Equilibrio Ácido-Base

- Teorías Ácido - Base
- Ácidos Polipróticos y Sustancias Anfóteras
- El Producto iónico del agua y la definición de pH
- Definición de K_a y K_b
- Cálculo de pH de Ácidos Débiles
- % de Disociación de un Ácido

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.

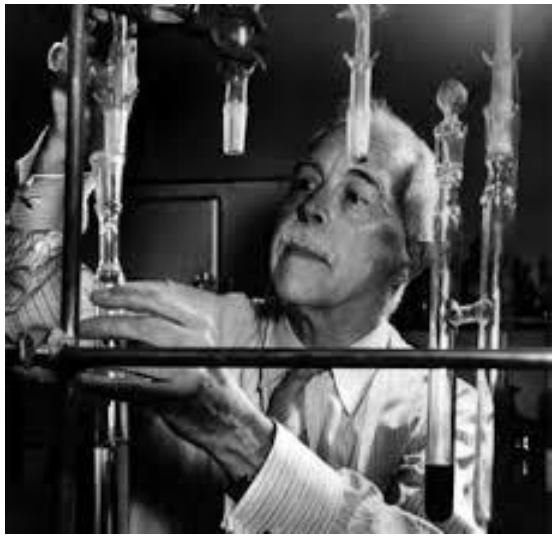






Teorías Ácido-Base

Teoría De Arrhenius (1887)



Teoría De Brönsted – Lowry (1923)



Teoría De Lewis (1923)



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^-): **$NaOH \rightarrow OH^- + Na^+$**

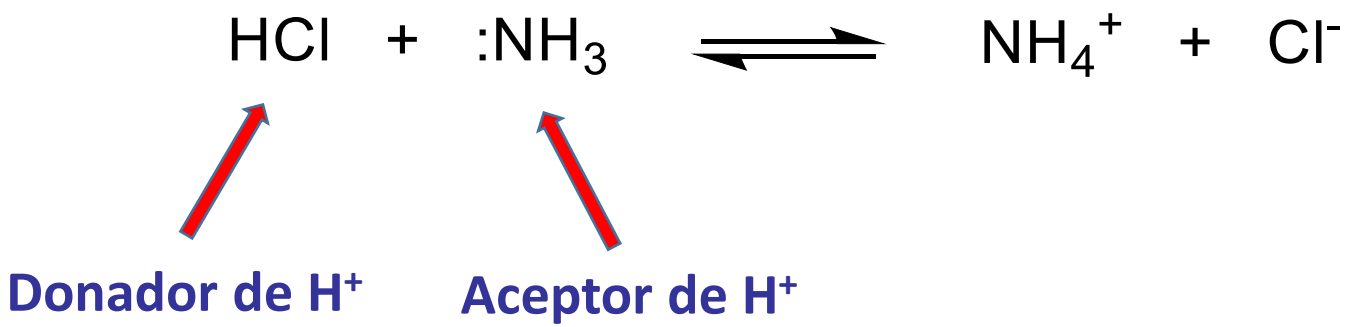
Sin embargo, hoy sabemos que un protón $H^+_{(ac)}$ no existe como tal, sino como un protón enlazado al agua químicamente, H_3O^+ (ion hidronio)

Teoría De Brönsted – Lowry (1923)

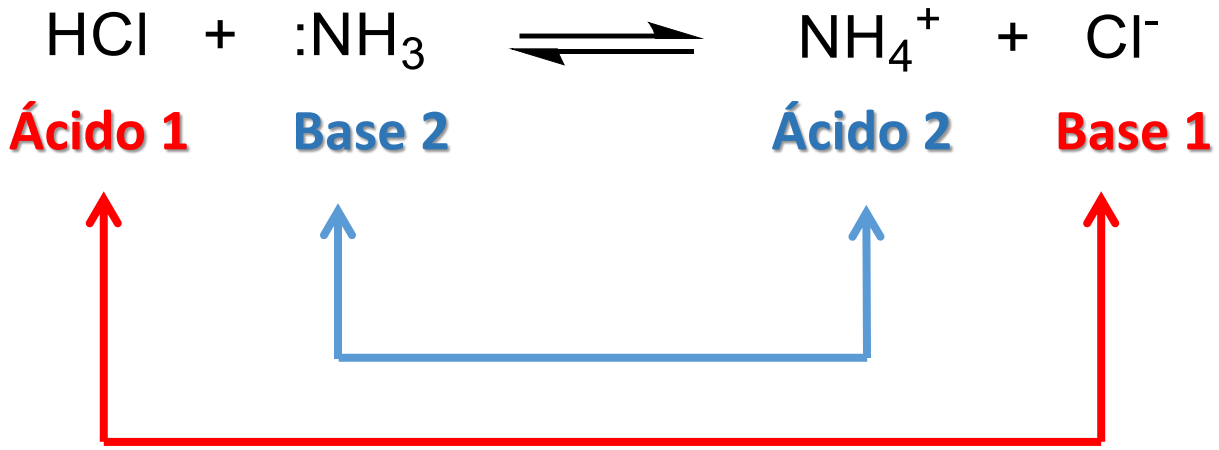
- En 1923, el científico inglés T.M. Lowry y el científico danés J.N. Brönsted propusieron que:

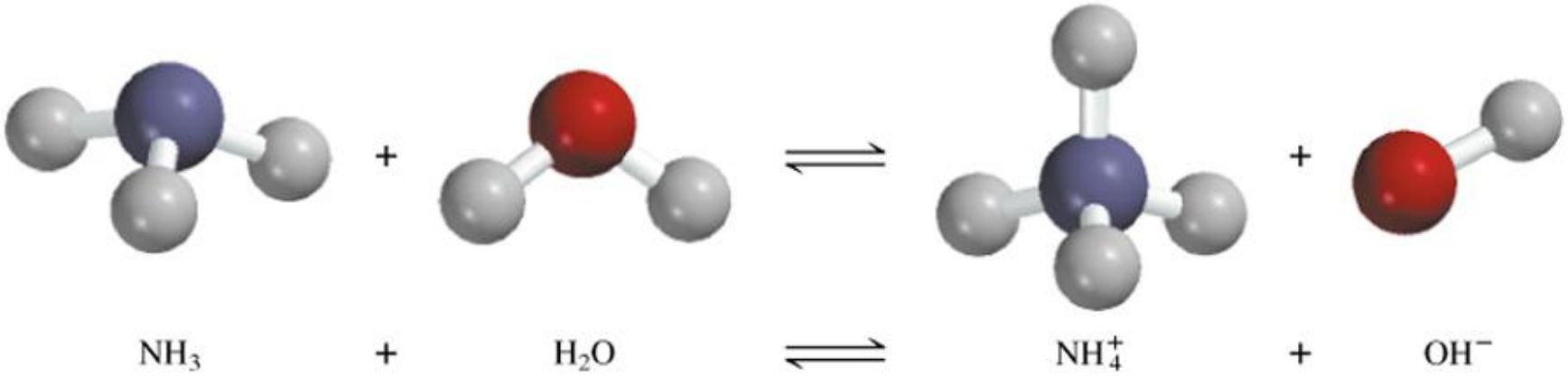
"En solución, la sustancia que cede un ión hidrógeno (H^+) es un ácido, y la sustancia que acepta este ión hidrógeno es una base"

- 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 ***par conjugado ácido-base***





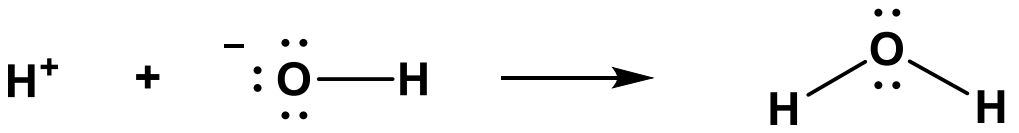
Teoría De Lewis (1923)

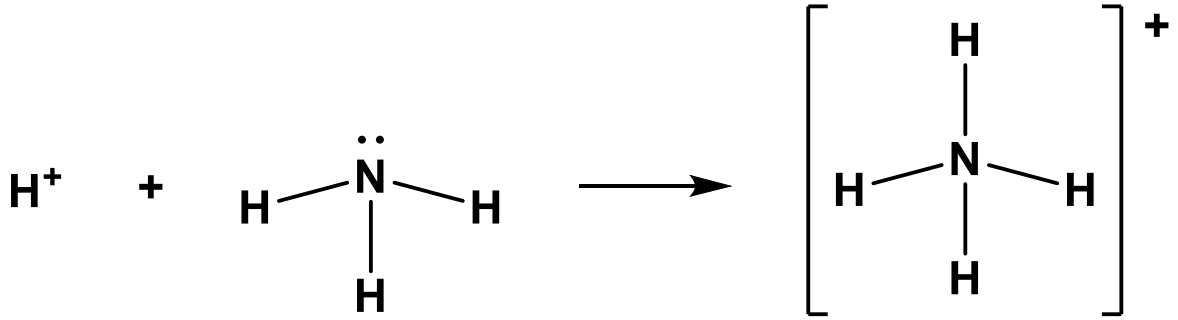
- En la teoría de Bronsted-Lowry el átomo que recibe el protón tiene al menos un par de electrones libres

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

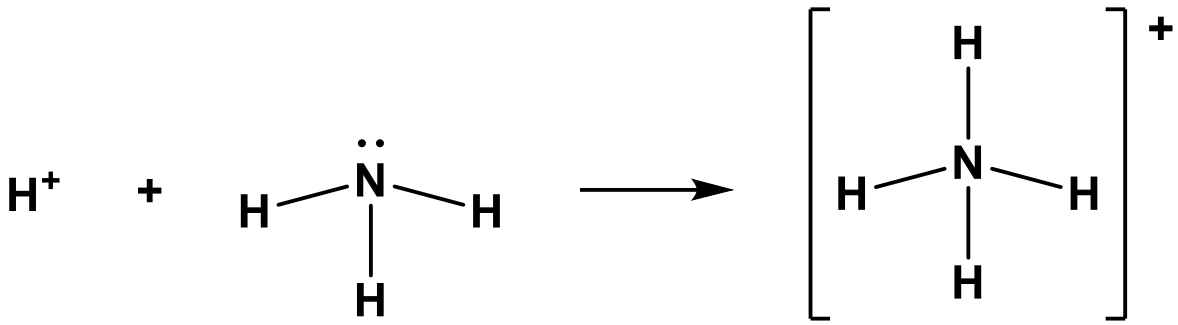
Base: especie que puede donar un par de electrones

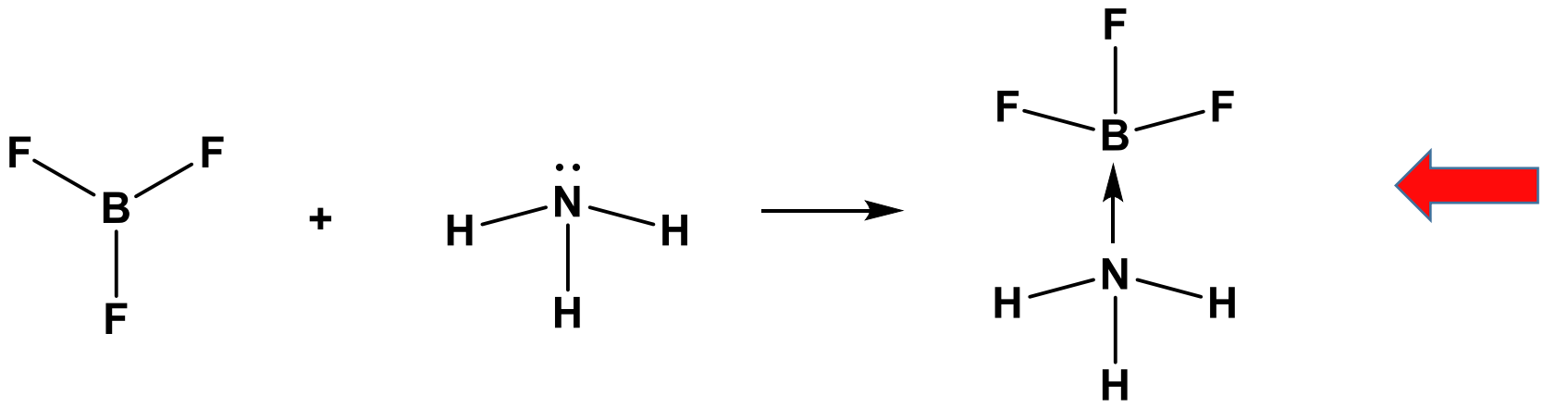
Ácido: especie que acepta un par de electrones





- 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**

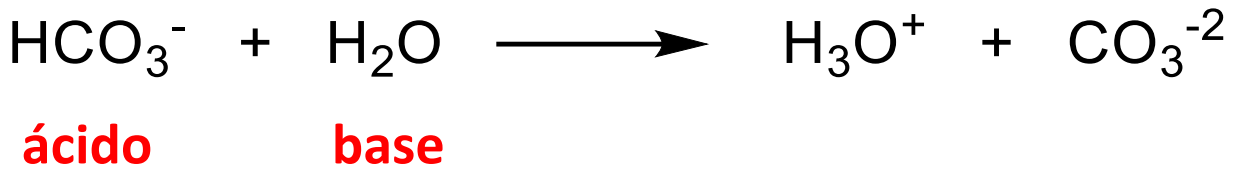
$$HS^-(ac) + H_2O(l) \leftrightarrows H_2S(ac) + OH^-(ac)$$

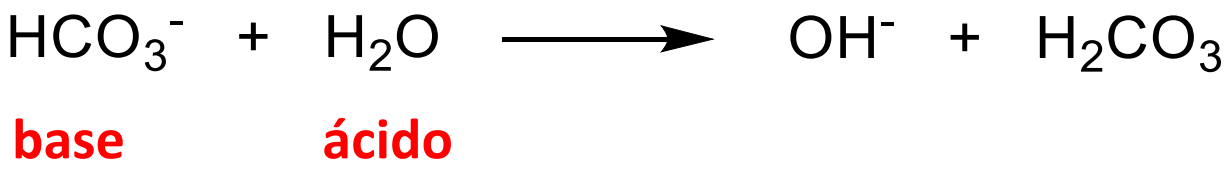
base **ácido** **ácido** **base**

Otras Definiciones

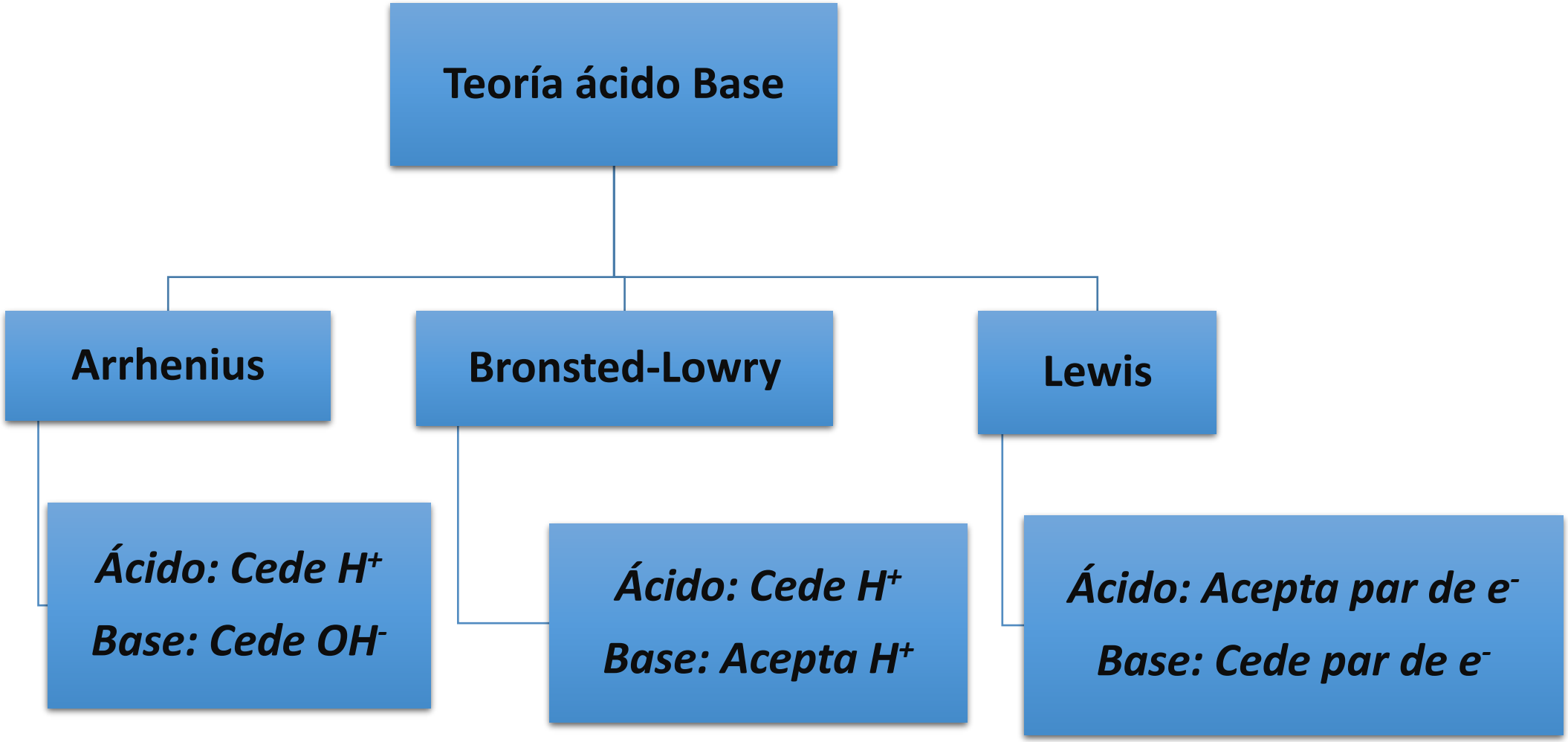
- Una especie anfótera, es aquella que puede actuar como base o ácido

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





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



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:

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

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

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

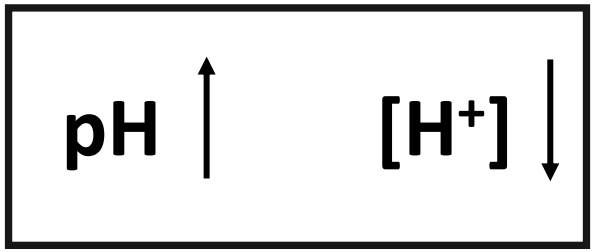
$pH = -\log [H^+]$ **$pOH = -\log [OH^-]$**

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



Fuerza Relativa de Ácidos y Bases

- Se considera como la capacidad de una sustancia de disociarse en medio acuoso a través de la formación de H_3O^+ o OH^- en el que, la concentración de estas especies es igual a la sustancia disociada.

- Ejemplos:

$$HCl(ac) \longrightarrow H^+(ac) + Cl^-(ac)$$

El HCl está **ionizado prácticamente en un 100%** y, se le considera un **ácido fuerte**

$$NaOH\ (s) \longrightarrow Na^+\ (ac) + OH^-\ (ac)$$

El NaOH está **ionizado prácticamente en un 100%** y, se le considera una **base fuerte**

Ácidos Débiles

- Contrario a los ácidos fuertes, ciertos ácidos se ionizan sólo parcialmente. Un **ácido que se ioniza parcialmente** se considera **ácido débil**.

Ácido débil → ionización parcial

Ácido débil → [H^+] en el equilibrio <<< concentración del ácido

$$HF\,(ac) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons H_3O^+\,(ac) + F^-\,(ac)$$

$$HNO_2\,(ac) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons H_3O^+\,(ac) + NO_2^-\,(ac)$$

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

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

Bases Débiles

- Las bases débiles, al igual que los ácidos de esta categoría, son electrolitos débiles y producen una cantidad limitada de iones OH^-

- Un ejemplo de esto es el amoníaco



Base débil → ionización parcial

Base débil → [OH^-] en el equilibrio <<< concentración de la base

Fuerza de Bases y Ácidos Conjugados

- De acuerdo a Brönsted-Lowry, **un ácido cede un protón y produce una base conjugada**. Debido a las diferencias en extensión de disociación una consecuencia importante es que:

Mientras más fuerte sea el ácido, más débil será su base conjugada

Mientras más débil sea el ácido, más fuerte será su base conjugada



Ácido fuerte — **base conjugada débil**



Ácido débil — **base conjugada fuerte**

<u>Una situación similar se da en el caso de las bases</u>

- Existen también casos intermedios, por ejemplo en el caso del ácido sulfúrico:

$$H_2SO_4(ac) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(ac) + HSO_4^-(ac)$$ **(ácido fuerte, base conjugada débil)**

$$HSO_4^-(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + SO_4^{-2}(ac)$$ **(ácido débil, base conjugada fuerte)**

- En este caso, la misma especie produce dos situaciones diferentes

- **¿Cuál es el pH de una solución 2 x 10^{-3} *M* de HNO_3 ?**

HNO_3 es un ácido fuerte – 100% disociado

	HNO_3 (*ac*)	+	H_2O (*l*)	⟶	H_3O^+ (*ac*)	+	NO_3^- (*ac*)
inicial	0.002 *mol/L*				0,0 *mol/L*		0,0 *mol/L*
final	0.0 *mol/L*				0,002 *mol/L*		0,002 *mol/L*

$pH = -\log [H^+] = -\log [H_3O^+] = -\log(0{,}002) = 2{,}7$

Definición de K_a y K_b

- Para un ácido débil su ionización se representa como:

$$HA\,(ac) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons H_3O^+\,(ac) + A^-\,(ac)$$

- O simplemente: $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$

- La expresión de equilibrio para esta ionización es:

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

Dónde K_a es la ***constante ionización ácida*** o la constante de equilibrio para la ionización de un ácido

Definición de K_b

- De la misma forma, para una base débil como le NH_3, tenemos:

$$NH_3\,(ac) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons NH_4^+\,(ac) + OH^-\,(ac)$$

- La expresión de equilibrio para esta ionización es: $K = \dfrac{[NH_4^+][OH^-]}{[H_2O][NH_3]}$

- Pero al igual que para K_c, el solvente se trata como una constante: $\boxed{K_b = \dfrac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}}$

Dónde K_b es la ***constante ionización básica*** o la constante de equilibrio para la reacción de ionización

¿Cuál es el pH de una disolución de HF 0,5 *mol/L*, K_a = 7,1 x 10^{-4}?

$$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$$

$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]} = 7{,}1 \times 10^{-4}$$

	HF	H^+	F^-
Inicial (*M*)	0,50	0,0	0,0
Cambio (*M*)	-*x*	+*x*	+*x*
Equilibrio (*M*)	0,50 - *x*	*x*	*x*

$$K_a = \frac{x^2}{0{,}5 - x} = 7{,}1 \times 10^{-4}$$

K_a << 0,5 ⇒ 0,50 – *x* ≈ 0,50

$$K_a \approx \frac{x^2}{0{,}5} = 7{,}1 \times 10^{-4}$$

x^2 = 3,55 x 10^{-4} ⇒ *x* = 0,019 *mol/L*

[H^+] = [F^-] = 0,019 *mol/L*

[HF] = 0,50 – *x* = 0,48 *mol/L*

pH = -log [H^+] = 1,72

- ¿Cuándo se usa la aproximación? $0.50 - x \approx 0.50$

- Cuando *x* es menor que el 5% del valor de la concentración inicial

$x = 0.019$ ➡ $\frac{0{,}019\ ^{mol}/_{L}}{0{,}50\ ^{mol}/_{L}} \times 100\% = 3{,}8\%$ *Menos que 5%, aproximación OK*

Porcentaje de Ionización de un Ácido

- K_a representa la fuerza de ácido. Esto también se puede expresar a través del porcentaje de ionización:

$$\%\ de\ ionización = \frac{Concentración\ del\ ácido\ ionizado\ en\ equilibrio}{Concentración\ inicial\ del\ ácido} \times 100$$

- Para un ácido monoprótico HA:

$$\%\ de\ ionización = \frac{[H^+]}{[HA]_0} \times 100$$

($[HA]_0$ = concentración inicial)

- Cual es el % de disociación en el ejercicio anterior?

Bibliografía

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