

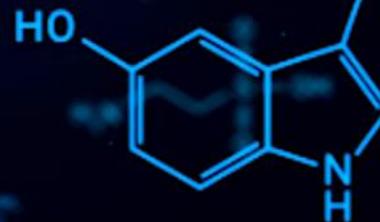
Química  
Inorgânica  
Licenciatura  
Ciências  
Exatas

# ACIDEZ E BASICIDADE

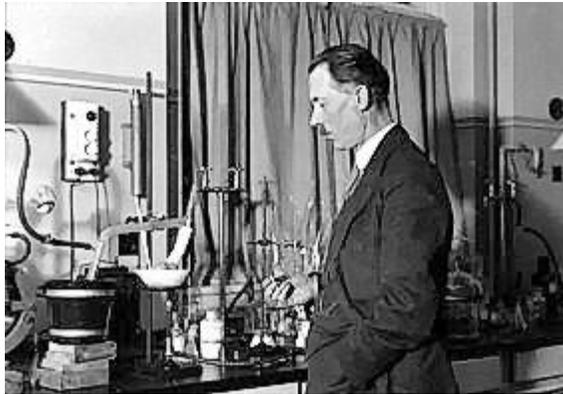
## Brönsted-Lowry 1

Química Inorgânica I

$2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3$  Prof. Dr. Ubirajara Pereira Rodrigues Filho



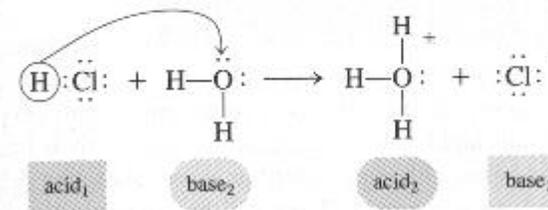
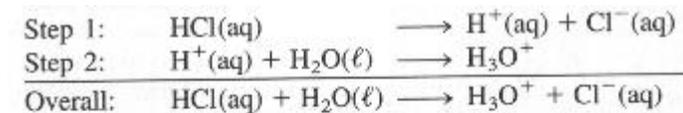
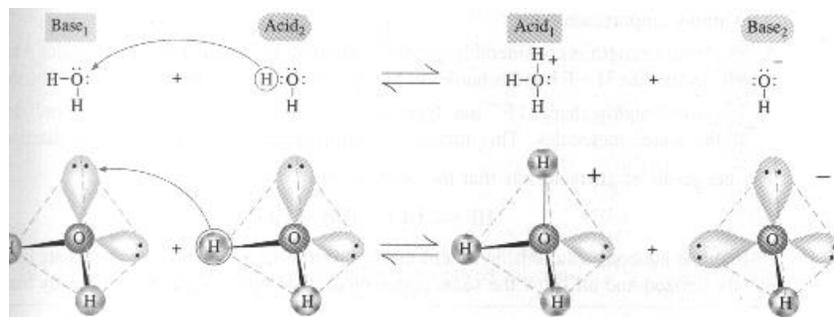
# Acidos e bases de Bronsted-Lowry



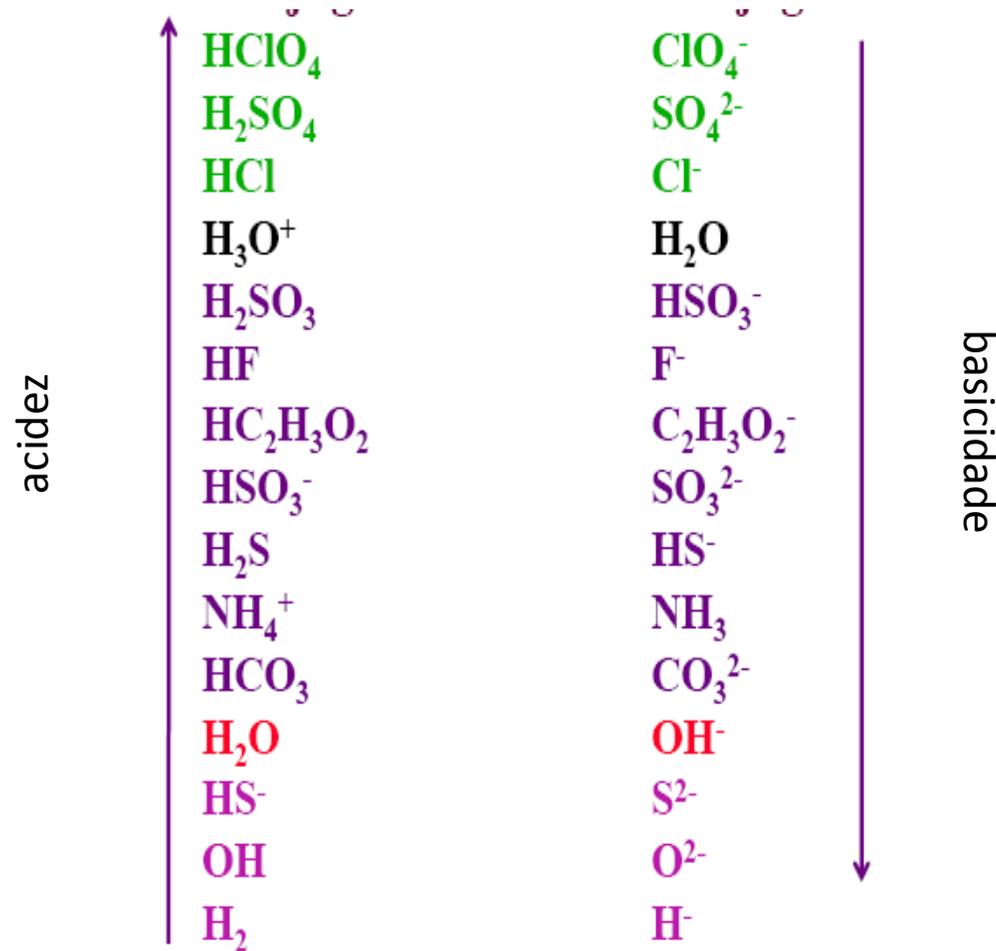
**Johannes Nicolaus Brønsted**  
Varde, Dinamarca, 22 / 02 / 1879



**Thomas Martin Lowry**  
Londres, Inglaterra, 26/10/1874



# Acido e Base Conjugada Força Relativa



**Ler:** Adcock, Jamie L, Teaching Brønsted-Lowry Acid-Base Theory in a Direct Comprehensive Way, *J. Chem. Educ.* **2001**, 78, 1495.

Constantes  
de Acidez  
Meio Aquoso

**Table 5.1** Acidity constants for species in aqueous solution at 25 °C

Acid	HA	A <sup>-</sup>	K <sub>a</sub>	pK <sub>a</sub>
Hydriodic	HI	I <sup>-</sup>	10 <sup>11</sup>	-11
Perchloric	HClO <sub>4</sub>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	10 <sup>10</sup>	-10
Hydrobromic	HBr	Br <sup>-</sup>	10 <sup>9</sup>	-9
Hydrochloric	HCl	Cl <sup>-</sup>	10 <sup>7</sup>	-7
Sulfuric	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	10 <sup>2</sup>	-2
Hydronium ion	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O	1	0.0
Chloric	HClO <sub>3</sub>	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	10 <sup>-1</sup>	1
Sulfurous	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	1.5 × 10 <sup>-2</sup>	1.81
Hydrogensulfate ion	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	1.2 × 10 <sup>-2</sup>	1.92
Phosphoric	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	7.5 × 10 <sup>-3</sup>	2.12
Hydrofluoric	HF	F <sup>-</sup>	3.5 × 10 <sup>-4</sup>	3.45
Pyridinium ion	HC <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N <sup>+</sup>	C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N	5.6 × 10 <sup>-6</sup>	5.25
Carbonic	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	4.3 × 10 <sup>-7</sup>	6.37
Hydrogen sulfide	H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>	9.1 × 10 <sup>-8</sup>	7.04
Boric acid*	B(OH) <sub>3</sub>	B(OH) <sub>4</sub> <sup>-</sup>	7.2 × 10 <sup>-10</sup>	9.14
Ammonium ion	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>	5.6 × 10 <sup>-10</sup>	9.25
Hydrocyanic	HCN	CN <sup>-</sup>	4.9 × 10 <sup>-10</sup>	9.31
Hydrogencarbonate ion	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	4.8 × 10 <sup>-11</sup>	10.32
Hydrogenarsenate ion	HAsO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	3.0 × 10 <sup>-12</sup>	11.53
Hydrogensulfide ion	HS <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	1.1 × 10 <sup>-19</sup>	19
Hydrogenphosphate ion	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	2.2 × 10 <sup>-13</sup>	12.67
Dihydrogenphosphate ion	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	6.2 × 10 <sup>-8</sup>	7.21

\*The proton transfer equilibrium is B(OH)<sub>3</sub>(aq) + 2H<sub>2</sub>O(l) ⇌ H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>(aq) + B(OH)<sub>4</sub><sup>-</sup>(aq).

Arrhenius não se preocupou em salientar o papel do solvente no  $pK_a$ , ou seja, na força ácida ou acidez, pois, sua teoria de acidez se aplica apenas a sistemas aquosos. Contudo, ao estudarmos a acidez em diferentes meios (solventes) há de se olhar para o impacto que cada sistema solvente tem sobre o  $pK_a$  de um ácido.

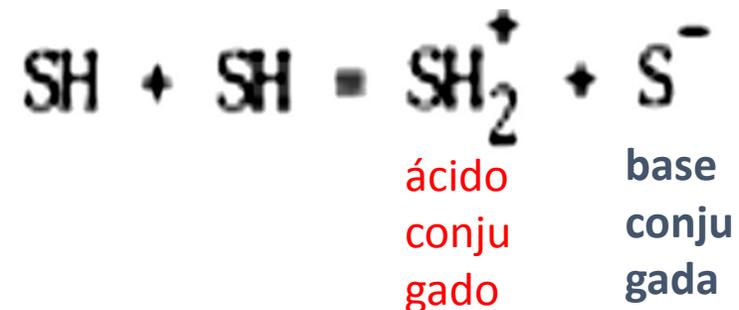
Para podermos visualizar o efeito do solvente sobre a acidez temos que escrever a reação química da dissociação do ácido em um meio solvente qualquer representado pela letra S, assim como temos que levar em conta a constante de autodissociação do solvente,  $K_{ap}$ , o efeito da presença de eletrólitos (íons) no meio e o efeito da temperatura sobre a constante.

# O Solvente como Base e Ácido de Brønsted-Lowry



# Autodissociação de Solventes

A autodissociação de um solvente é um parâmetro chave na compreensão da acidez e basicidade dos solutos neste solvente, **S**. Sendo assim devemos relembrar este conceito aqui. A equação química abaixo mostra o equilíbrio que se estabelece num solvente puro.



A constante termodinâmica de autodissociação do solvente (autoprotocação,  $K_{ap}$ ) é dada por:

$$K_{ap} = a_{\text{SH}_2^+} a_{\text{S}^-} / a_{\text{SH}}^2 = m_{\text{SH}_2^+} m_{\text{S}^-} \gamma_{\text{SH}_2^+} \gamma_{\text{S}^-} / \{ (m^\circ)^2 x_{\text{SH}}^2 f_{\text{SH}}^2 \}$$

Onde  $a_i$  representa  $a_i$  atividade da espécie  $i$ ,  $m_i$  representa a molalidade da espécie  $i$ ,  $\gamma_i$  representa os coeficientes de atividade das espécies  $i$ ,  $m_0$  é a molalidade no estado padrão ( $1 \text{ mol kg}^{-1}$ ),  $x_i$  é a fração molar da espécie  $i$ , e  $f_i$  é o **coeficiente de atividade relativo da espécie  $i$  na solução**, definido como:

$$f_{x,B} = (\lambda_B/x_B) / \lim_{x_B \rightarrow 1} (\lambda_B/x_B)$$

$$\lambda_B = \exp(\mu_B/(R \cdot T)) = \text{atividade química absoluta}$$

$\mu$  = potencial químico da espécie B

# Lições do último diapositivo

- A Constante de Equilíbrio de Autodissociação do Solvente  $S$ , como qualquer outra constante de equilíbrio dependem da atividade do solvente ( $S$ ), ou seja, da concentração multiplicado por um fator que leva em conta a temperatura e a presença de outras espécies em solução, por exemplo íons. Este fator é o coeficiente de atividade  $\gamma$ .