

1 DEFINICIONES DE ÁCIDOS Y BASES.

1.1.- Arrhenius (1883)

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



Base: Sustancia que, en disolución acuosa, da OH⁻





1903 Tercer premio Nobel de Química



“En reconocimiento a los extraordinarios servicios que ha prestado al avance de la química mediante su teoría electrolítica de la disociación”.

[<http://nobelprize.org/chemistry/laureates/1903/index.html>]

Svante August Arrhenius
(1859-1927)

Limitaciones:

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

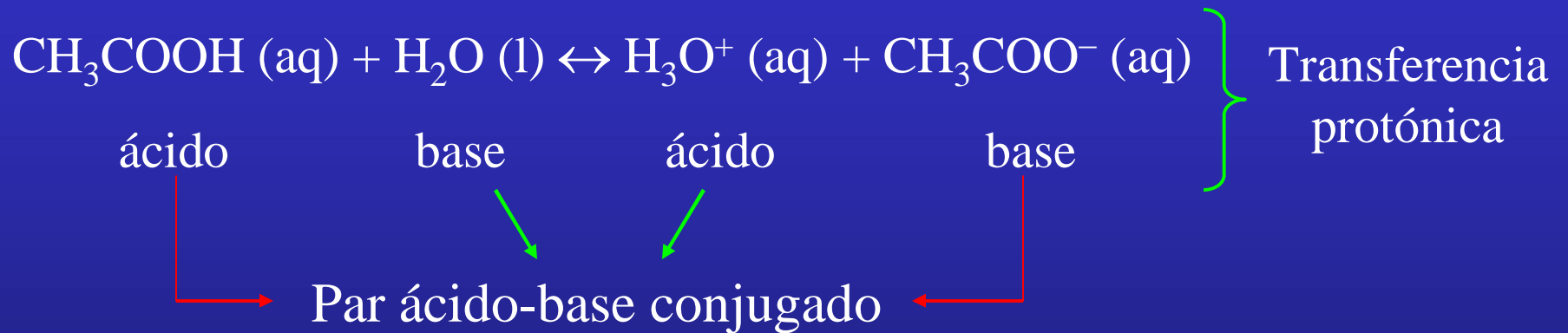


Se requiere una perspectiva más general

1.2.- Brønsted-Lowry (1923)

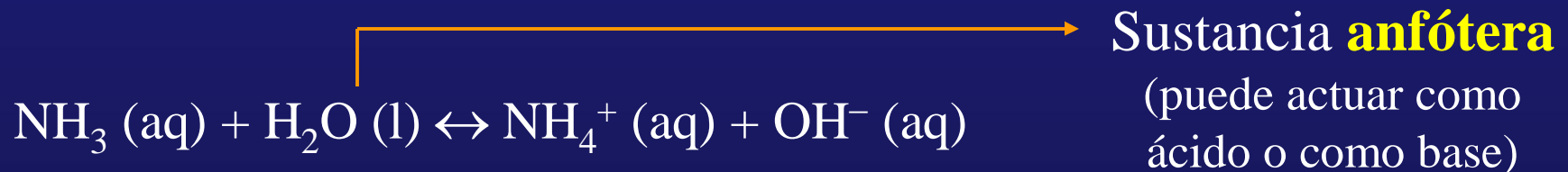
Ácido: Especie que tiene tendencia a ceder un H^+

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





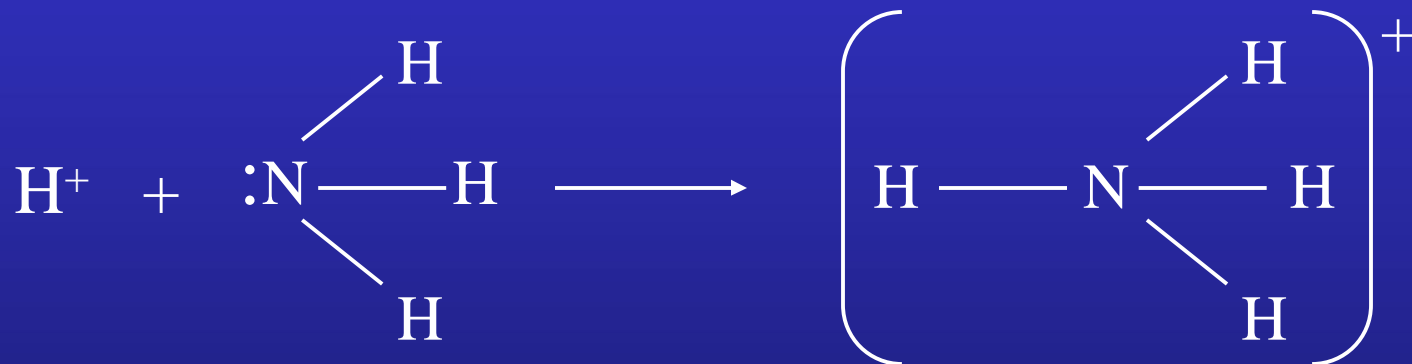
Johannes Nicolaus Brønsted
(1879-1947)



Thomas Martin Lowry
(1874-1936)

1.3.- Lewis (1923)

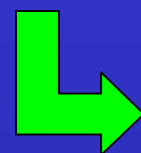
Para que una sustancia acepte un H^+ debe poseer un par de electrones no compartidos.



Ácido: Especie que puede aceptar pares de electrones

Base: Especie que puede ceder pares de electrones

El H⁺ es ácido de Lewis, pero no es el único.
La base puede ceder pares de electrones a otras especies

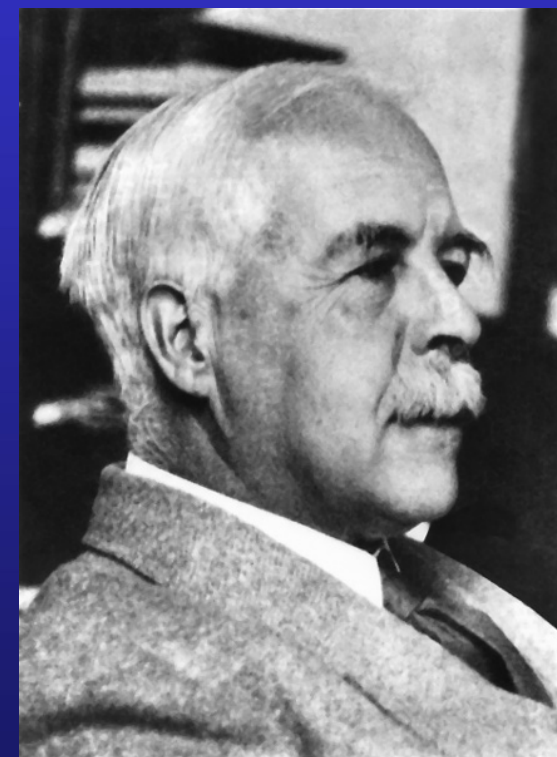
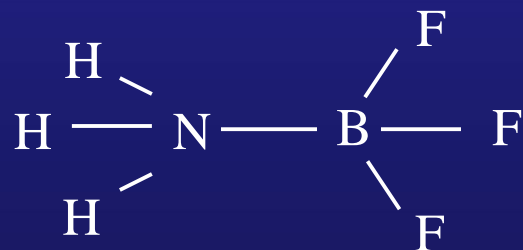


Definición más general



base

ácido



Gilbert Newton Lewis

(1875-1946)

2 LA AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA. ESCALA DE pH.

Equilibrio de autoionización del agua



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

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

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

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

DISOLUCIÓN
ÁCIDA

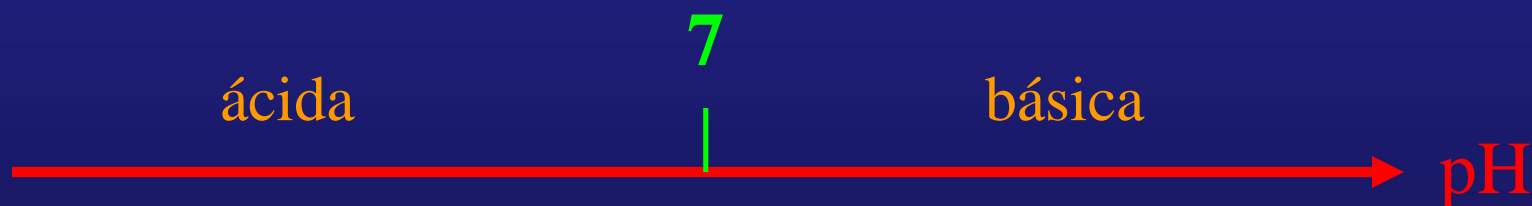
$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$
 $\text{pH} < 7$

DISOLUCIÓN
NEUTRA

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

DISOLUCIÓN
BÁSICA

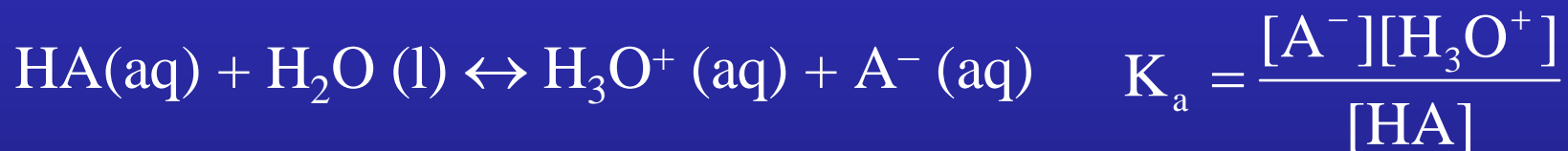
$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$
 $\text{pH} > 7$



3 FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES. CONSTANTES DE IONIZACIÓN.

Fuerza de un ácido o base: mayor o menor tendencia a transferir o aceptar un protón.

Medida cuantitativa: constante de equilibrio de su reacción con agua.



Constante de acidez
(de disociación, de ionización)

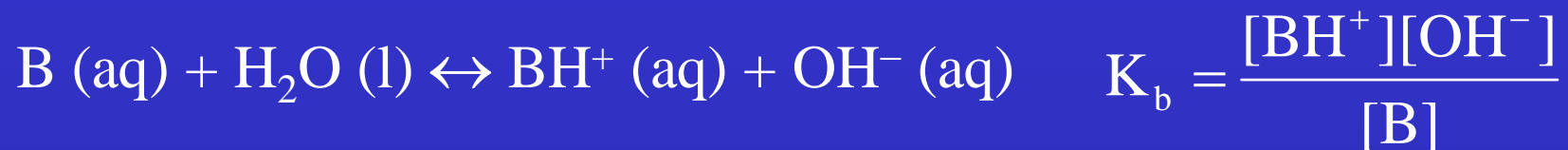
Mayor fuerza de un ácido: mayor será K_a (menor $\text{p}K_a$)

Caso extremo: ácido fuerte (p.ej. HCl, HNO₃, HClO₄, ...)

 se encuentra totalmente disociado

($K_a \gg 1$, $K_a \rightarrow \infty$)

Análogamente con las bases:



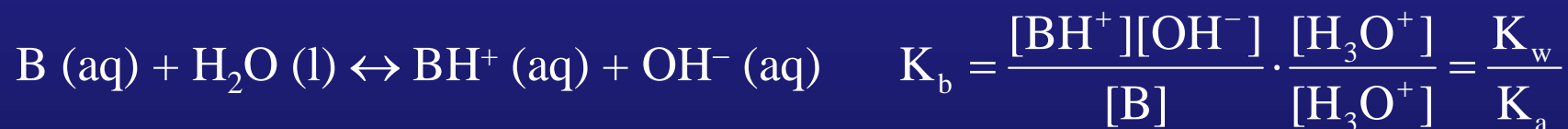
Constante de basicidad

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 ($K_b \gg 1$, $K_b \rightarrow \infty$)

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



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