# FCAV/ UNESP Jaboticabal

**Disciplina:** Química Geral **Assunto:** Sais e Hidrólise Salina

Docente: Profa. Dra. Luciana M. Saran



#### 1. OBJETIVOS

- Discutir as propriedades ácido-base dos sais em soluções aquosas;
- ♣ Discutir como prever qualitativamente o pH de uma solução aquosa de um sal, considerando os íons presentes na composição do mesmo.
- Discutir como estimar o pH de uma solução salina.

# 2. INTRODUÇÃO

♣ Ácidos: espécies químicas capazes de doar H+.

$$HCI(g) + H_2O(I) \rightarrow H_3O^+(aq) + CI^-(aq)$$
   
ácido base conjugada

♣ Bases: espécies químicas capazes de receber H+.

$$NH_3(aq) + H_2O(I) \stackrel{\longrightarrow}{\longleftarrow} NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$
base

ácido

conjugado

## 2. INTRODUÇÃO

A reação entre um ácido e uma base produz um composto iônico denominado sal.

#### **Exemplo:**

NaOH(aq) + HCl(aq) 
$$\rightarrow$$
 NaCl(aq) + H<sub>2</sub>O(l) (base) (ácido) (sal)

## Exemplos de Reações de Neutralização

HNO <sub>3</sub>	+	NaOH	$\longrightarrow$	NaNO <sub>3</sub>	+	H <sub>2</sub> O
Ácido		Base		Sal		Água
H <sup>+</sup> NO <sub>3</sub>		Na <sup>+</sup> OH <sup>-</sup>	ž	$\left[\begin{array}{c} Na^{+} \\ \end{array}\right]_{1}^{+} \left[\begin{array}{c} NO_{3} \\ \end{array}\right]_{1}^{-}$		НОН
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	+,,,	Ca(OH) <sub>2</sub>	$\longrightarrow$	CaSO <sub>4</sub>	+	2 H <sub>2</sub> O
Ácido		Base		Sal		Água
$\mathbf{H}^{+}$		OH <sup>-</sup>				НОН
$SO_4^{2-}$		Ca <sup>2+</sup>		$\begin{bmatrix} Ca^{2+} \\ SO_4^{2-} \end{bmatrix}$		HOII
$\mathbf{H}^{+}$		OH-				НОН
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	+	3 КОН		K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>		240
34	•	J ROII		K <sub>3</sub> 1 O <sub>4</sub>	+	3 H <sub>2</sub> O
Ácido		Base		Sal		Água
$\mathbf{H}^+$		$K^+ OH^-$		r		НОН
$H^{+} PO_{4}^{3-}$		$K^+$ $OH^-$		$\left[\begin{array}{c} K^{+} \right]_{3} \left[\begin{array}{c} PO_{4} \end{array}\right]_{1}$		НОН
$\mathbf{H}^{+}$		K <sup>+</sup> OH <sup>-</sup>				НОН

**TABELA 1:** Exemplos de sais formados por reações de neutralização.

Base	Ácido	Fórmula do Sal	Nome do Sal
NaOH	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	sulfato de sódio
KOH	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	fosfato de potássio
$Mg(OH)_2$	$HC_2H_3O_2$	$Mg(C_2H_3O_2)_2$	acetato de magnésio
Al(OH) <sub>3</sub>	HNO <sub>3</sub>	$AI(NO_3)_3$	nitrato de alumínio



**EXERCÍCIO 1:** Equacione a reação do HCl com cada um dos compostos a seguir:

- a) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>;
- b) NaOH;
- c) NH<sub>3</sub>;
- d)  $CH_3NH_2$ ;
- e) NaHCO<sub>3</sub>.

### 3. PROPRIEDADES ÁCIDO-BASE DE SOLUÇÕES DE SAIS

Embora a reação entre um ácido e uma base seja denominada "neutralização", a solução do sal resultante não é necessariamente neutra.

- NaCl(aq): solução neutra (pH = 7)
- NH<sub>4</sub>Cl(aq): solução ácida (pH < 7)</p>
- ♣ CH<sub>3</sub>COONa: solução básica (pH > 7)

#### 3. PROPRIEDADES ÁCIDO-BASE DE SOLUÇÕES DE SAIS

A solução de um sal apresentará pH diferente de 7 se os ions presentes na sua composição sofrerem hidrólise.

#### **♣** Solução de NH₄Cl:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(I) \longrightarrow NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$
 ácido conjugado da base fraca  $NH_3$ 

#### **♣ Solução de CH₃COONa:**

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(I) \rightarrow CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

base conjugada do ácido fraco CH<sub>3</sub>COOH

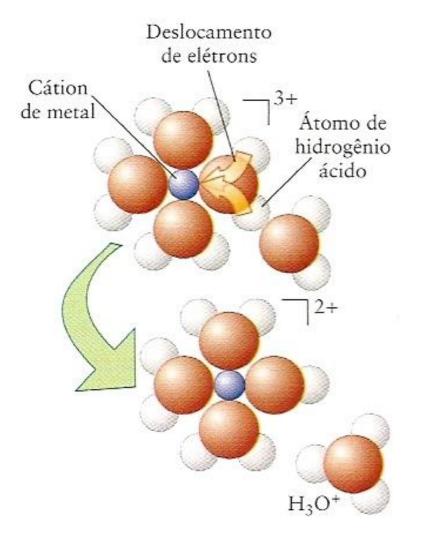
# M

### 3. PROPRIEDADES ÁCIDO-BASE DE SOLUÇÕES DE SAIS

Os sais que formam soluções ácidas têm um cátion capaz de reagir com a água aumentando a concentração de íons H<sub>3</sub>O+. Exemplos: NH<sub>4</sub>Cl e AlCl<sub>3</sub>.

$$AICl_3(aq) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3Cl^{-}(aq)$$
  
fon pequeno,  
com carga elevada

$$[AI(H_2O)_6]^{3+} + H_2O(I) \rightarrow [AI(H_2O)_5(OH)]^{2+}(aq) + H_3O^{+}(aq)$$



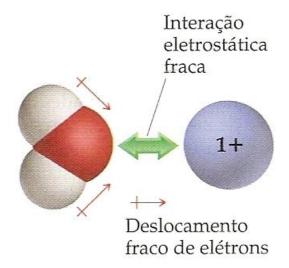
- As moléculas de H<sub>2</sub>O agem como bases de Lewis e compartilham elétrons com o íon Al<sup>3+</sup>.
- ♣ Essa perda parcial de elétrons enfraquece as ligações O – H e permite que um ou mais íons H+ sejam eliminados das moléculas de água ligadas ao Al³+.

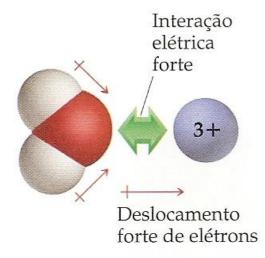
**FIGURA 1:** Representação do comportamento ácido do Al<sup>3+</sup> hidratado. **(FONTE:** 

ATKINS, 2006: p. 482).

TABELA 2: Caráter de cátions comuns em meio aquoso.

CARÁTER	EXEMPLOS	
ÁCIDO		
<ul> <li>ácidos conjugados de bases</li> </ul>	íon amônio, NH <sub>4</sub> +	
fracas	íon metilamínio, CH <sub>3</sub> NH <sub>3</sub> +	
	íon anilínio, C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>3</sub> +	
	Fe <sup>3+</sup> como Fe(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> <sup>3+</sup>	
com carga elevada	$Cr^{3+}$ como $Cr(H_2O)_6^{3+}$	
	$Al^{3+}$ como $Al(H_2O)_6^{3+}$	
	Fe <sup>2+</sup> como Fe(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> <sup>2+</sup>	
	$Cu^{2+}$ como $Cu(H_2O)_6^{2+}$	
	Ni <sup>2+</sup> como Ni(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> <sup>2+</sup>	
NEUTRO		
♣ cátions dos Grupos 1 e 2	Li <sup>+</sup> , Na <sup>+</sup> , K <sup>+</sup> , Mg <sup>2+</sup> , Ca <sup>2+</sup>	
↓ cátions de metal com carga +1	Ag <sup>+</sup>	
BÁSICO	nenhum	





A figura ao lado demonstra que a interação entre uma molécula de água e um íon menor, de maior carga, é muito mais forte, fazendo com que o íon hidratado seja mais ácido.

**FIGURA 2:** Interação de uma molécula de  $H_2O$  com um cátion de carga +1 e com um cátion de carga +2 (**FONTE: BROWN, 2005 : p. 600**).

Sal: NaNO<sub>3</sub>  $Ca(NO_3)_2$  $Zn(NO_3)_2$  $AI(NO_3)_3$ Azul de Alaranjado Indicador: Azul de Vermelho bromotimol de metila de metila bromotimol 6,9 3,5 pH estimado: 7,0 5,5 125mi

**FIGURA 3:** Valores de pH de soluções 1,0 mol L<sup>-1</sup> de uma série de sais de nitrato, estimados usando indicadores ácido-base. Da esquerda para a direita: NaNO<sub>3</sub>(aq), Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>(aq), Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>(aq) e Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>(aq).

(FONTE: BROWN, 2005 : p. 601)

# 2

### 3. PROPRIEDADES ÁCIDO-BASE DE SOLUÇÕES DE SAIS

Os sais que formam soluções básicas têm um ânion capaz de reagir com a água aumentado a concentração de íons OH<sup>-</sup>. Exemplos: CH<sub>3</sub>COONa e KCN.

$$KCN(aq) \rightarrow K^{+}(aq) + CN^{-}(aq)$$

base conjugada
do ácido fraco HCN

$$CN^{-}(aq) + H_2O(I) \rightarrow HCN(aq) + OH^{-}(aq)$$

## TABELA 3: Caráter de ânions comuns em meio aquoso.

CARÁTER	EXEMPLOS	
<b>ÁCIDO ↓</b> comportamento raro	HSO <sub>4</sub> -, H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> -	
NEUTRO  + bases conjugadas de ácidos fortes	Cl <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup> , I <sup>-</sup> , NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	
BÁSICO	F <sup>-</sup> , O <sup>2-</sup> , OH <sup>-</sup> , S <sup>2-</sup> , CN <sup>-</sup> , CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> , NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> , CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup> , outros carboxilatos	

## 4. O pH DE SOLUÇÕES DE SAIS

- ♣ Se o sal for formado por:
- **1.** Um cátion e um ânion que não reagem com água, espera-se que a solução aquosa do sal exiba pH = 7.
- 2. Um ânion que reage com água, produzindo OH- e um cátion que não reage com água, a solução do sal apresentará pH > 7.
- **3.** Um cátion que reage com água, produzindo  $H_3O^+$  e um ânion que não reage com água, a solução do sal apresentará pH < 7.

## 4. O pH DE SOLUÇÕES DE SAIS

- ♣ Se o sal for formado por:
- **4.** Um cátion e um ânion que reagem com água, haverá produção de H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> e OH<sup>-</sup> e neste caso, dependendo das quantidades relativas destas espécies, a solução do sal poderá ser ácida, básica ou neutra.

#### **RESUMINDO:**

Sais de Ácidos Fortes e Bases Fortes: 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.



Sais de Ácidos Fracos e Bases Fortes: têm caráter básico ou alcalino.

#### **Exemplos:**

Acetato de Sódio, NaCH<sub>3</sub>COO Cianeto de Potássio, KCN Nitrito de Sódio, NaNO<sub>2</sub> Fosfato de Sódio, Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> Bicarbonato de Sódio, NaHCO<sub>3</sub>

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

Sais de Ácidos Fortes e Bases Fracas: têm caráter ácido.

#### **Exemplos:**

Cloreto de Amônio, NH<sub>4</sub>Cl Nitrato de Amônio, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>

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



# **EXERCÍCIO 2:** Determine se as soluções aquosas dos sais a seguir, são *ácidas*, *básicas* ou *neutras*.

- a) brometo de amônio, NH₄Br;
- b) perclorato de potássio, KClO<sub>4</sub>;
- c) cianeto de potássio, KCN;
- d) cloreto férrico, FeCl<sub>3</sub>;
- e) nitrato de alumínio,  $Al(NO_3)_3$ ;
- f) carbonato de sódio, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

**EXERCÍCIO 3**: a metilamina, CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub>, é uma substância que aparece na urina dos cães após terem ingerido carne. Também é encontrada em algumas plantas. O cloreto de metilamínio, CH<sub>3</sub>NH<sub>3</sub>Cl, hidrolisa-se em água produzindo metilamina. Estime o pH de uma solução aquosa de CH<sub>3</sub>NH<sub>3</sub>Cl 0,1 mol L<sup>-1</sup>.

$$CH_3NH_3^+(aq) + H_2O(I) \implies CH_3NH_2(aq) + H_3O^+(aq)$$
  
 $(K_a = 2.8 \times 10^{-11})$ 



**EXERCÍCIO 4**: estime o pH de uma solução de acetato de sódio 0,15 mol L<sup>-1</sup>.

# M

#### 5. REFERÊNCIAS

- ♣ ATKINS, P.; JONES, L. Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3. ed. Porto Alegre:Bookman, 2006.
- ♣ BROWN, T. L. Química, a ciência central. 9. ed. São Paulo:Pearson Prentice Hall, 2005.
- ♣ KOTZ, J. C. Química Geral e Reações Químicas. 5. ed. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2005.