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

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

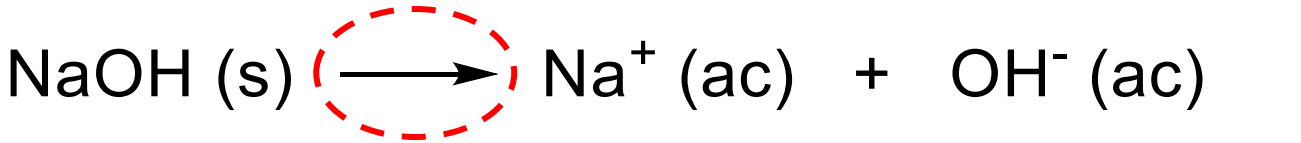
$$HNO_2\,(ac) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons H_3O^+\,(ac) + NO_2^-\,(ac)$$

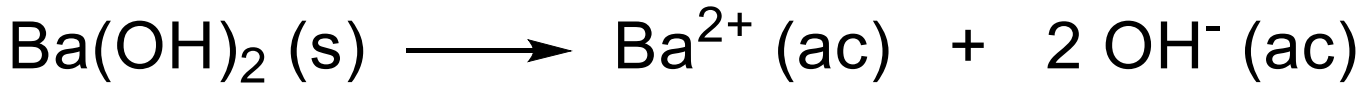
$$HSO_4^-\,(ac) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons H_3O^+\,(ac) + SO_4^{2-}\,(ac)$$

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

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**

<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

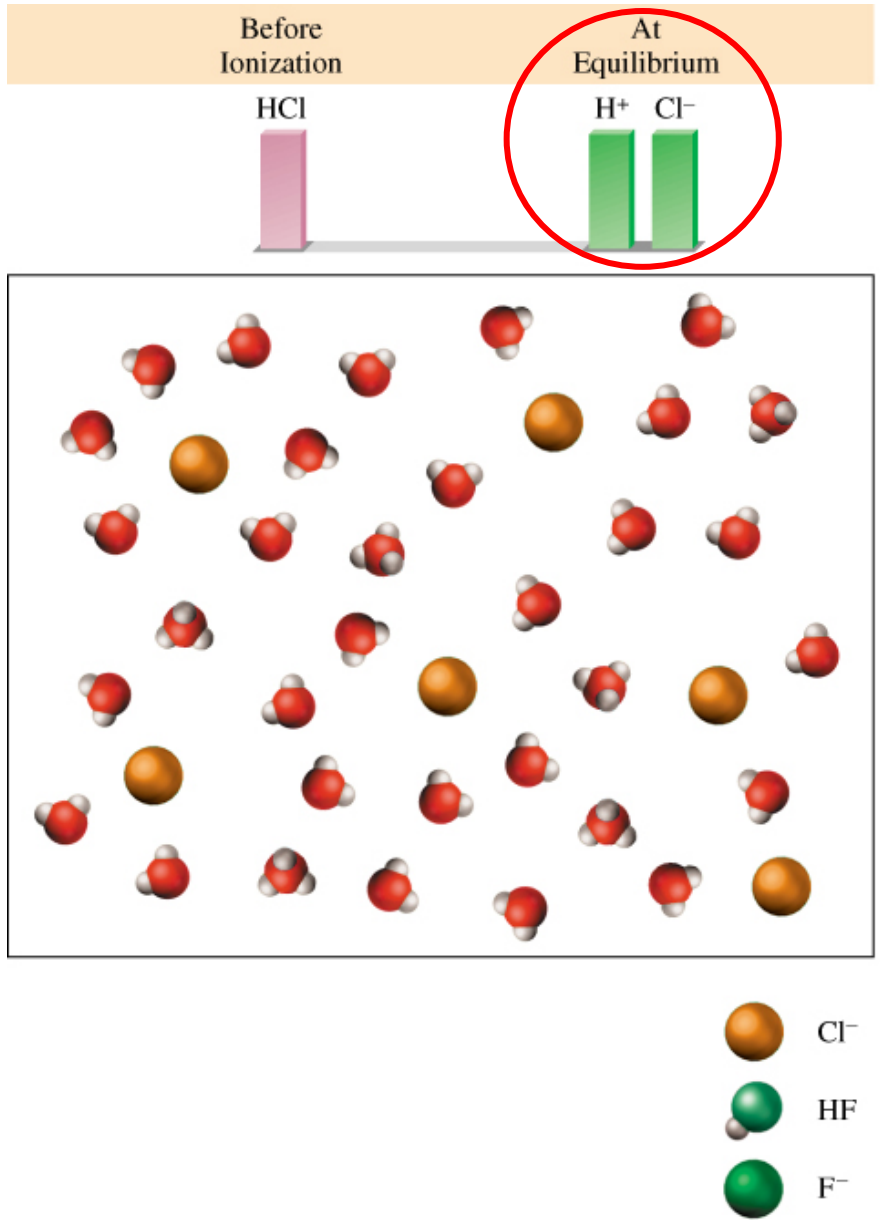
Table 15.2 Relative Strengths of Conjugate Acid-Base Pairs

	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)

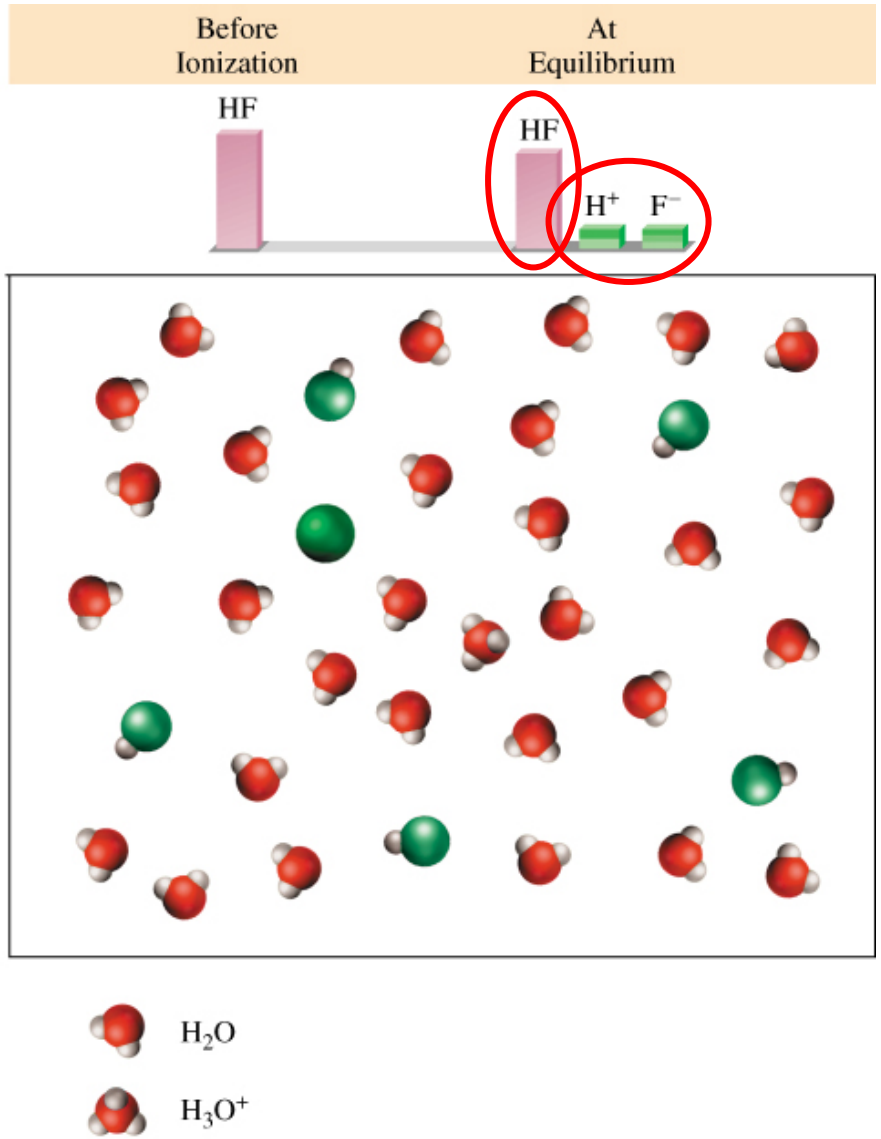
Acid strength increases ↑

Base strength increases ↓

Ácido Fuerte



Ácido Débil



- **¿Cuál es el pH de una solución 2 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*

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

- **¿Cuál es el pH de una solución 1.8×10^{-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 el 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:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

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}?

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

$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]} = 7{,}1\times10^{-4}$$

Inicial (*M*)	0,50	0,0	0,0
Cambio (*M*)	-*x*	+*x*	+*x*
Equilibrio (*M*)	0,50 - *x*	*x*	*x*

$$K_a = \frac{x^2}{0{,}5 - x} = 7{,}1\times10^{-4}$$

K_a << 0,5 ⇒ 0,50 – *x* ≈ 0,50

$$K_a \approx \frac{x^2}{0{,}5} = 7{,}1\times10^{-4}$$

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)?

$$K_a \approx \frac{x^2}{0{,}05} = 7{,}1\times10^{-4} \quad \Rightarrow \quad x = 0.006\ mol/L$$

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

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”