

ESTUDO COMPARATIVO ENTRE AS TEORIAS ÁCIDO-BASE: ARRHENIUS, BRONSTED-LOWRY E LEWIS

Albino Oliveira Nunes



INTRODUÇÃO

- Ácidos do cotidiano:
 - Limão; vinagre; ácido muriático.
- Bases do cotidiano:
 - Pasta de dente; água sanitária; hidróxido de magnésio



INTRODUÇÃO

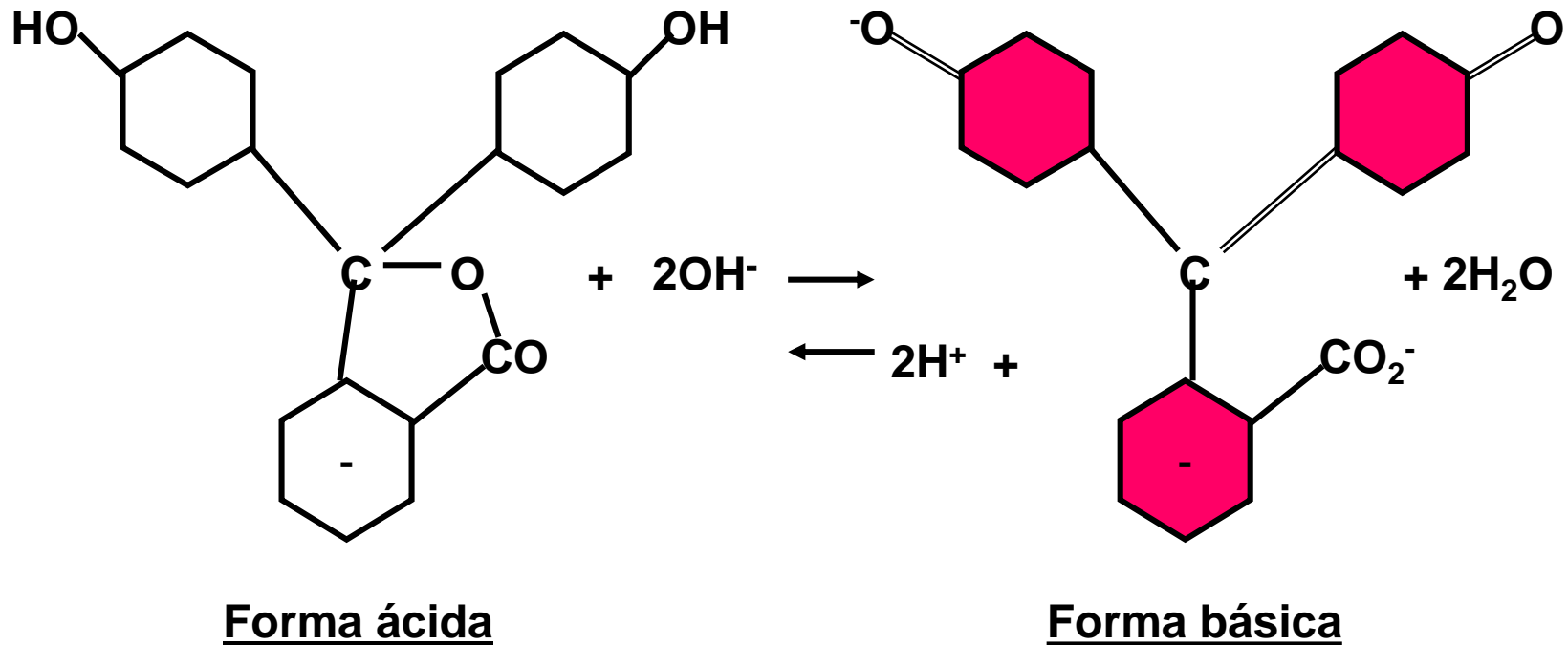
- Primeiras definições de ácido e base:
 - Sabor
 - Tato
 - Visual



INTRODUÇÃO

Visão – ação de indicadores

FENOLFTALEINA



Ph de viragem – 8,2 a 10

INTRODUÇÃO

- Primeiras definições teóricas sobre ácidos e bases:
 - Presença de oxigênio;

Ácidos e Bases de Arrhenius



Ácidos e Bases de Arrhenius

- “Primeira” teoria sobre ácido-base;
- Exclusividade para meio aquoso;

Ácidos e Bases de Arrhenius

- Ácidos : são substâncias que contêm hidrogênio e produzem o íon H^+ [H_3O^+] (íon hidrônio) quando em solução aquosa.

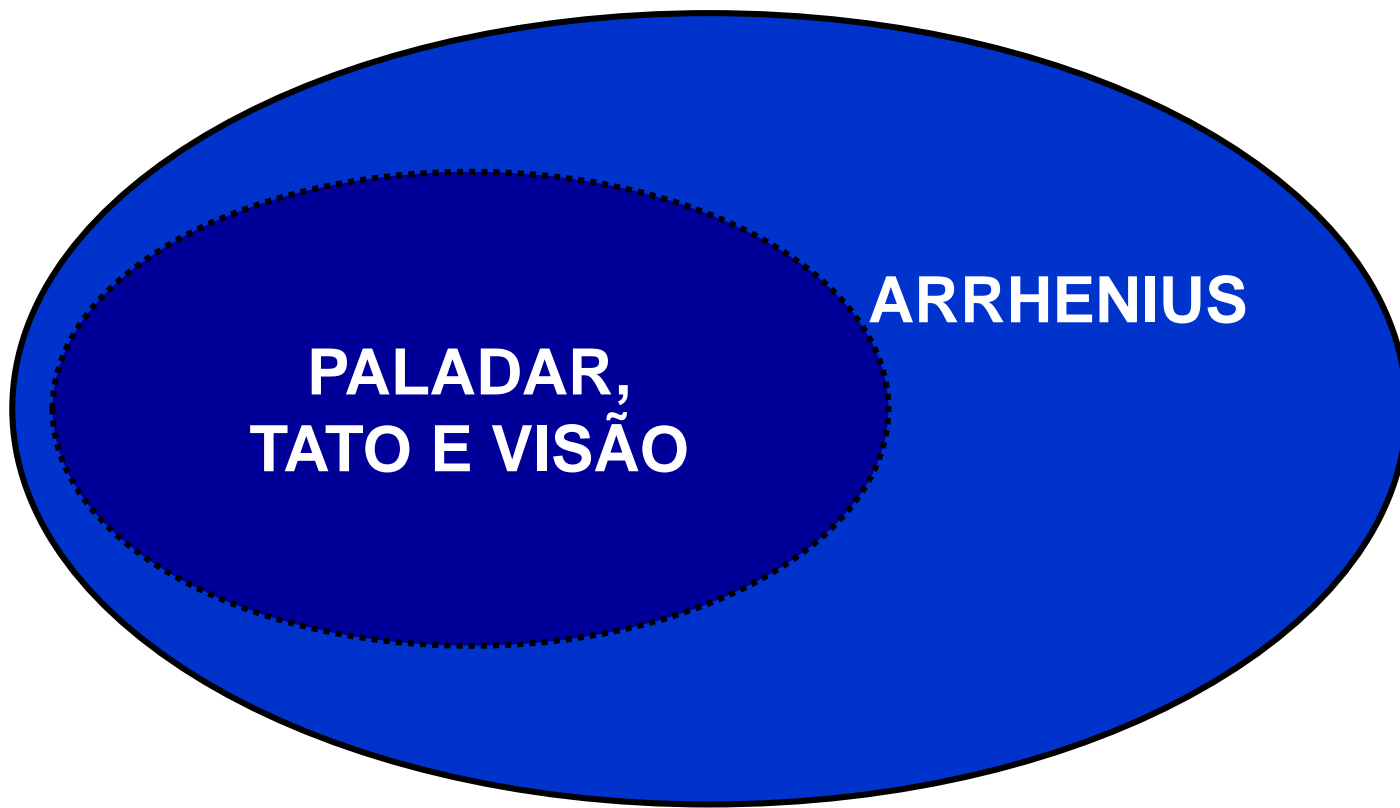


Ácidos e Bases de Arrhenius

- Bases: são substâncias que liberam íons OH^- (íons hidróxido) em solução aquosa.



Ácidos e Bases de Arrhenius



Ácidos e Bases de Arrhenius

O produto iônico da água

- Em água pura, estabelece-se o seguinte equilíbrio
- a 25 °C



$$K_{eq} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

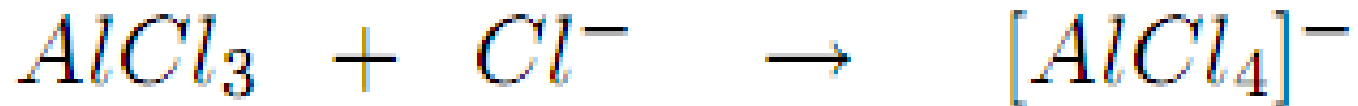
$$K_{eq} \times [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

- O descrito acima é chamado de auto-ionização da água.

LIMITAÇÕES:

- Soluções aquosas;
- NH_3 ;
- A natureza do solvente;



Classificação do sistema solvente

$2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$	$K_w = [H_3O^+][OH^-];$
$2NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + NH_2^-$	$K_{am} = [NH_4^+][NH_2^-];$
$2H_2SO_4 \rightleftharpoons H_3SO_4^+ + HSO_4^-$	$K_{hsulf} = [H_3SO_4^+][HSO_4^-];$
$2C_2H_5OH \rightleftharpoons C_2H_5OH_2^+ + C_2H_5O^-$	$K_{EtOH} = [C_2H_5OH_2^+][C_2H_5O^-];$
$2CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COOH_2^+ + CH_3COO^-$	$K_{hac} = [CH_3COOH_2^+][CH_3COO^-].$

Classificação do sistema solvente

Tabela 1 – Parâmetros de auto-ionização de alguns solventes

Solvente	Produto iônico (K_{solv})	Faixa de concentração dos íons (pCátion ou pÂnion)	Ponto neutro (pCátion ou pÂnion/2)
H_2SO_4	10^{-4}	0 – 4	2,0
CH_3CCOH	10^{-13}	0 – 13	6,5
H_2O	10^{-14}	0 – 14	7,0
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	10^{-20}	0 – 20	10,0
NH_3	10^{-29}	0 – 29	14,5

Teoria Protônica (Bronsted – Lowry)



BRÖNSTED

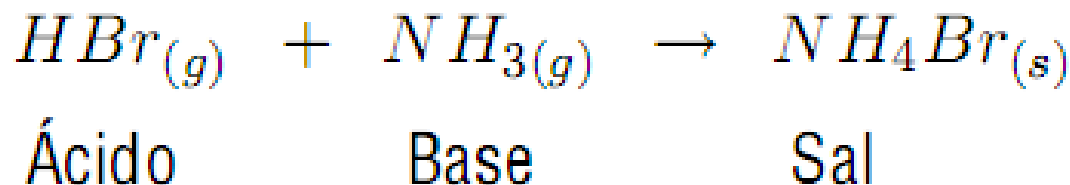
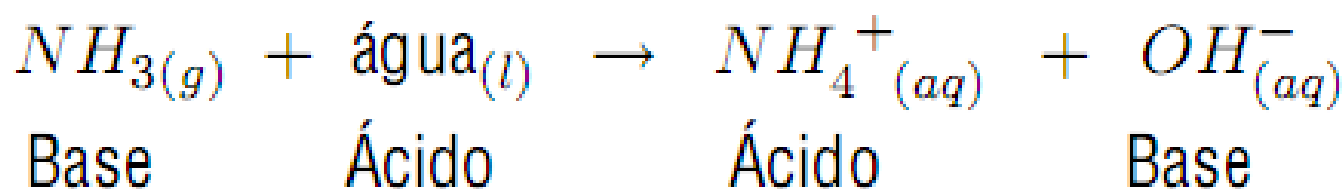
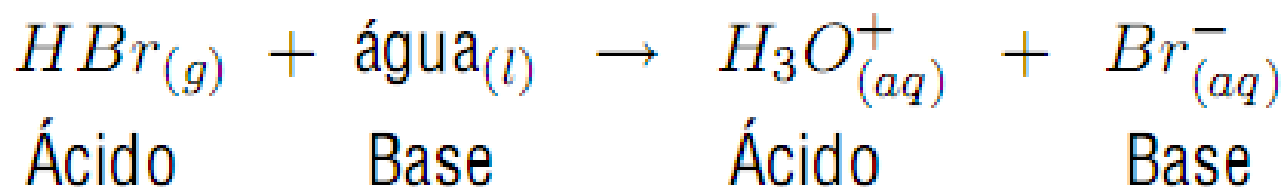


LOWRY

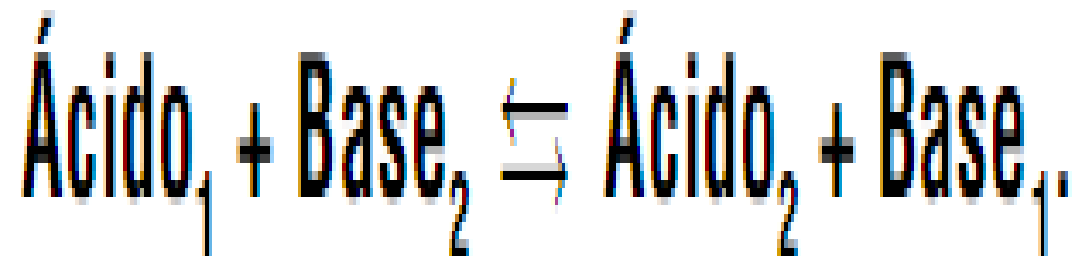
Teoria Protônica (Bronsted – Lowry)

- Ácidos são espécies doadoras de prótons.
- Bases são espéciesceptoras de prótons.

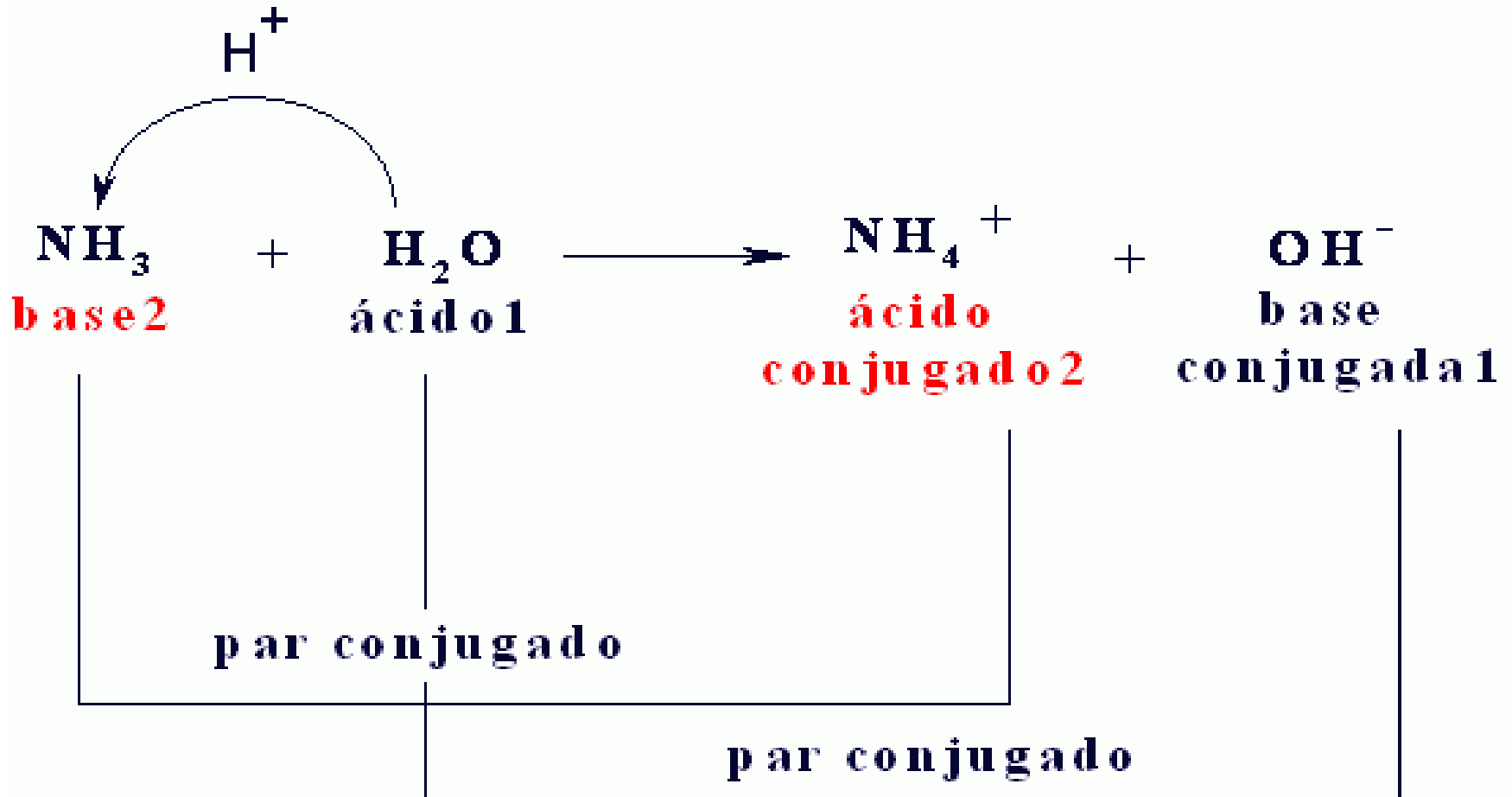
Teoria Protônica (Bronsted – Lowry)



Teoria Protônica (Bronsted – Lowry)

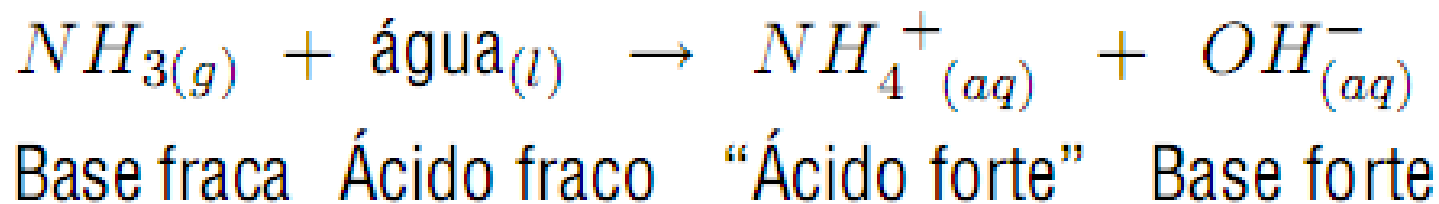
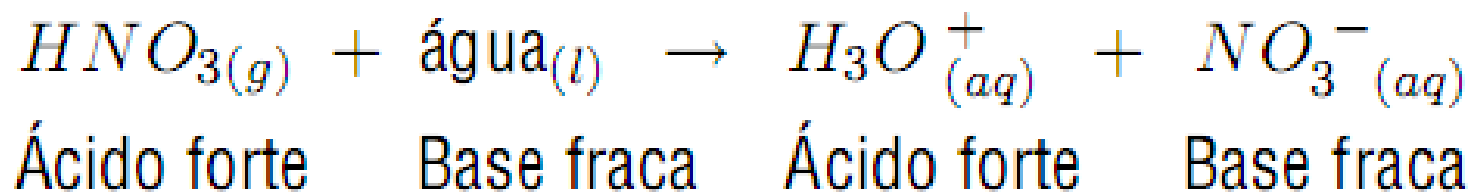


Teoria Protônica (Bronsted – Lowry)



Teoria Protônica (Bronsted – Lowry)

Força dos ácidos e bases;



Teoria Protônica (Bronsted – Lowry)

- Na maioria das soluções a $[H^+(aq)]$ é bem pequena.
- Definimos

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log[H^+] \quad pOH = -\log[OH^-]$$

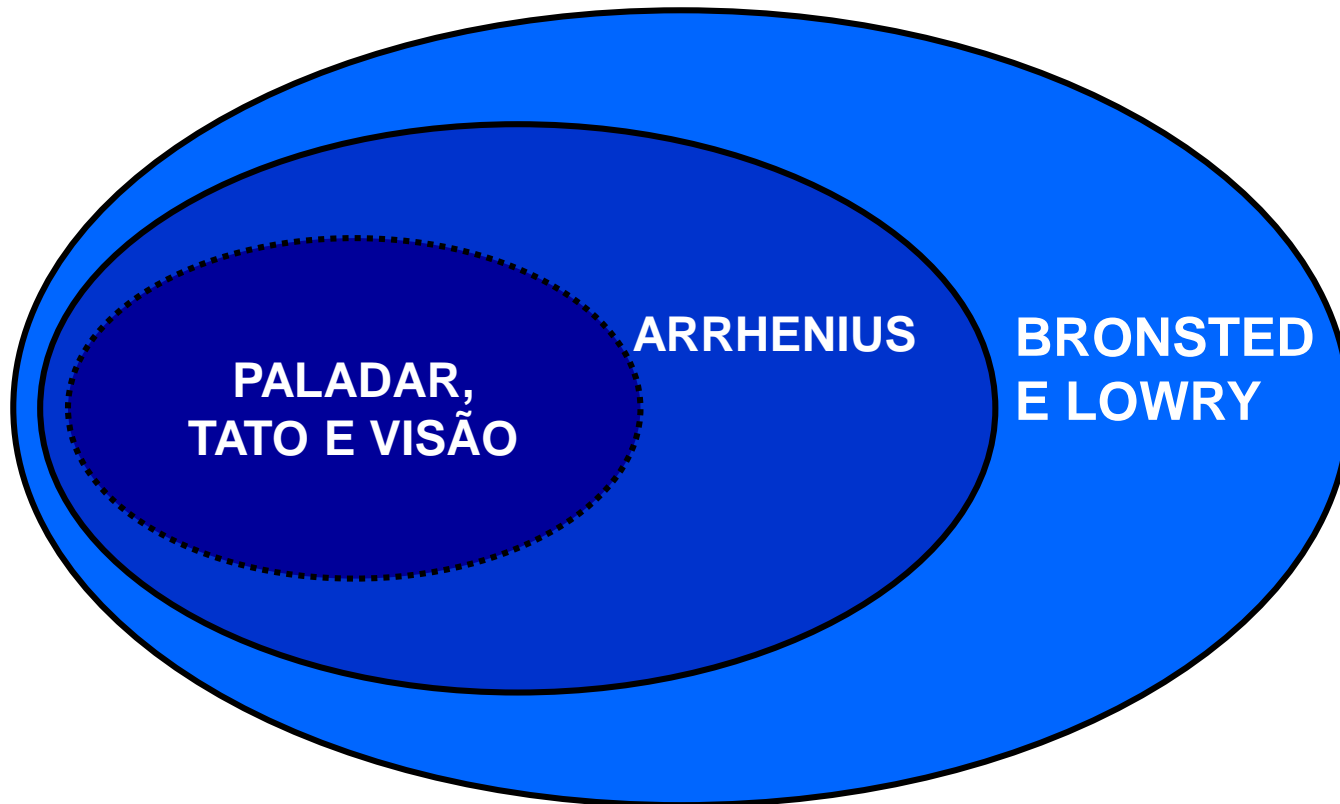
- Em água neutra a $25\text{ }^\circ\text{C}$, $pH = pOH = 7,00$.
- Em soluções ácidas, a $[H^+] > 1,0 \times 10^{-7}$, então o $pH < 7,00$.
- Em soluções básicas, a $[H^+] < 1,0 \times 10^{-7}$, então o $pH > 7,00$.
- Quanto mais alto o pH , mais baixo é o pOH e mais básica a solução.

	ÁCIDO	BASE		
100% ionizado em H ₂ O	Forte	HCl	Cl ⁻	Desprezível
		H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	
		HNO ₃	NO ₃ ⁻	
	H ₃ O ⁺ (aq)	H ₂ O		
Força ácida aumenta ↑	Fraco	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	Fraco
		H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	
		HF	F ⁻	
		HC ₂ H ₃ O ₂	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	
		H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	
		H ₂ S	HS ⁻	
		H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	
		NH ₄ ⁺	NH ₃	
		HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	
		HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	
	H ₂ O	OH ⁻		
Desprezível	OH ⁻	O ²⁻	Forte	
	H ₂	H ⁻		
	CH ₄	CH ₃ ⁻		
			100% protonado em H ₂ O	

Força básica aumenta ↓

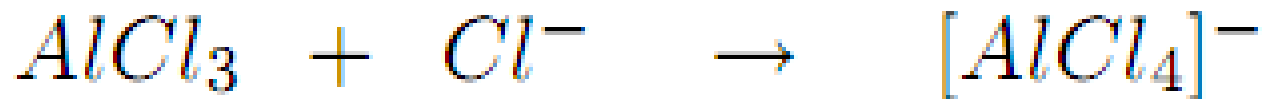
	[H ⁺] (mol/L)	pH	pOH	[OH ⁻] (mol/L)
	1 (1×10 ⁻⁰)	0,0	14,0	1×10 ⁻¹⁴
Suco gástrico	1×10 ⁻¹	1,0	13,0	1×10 ⁻¹³
Suco de limão	1×10 ⁻²	2,0	12,0	1×10 ⁻¹²
Refrigerante do tipo cola, vinagre	1×10 ⁻³	3,0	11,0	1×10 ⁻¹¹
Vinho	1×10 ⁻⁴	4,0	10,0	1×10 ⁻¹⁰
Tomates	1×10 ⁻⁴	4,0	10,0	1×10 ⁻¹⁰
Banana	1×10 ⁻⁵	5,0	9,0	1×10 ⁻⁹
Café	1×10 ⁻⁵	5,0	9,0	1×10 ⁻⁹
Chuva	1×10 ⁻⁶	6,0	8,0	1×10 ⁻⁸
Saliva	1×10 ⁻⁶	6,0	8,0	1×10 ⁻⁸
Leite	1×10 ⁻⁷	7,0	7,0	1×10 ⁻⁷
Sangue humano, lágrimas	1×10 ⁻⁷	7,0	7,0	1×10 ⁻⁷
Clara de ovos, água do mar	1×10 ⁻⁸	8,0	6,0	1×10 ⁻⁶
Bicarbonato de sódio	1×10 ⁻⁸	8,0	6,0	1×10 ⁻⁶
Borax	1×10 ⁻⁹	9,0	5,0	1×10 ⁻⁵
Leite de magnésia	1×10 ⁻¹⁰	10,0	4,0	1×10 ⁻⁴
Água de cal	1×10 ⁻¹¹	11,0	3,0	1×10 ⁻³
Amônia doméstica	1×10 ⁻¹²	12,0	2,0	1×10 ⁻²
Alvejante doméstico	1×10 ⁻¹²	12,0	2,0	1×10 ⁻²
NaOH, 0,1 mol/L	1×10 ⁻¹³	13,0	1,0	1×10 ⁻¹
	1×10 ⁻¹⁴	14,0	0,0	1 (1×10 ⁻⁰)

Teoria Protônica (Bronsted – Lowry)



LIMITAÇÕES:

- Substâncias com hidrogênio;



Teoria Lux - Flood

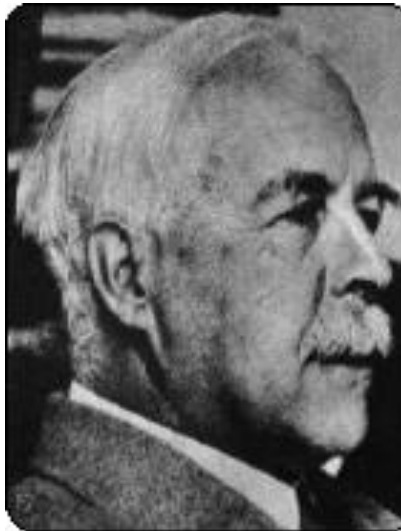


- **Ácidos:** Receptores de óxido;;
- **Bases:** Doadores de óxido;

Teoria lanotrópica

- **Ácidos:** Doadores de cátions;
- **Bases:** Doadores de ânions;

Teoria Eletrônica (Lewis)

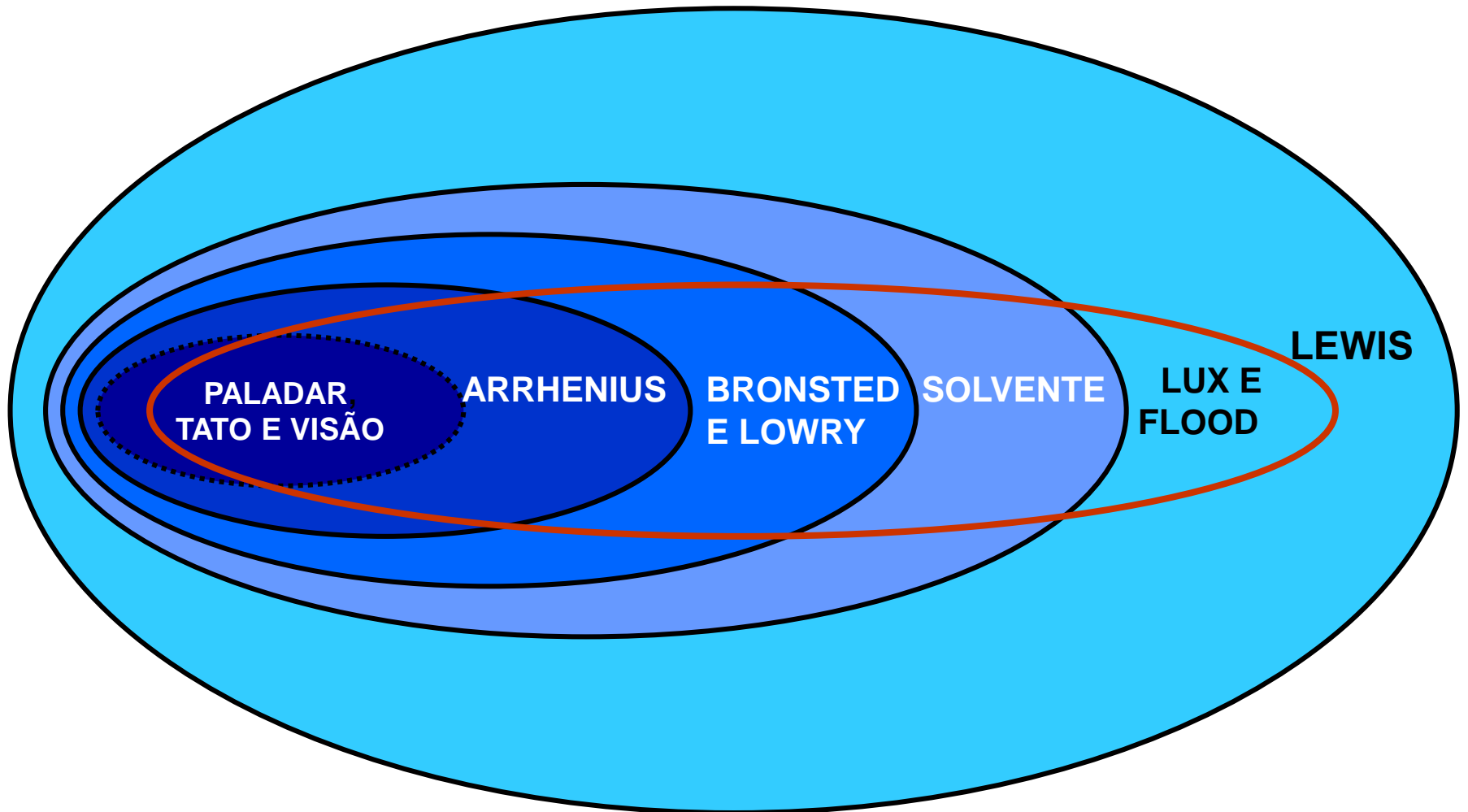


LEWIS

Teoria Eletrônica (Lewis)

- **Ácido** é um receptor de par de elétrons
- **Base** é um doador de par de elétrons

Teoria Eletrônica (Lewis)

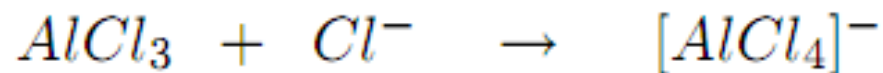
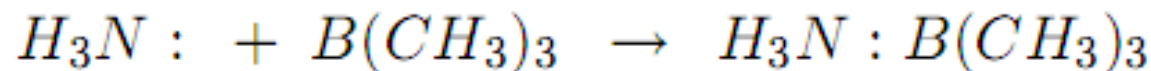


Teoria Eletrônica (Lewis)

a) Cátions metálicos

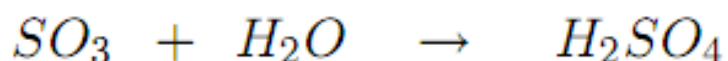


b) Espécies com falta de elétrons



Teoria Eletrônica (Lewis)

c) Moléculas ou íons com o octeto completo



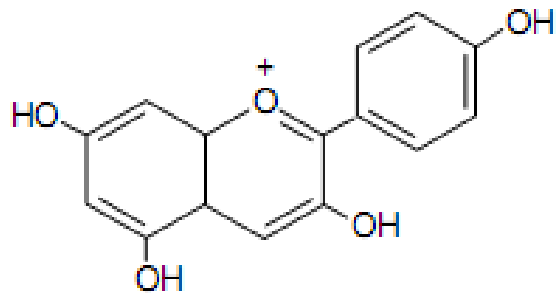
d) Espécies com átomos centrais volumosos



LIMITAÇÕES:

- Não se refere a reações com transferência de um único elétron;
- Definição de Usanovick.

Experimento: Indicador Ácido - Base



PELARGONIDINA

Antocianidinas



Bibliografia Consultada

ATKINS P. e JONES L., Princípios de Química: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente, 1^ª ed., Artmed Editora S.A., 2002.

BARBOZA, Tatyana Mabel Nobre; NORONHA, Claudianny Amorim . Estágio Supervisionado, Natal: EDUFRN, 2007.

BROWN, T. L.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B.E.; Química – A ciência central, 9ª Edição, São Paulo, Prentice-Hall, 2005.

KOTZ, J.C.; TREICHEL Jr., P. M.; Química Geral 1 e Reações Químicas, Tradução da 5ª edição norteamericana, São Paulo, Thomson, 2005.

MAHAN, B.M.; Myers, R.J., Química um Curso Universitário, 4 Ed., São Paulo: Editora Blucher, 1995.

OLIVEIRA, O. A. ; SILVA, A.O. . Diversidade Química do Ambiente. 1. ed. Natal: Editora da UFRN - EDUFRN, 2006.

SILVA, M. G. L. ; NUÑEZ, I. B. . Instrumentação para o Ensino de Química II.1. ed. Edufrn: Natal RN, 2007.