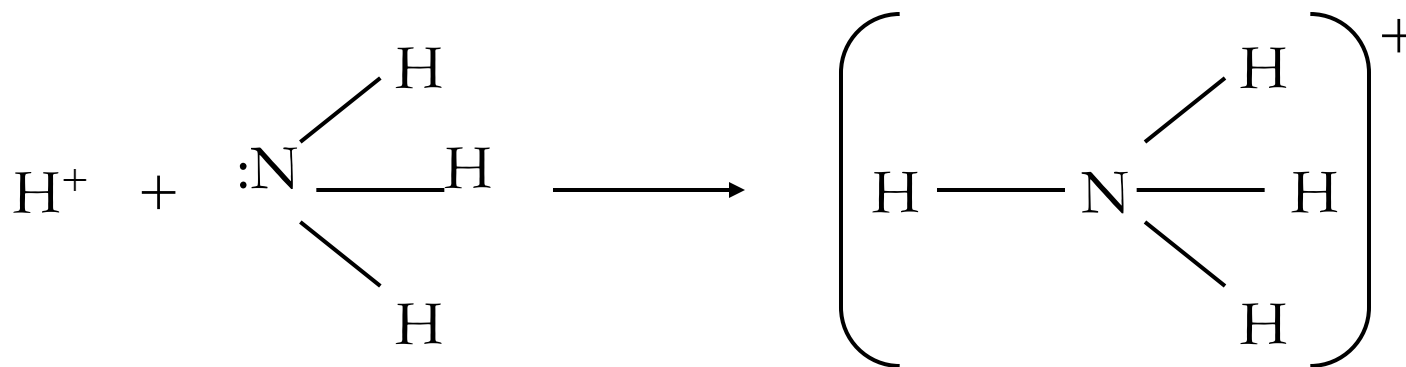


1.3.- Lewis (1923)

Para que una sustancia acepte un H^+ debe poseer un par de electrones no compartidos.



Gilbert Newton Lewis
(1875-1946)



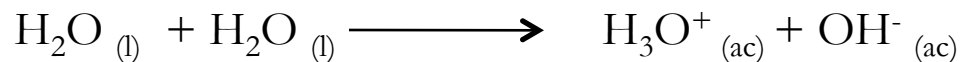
Ácido: Especie que puede aceptar pares de electrones

Base: Especie que puede ceder pares de electrones

LA AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA.

ESCALA DE pH.

Equilibrio de autoionización del agua



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] / -\log$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

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

Producto iónico del agua
A 25°C, $K_w = 10^{-14}$

[Tomando logaritmos y cambiando el signo]

$$-\log 10^{-14} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log [\text{OH}^-]$$

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

Agua pura: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$;

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ /-log pH} = 7$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ /-log} = \text{pOH} = 7$$

DISOLUCIÓN
NEUTRA

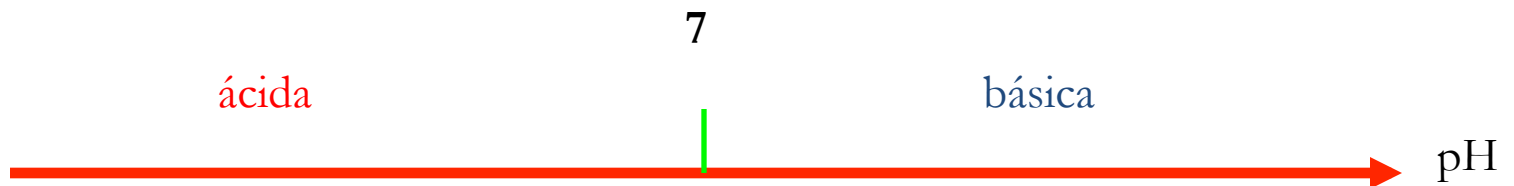
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$
$$\text{pH} = 7$$

DISOLUCIÓN
ÁCIDA

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$$
$$\text{pH} < 7$$

DISOLUCIÓN
BÁSICA

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$$
$$\text{pH} > 7$$



EJERCICIO



1) ¿Cuál es la concentración de OH⁻ en una disolución preparada agregando 0,001 mol de HCl hasta completar un litro de disolución acuosa?

R= $1,0 \cdot 10^{-11}$ OH⁻ mol/L

2) ¿Cuál será la concentración de H⁺ de una disolución de NaOH 0,01 mol/L?

R= La concentración H⁺ $1,0 \cdot 10^{-12}$ mol/L

BASES FUERTES

NaOH;

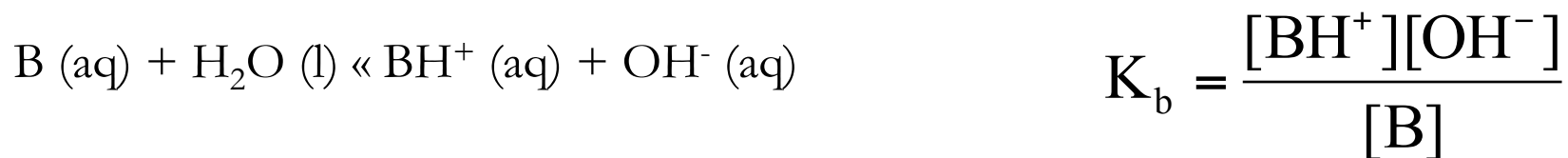
KOH

Ca(OH)₂

DISOCIA COMPLETAMENTE



Análogamente con las bases:



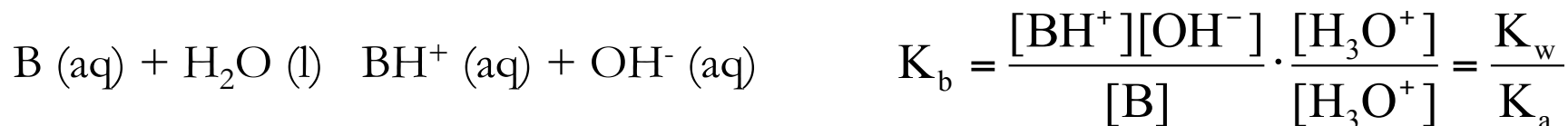
Constante de basicidad

Mayor fuerza de una base: mayor será K_b (menor $\text{p}K_b$)

Caso extremo: base fuerte (p.ej. NaOH, KOH, ...)

se encuentra totalmente disociada ($K_b \gg 1$, $K_b \text{ (R) } \text{€}$)

En el caso de un par ácido-base conjugado, K_a y K_b están relacionadas



$$K_w = K_a K_b$$

Ejercicio de aplicación (Ensayo Andrés Bello Qui común)

Una solución de ácido clorhídrico (HCl) presenta $\text{pH} = 5$. De acuerdo a ello, se puede afirmar que

I $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^5 \text{ M}$

II $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-9} \text{ M}$

III La solución es ácida

A) Sólo I

B) Sólo II

C) Sólo III

D) I y II

E) II y III

