

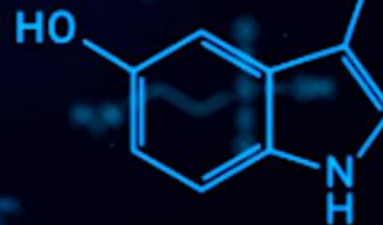
Química
Inorgânica
Licenciatura
Ciências
Exatas

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



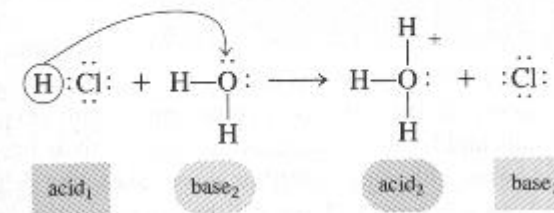
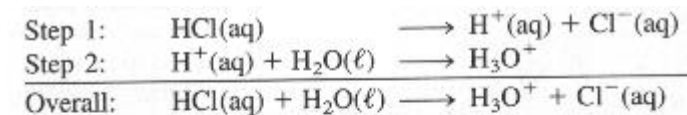
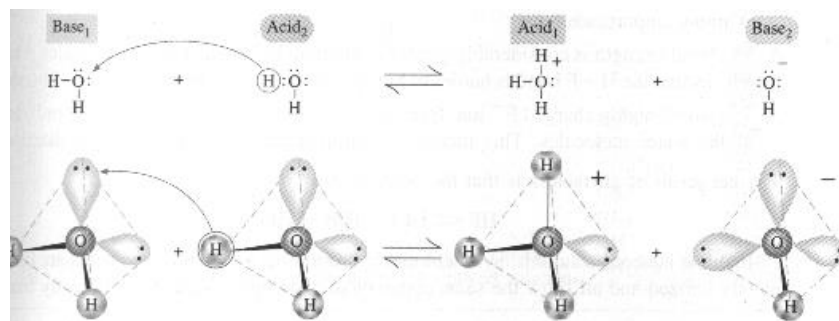
Acidos e bases de Bronsted-Lowry



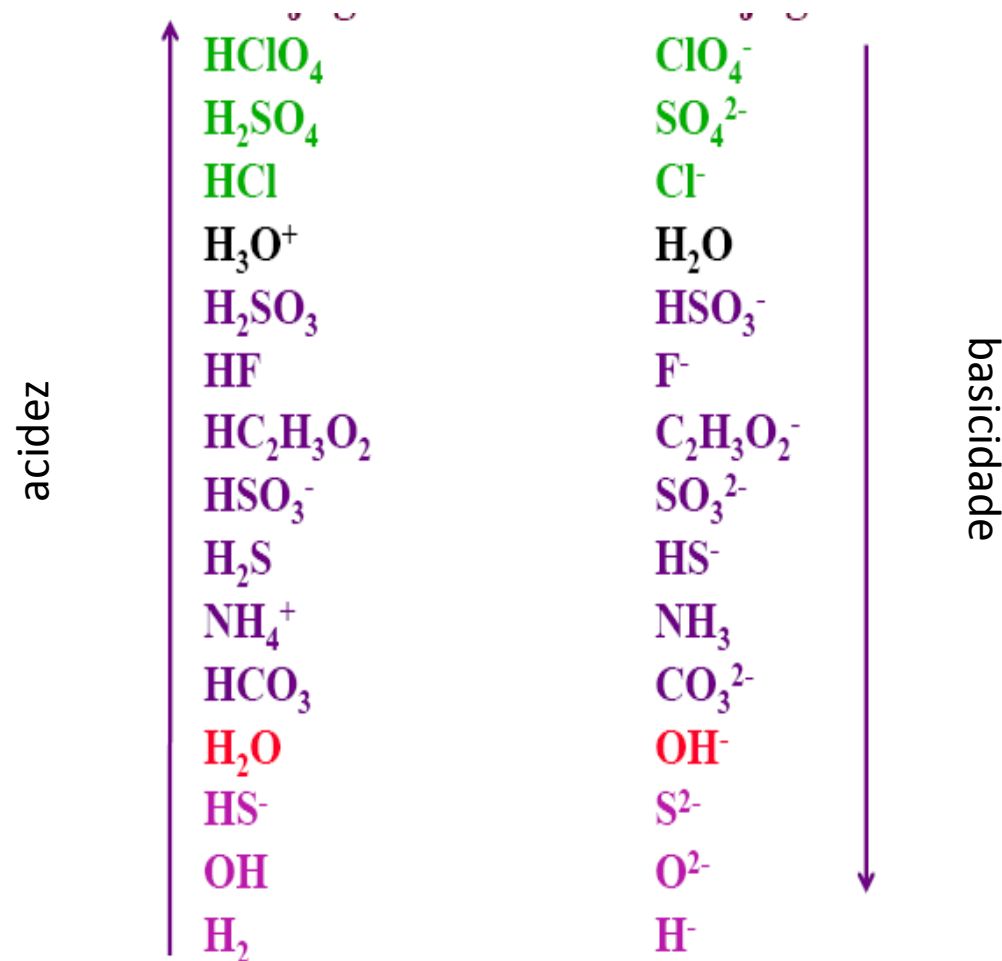
Johannes Nicolaus Brønsted
Varde, Dinamarca, 22 / 02 / 1879



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

*The proton transfer equilibrium is B(OH)₃(aq) + 2H₂O(l) ⇌ H₃O⁺(aq) + B(OH)₄⁻(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.

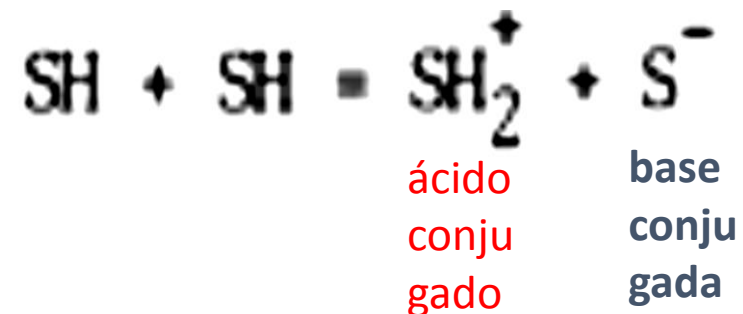
Para podermos visualizar o efeito do solvente sobre a acidez temos que escrever a reação química da dissociação do ácido em um meio solvente qualquer representado pela letra S, assim como temos que levar em conta a constante de autodissociação do solvente, K_{ap} , o efeito da presença de eletrólitos (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 (autoprotociação, 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 , γ_i representa os coeficientes de atividade das espécies i , m_0 é a molalidade no estado padrão (1 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:

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

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

μ = 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 γ .