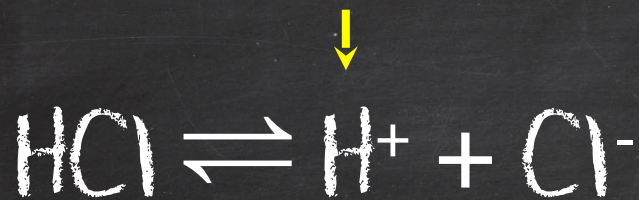


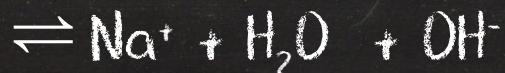
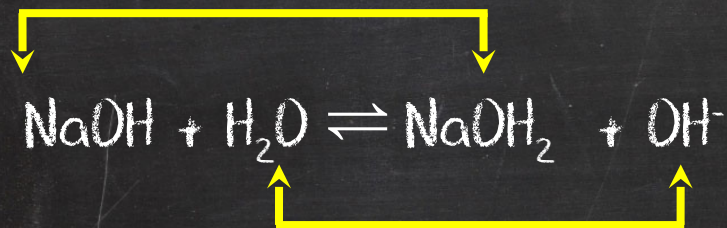
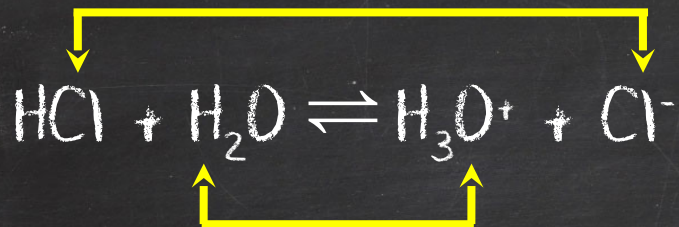
ÁCIDOS E BASES

DEFINIÇÃO DE ÁCIDO E BASE DE ARRHENIUS



Svante August Arrhenius
(1859 - 1927)

DEFINIÇÃO DE ÁCIDO E BASE DE BRONSTED-LOWRY

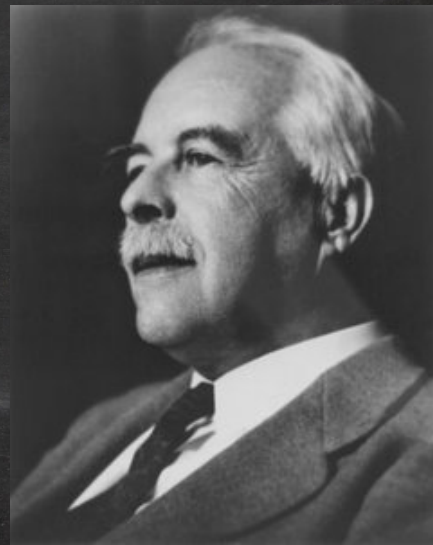
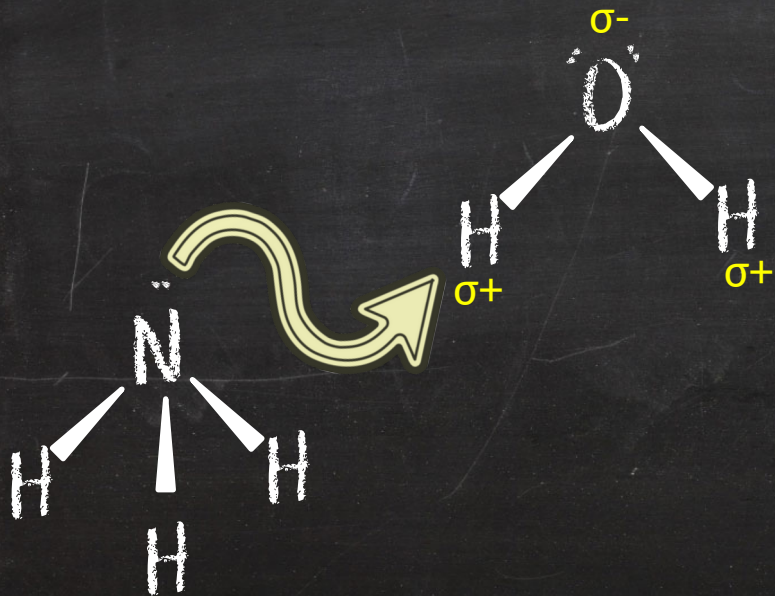


Johannes
Nicolaus
Brønsted
(1879 - 1947)



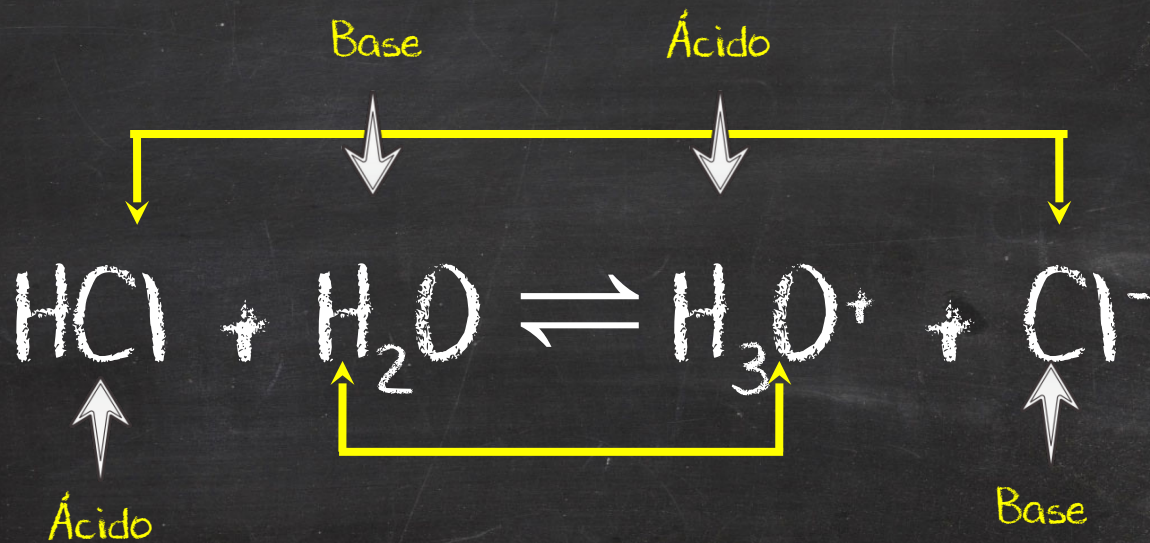
Thomas Martin
Lowry
(1874 - 1936)

DEFINIÇÃO DE ÁCIDO E BASE DE LEWIS



Gilbert Newton Lewis
(1875 -1946)

DEFINIÇÃO DE ÁCIDO E BASE DE BRONSTED-LOWRY



Força dos Ácidos e Bases



α

100%

Número de moléculas ionizadas

Número de moléculas dissolvidas

Ácido Forte


$$\alpha \geq 50\%$$

Ácido Semi Forte
ou Moderado


$$5\% < \alpha < 50\%$$

Ácido Fraco


$$\alpha \leq 5\%$$

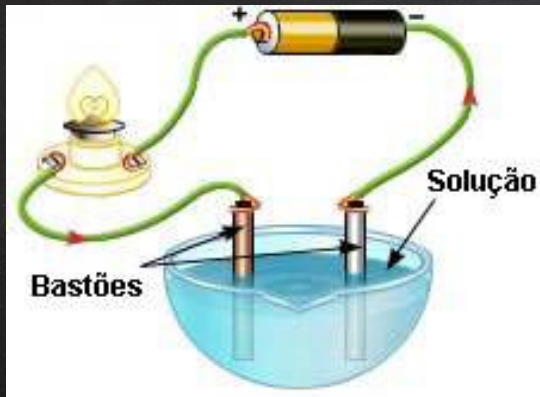


Imagem: <https://alunosonline.uol.com.br>

"Quanto maior for o grau de ionização, maior será a condutibilidade elétrica, pois o ácido possuirá mais íons dissolvidos na solução."

Ácido Forte

Ácido clorídrico
 HCl ($\alpha = 92\%$)

Ácido Nítrico
 HNO_3 ($\alpha = 92\%$)

Ácido Sulfúrico
 H_2SO_4 ($\alpha = 61\%$)

Ácido Semi Forte ou Moderado

Ácido Sulfuroso
 H_2SO_3 ($\alpha = 30\%$)

Ácido Fosfórico
 H_3PO_4 ($\alpha = 27\%$)

Ácido Fluorídrico
 HF ($\alpha = 8,5\%$)

Ácido Fraco

Ácido Sulfídrico
 H_2S ($\alpha = 0,076\%$)

Ácido Cianídrico
 HCN ($\alpha = 0,008\%$)

Ácido Bórico
 H_3BO_3 ($\alpha = 0,075\%$)

Ácidos Fortes: ionizam-se
completamente.

Ácidos Fracos: ionizam-se
parcialmente.

Equilíbrio químico dos ácidos e bases

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

$K = 10$ (favorável ao produto)

$K = 1$ (proporções iguais)

$K = 0,1$ (favorável ao reagentes)



Equilíbrio químico de reações ácido-base



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

Constante ácida



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

Constante Básica



$$K_w = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{O}]} = K_w = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$K_w = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-7}$$



$$\text{pH} = -\text{Log} [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,0$$

$$\text{pOH} = -\text{Log} [\text{OH}^-] = 7,0$$

Relação entre K_a e K_b



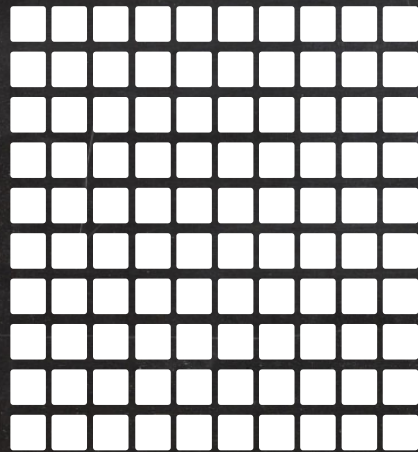
$$K_w = K_a \times K_b$$

$$1,0 \times 10^{-14} = K_a \times K_b$$

- Exemplo: a concentração de ácido acético (CH_3COOH) no vinagre de maça é de 5% (m/v) calcule qual o pH deste produto? $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$, M.M. (CH_3COOH) = 60 g mol^{-1}



- Exemplo: a concentração de ácido acético (CH_3COOH) no vinagre de maçã é de 5% (m/v) calcule qual o pH deste produto? $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$, M.M. (CH_3COOH) = 60 g mol^{-1}



100 mL ————— 5 g

1000 mL ————— 50 g

1 mol ————— 60 g

0,83 mol ————— 50 g



- Exemplo: a concentração de ácido acético (CH_3COOH) no vinagre de maçã é de 5% (m/v) calcule qual o pH deste produto? $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$, M.M. (CH_3COOH) = 60 g mol⁻¹

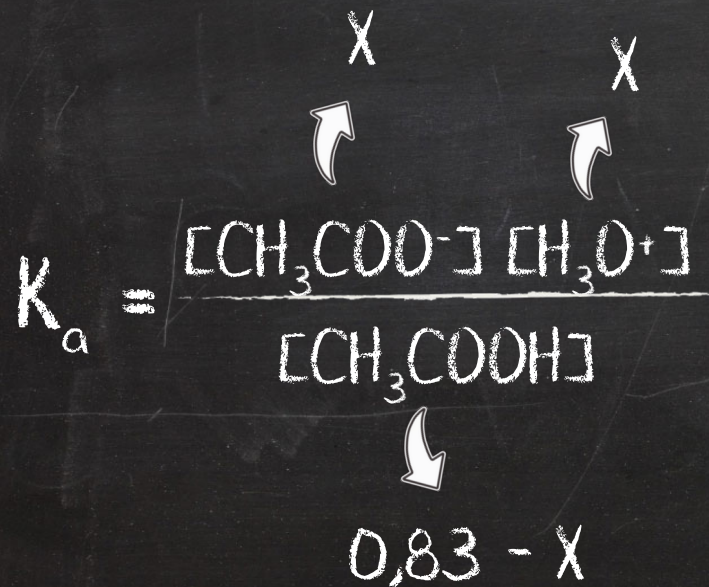


$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

- Exemplo: a concentração de ácido acético (CH_3COOH) no vinagre de maça é de 5% (m/v) calcule qual o pH deste produto? $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$, M.M. (CH_3COOH) = 60 g mol^{-1}

	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_3O^+
início	0,83	-	-
Variação	-X	X	X
Equilíbrio	0,83-X	X	X

- Exemplo: a concentração de ácido acético (CH_3COOH) no vinagre de maça é de 5% (m/v) calcule qual o pH deste produto? $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$, M.M. (CH_3COOH) = 60 g mol^{-1}



$$K_a = \frac{X * X}{0,83 - X}$$

- Exemplo: a concentração de ácido acético (CH_3COOH) no vinagre de maçã é de 5% (m/v) calcule qual o pH deste produto? $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$, M.M. (CH_3COOH) = 60 g mol^{-1}

$$(1,8 \times 10^{-5} * 0,83) - (1,8 \times 10^{-5} * X) = X^2$$

Eq. 2 Grau
Baskara

$$X^2 + 1,8 \times 10^{-5} * X - 1,49 \times 10^{-5} = 0$$



$$K_a = \frac{X \cdot X}{0,83 - X}$$

$$X = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4*a*c}}{2*a}$$

→ X =

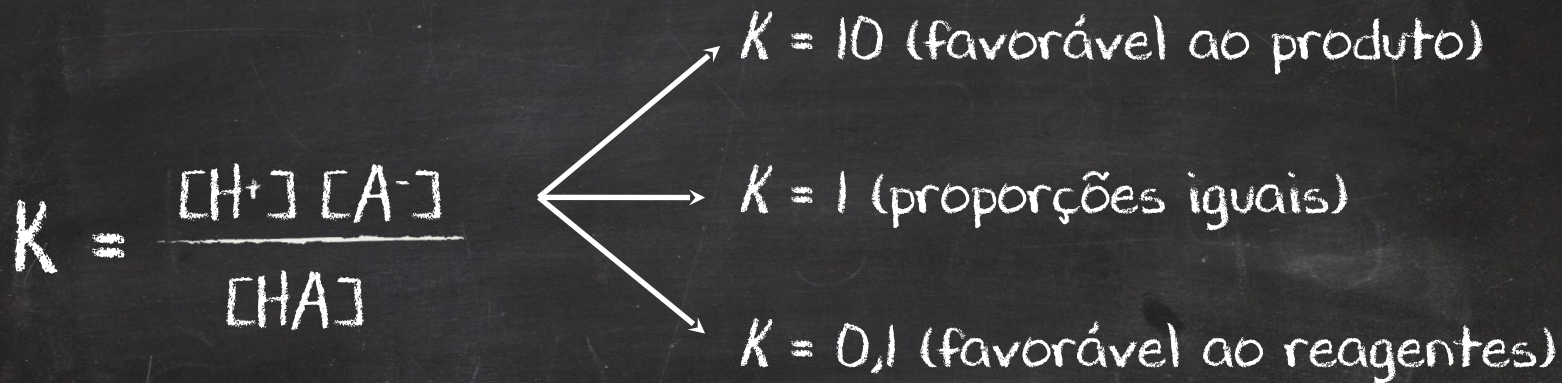
$$\frac{-1,8 \times 10^{-5} \pm \sqrt{(1,8 \times 10^{-5})^2 - 4*1*-1,49 \times 10^{-5}}}{2*1}$$

2*1

$$X_+ = 3,85 \times 10^{-3}$$

~~$$X_- = -3,87 \times 10^{-3}$$~~

Uso da lógica química para simplificar a matemática



$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Uso da lógica química para simplificar a matemática

$$X = 3,85 \times 10^{-3}$$

$$K_a = \frac{0,83 \times 100\%}{3,85 \times 10^{-3} \times 0,76\%} = 1,8 \times 10^{-5}$$

~~$\frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$~~

Uso da lógica química para simplificar a matemática

$$K_a = \frac{X * X}{0,83 - \cancel{X}}$$

$$(1,8 \times 10^{-5} * 0,83) = X^2$$

$$X^2 = 1,49 \times 10^{-5}$$

$$X = \sqrt{1,49 \times 10^{-5}}$$

$$X = 3,86 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

Calcule o pH dos ácidos fracos abaixo:

- $1,0 \text{ mol L}^{-1} \text{ HCN}$ (ácido cianídrico) $K_a = 5,8 \times 10^{-11}$
- $1,0 \text{ mol L}^{-1} \text{ HCOOH}$ (ácido fórmico) $K_a = 1,78 \times 10^{-4}$
- $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ HCOOH}$ (ácido fórmico) $K_a = 1,78 \times 10^{-4}$