Equilibrio Ácido-Base

- Generalidades
- Teorías Ácido - Base
- Ácidos Polipróticos y Sustancias Anfóteras
- El Producto iónico del agua y la definición de pH

Generalidades

- Muchas de las sustancias que conocemos, son ácidos o bases, por ejemplo entre los ácidos que conocemos, están los comestibles que tienen un sabor agrio, como los jugos de naranja, limón y otros cítricos, el vinagre, etc.







Características de un Ácido Tradicional

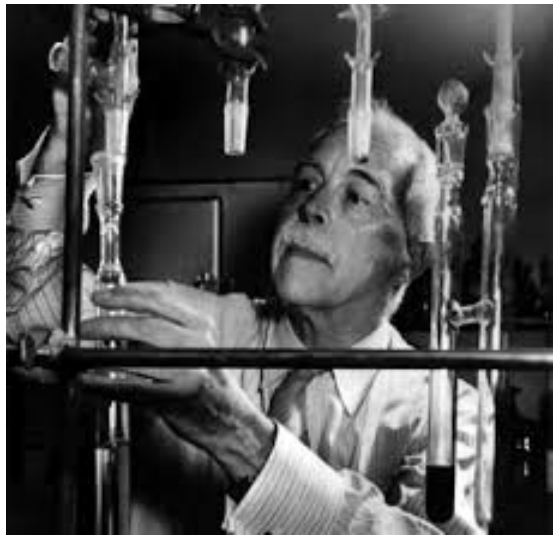
- En disolución acuosa conducen la corriente eléctrica
- Los ácidos fuertes reaccionan con los metales alcalinos para producir hidrógeno
- Reaccionan con las bases produciendo agua y una sal.
- Tienen un sabor agrio.

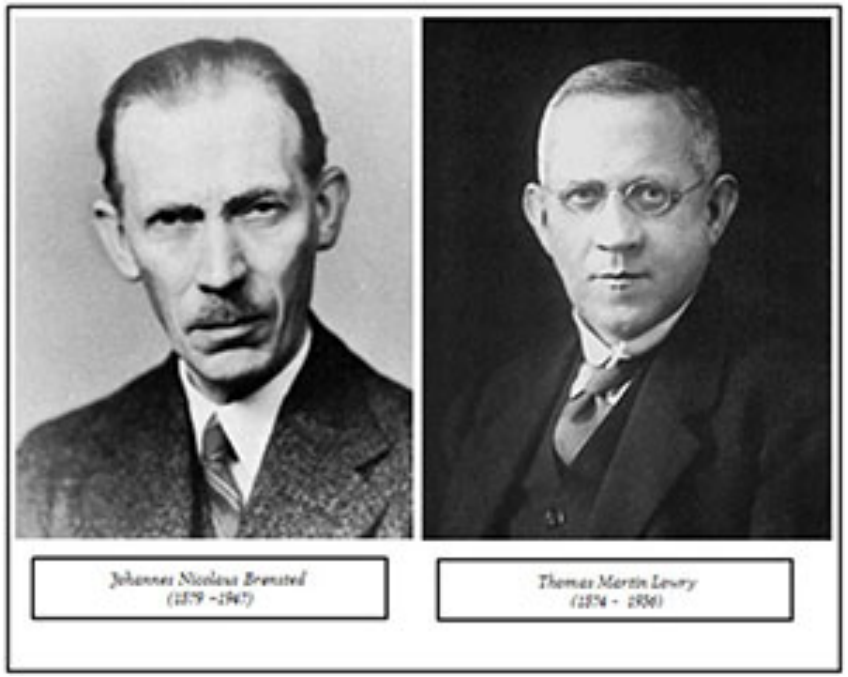
Características de Una Base Tradicional

- Son también llamadas <u>álcalis</u>
- En disoluciones acuosas conducen la corriente eléctrica.
- Reaccionan con los ácidos para producir agua y una sal.



Teorías Ácido-Base







Teoría De Arrhenius (1887)

- Ácidos y bases se disocian en iones positivos y negativos

Los ácidos producen iones hidrógeno (H^+): **$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$**

Las bases producen iones hidroxilo (OH^-): **$NaOH \rightarrow OH^- + Na^+$**

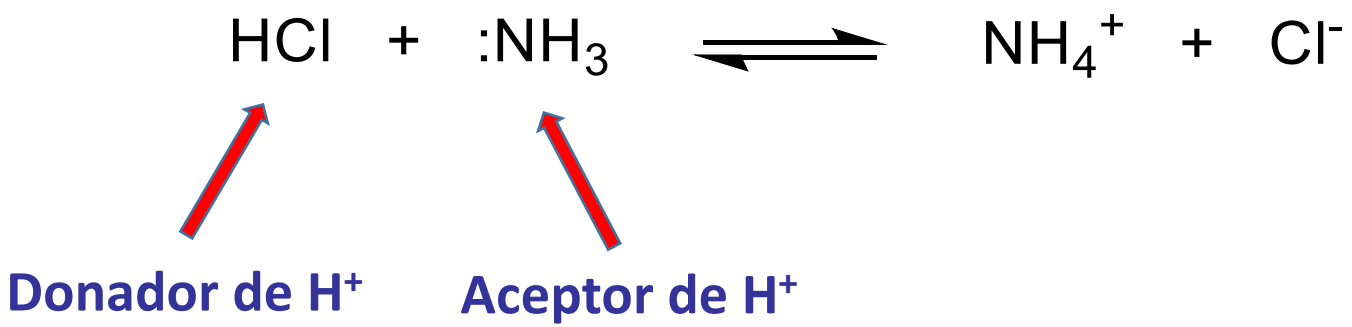
Sin embargo, hoy sabemos que un protón $H^+_{(ac)}$ no existe como tal, sino como un protón enlazado al agua químicamente, H_3O^+ (ion hidronio)

Teoría De Brönsted – Lowry (1923)

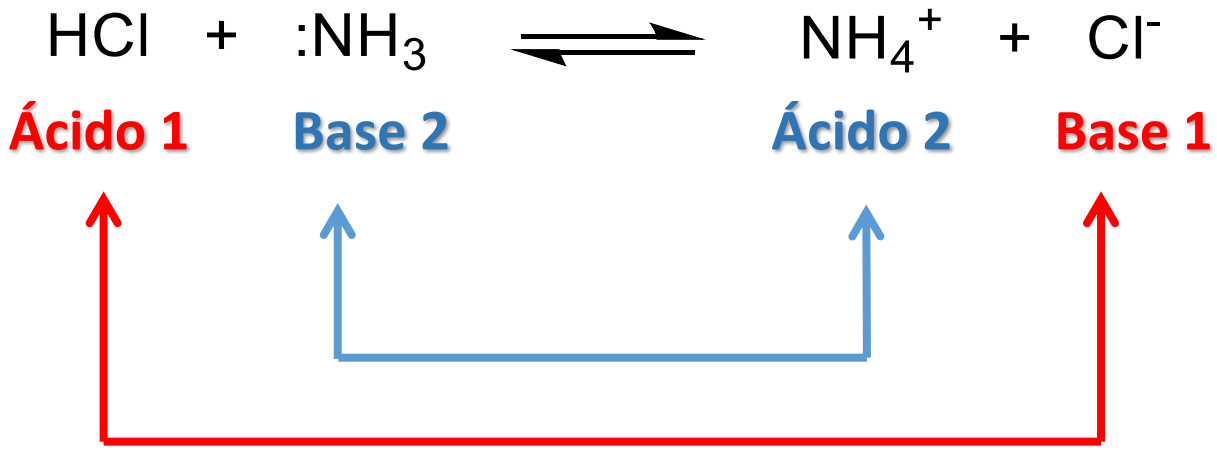
- En 1923, el científico inglés T.M. Lowry y el científico danés J.N. Brönsted propusieron que:

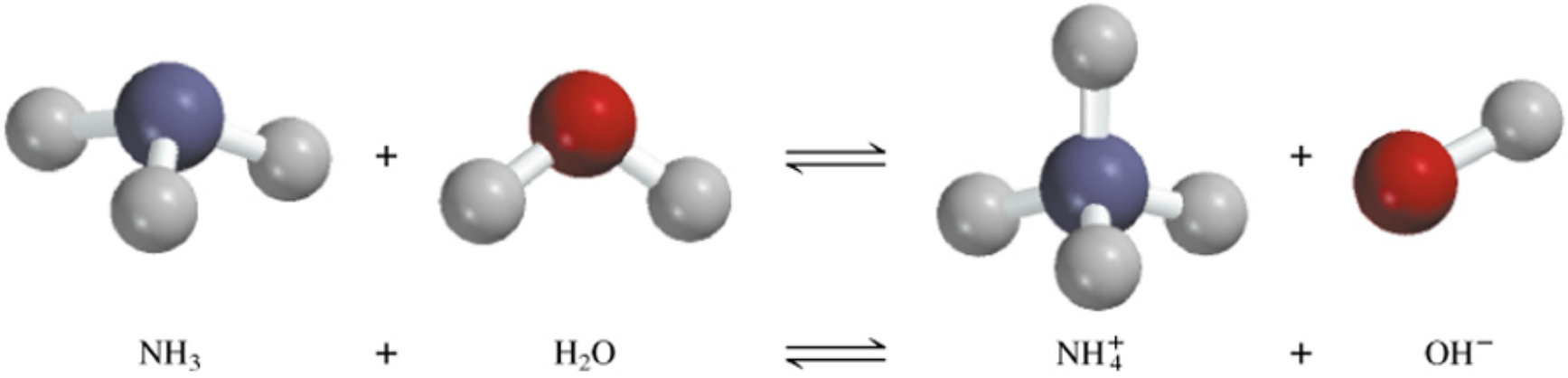
"En solución, la sustancia que cede un ión hidrógeno (H^+) es un ácido, y la sustancia que acepta este ión hidrógeno es una base"

- En este caso, las reacciones implican la transferencia de H^+ y requieren la presencia de un donador de H^+ (el ácido) y de un aceptor (la base).



- En una reacción de este tipo definimos el concepto de ***<u>par conjugado ácido-base</u>***





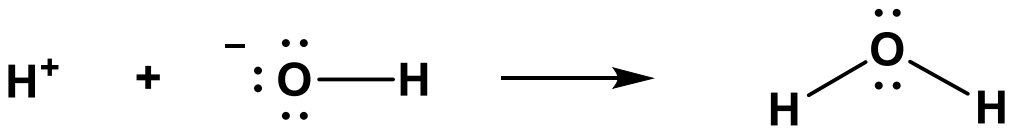
Teoría De Lewis (1923)

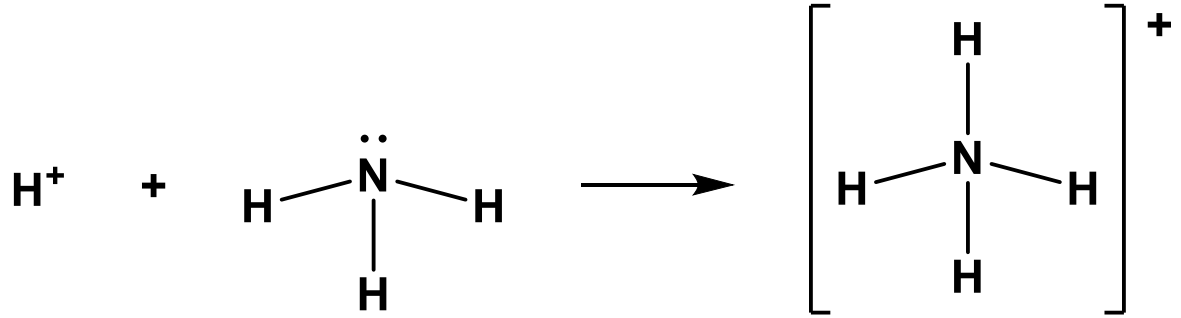
- En la teoría de Bronsted-Lowry el átomo que recibe el protón tiene al menos un par de electrones libres

- Esta observación llevó al químico G. N. Lewis a formular una definición más amplia de ácido y base:

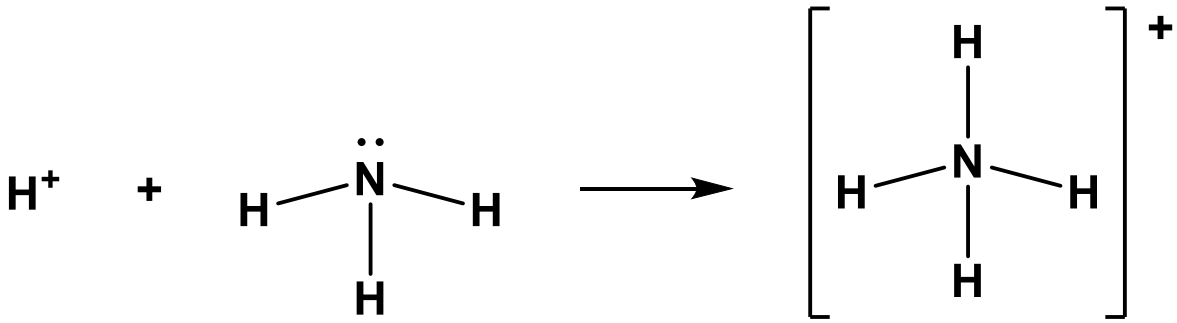
Base: especie que puede donar un par de electrones

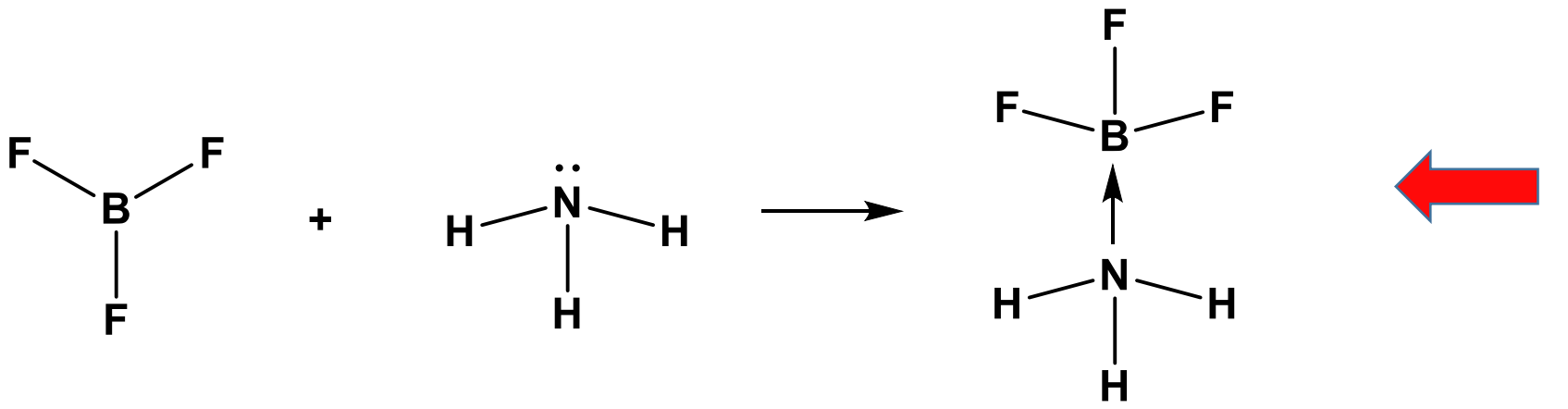
Ácido: especie que acepta un par de electrones





- La teoría de Lewis es una idea mucho más general que permite identificar muchas reacciones que no incluyen ácidos de Brönsted formales





Reacción Ácido - Base Menos Obvia

No involucra iones H^+

Ácidos Polipróticos

Son aquellos que pueden ceder más de un protón en un equilbrio ácido-base:

Ej: H_2SO_4, H_2CO_3, H_3PO_4

$$H_2SO_4(ac) + H_2O(l) \leftrightarrows HSO_4^-(ac) + H_3O^+(ac)$$

ácido **base** **base** **ácido**

$$HSO_4^-(ac) + H_2O(l) \leftrightarrows SO_4^{2-}(ac) + H_3O^+(ac)$$

ácido **base** **base** **acido**

Bases Polipróticas

Son aquellas que puede aceptar más de un protón en un equilibrio ácido-base:

Ej: S^{2-}, PO_4^{3-}

$$S^{2-}(ac) + H_2O(l) \leftrightarrows HS^-(ac) + OH^-(ac)$$

base **ácido** **ácido** **base**

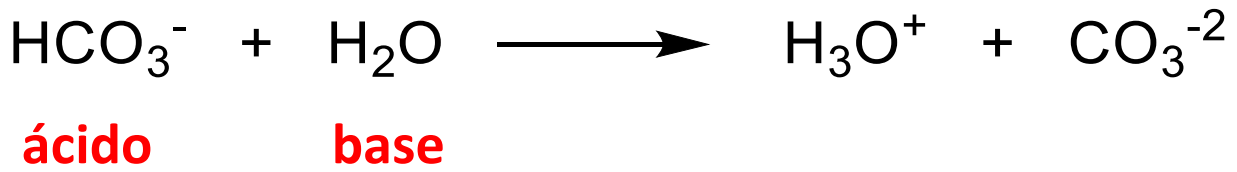
$$HS^-(ac) + H_2O(l) \leftrightarrows H_2S(ac) + OH^-(ac)$$

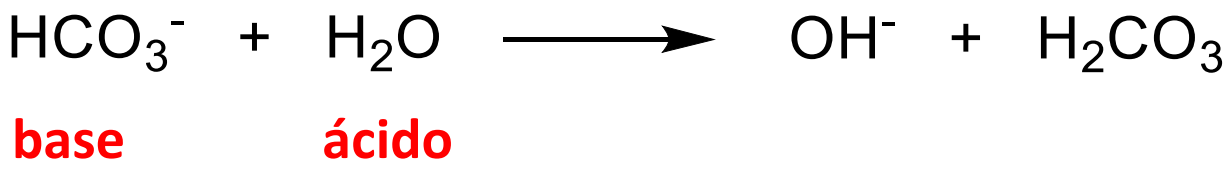
base **ácido** **ácido** **base**

Otras Definiciones

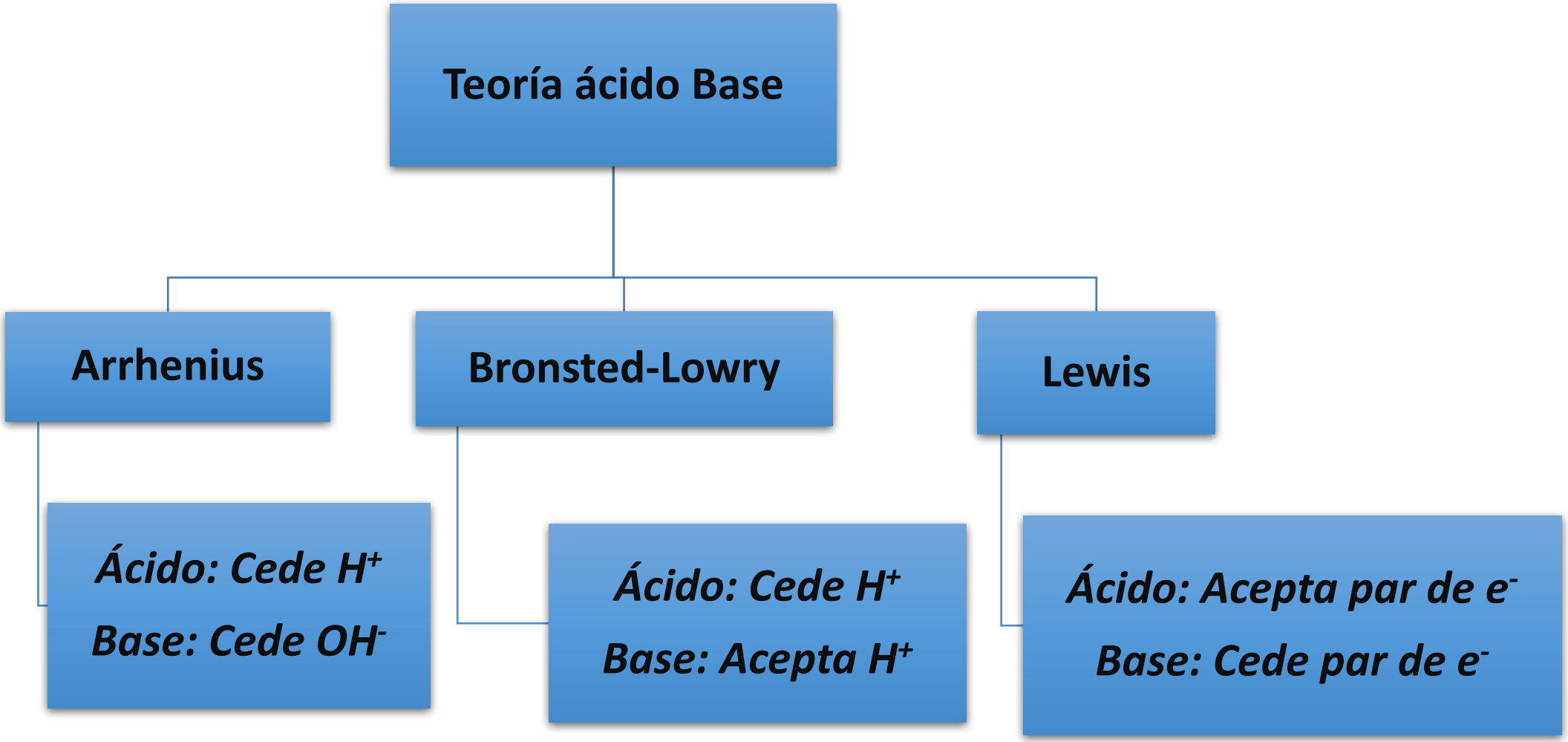
- Una especie anfótera, es aquella que puede actuar como base o ácido

- Ejemplo: Especies como iones que tienen varios hidrógenos ionizables son anfóteros.





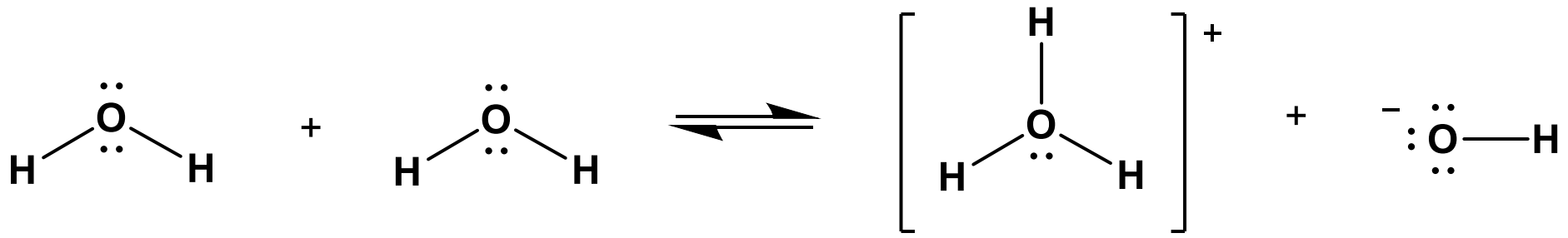
- En resumen, las tres teorías sobre los ácidos y las bases son:



Propiedades Ácido-Base del Agua

$$H_2O\ (l) \rightleftharpoons H^+\ (ac) + OH^-\ (ac)$$

autoionización del agua:



El Producto Iónico del Agua

$H_2O\ (l) \rightleftharpoons H^+\ (ac) + OH^-\ (ac)$ → $K_c = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$

$\therefore\ K_c[H_2O] = K_w = [H^+][OH^-]$ → $[H_3O^+] = [HO^-]$, a 25° C = 1×10^{-7} mol/litro

El producto de las concentraciones resulta ser:

$[H_3O^+]\,[HO^-] = (1 \times 10^{-7})(1 \times 10^{-7}) = 1 \times 10^{-14}$ → $\mathbf{K_w = 1 \times 10^{-14}}$

La Definición de pH

- Si aplicamos –log a toda la expresión:

$$K_w = 1{,}0 \times 10^{-14} = [H^+][OH^-] \quad / - \log$$

$$- \log (1{,}0 \times 10^{-14}) = - \log [H^+] + - \log [OH^-]$$

$$14 = pH + pOH \qquad \textit{(- log = operador p)}$$

$pH = -\log [H^+]$ **$pOH = -\log [OH^-]$**

- ¿Cual será el valor del pH del agua?

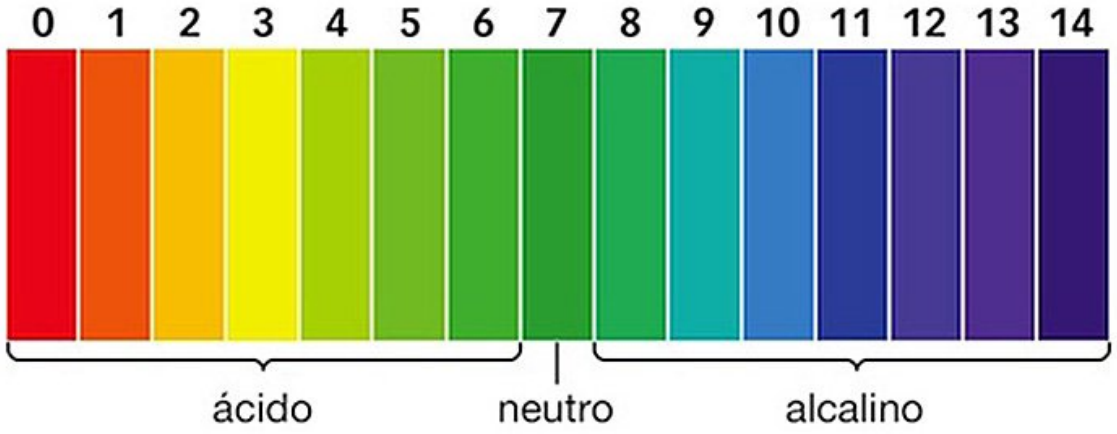
$$pH = -\log [H^+]$$
$$pH = -\log [1 \times 10^{-7}]$$
$$pH = 7$$

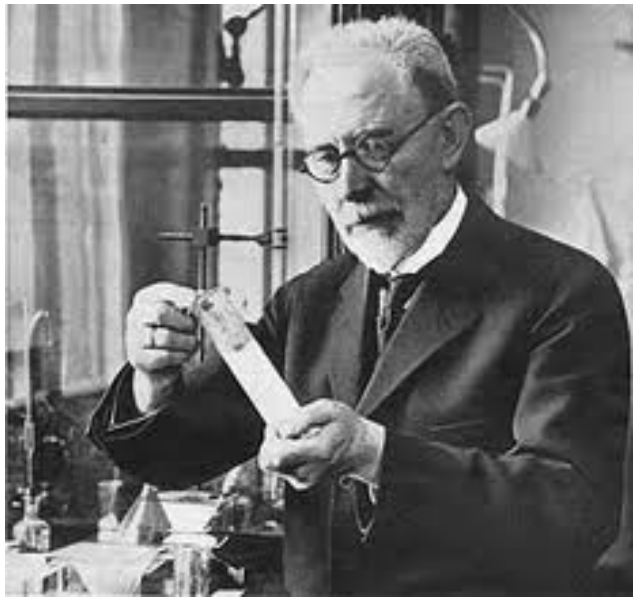
- Este es el valor de pH para toda solución neutra.

- Mientras mas bajo el pH, más ácida es la solución

La Definición de pH y pOH

- Este sistema permite saber que tan fuerte es un ácido o una base en solución acuosa
- El sistema de pH fue desarrollado por Søren Peder Lauritz Sørensen en 1909



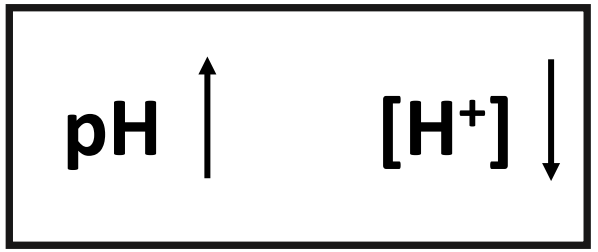


pH: Una Medida de Acidez

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

Una Solución es (a 25 °C):

neutra	$[H^+] = [OH^-]$	$[H^+] = 1 \times 10^{-7}$	pH = 7
ácida	$[H^+] > [OH^-]$	$[H^+] > 1 \times 10^{-7}$	pH < 7
basica	$[H^+] < [OH^-]$	$[H^+] < 1 \times 10^{-7}$	pH > 7



Bibliografía

- Petrucci, R. Química general: principios y aplicaciones modernas. (2011) 10ª Ed. Capitulo 16. “Ácidos y Bases”