

Universidade de São Paulo
Instituto de Química de São Carlos
Departamento de Físico-Química
Laboratório de Investigações em Ensino de Ciências Naturais



SLC0660 - QUÍMICA GERAL I (INTRODUÇÃO À QUÍMICA) Equilíbrio Químico II

Prof^a. Dr^a. Ana Cláudia Kasseboehmer
claudiaka@iqsc.usp.br

Monitor: Israel Rosalino
israel.rosalino@yahoo.com.br

Ácidos e Bases de Arrhenius

- ✓ Ácidos têm um sabor azedo, fazem com que certos corantes mudem de cor e, quando dissolvida em água, aumenta a concentração de íons H^+ ;
- ✓ Bases têm um gosto adstringente, fazem com que certos corantes mudem de cor e, quando dissolvida em água, aumenta a concentração de íons OH^- .
- ✓ Os ácidos e as bases podem reagir entre si para formar sal e água.

Ácidos e bases de Brønsted–Lowry

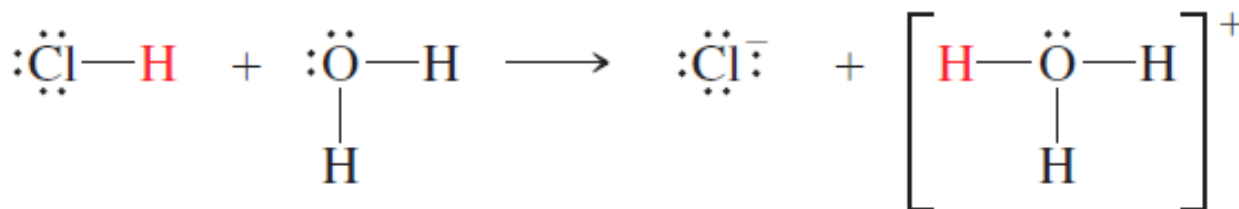
- ✓ Um ácido é uma substância (molécula ou íon) que doa um próton para outra substância.
- ✓ Um base é uma substância que aceita um próton.



Aceptor;

Doador;

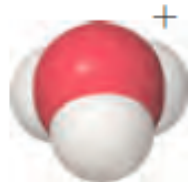
Anfiprótica ou anfótera.



+



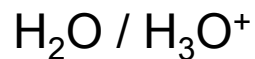
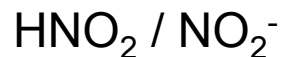
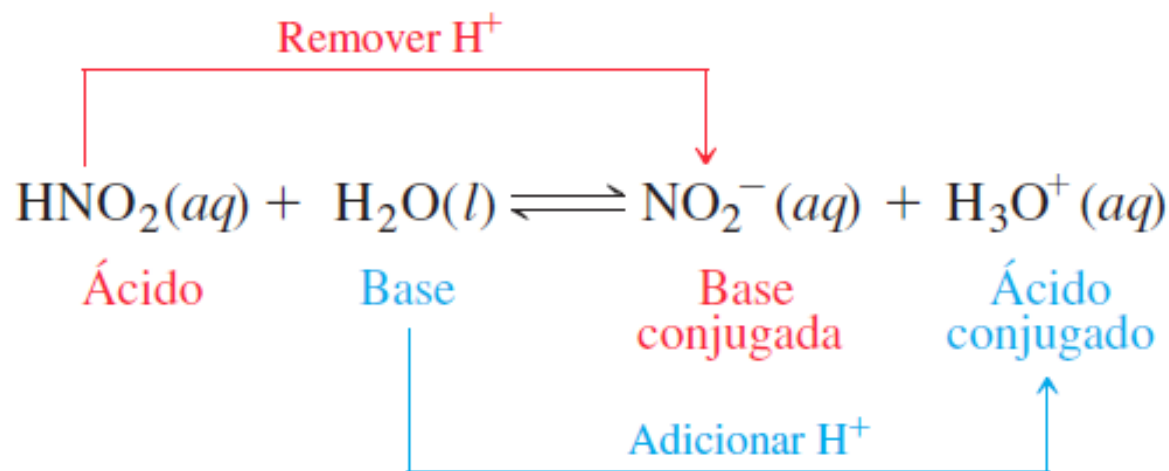
+



Ácido

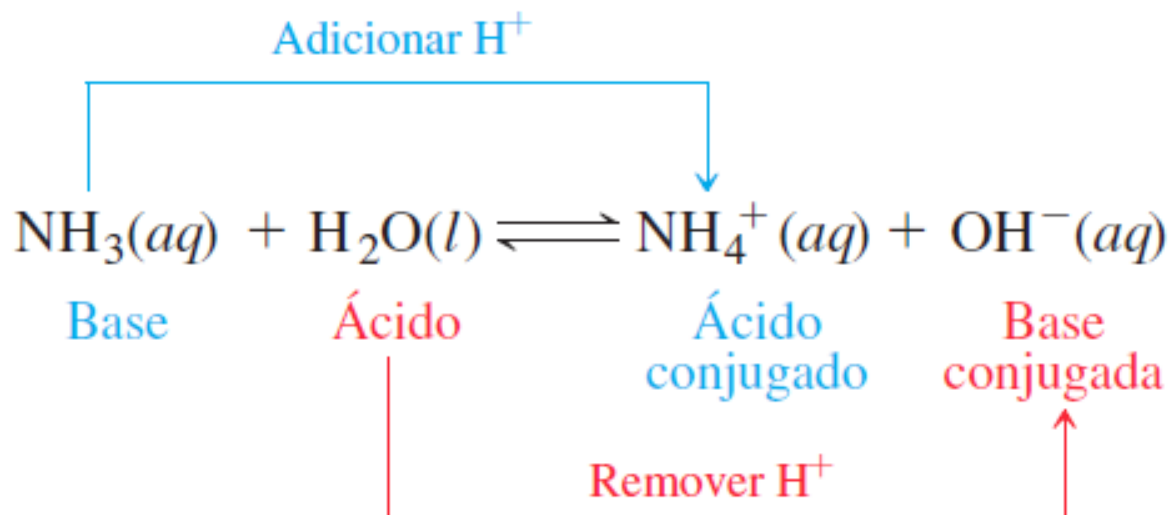
Base

Ácidos e bases de Brønsted–Lowry



Pares conjugado ácido-base

Ácidos e bases de Brønsted–Lowry

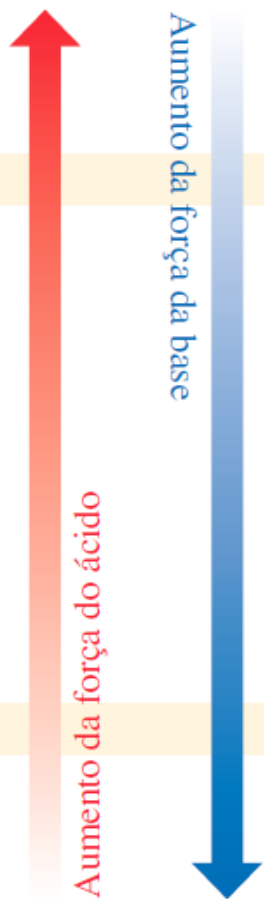


Pares conjugado ácido-base

Ácidos e bases de Brønsted–Lowry

- Quanto mais forte for um ácido, mais fraca será a sua base conjugada e vice-versa

	ÁCIDO		BASE	
Ácidos fortes	HCl H ₂ SO ₄ HNO ₃		Cl ⁻ HSO ₄ ⁻ NO ₃ ⁻	Basicidade insignificante
	H ₃ O ⁺ (aq)		H ₂ O	
Ácidos fracos	HSO ₄ ⁻ H ₃ PO ₄ HF CH ₃ COOH H ₂ CO ₃ H ₂ S H ₂ PO ₄ ⁻ NH ₄ ⁺ HCO ₃ ⁻ HPO ₄ ²⁻		SO ₄ ²⁻ H ₂ PO ₄ ⁻ F ⁻ CH ₃ COO ⁻ HCO ₃ ⁻ HS ⁻ HPO ₄ ²⁻ NH ₃ CO ₃ ²⁻ PO ₄ ³⁻	Bases fracas
	H ₂ O		OH ⁻	
Acidez insignificante	OH ⁻ H ₂ CH ₄		O ²⁻ H ⁻ CH ₃ ⁻	Bases fortes

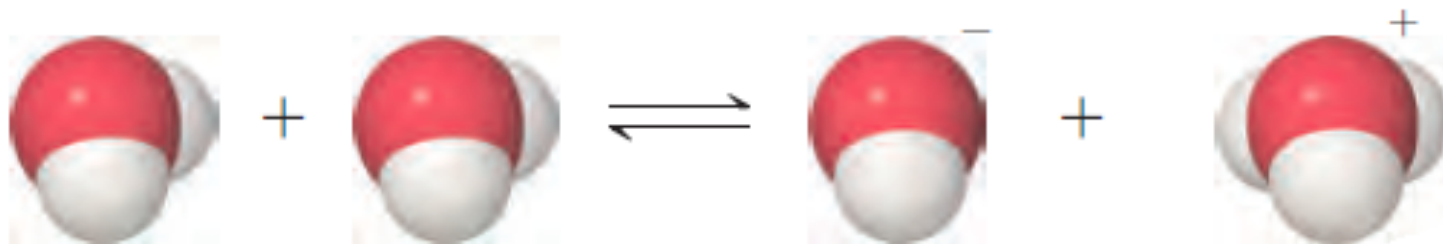
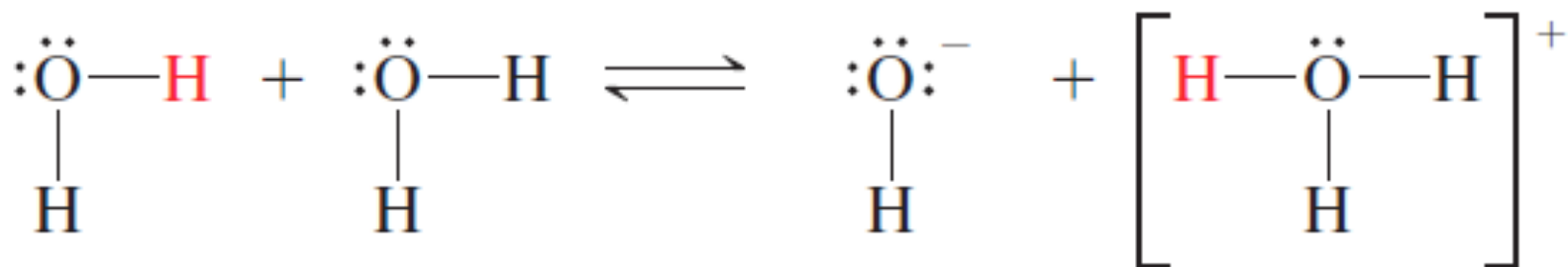
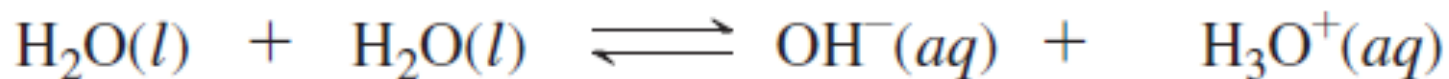


Ácidos e bases de Brønsted–Lowry

- Três grandes categorias dos ácidos e das bases em relação a seu comportamento na água:
 1. **Ácido forte** - transfere seus prótons completamente para a água;
 - praticamente nenhuma molécula não dissociada em solução;
 - sua base conjugada tem uma tendência insignificante de aceitar prótons em solução aquosa;
 2. **Ácido fraco** - dissocia-se apenas parcialmente em solução aquosa;
 - solução é uma mistura de ácido não dissociado e sua base conjugada;
 - sua base conjugada mostra ligeira capacidade de remover prótons da água;
 3. Substância contém hidrogênio, mas não demonstra qualquer comportamento ácido na água;
 - Sua base conjugada é uma base forte, reagindo completamente com água para formar íons OH^- .

Autoionização da água

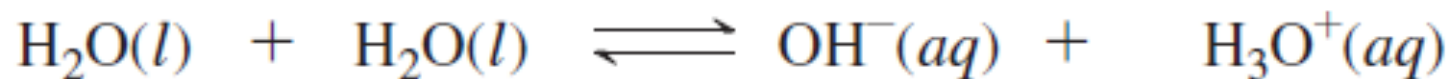
✓ Anfiprótica ou anfótera;



Ácido

Base

Autoionização da água



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

K_w - constante do produto iônico da água;

H₃O⁺ ou H⁺, e K_w tem o mesmo valor em qualquer um dos casos:

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

Uma solução em que [H⁺] = [OH⁻] é neutra. K_w = 1,0 x 10⁻¹⁴ (a 25°C)

Escala de pH

pH – forma de expressão da $[H^+]$ com logaritmo negativo na base 10 de $[H^+]$:

$$pH = -\log [H^+]$$

- A 25 °C, o pH de uma solução ácida é menor que 7,00. A 25 °C, o pH de uma solução básica é maior que 7,00.
- Analogamente, expressão da concentração de OH^- como pOH:

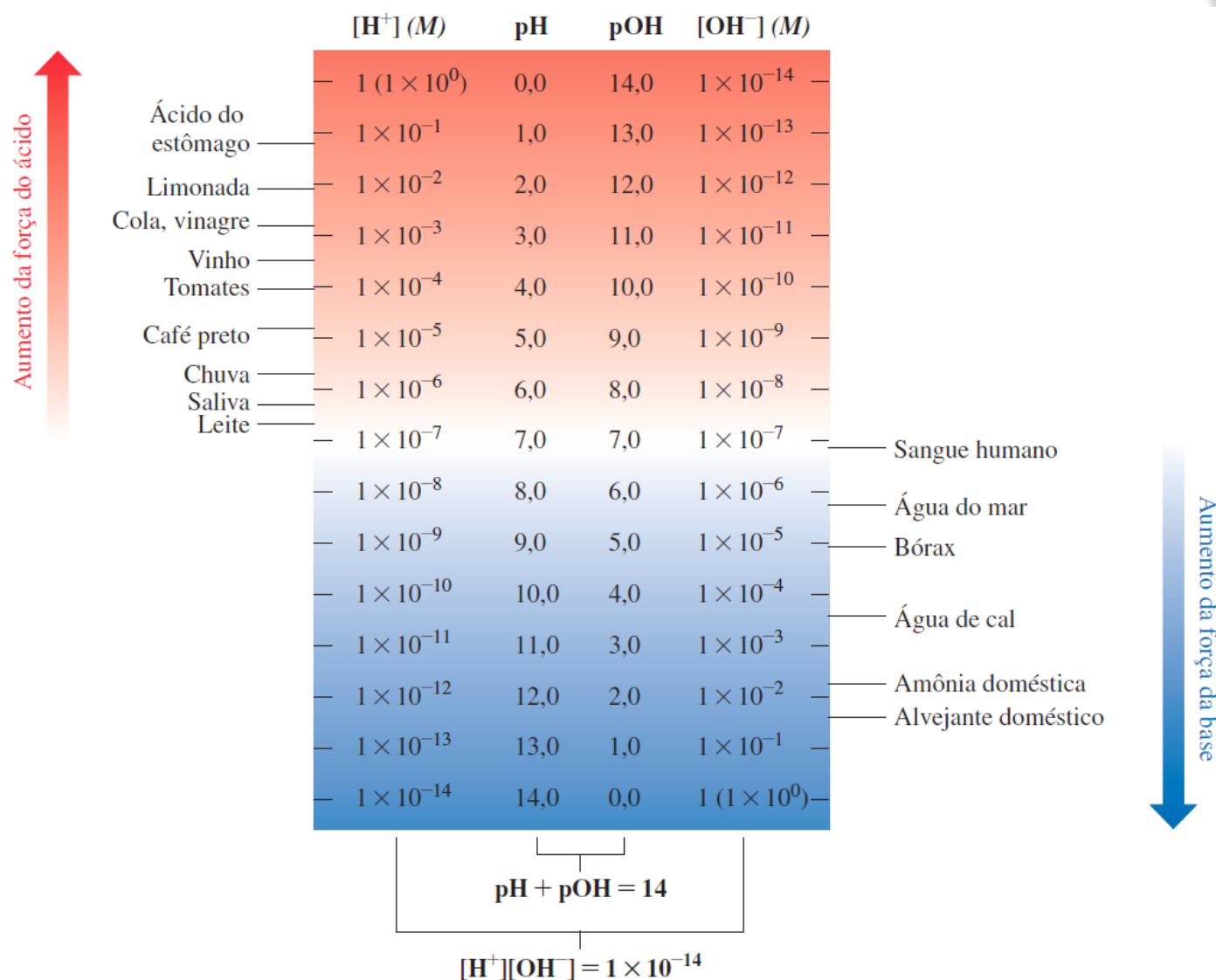
$$pOH = -\log[OH^-]$$

- Da mesma maneira, pK_w é igual a $-\log K_w$. Assim:

$$-\log[H^+] + (-\log[OH^-]) = -\log K_w$$

$$pH + pOH = 14,00 \text{ (a 25 °C)}$$

Escala de pH



Escala de pH

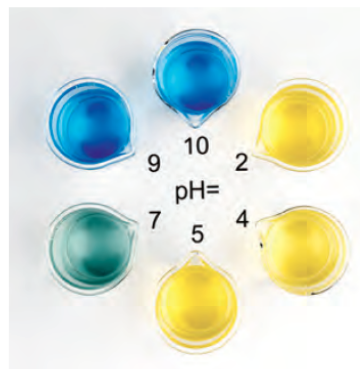
- pHmetro – medidor de pH - tensão, que varia de acordo com o pH.



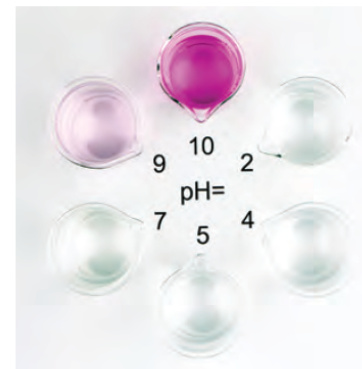
- Indicadores ácido-base – variação do pH por mudança de coloração.



Vermelho de metila



Azul de bromotimol



Fenolftaleína

Figura 16.9 Soluções com três indicadores ácido-base comuns em vários valores de pH.

Escala de pH

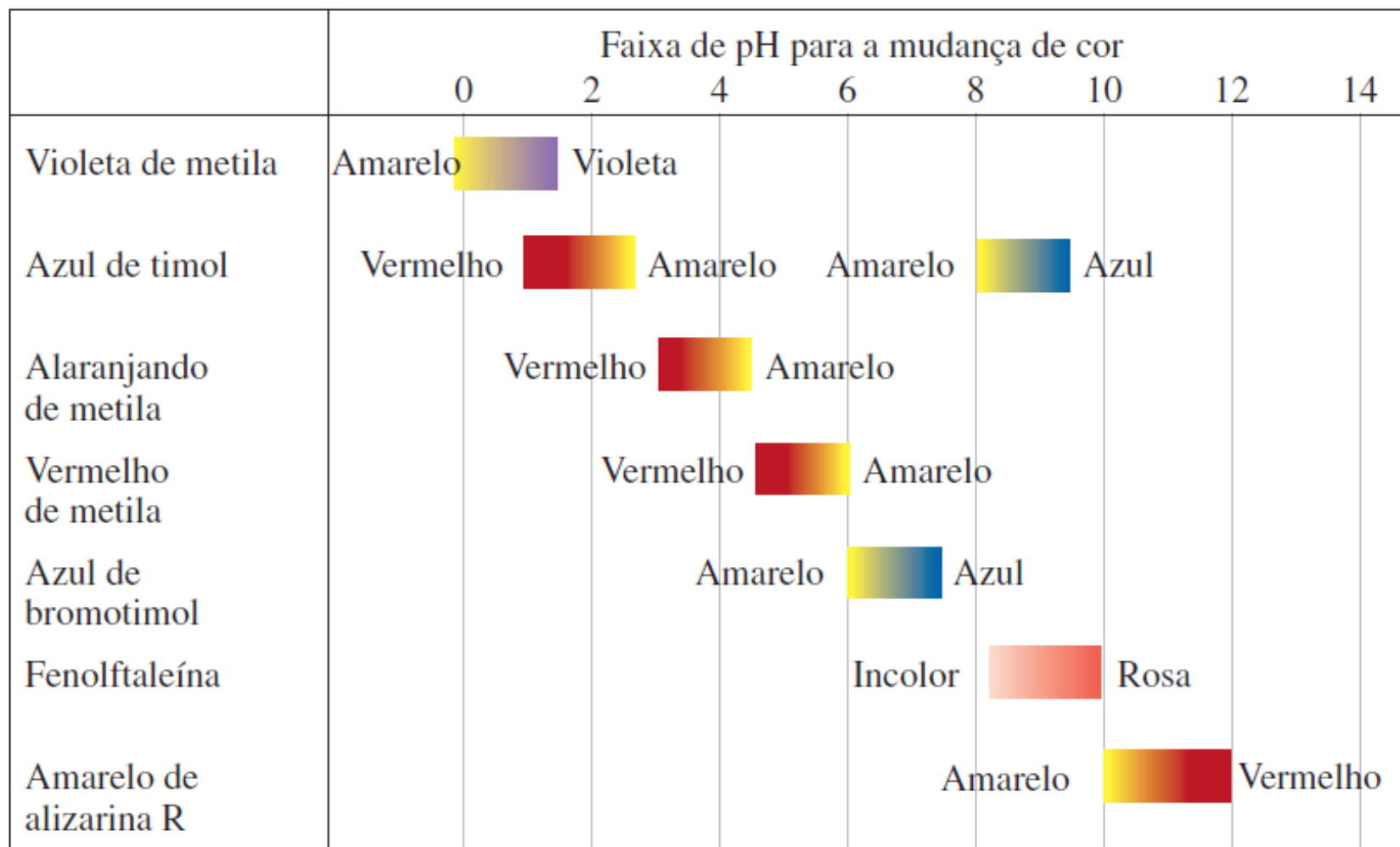
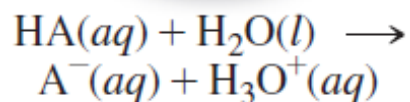
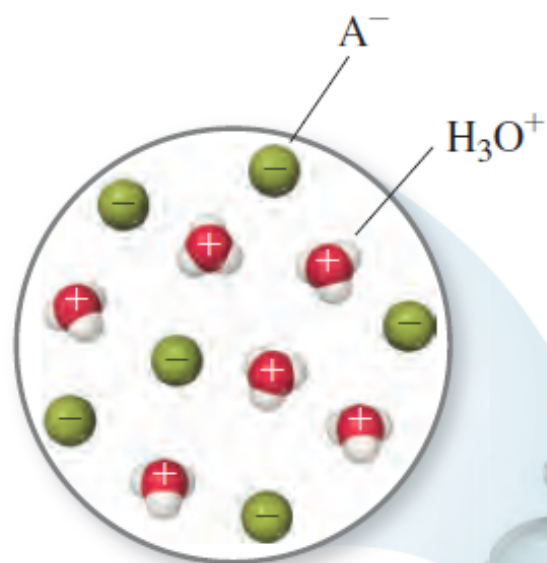


Figura 16.8 Faixas de pH de indicadores ácido-base comuns. A maioria dos indicadores tem uma faixa útil de cerca de 2 unidades de pH.

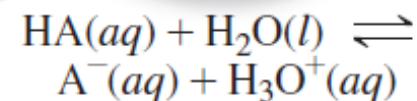
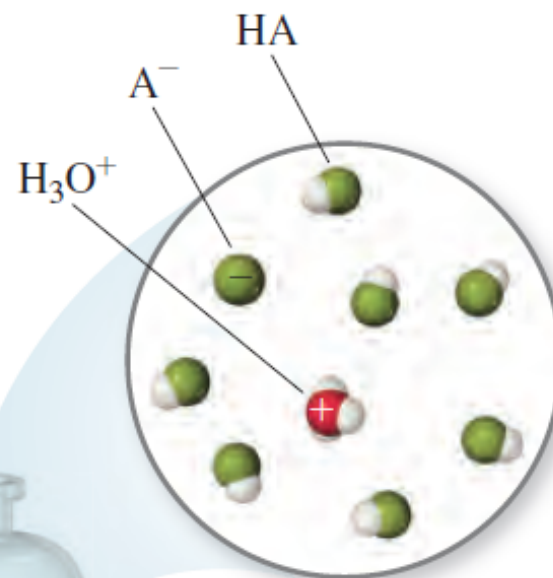
Força dos Ácidos e das Bases

- ✓ Ácidos e bases fortes são eletrólitos fortes
 - ✓ encontrados inteiramente como íons em solução aquosa;
 - ✓ poucos ácidos e bases são fortes;
 - ✓ não se usa setas de equilíbrio para equações de ionização e dissociação de ácidos e bases fortes.
- ✓ Os sete ácidos fortes mais comuns são seis ácidos monopróticos (HCl, HBr, HI, HNO_3 , HClO_3 e HClO_4) e um ácido diprótico (H_2SO_4).
- ✓ As bases fortes solúveis mais comuns são os hidróxidos iônicos de metais alcalinos, como NaOH e KOH, e os hidróxidos iônicos de metais alcalino terrosos mais pesados, a exemplo do $\text{Sr}(\text{OH})_2$.

Força dos Ácidos e das Bases



Ácido forte
Moléculas de HA
completamente
dissociadas



Ácido fraco
Moléculas de HA
parcialmente
dissociadas

Força dos Ácidos e das Bases

The diagram illustrates the reaction of a metal strip with two acids: 1 M HCl(aq) and 1 M CH₃COOH(aq). The reaction is shown at four stages, indicated by clock faces above the test tubes. In the first stage, the metal strip is just placed in the acid. In the second stage, the reaction is more rapid in the strong acid (HCl) than in the weak acid (CH₃COOH). In the third stage, the reaction is complete in the strong acid, while it is still occurring in the weak acid. In the fourth stage, the reaction has reached its end in both acids.

A reação ocorre mais rapidamente em ácido forte, levando à formação de bolhas de H₂ maiores e o rápido desaparecimento do metal.

Reação completa em ácido forte.

Bolhas de H₂ mostram que a reação ainda está ocorrendo em ácido fraco.

A reação chega ao fim em ambos os ácidos.

1 M HCl(aq)
[H⁺] = 1 M

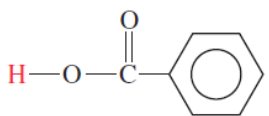
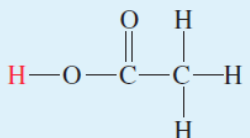
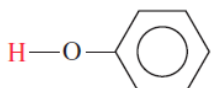
1 M CH₃COOH(aq)
[H⁺] = 0,004 M

Força dos Ácidos e das Bases

- Ácido fraco - constante de equilíbrio K_a

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{ou} \quad K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

- Quanto maior o valor de K_a , mais forte é o ácido.

Ácido	Fórmula estrutural*	Base conjugada	K_a
Cloroso (HClO_2)	$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}-\text{O}$	ClO_2^-	$1,0 \times 10^{-2}$
Fluorídrico (HF)	$\text{H}-\text{F}$	F^-	$6,8 \times 10^{-4}$
Nitroso (HNO_2)	$\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$	NO_2^-	$4,5 \times 10^{-4}$
Benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$)		$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	$6,3 \times 10^{-5}$
Acético (CH_3COOH)		CH_3COO^-	$1,8 \times 10^{-5}$
Hipocloroso (HOCl)	$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$	OCl^-	$3,0 \times 10^{-8}$
Cianídrico (HCN)	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	CN^-	$4,9 \times 10^{-10}$
Fenol (HOC_6H_5)		$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	$1,3 \times 10^{-10}$

Força dos Ácidos e das Bases

- ✓ Outra medida da força do ácido é o percentual de ionização, definido como:

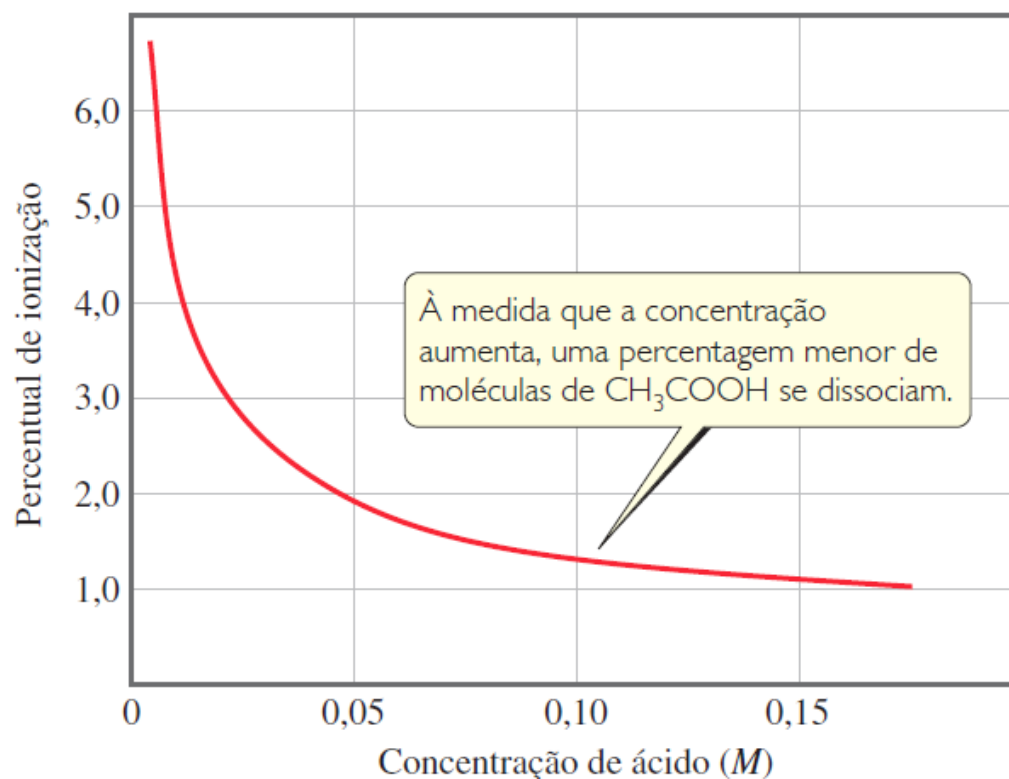
$$\text{Percentual de ionização} = \frac{\text{concentração de HA ionizado}}{\text{concentração original de HA}} \times 100\%$$

- ✓ Quanto mais forte for o ácido, maior será o percentual de ionização;
- ✓ Desconsidera-se a autoionização da H_2O ;
- ✓ A concentração de ácido que se ioniza é igual à concentração de $\text{H}^+(\text{aq})$ formado.

$$\text{Percentual de ionização} = \frac{[\text{H}^+]_{\text{equilíbrio}}}{[\text{HA}]_{\text{inicial}}} \times 100\%$$

Força dos Ácidos e das Bases

- ✓ A concentração de $\text{H}^+(\text{aq})$ não é diretamente proporcional à concentração do ácido fraco.



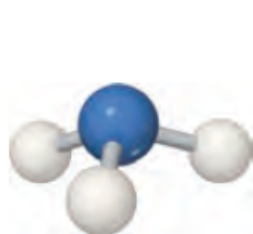
Força dos Ácidos e das Bases

- K_{a2} - equilíbrio envolvido na remoção do segundo próton de um ácido poliprótico, e $K_{a2} < K_{a1}$. Sempre é mais fácil remover o primeiro próton de um ácido poliprótico do que remover o segundo;
- $H^+(aq)$ na solução é resultado quase inteiramente da primeira reação de ionização.

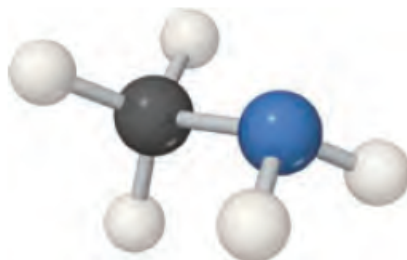
Nome	Fórmula	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Ascórbico	$H_2C_6H_6O_6$	$8,0 \times 10^{-5}$	$1,6 \times 10^{-12}$	
Carbônico	H_2CO_3	$4,3 \times 10^{-7}$	$5,6 \times 10^{-11}$	
Cítrico	$H_3C_6H_5O_7$	$7,4 \times 10^{-4}$	$1,7 \times 10^{-5}$	$4,0 \times 10^{-7}$
Oxálico	$HOOC-COOH$	$5,9 \times 10^{-2}$	$6,4 \times 10^{-5}$	
Fosfórico	H_3PO_4	$7,5 \times 10^{-3}$	$6,2 \times 10^{-8}$	$4,2 \times 10^{-13}$
Sulfuroso	H_2SO_3	$1,7 \times 10^{-2}$	$6,4 \times 10^{-8}$	
Sulfúrico	H_2SO_4	Grande	$1,2 \times 10^{-2}$	
Tartárico	$C_2H_2O_2(COOH)_2$	$1,0 \times 10^{-3}$	$4,6 \times 10^{-5}$	

Bases fracas

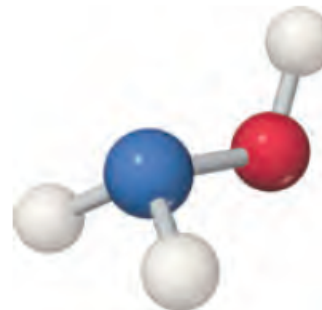
- ✓ Substâncias neutras que têm um átomo com um par de elétrons não ligantes, que podem aceitar um próton;
- ✓ Ânions de ácidos fracos formam a segunda categoria geral de bases fracas.



Amônia NH_3



Metilamina CH_3NH_2



Hidroxilamina NH_2OH

$$K_a \times K_b = K_w$$

Soluções salinas

- ✓ Quase todos os sais são eletrólitos fortes;
- ✓ Propriedades ácido–base de soluções salinas resultam do comportamento de cátions e ânions;
- ✓ **Hidrólise** – reação de íons reagem com a água.
 - Se HA não for um dos sete ácidos fortes comuns, será um ácido fraco;
 - A base conjugada A^- é uma base forte e reage com a água, produzindo o ácido fraco e íons hidróxido:
$$A^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HA(aq) + OH^-(aq)$$
 - Íon OH^- gerado – aumenta o pH da solução, tornando-a básica.
 - Sais anfóteros - comportamento na água determinado pelos valores relativos de K_a e K_b do íon:
 - $K_a > K_b$, solução ácida;
 - $K_a < K_b$, solução básica.

Soluções salinas

- ✓ Para determinar se um sal forma uma solução ácida, básica ou neutra quando dissolvido em água:
 - ✓ Ânion e cátion não reagem com água – pH neutro
 - ✓ ânion e cátion - base conjugada de ácido e base fortes;
 - ✓ Ânion reage com água, mas cátion não – pH básico
 - ✓ Formação de íons hidróxido;
 - ✓ Cátion reage com água, mas o ânion não – pH ácido
 - ✓ Formação de íons hidrônio;
 - ✓ Ânion e cátion reagem com água – pH básico, neutro ou ácido
 - ✓ Depende das capacidades relativas dos íons de reagir com água.

Soluções salinas

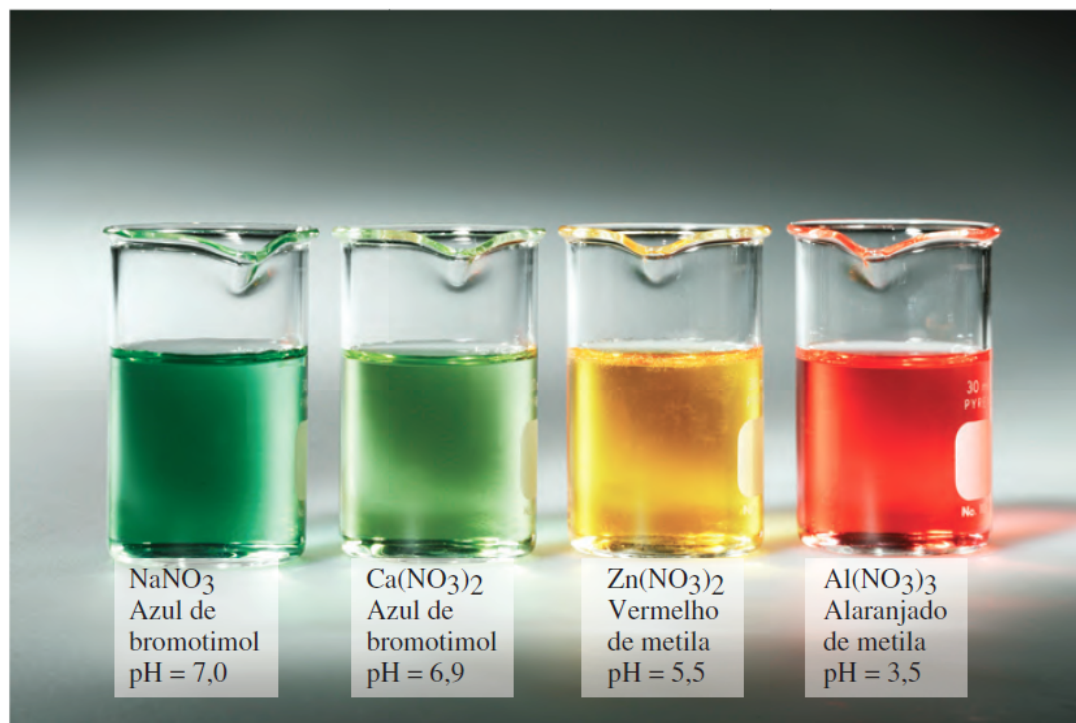
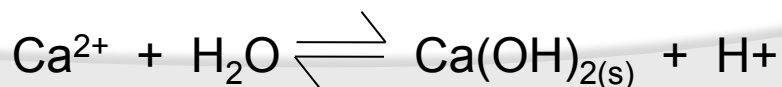
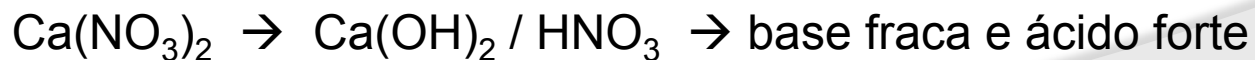


Figura 16.16 Efeito dos cátions no pH da solução. Os valores de pH de soluções de 1,0 M de quatro sais de nitrato são estimados ao usar indicadores ácido-base.



Soluções salinas

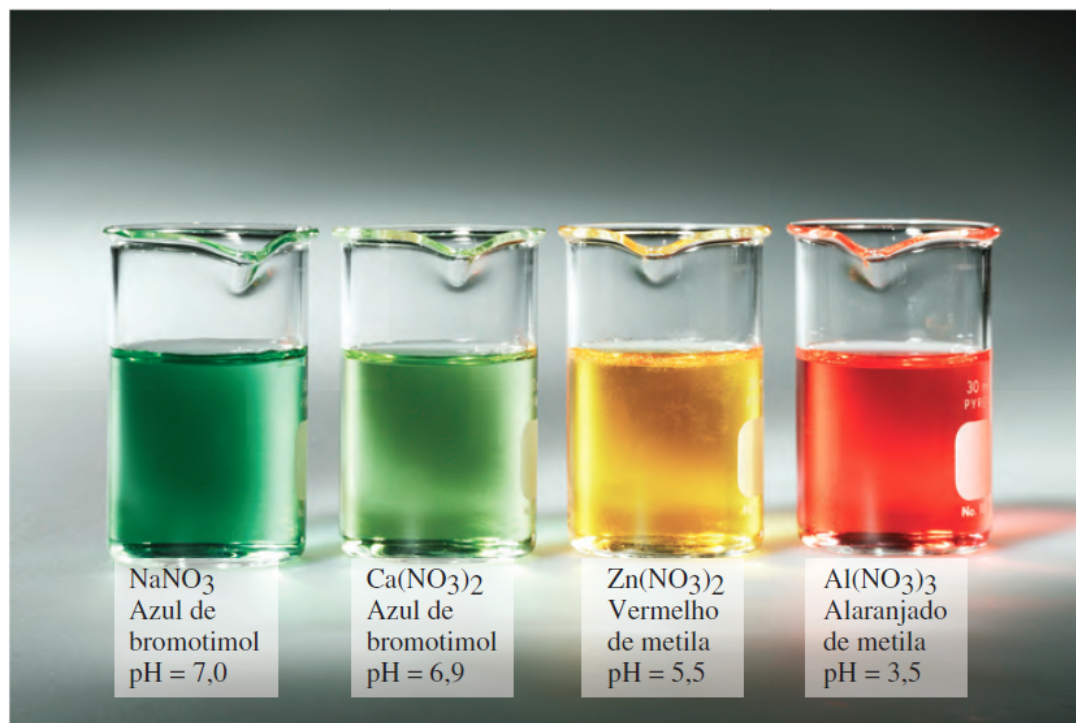
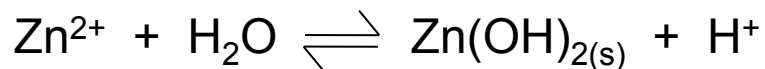
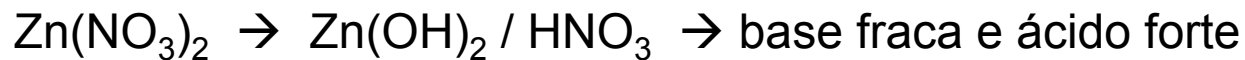


Figura 16.16 Efeito dos cátions no pH da solução. Os valores de pH de soluções de 1,0 M de quatro sais de nitrato são estimados ao usar indicadores ácido-base.



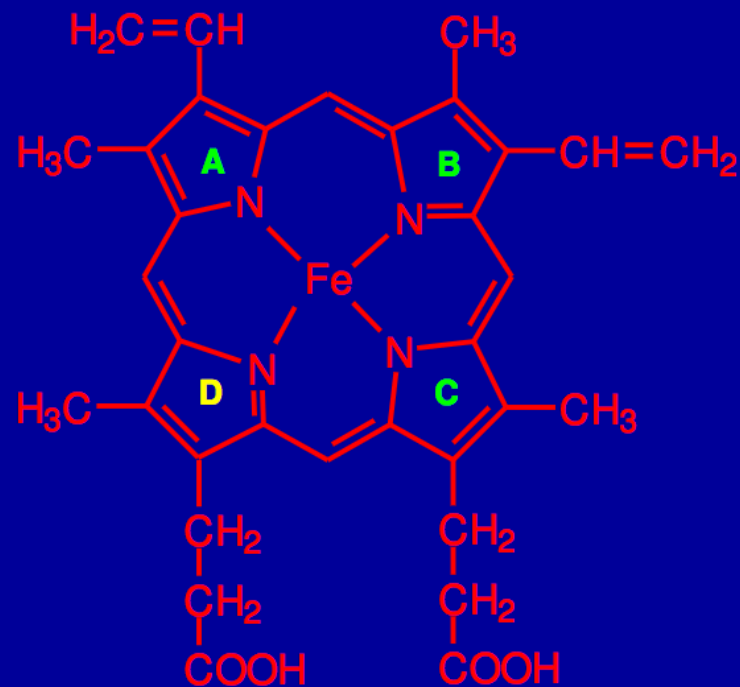
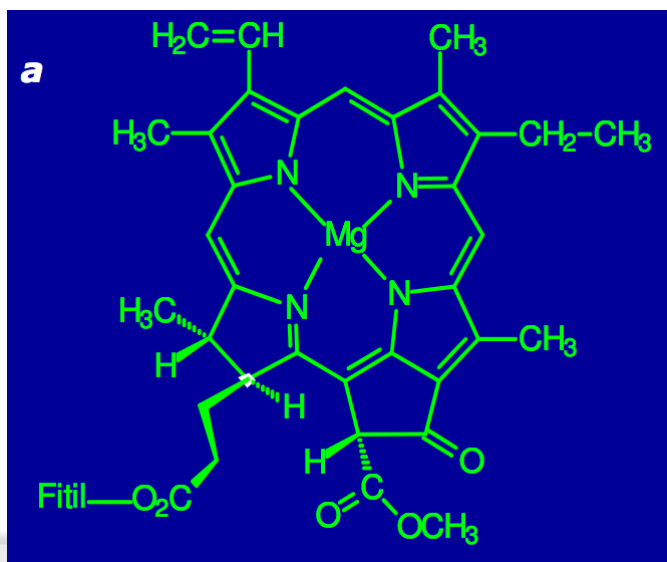
Comportamento ácido-base

- Força dos ácidos e das bases depende:
 - Da força de ligação*;
 - Da estabilidade do produto formado;
 - Da eletronegatividade*.

Ácidos e bases de Lewis

- ✓ **Ácido de Lewis** é um aceptor de par de elétrons, e uma **base de Lewis** é um doador de par de elétrons;
- ✓ Teoria mais abrangente
- ✓ Compostos de coordenação.

clorofila



Heme