

**FCAV / UNESP**

# **EQUILÍBRIO ÁCIDO-BASE**

*Prof.<sup>a</sup> Dr.<sup>a</sup> Luciana M. Saran*



# Tópicos da Aula:

- ✓ Substâncias que interferem no equilíbrio químico da água;
- ✓ Equilíbrio ácido-base;
- ✓ Soluções ácidas, neutras e alcalinas;
- ✓ Escala de pH.

# 1. ÁCIDOS E BASES

## 1.1. Conceito de Arrhenius



Químico sueco Svante  
Arrhenius (1859–1927).  
Prêmio Nobel em 1903.

- ✓ **Ácido:** substância que em meio aquoso libera íons  $H^+$  (ou  $H_3O^+$ ).



Ácidos

# Exemplos:

**HCl:** ácido clorídrico

**HBr:** ácido bromídrico

**HI:** ácido iodídrico

**HNO<sub>3</sub>:** ácido nítrico



Ácidos



**H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:** ácido sulfúrico

**HClO<sub>4</sub>:** ácido perclórico

**H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>:** ácido fosfórico

- ✓ **Ionização do HCl: um *ácido monoprotico*.**



- ✓ **Ionização do H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>: um *ácido diprotico*.**

**Primeira Etapa:**



**Segunda Etapa:**



- ✓ **Ácidos Fortes:** ionizam-se completamente.  
Os principais são: HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub> e HNO<sub>3</sub>.
- ✓ **Ácidos Fracos:** ionizam-se parcialmente.  
Os seguintes ácidos são exemplos de ácidos fracos: HNO<sub>2</sub> (ácido nitroso), H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> (ácido fosfórico), HCN (ácido cianídrico) e H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (ácido carbônico).

# Correlações entre a Estrutura Molecular e a Força dos Ácidos.

Tipo do ácido	Tendência
Binário	<p>1 Quanto mais polar a ligação H—A, mais forte é o ácido. Esse efeito é dominante para ácidos do mesmo período.</p> <p>2 Quanto mais fraca a ligação H—A, mais forte é o ácido. Esse efeito é dominante para ácidos do mesmo grupo.</p>
Oxiácido	<p>1 Quanto maior o número de átomos de oxigênio ligados ao átomo central (maior o número de oxidação do átomo central), mais forte é o ácido.</p> <p>2 Para o mesmo número de átomos de O ligados ao átomo central, quanto maior a eletronegatividade do átomo central, mais forte é o ácido.</p>
Carboxílico	<p>1 Quanto maiores forem as eletronegatividades dos grupos ligados ao grupo carboxila, mais forte o ácido.</p>

**Fonte:** Adaptado de ATKINS, 2006 : p. 477.

✓ **Base:** substância que em meio aquoso libera íons  $\text{OH}^-$  (hidroxila).

✓ **Exemplos:**

**NaOH:** hidróxido de sódio

**KOH:** hidróxido de potássio

**Ca(OH)<sub>2</sub>:** hidróxido de cálcio

**Mg(OH)<sub>2</sub>:** hidróxido de magnésio

**NH<sub>3</sub>:** amônia



*Químico sueco Svante Arrhenius (1859–1927). Prêmio Nobel em 1903.*



Bases

- ✓ **Bases Fortes**  
**Mais Comuns:**  
NaOH,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  
KOH e  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

- ✓ **Exemplos de Bases Fracas:**  
 $\text{NH}_3$ ,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$   
(anilina),  $\text{CH}_3\text{NH}_2$   
 $\text{HONH}_2$  (hidroxilamina).



Fonte: PERUZZO & CANTO, 2006.

✓ **Reação de Dissociação do NaOH:**



✓ **Reação de Dissociação do Ca(OH)<sub>2</sub>:**



# EXEMPLOS DE HIDRÓXIDOS ANFÓTEROS

Hidróxido	Reação como Base	Reação como Ácido
$\text{Al(OH)}_3$	$\text{Al(OH)}_3(\text{s}) + 3 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	$\text{Al(OH)}_3(\text{s}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow [\text{Al(OH)}_4]^{-}(\text{aq})$
$\text{Zn(OH)}_2$	$\text{Zn(OH)}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	$\text{Zn(OH)}_2(\text{s}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow [\text{Zn(OH)}_4]^{2-}(\text{aq})$
$\text{Sn(OH)}_4$	$\text{Sn(OH)}_4(\text{s}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	$\text{Sn(OH)}_4(\text{s}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow [\text{Sn(OH)}_6]^{2-}(\text{aq})$
$\text{Cr(OH)}_3$	$\text{Cr(OH)}_3(\text{s}) + 3 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	$\text{Cr(OH)}_3(\text{s}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow [\text{Cr(OH)}_4]^{-}(\text{aq})$

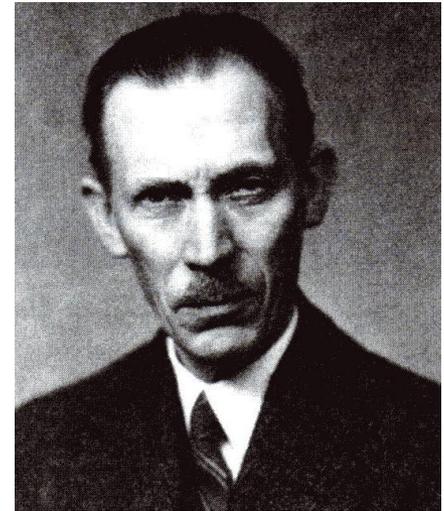
Fonte: KOTZ & TREICHEL, 2005 : p. 119.

## 1.2. Conceito de Bronsted-Lowry

- ✓ Mais abrangente do que o de Arrhenius.
- ✓ **Ácido:** espécie química capaz de doar íons  $H^+$ . **Exs.:**  $HCl$ ,  $NH_4^+$ ,  $HS^-$ .



Thomas Martin Lowry  
(1874-1936)



Johannes Nicolaus  
Bronsted (1874-1936)

- ✓ **Base:** espécie química capaz de receber íons  $H^+$ . **Exemplos:**  $NH_3$ ,  $CN^-$ ,  $S^{2-}$ .

**EXERCÍCIO 1:** Escreva a fórmula para a base conjugada de cada ácido.



**EXERCÍCIO 2:** Escreva a fórmula para o ácido conjugado de cada base.



## 1.3. O Conceito de Lewis de Ácidos e Bases

- ✓ Baseia-se no compartilhamento de pares de  $e^-$  entre ácido e base.
- ✓ **Ácido de Lewis:** substância capaz de aceitar um par de elétrons de outro átomo para formar uma nova ligação.
- ✓ **Base de Lewis:** substância capaz de “doar” um par de elétrons a outro átomo para formar uma nova ligação.

# Exemplos de Reações Ácido-Base, Segundo o Conceito de Lewis

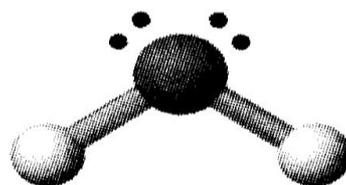
Ácido de Lewis



$H^+$

+

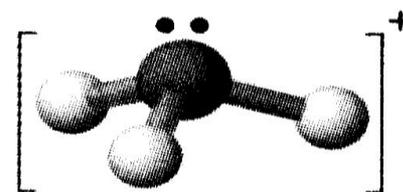
Base de Lewis



$H_2O$



Aduto

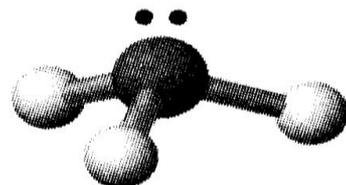


$H_3O^+$

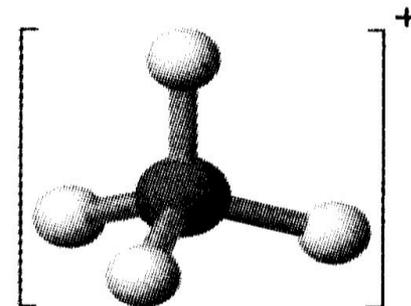


$H^+$

+

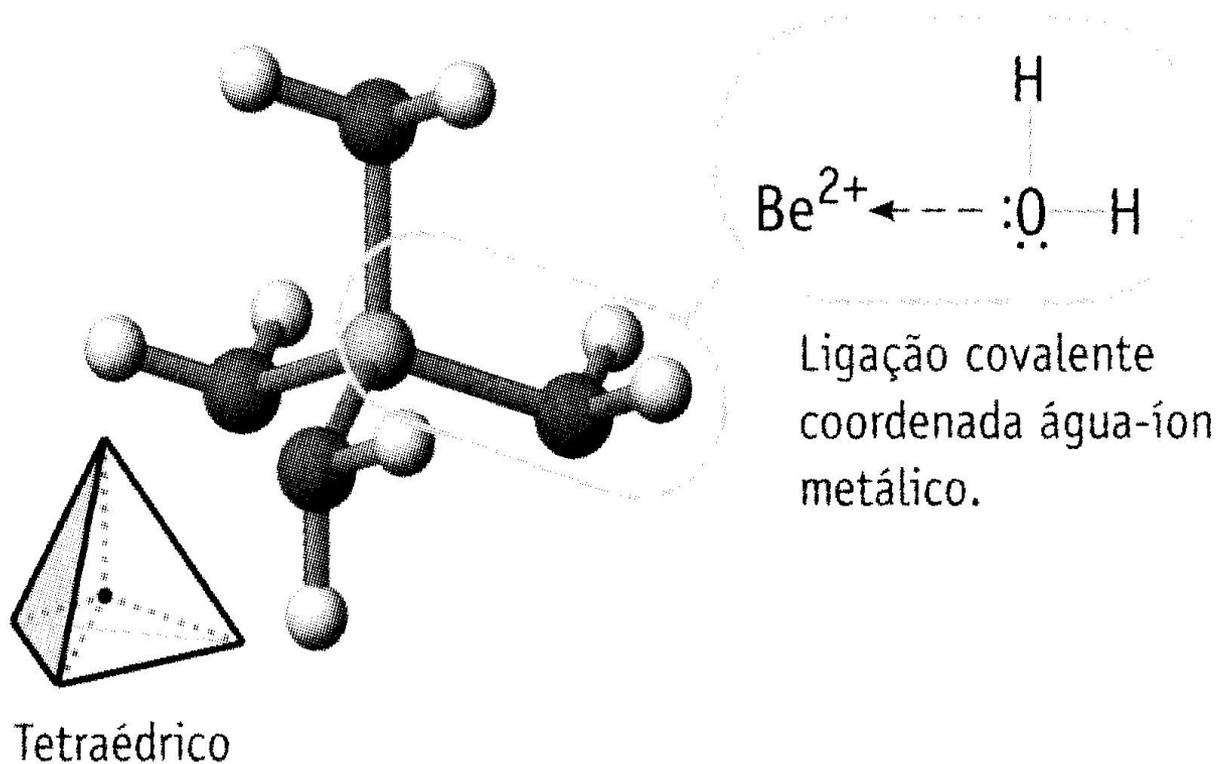


$NH_3$



$NH_4^+$

# Exemplo de Reação Ácido-Base, Segundo o Conceito de Lewis





## IONIZAÇÃO DE ÁCIDOS FRACOS

De maneira geral um *ácido fraco*, como por exemplo o ácido hipotético HA, ioniza-se conforme representado abaixo:



Para o equilíbrio acima vale a seguinte expressão da constante de equilíbrio,  $K_a$ :

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

$K_a$  é a constante de ionização do ácido. O seu valor é dependente da temperatura.

## Exemplo:

Numa solução aquosa de ácido acético,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , um ácido fraco, temos:



Para a ionização do  $\text{CH}_3\text{COOH}$  é válida a seguinte expressão para o cálculo de  $K_a$ :

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

$$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \times 10^{-5} \quad (\text{a } 25^\circ\text{C})$$

✓ Quanto menor o valor de  $K_a$ , mais fraco é o ácido.

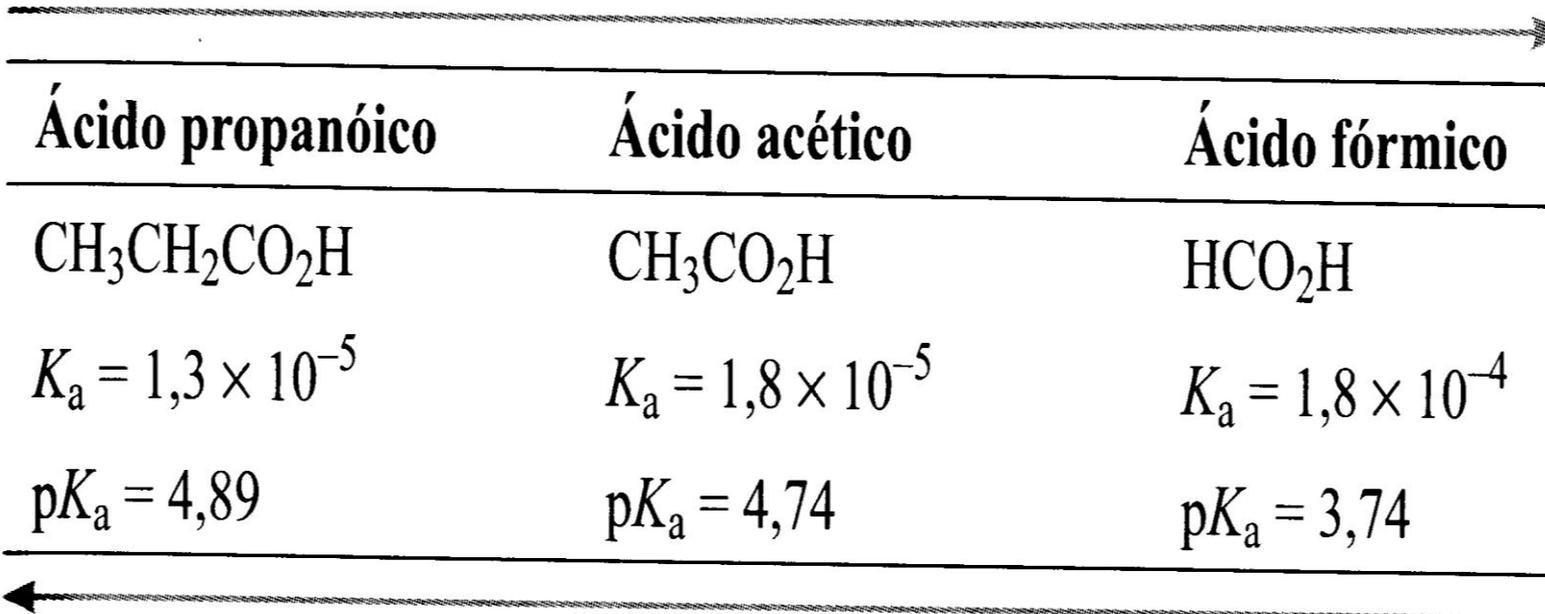
✓  $pK_a = -\log K_a$

✓ No caso de ácidos polipróticos, ou seja, para aqueles ácidos que apresentam mais de um hidrogênio ionizável, a ionização ocorre em etapas e para cada etapa há uma constante de equilíbrio.

✓ **Exemplo:** ionização do ácido fosfórico, a 25°C.



## Força do Ácido Aumenta



Ácido propanóico	Ácido acético	Ácido fórmico
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CO}_2\text{H}$	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	$\text{HCO}_2\text{H}$
$K_a = 1,3 \times 10^{-5}$	$K_a = 1,8 \times 10^{-5}$	$K_a = 1,8 \times 10^{-4}$
$\text{p}K_a = 4,89$	$\text{p}K_a = 4,74$	$\text{p}K_a = 3,74$

**$\text{p}K_a$  aumenta**

Fonte: KOTZ & TREICHEL, 2005 : p. 101.

## $K_a$ e respectivo $pK_a$ de alguns ácidos a 25°C.

Ácido	$K_a$	$pK_a$
ácido fórmico, HCOOH	$1,8 \times 10^{-4}$	3,75
ácido benzóico, C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH	$6,5 \times 10^{-5}$	4,19
ácido acético, CH <sub>3</sub> COOH	$1,8 \times 10^{-5}$	4,75
ácido carbônico, H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$4,3 \times 10^{-7}$	6,37
ácido hipocloroso, HClO	$3,0 \times 10^{-8}$	7,53
ácido hipobromoso, HBrO	$2,0 \times 10^{-9}$	8,69
ácido bórico, B(OH) <sub>3</sub> <sup>†</sup>	$7,2 \times 10^{-10}$	9,14
ácido cianídrico, HCN	$4,9 \times 10^{-10}$	9,31
fenol, C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH	$1,3 \times 10^{-10}$	9,89
ácido hipoiodoso, HIO	$2,3 \times 10^{-11}$	10,64

Fonte: Adaptado de ATKINS, 2006 : p. 471.

**EXERCÍCIO 3:** Em cada par a seguir, selecione o ácido mais forte.

- a) Ácido pirúvico ( $pK_a = 2,49$ ) ou ácido láctico ( $pK_a = 3,08$ );
- b) Ácido cítrico ( $pK_a = 3,08$ ) ou ácido fosfórico ( $pK_a = 2,10$ );
- c) Ácido benzóico ( $K_a = 6,5 \times 10^{-5}$ ) ou ácido láctico ( $K_a = 8,4 \times 10^{-4}$ );
- d) Ácido carbônico ( $K_a = 4,3 \times 10^{-7}$ ) ou ácido bórico ( $K_a = 7,3 \times 10^{-10}$ ).

## IONIZAÇÃO DE BASES FRACAS

De maneira geral uma base fraca, como por exemplo a base hipotética BOH, ioniza-se conforme representado abaixo:



Para o equilíbrio acima vale a seguinte expressão da constante de equilíbrio,  $K_b$ :

$$K_b = \frac{[\text{B}^+].[\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

$K_b$  é a constante de ionização da base. O seu valor é dependente da temperatura. **Quanto menor o valor de  $K_b$ , mais fraca é a base.** ( $\text{p}K_b = -\log K_b$ )

## Exemplo:

Numa solução aquosa de amônia,  $\text{NH}_3$ , uma base fraca, temos:



Para a ionização da amônia é válida a seguinte expressão para o cálculo de  $K_b$ :

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

$$K_b(\text{NH}_3) = 1,75 \times 10^{-5} \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$$

## $K_b$ e respectivo $pK_b$ de algumas bases a 25°C.

Base	$K_b$	$pK_b$
uréia, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$	$1,3 \times 10^{-14}$	13,90
anilina, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$4,3 \times 10^{-10}$	9,37
piridina, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	$1,8 \times 10^{-9}$	8,75
hidroxilamina, $\text{NH}_2\text{OH}$	$1,1 \times 10^{-8}$	7,97
nicotina, $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$	$1,0 \times 10^{-6}$	5,98
morfina, $\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{O}_3\text{N}$	$1,6 \times 10^{-6}$	5,79
hidrazina, $\text{NH}_2\text{NH}_2$	$1,7 \times 10^{-6}$	5,77

Fonte: Adaptado de ATKINS, 2006 : p. 472.

# ESCALA DE pH

- ✓ **Água Pura:** considerada, em geral, não condutora de eletricidade.
- ✓ Na realidade, já foi demonstrado por medidas precisas que a água apresenta uma condução pequena de eletricidade, que decorre da sua auto-ionização, isto é:



ou



# ESCALA DE pH

- ✓ A água pura é neutra, pois apresenta concentrações iguais de  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$ .
- ✓ Condições para que uma solução seja considerada *ácida*, *neutra* ou *alcalina* (básica):

se  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow$  a solução é neutra;

se  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \Rightarrow$  a solução é ácida;

se  $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \Rightarrow$  a solução é alcalina ou básica.

# ESCALA DE pH

- ✓ Na água pura, a 25°C , as concentrações de  $\text{H}_3\text{O}^+$  e de  $\text{OH}^-$  correspondem a  $1,0 \times 10^{-7}$  mol/L. Assim:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,0 \times 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} = 7,00$$

- ✓ Conseqüentemente:

Soluções neutras exibem  $\text{pH} = 7,00$

Soluções ácidas exibem  $\text{pH} < 7,00$

Soluções básicas ou alcalinas apresentam  $\text{pH} > 7,00$

Outras equações importantes:

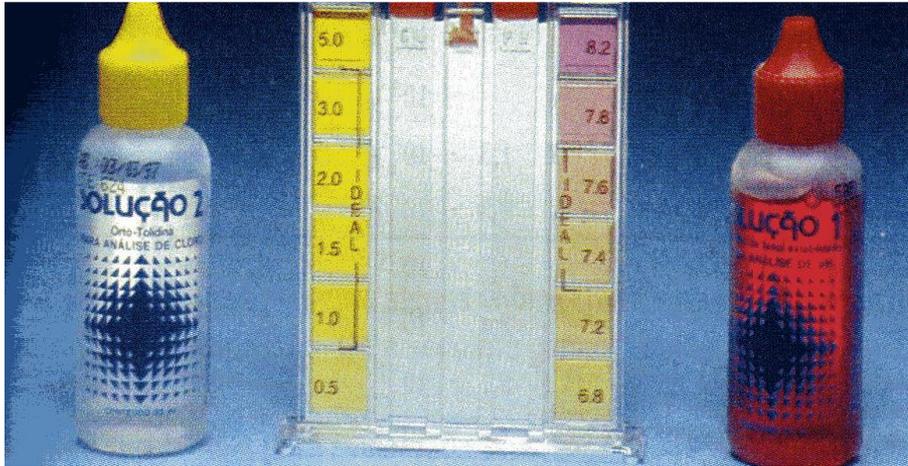
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

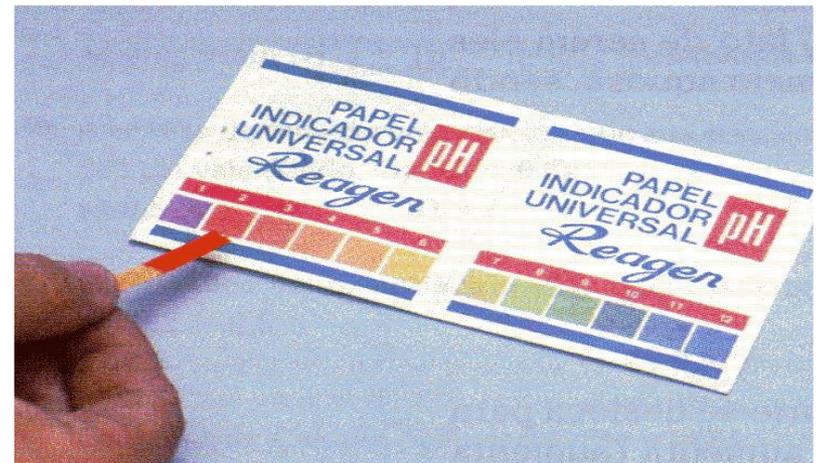
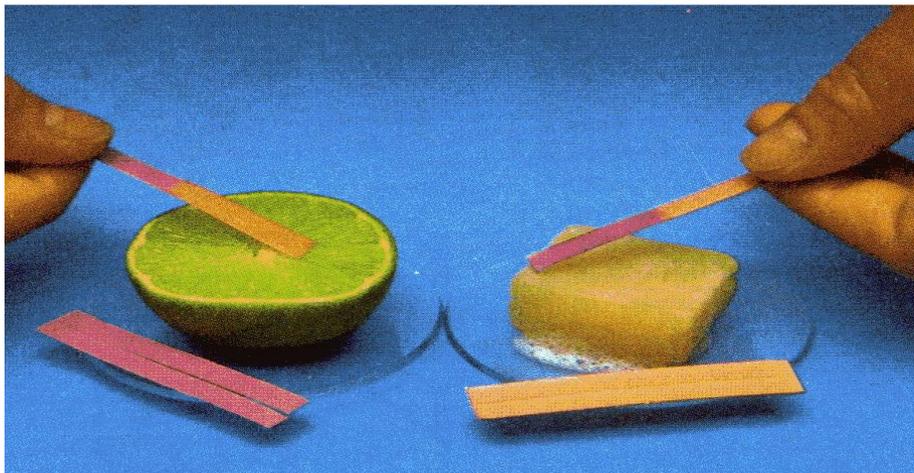
$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$$

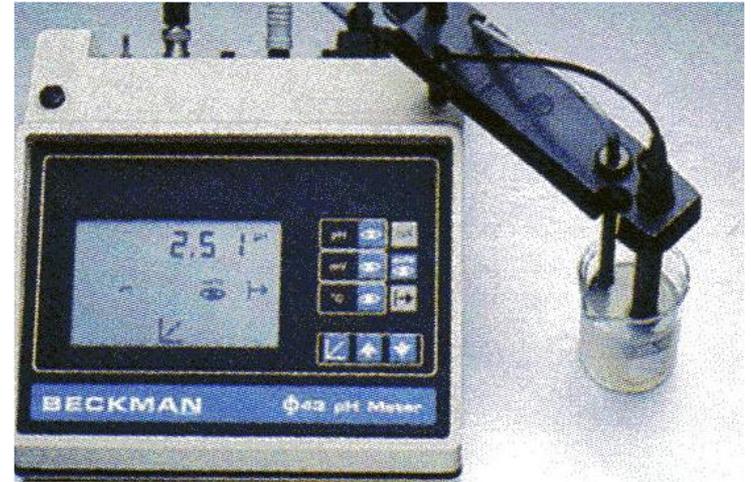
# DETERMINAÇÃO DO pH



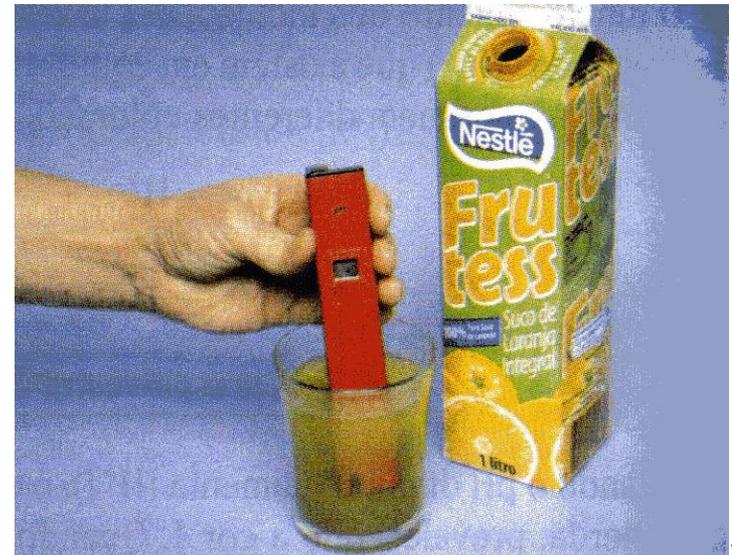
## Determinação Colorimétrica



# DETERMINAÇÃO DO pH



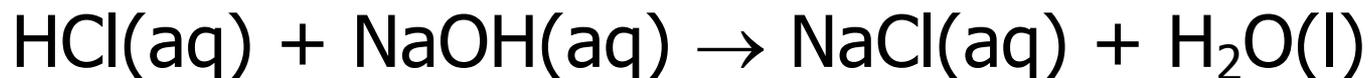
Determinação  
Potenciométrica





## 2. SAIS

- ✓ Compostos iônicos que contêm cátion proveniente de uma base e ânion proveniente de um ácido.  
Exs.: NaCl e Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.



# Exemplos de Reações de Neutralização

$\text{HNO}_3$	+	$\text{NaOH}$	$\longrightarrow$	$\text{NaNO}_3$	+	$\text{H}_2\text{O}$
Ácido		Base		Sal		Água
$\text{H}^+ \text{NO}_3^-$		$\text{Na}^+ \text{OH}^-$		$\left[ \text{Na}^+ \right]_1 \left[ \text{NO}_3^- \right]_1$		$\text{HOH}$
<hr/>						
$\text{H}_2\text{SO}_4$	+	$\text{Ca(OH)}_2$	$\longrightarrow$	$\text{CaSO}_4$	+	$2 \text{H}_2\text{O}$
Ácido		Base		Sal		Água
$\text{H}^+$ $\text{H}^+$ $\text{SO}_4^{2-}$		$\text{Ca}^{2+}$ $\text{OH}^-$ $\text{OH}^-$		$\left[ \text{Ca}^{2+} \right]_2 \left[ \text{SO}_4^{2-} \right]_2$		$\text{HOH}$ $\text{HOH}$
<hr/>						
$\text{H}_3\text{PO}_4$	+	$3 \text{KOH}$	$\longrightarrow$	$\text{K}_3\text{PO}_4$	+	$3 \text{H}_2\text{O}$
Ácido		Base		Sal		Água
$\text{H}^+$ $\text{H}^+$ $\text{H}^+$ $\text{PO}_4^{3-}$		$\text{K}^+ \text{OH}^-$ $\text{K}^+ \text{OH}^-$ $\text{K}^+ \text{OH}^-$		$\left[ \text{K}^+ \right]_3 \left[ \text{PO}_4^{3-} \right]_1$		$\text{HOH}$ $\text{HOH}$ $\text{HOH}$

**EXERCÍCIO 5:** Equacione a reação do HCl com cada um dos compostos a seguir:

- a)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;
- b)  $\text{NaOH}$ ;
- c)  $\text{NH}_3$ ;
- d)  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ ;
- e)  $\text{NaHCO}_3$ .

## Tabela 1: Alguns Sais e suas Aplicações.

Nome do Sal	Fórmula	Aplicações
Carbonato de sódio (soda ou barrilha)	<b>Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></b>	<ul style="list-style-type: none"><li>- Matéria-prima em fábricas de vidro e de sabão em pó.</li><li>- Usado em estações municipais de tratamento de água e em piscinas, para neutralizar o excesso de acidez.</li></ul>
Cloreto de Sódio	<b>NaCl</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>- Usado para salgar a comida e para a conservação de alimentos.</li><li>- Na composição do soro fisiológico.</li><li>- Como matéria-prima para a produção de Cl<sub>2</sub>, NaOH e NaOCl.</li></ul>
Fluoreto de Sódio	<b>NaF</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>- Usado em pastas de dente e em enxaguatórios bucais, como fonte de F<sup>-</sup>.</li></ul>
Nitrato de Potássio (salitre)	<b>KNO<sub>3</sub></b>	<ul style="list-style-type: none"><li>- Conservante dos embutidos de carne.</li><li>- Componente de fertilizantes.</li><li>- É um dos componentes da pólvora negra.</li></ul>
Nitrato de sódio (salitre do Chile)	<b>NaNO<sub>3</sub></b>	<ul style="list-style-type: none"><li>- Conservante dos embutidos de carne.</li><li>- Componente de fertilizantes.</li></ul>

## Tabela 2: Aplicação Médica de Alguns Sais.

Nome	Fórmula	Aplicação
Bicarbonato de sódio	$\text{NaHCO}_3$	Antiácido
Carbonato de amônio	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	Expectorante
Carbonato de lítio	$\text{Li}_2\text{CO}_3$	Antidepressivo
Cloreto de amônio	$\text{NH}_4\text{Cl}$	Acidificante do tubo digestivo
Cloreto de sódio	$\text{NaCl}$	Soro fisiológico
Iodeto de sódio	$\text{NaI}$	Fonte de iodo para a tireóide
Nitrato de potássio	$\text{KNO}_3$	Diurético
Permanganato de potássio	$\text{KMnO}_4$	Anti-séptico de uso externo
Sulfato de bário	$\text{BaSO}_4$	Contraste em radiografia intestinal
Sulfato de cálcio	$\text{CaSO}_4$	Gesso para imobilizações
Sulfato de ferro (II)	$\text{FeSO}_4$	Fonte de ferro para anêmicos
Sulfato de magnésio	$\text{MgSO}_4$	Laxante

## Tabela 3: Solubilidade de Sais em Água.

São geralmente solúveis os sais contendo o ânion	Exceções importantes (insolúveis)
$\text{NO}_3^-$ (nitrato)	—
$\text{CH}_3\text{COO}^-$ (acetato)	—
$\text{Cl}^-$ (cloreto)	se o cátion for $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ ou $\text{Pb}^{2+}$
$\text{Br}^-$ (brometo)	se o cátion for $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ ou $\text{Pb}^{2+}$
$\text{I}^-$ (iodeto)	se o cátion for $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ ou $\text{Pb}^{2+}$
$\text{SO}_4^{2-}$ (sulfato)	se o cátion for $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ ou $\text{Pb}^{2+}$
São geralmente insolúveis os sais contendo o ânion	Exceções importantes (solúveis)
$\text{S}^{2-}$ (sulfeto)	se o cátion for $\text{NH}_4^+$ , alcalino ou alcalino-terroso
$\text{CO}_3^{2-}$ (carbonato)	se o cátion for $\text{NH}_4^+$ ou alcalino
$\text{PO}_4^{3-}$ (fosfato)	se o cátion for $\text{NH}_4^+$ ou alcalino

**2.1. Sais de Ácidos Fortes e Bases Fortes:** formam-se a partir da reação de um ácido forte com uma base forte. **Têm caráter neutro.**

**Exemplos:**

Cloreto de Sódio, NaCl

Cloreto de Potássio, KCl

Nitrato de Sódio, NaNO<sub>3</sub>

Brometo de Potássio, KBr

Perclorato de Sódio, NaClO<sub>4</sub>

A dissolução desses sais em água resultará em uma solução neutra, ou seja, que apresentará pH = 7,00.

**2.2. Sais de Ácidos Fracos e Bases Fortes:** formam-se a partir da reação de um ácido fraco com uma base forte. **Têm caráter básico ou alcalino.**

**Exemplos:**

Acetato de Sódio,  $\text{NaCH}_3\text{COO}$

Cianeto de Potássio,  $\text{KCN}$

Nitrito de Sódio,  $\text{NaNO}_2$

Fosfato de Sódio,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$

Bicarbonato de Sódio,  $\text{NaHCO}_3$

A dissolução desses sais em água resultará em uma solução alcalina, ou seja, que apresentará  $\text{pH} > 7,00$ .

## JUSTIFICATIVA:

O ânion desse tipo de sal sofre hidrólise, isto é, reage com a água produzindo OH<sup>-</sup>.

**Exemplo:** dissolução do NaHCO<sub>3</sub> em água.



**Reação de Hidrólise:**



**2.3. Sais de Ácidos Fortes e Bases Fracas:** formam-se a partir da reação de um ácido forte com uma base fraca. **Têm caráter ácido.**

**Exemplos:**

Cloreto de Amônio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$

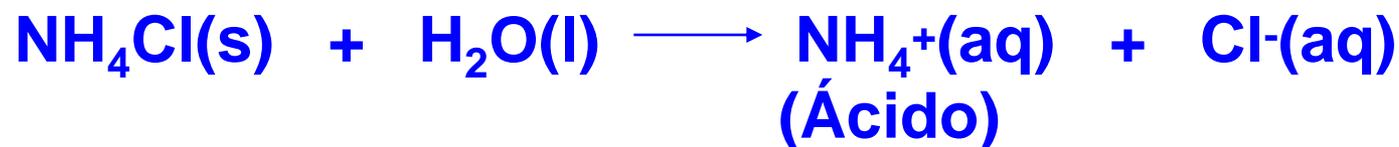
Nitrato de Amônio,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$

A dissolução desses sais em água resultará em uma solução ácida, ou seja, que apresentará  $\text{pH} < 7,00$ .

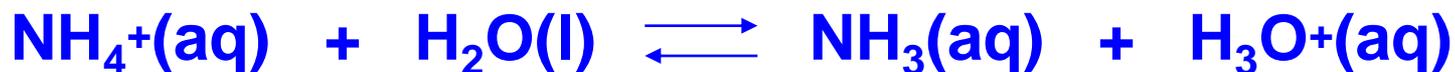
## JUSTIFICATIVA:

O **cátion** desse tipo de sal **sofre hidrólise**, isto é, reage com a água produzindo  $H^+$  ou  $H_3O^+$ .

**Exemplo:** dissolução do  $NH_4Cl$  em água.



Reação de Hidrólise:



**EXERCÍCIO 6:** Qual das soluções a seguir será mais ácida, ou seja, qual terá o pH mais baixo?

a)  $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$   $0,10 \text{ mol L}^{-1}$  ou  $\text{HCl}(\text{aq})$   $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ ?

b)  $\text{NaCl}(\text{aq})$   $0,10 \text{ mol L}^{-1}$  ou  $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$   $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ ?

c) Aspirina ( $\text{pK}_a = 3,47$ )  $0,10 \text{ mol L}^{-1}$  ou ácido acético  $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ ?

### 3. Bibliografia Consultada

ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 3. ed. Porto Alegre:Bookman, 2006.

BROWN, T. L.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E.; BURDGE, J. R. **Química a ciência central**. 9. ed. São Paulo:Pearson Prentice Hall, 2005.

KOTZ, J. C.; TREICHEL Jr., P. M. **Química geral 2 e reações químicas**. 5. ed. São Paulo:Pioneira Thomson Learning, 2005.

PERUZZO, F. M.; CANTO, E. L. do. **Química na abordagem do cotidiano**. 4. ed. São Paulo:Moderna, 2006. v. 1 e 2.