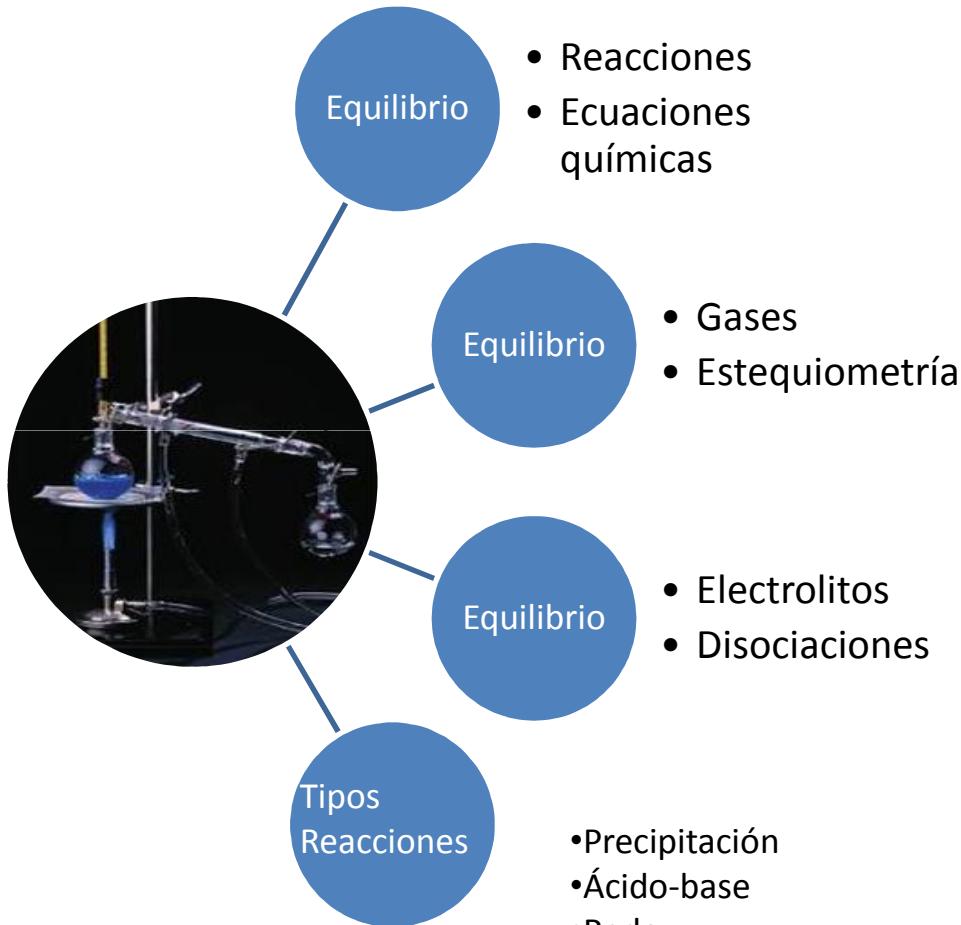
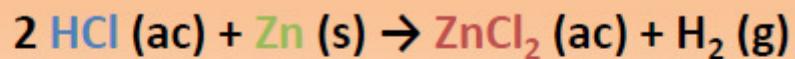
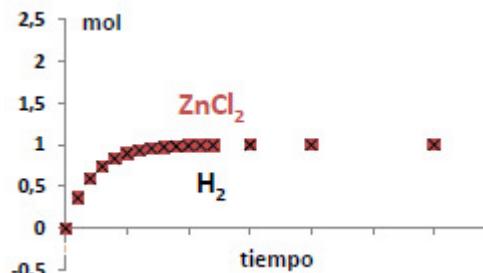
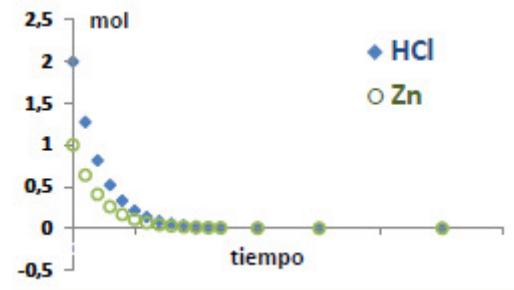
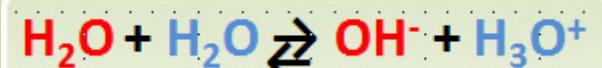
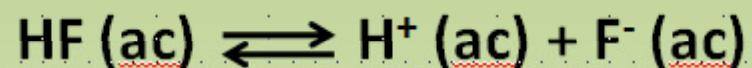


✓ Reacciones de equilibrio

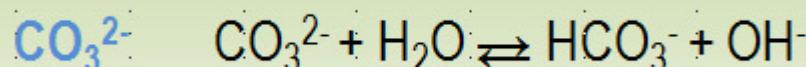
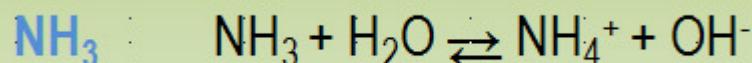
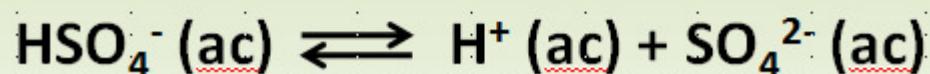
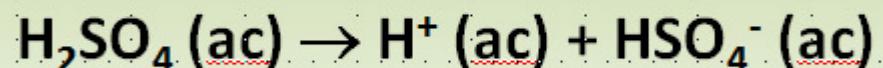




inicio	2 mol	1 mol	0 mol	0 mol
durante	2-x mol	1 - x/2 mol	x/2 mol	x/2 mol
final	0 mol	0 mol	1 mol	1 mol



Comportamiento anifprótico/anfotérico.



mass-law effect

At equilibrium, the product of the activities (or concentrations) of the reacting species is constant. Thus for the equilibrium:

$$\alpha A + \beta B = \gamma C + \delta D$$

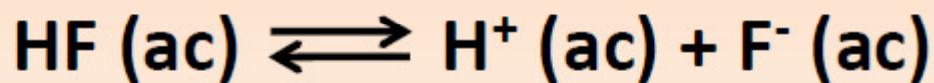
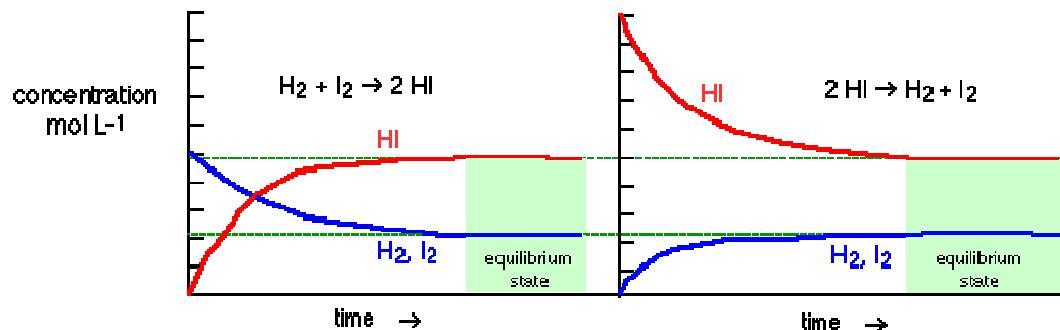
$$K = \frac{[\text{C}]^\gamma [\text{D}]^\delta}{[\text{A}]^\alpha [\text{B}]^\beta}$$

See also: common-ion effect, equilibrium

Source:

PAC, 1994, 66, 1077 (Glossary of terms used in physical organic chemistry (IUPAC Recommendations 1994)) on page 1138

Ley de acción de masa



INICIO

1 mol

0 mol

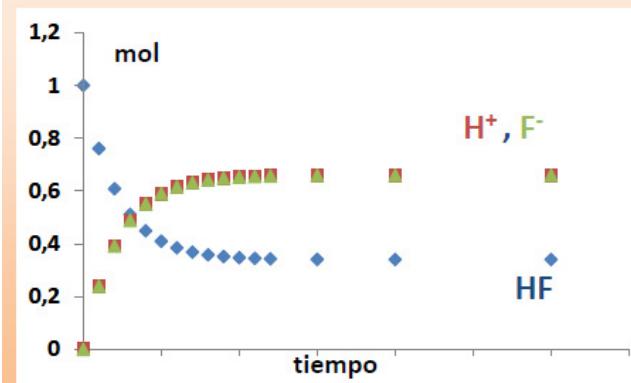
0 mol

FINAL

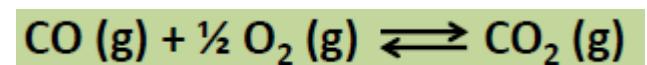
1-x mol

x mol

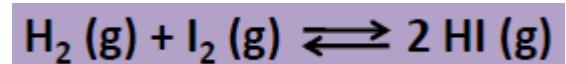
x mol



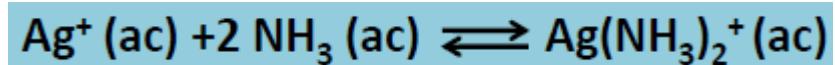
$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$



$$K_C = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{O}_2]^{1/2}}$$



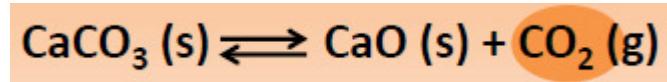
$$K_C = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$



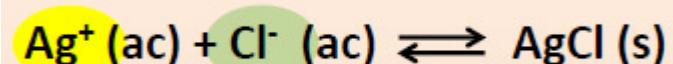
$$K_C = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2}$$



$$K_C = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$



$$K_C = [\text{CO}_2]$$

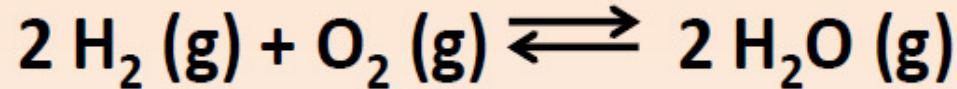


$$K_C = \frac{1}{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}$$



$$K_C = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Relacionar

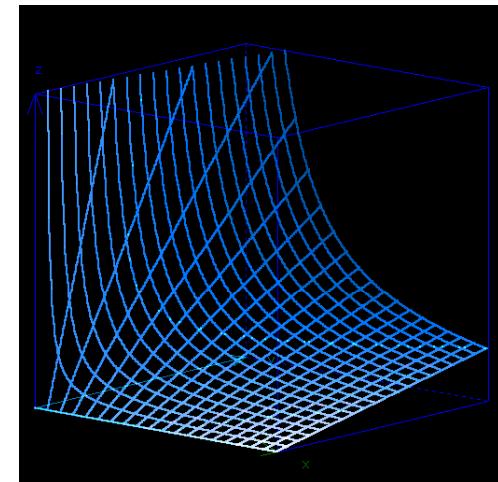
 $K_c \& K_p$ 

$$\frac{n}{V} = \frac{p}{RT}$$

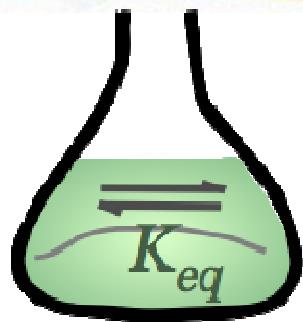
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = K_p \cdot \left(\frac{1}{RT} \right)^{\Delta v}$$

$$\frac{\left(\frac{p_{\text{H}_2\text{O}}}{RT} \right)^2}{\left(\frac{p_{\text{H}_2}}{RT} \right)^2 \cdot \left(\frac{p_{\text{O}_2}}{RT} \right)} = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}^2}{p_{\text{H}_2}^2 \cdot p_{\text{O}_2}} \cdot \frac{1}{\frac{1}{RT}}$$

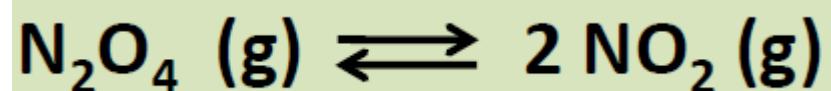


$$K_c = K_p \cdot \left(\frac{1}{RT} \right)^{\Delta v}$$



Principio de Le Chatelier

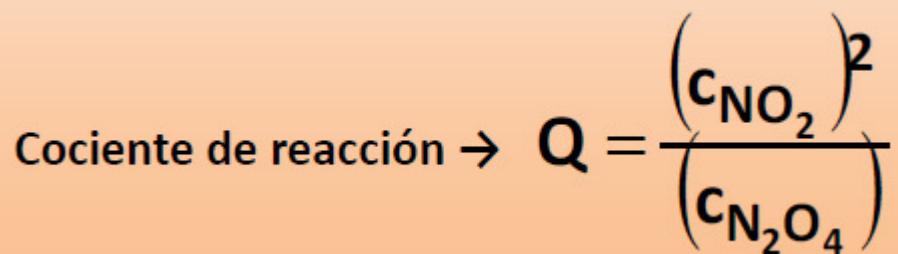
“si un sistema en equilibrio es perturbado por un cambio de temperatura, volumen, presión o concentración de uno de los componentes, el sistema desplazará su posición de equilibrio de manera que se contrarreste el efecto de la perturbación”



$$K_C = 4,63 \cdot 10^{-3}$$

Perturbación	Consecuencia
Aumenta la concentración de N_2O_4	El sistema se desplaza hacia los productos
Aumenta la concentración de NO_2	El sistema se desplaza hacia los reactivos
Aumenta la concentración de N_2O_4 y de NO_2	¿?

$$K_C = 4,63 \cdot 10^{-3}$$



$Q < K_C$

El sistema se desplaza hacia los productos

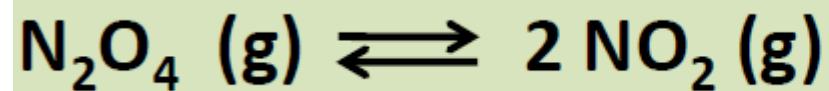
$Q = K_C$

El sistema ya se encuentra en un estado de equilibrio

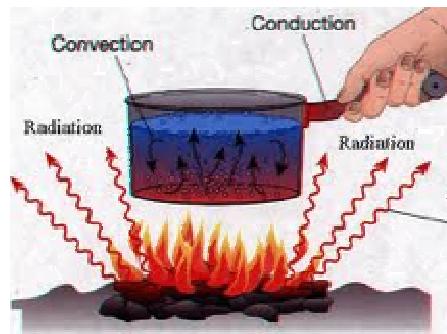
$Q > K_C$

El sistema se desplaza hacia los reactivos

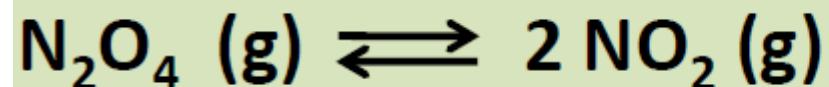
Perturbación	Consecuencia
Aumenta la presión del sistema	El sistema se desplaza en el sentido de la disminución del número de moles (hacia los reactivos)
Aumenta el volumen del sistema	El sistema se desplaza en el sentido del aumento del número de moles (hacia los productos)
Cambia la temperatura del sistema	Cambia la constante de equilibrio



$$K_C = 4,63 \cdot 10^{-3}$$



$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$



$$K_C = 4,63 \cdot 10^{-3}$$

Reacción endotérmica

La constante de equilibrio aumenta aumentando la temperatura

Aumento de T

El sistema se desplaza hacia los productos

Disminución de T

El sistema se desplaza hacia los reactivos

Reacción exotérmica

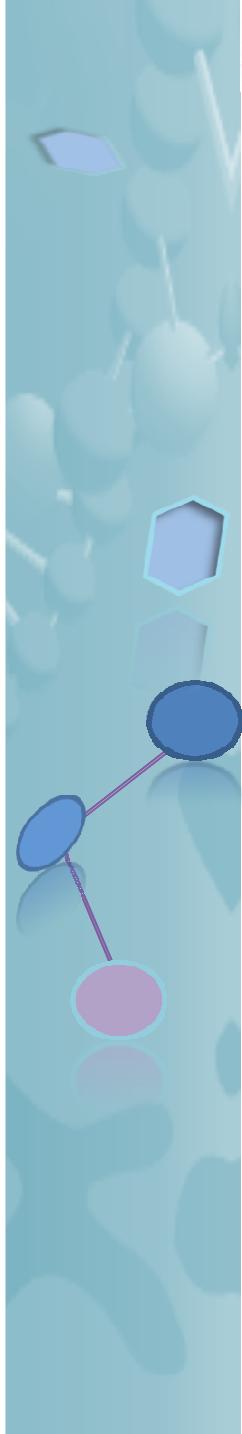
La constante de equilibrio disminuye aumentando la temperatura

Aumento de T

El sistema se desplaza hacia los reactivos

Disminución de T

El sistema se desplaza hacia los productos



Variaciones de ...

Volumen

Presión

Concentración

Afectan a la posición del equilibrio
pero no a la constante

Variaciones de

Temperatura

Afectan a la constante

y por consiguiente a la posición del
equilibrio

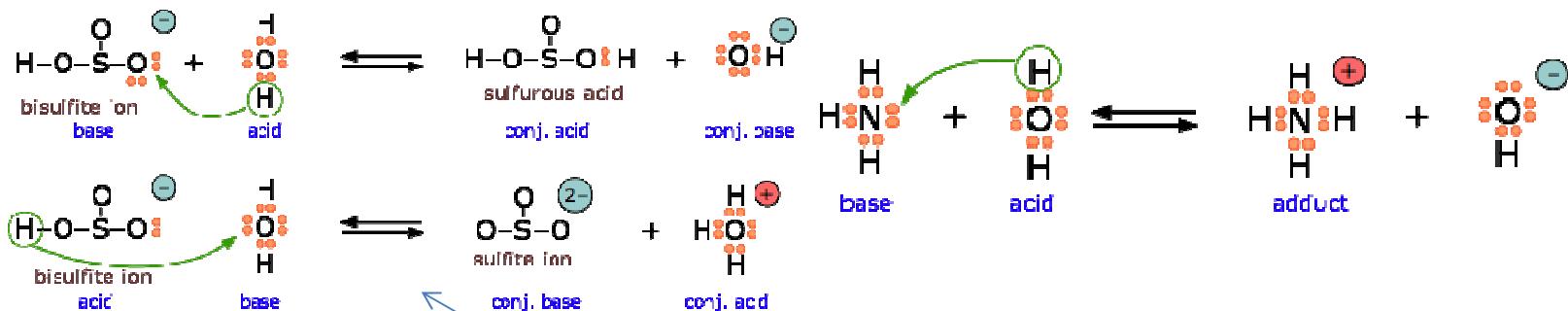
Reacción ácido-base

Aquella reacción en la que se transfieren H^+ entre los reactivos.

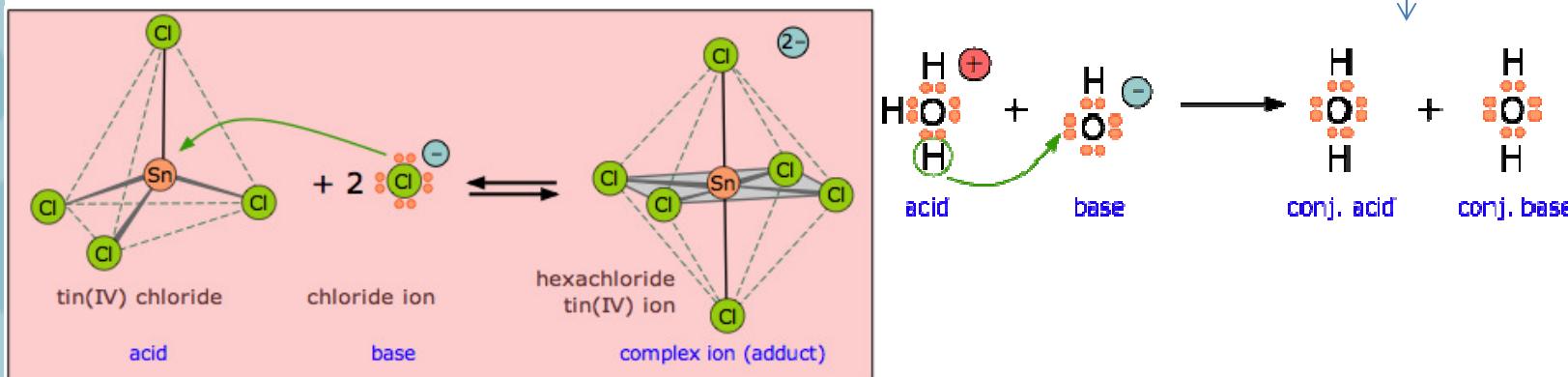
Teoría de Arrhenius: ácido cede H^+ , base cede OH^-

Teoría de Brönsted-Lowry : ácido cede H^+ , base acepta H^+

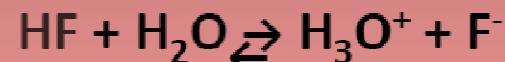
Teoría de Lewis: ácido acepta pares electrónicos, base los dona.



Comportamiento anfíprótico/anfotérico



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



$$\begin{array}{ccc} 1 & & 0 \\ & & 0 \end{array}$$

$$\begin{array}{ccc} 1-x & & x \\ & & x \end{array}$$

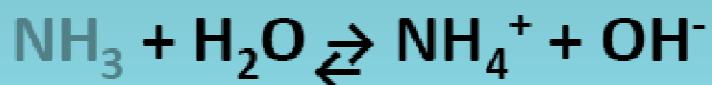
$$K_a = \frac{x^2}{1-x} \rightarrow x = 0,0257390$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,026 \text{ M}$$

$$[\text{F}^-] = 0,026 \text{ M}$$

$$[\text{HF}] = 0,974 \text{ M}$$

$$\text{pH} = 1,60$$



$$\begin{array}{ccc} 1 & & 0 \\ & & 0 \end{array}$$

$$\begin{array}{ccc} 1-x & & x \\ & & x \end{array}$$

$$K_b = \frac{x^2}{1-x} \rightarrow x = 0,0042337$$

$$[\text{OH}^-] = 0,0042 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 0,0042 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_3] = 0,9958 \text{ M}$$

$$\text{pH} = 11,63$$

$$\text{pOH} = 2,37$$



Ácido fuerte (HCl , HNO_3 , HClO_4 , ...)

Ácido débil (CH_3COOH , HF , ...)

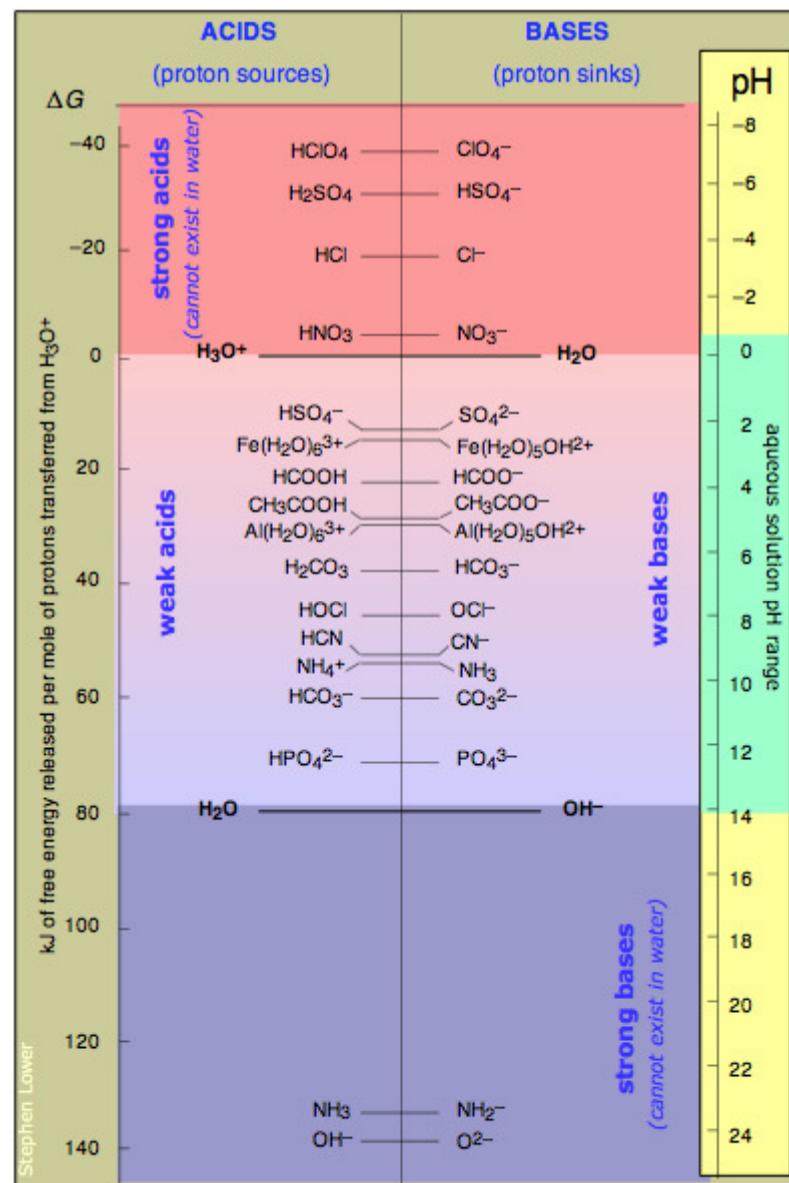
Base fuerte (OH^- , H^- , NH_2^- , ...)

Base débil (CO_3^{2-} , NH_3 , CH_3COO^- , ...)

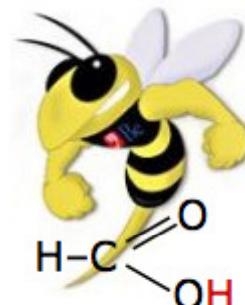
Ácido + Base → Neutralización

pH





CH_4 10^{-46}	NH_3 10^{-35}	H_2O 10^{-16}	HF 10^{-3}
	PH_3 10^{-27}	H_2S 10^{-7}	HCl 10^7
		H_2Te 10^{-3}	HBr 10^9
			HI 10^{10}



Ácido + Base → Neutralización

1,0 L de CH_3COOH (0,10 M) + 3,2 g de NaOH

(PF = 39,997 uma)



IN	0,1 mol	0,0800 mol
FIN	0,02 mol	0,08 mol

1,0 L, 0,02 mol de CH_3COOH + 0,08 mol de CH_3COONa



Ácido + Base → Neutralización

pH

1,0 L de CH_3COOH (0,10 M) + 3,2 g de NaOH

($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

(PF = 39,997 uma)

Neutralización

→ 1,0 L, 0,02 mol de CH_3COOH + 0,08 mol de CH_3COONa



IN	0,02 mol		0
----	----------	--	---

EQ	0,02 - x		x
----	----------	--	---

$$K_a = \frac{\frac{x \cdot (0,08 + x)}{V}}{\frac{0,02 - x}{V}} \rightarrow x = 4,5 \cdot 10^{-6} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,5 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\rightarrow \text{pH} = 5,35$$