# Equilibrio Ácido-Base

- Fuerza Relativa de Ácidos y Bases
- Definición de $K_a$ y $K_b$
- Cálculo de pH de Ácidos Débiles
- % de Disociación de un Ácido

# Fuerza Relativa de Ácidos y Bases

- En solución acuosa, algunos ácidos entregan protones más fácilmente y algunas bases los reciben con más facilidad que otras.

- Por ejemplo, una solución diluída de HCl consiste fundamentalmente de iones $H^+(ac)$ y $Cl^-(ac)$

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

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

- ∴ Cuando el ácido es fuerte (100% disociación) la concentración de $H^+$ es igual a la del ácido

$$HNO_3\,(ac) + H_2O\,(l) \longrightarrow H_3O^+\,(ac) + NO_3^-\,(ac)$$

$$HClO_4\,(ac) + H_2O\,(l) \longrightarrow H_3O^+\,(ac) + ClO_4^-\,(ac)$$

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

# 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**

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

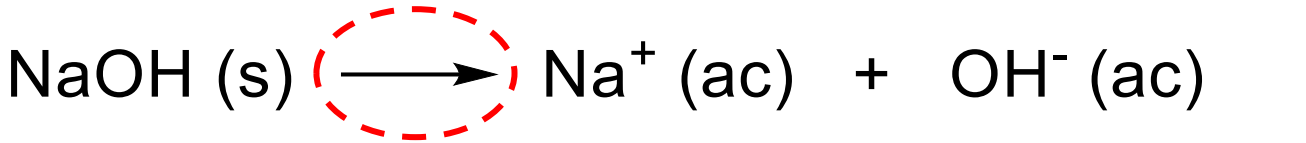
$$HNO_2\,(ac) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons H_3O^+\,(ac) + NO_2^-\,(ac)$$

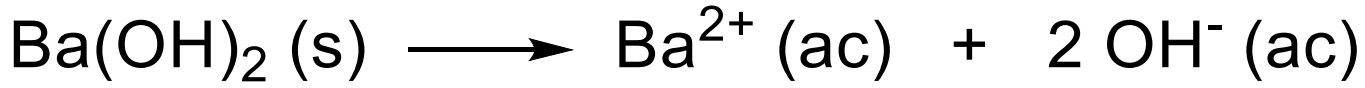
$$HSO_4^-\,(ac) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons H_3O^+\,(ac) + SO_4^{2-}\,(ac)$$

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

# Bases Fuertes y Débiles

- Una situación similar ocurre para las bases: Existen bases fuertes y débiles
- Una base fuerte se disocia en un ~100%
- Una base fuerte en solución acuosa tiene una gran tendencia a producir iones $OH^-$ (ej: hidróxidos de los metales alcalinos y algunos metales alcalinos térreos)
- Similar a los ácidos, la concentración de $OH^-$ es igual a la de la base



# 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**

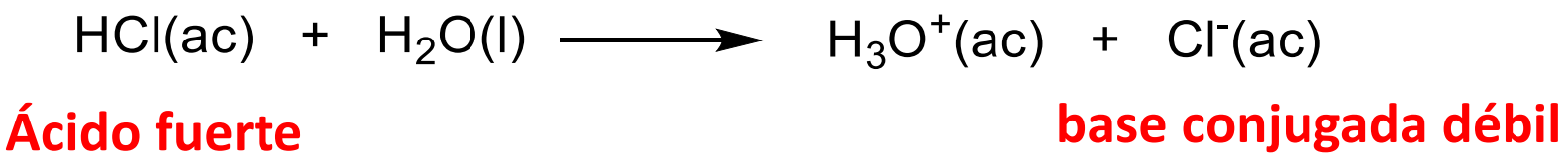
**Base débil → [$OH^-$] en el equilibrio <<< concentración de la base**

# 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**

***Una situación similar se da en el caso de las bases***

- 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

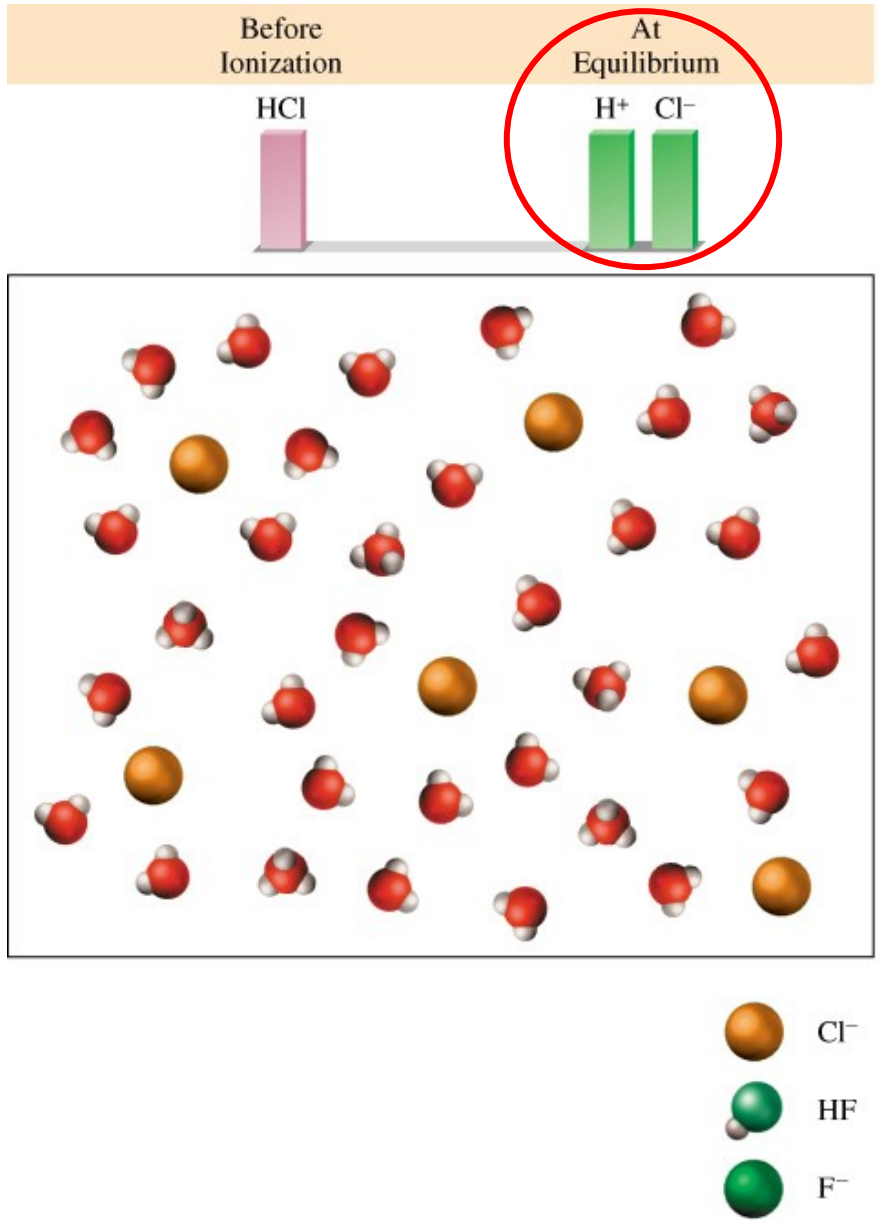
## Table 15.2 Relative Strengths of Conjugate Acid-Base Pairs

| | Acid | Conjugate Base |
|---|---|---|
| Strong acids | $HClO_4$ (perchloric acid) | $ClO_4^-$ (perchlorate ion) |
| | HI (hydroiodic acid) | $I^-$ (iodide ion) |
| | HBr (hydrobromic acid) | $Br^-$ (bromide ion) |
| | HCl (hydrochloric acid) | $Cl^-$ (chloride ion) |
| | $H_2SO_4$ (sulfuric acid) | $HSO_4^-$ (hydrogen sulfate ion) |
| | $HNO_3$ (nitric acid) | $NO_3^-$ (nitrate ion) |
| | $H_3O^+$ (hydronium ion) | $H_2O$ (water) |
| Weak acids | $HSO_4^-$ (hydrogen sulfate ion) | $SO_4^{2-}$ (sulfate ion) |
| | HF (hydrofluoric acid) | $F^-$ (fluoride ion) |
| | $HNO_2$ (nitrous acid) | $NO_2^-$ (nitrite ion) |
| | HCOOH (formic acid) | $HCOO^-$ (formate ion) |
| | $CH_3COOH$ (acetic acid) | $CH_3COO^-$ (acetate ion) |
| | $NH_4^+$ (ammonium ion) | $NH_3$ (ammonia) |
| | HCN (hydrocyanic acid) | $CN^-$ (cyanide ion) |
| | $H_2O$ (water) | $OH^-$ (hydroxide ion) |
| | $NH_3$ (ammonia) | $NH_2^-$ (amide ion) |

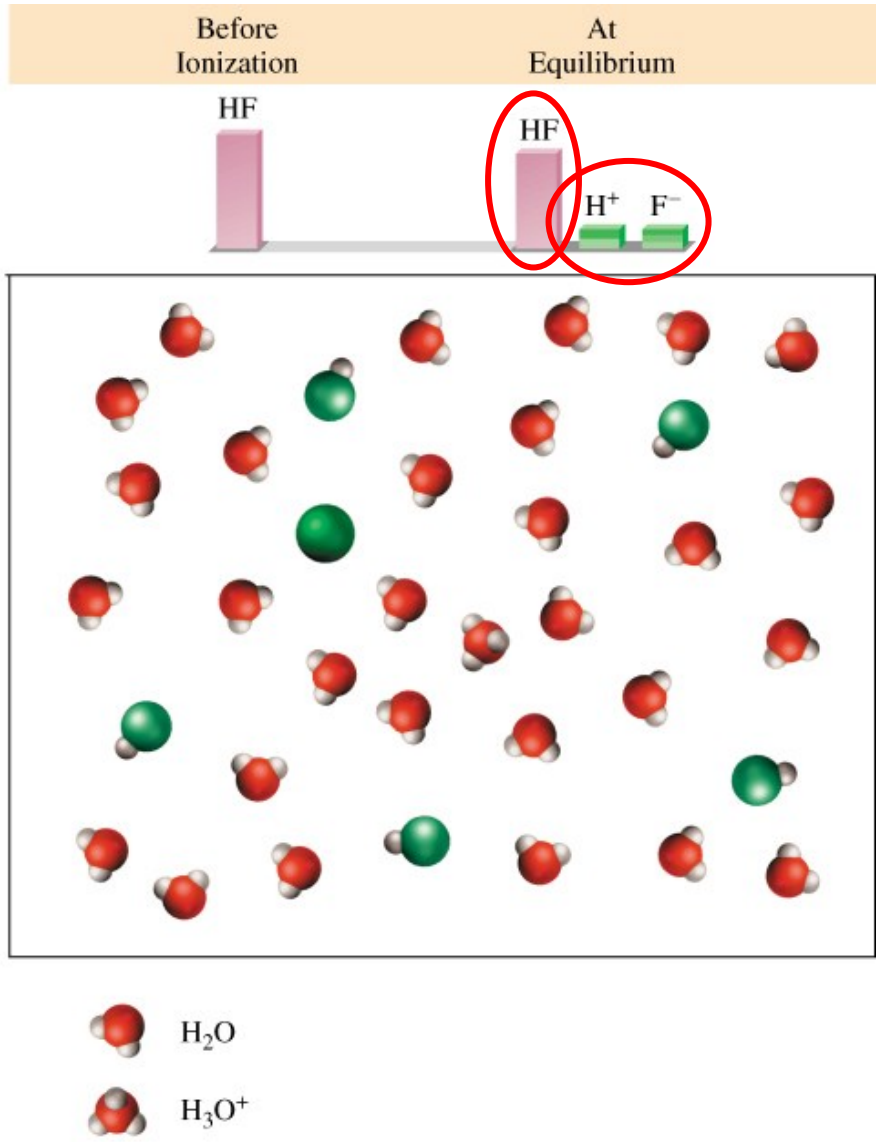
Acid strength increases ↑

Base strength increases ↓

# Ácido Fuerte




# Ácido Débil



- **¿Cuál es el pH de una solución $2 \times 10^{-3}$ *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* |

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

- **¿Cuál es el pH de una solución $1.8 \times 10^{-2}$ *M* $Ba(OH)_2$?**

$Ba(OH)_2$ es una base fuerte – 100% disociada

$$Ba(OH)_2\ (s) \longrightarrow Ba^{2+}\ (aq) + 2OH^-\ (aq)$$

***inicial***

***final***

**pH = 14.00 – pOH = 14.00 + log(0.036) = 12,56**

# 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*

- ¿Cuál es el pH de una solución de HF 0,05 M (a 25°C)?

$$K_a \approx \frac{x^2}{0{,}05} = 7{,}1 \times 10^{-4} \quad \Rightarrow \quad x = 0.006\ mol/L$$

$$\frac{0{,}006\ {}^{mol}/_{L}}{0{,}05\ {}^{mol}/_{L}} \times 100\% = 12\%$$

*Mas que el 5%, por lo tanto la aprox. no es OK*

- En este caso sería necesario resolver la ecuación cuadrática

# 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”