

# EQUILÍBRIO IÔNICO

## EQUILÍBRIO IÔNICO

### Hidrólise de sais – 1

- Hidrólise de sais
- Ânions que reagem com água
- Ânions que não reagem com água
- Cátions que reagem com água
- Cátions que não reagem com água
- Bicarbonato de sódio

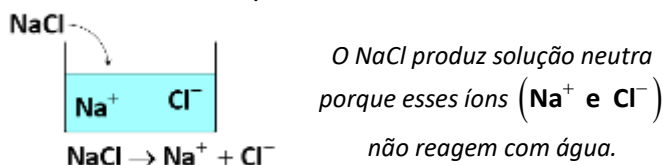
Complemento: pH de uma solução diluída de um ácido muito fraco

PROFESSOR: THÉ

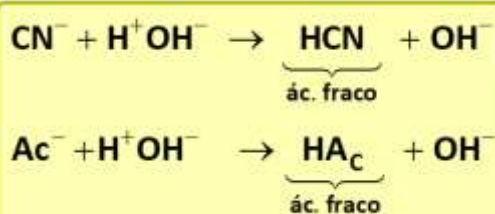
LIÇÃO: 107

### HIDRÓLISE DE SAIS

Ao se adicionar um sal em água, a solução obtida é ácida, básica ou neutra?



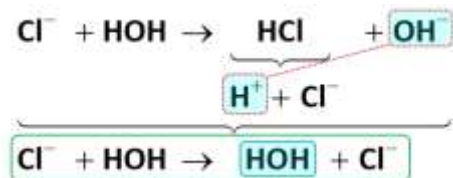
### ÂNIONS QUE REAGEM COM A ÁGUA (BÁSICO)



Ácido fraco = prende o H<sup>+</sup>

Os ânions que formam ácidos fracos em água liberam OH<sup>-</sup> da água logo, produzem soluções básicas.

### ÂNIONS QUE NÃO REAGEM COM A ÁGUA (NEUTRO)



O HCl é um ácido forte e por isso não prende o H<sup>+</sup> da água.

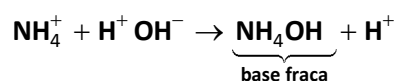
Cl<sup>-</sup> → É um ânion neutro ou espectador

ÂNIONS  
(BÁSICOS)

ÁCIDOS FRACOS

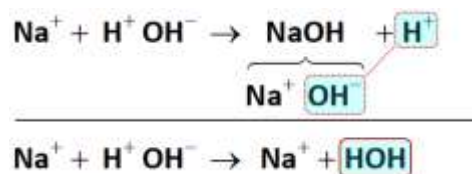
	Formam ácidos fortes		Formam ácidos fracos	
ÂNIONS	Cl <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> O <sub>2</sub> <sup>-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
	I <sup>-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CN <sup>-</sup>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>
	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>		S <sup>2-</sup>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
				HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>

### CÁTION QUE REAGE COM A ÁGUA (ÁCIDOS)



Os cátions que formam bases fracas em água, liberam H<sup>+</sup> da própria água, logo, produzem soluções ácidas.

### CÁTIONS QUE NÃO REAGEM COM A ÁGUA (NEUTRO)



O NaOH é uma base forte e por isso não prende o OH<sup>-</sup> da água.

Na<sup>+</sup> → é um cátion neutro ou espectador

CÁTIONS  
(ÁCIDOS)

BASES FRACAS

	Formam bases fortes		Formam bases fracas	
CÁTIONS	Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Al <sup>3+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
	Na <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Íons de metais de transição
	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>		

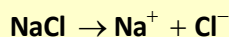
**EXEMPLO – 1**

Que tipo de solução (ácida, básica ou neutra) cada sal vai produzir?

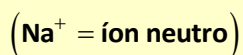
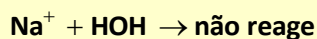
a) NaCl                      b) NaAc                      c) NH<sub>4</sub>Cl                      d) NH<sub>4</sub>Ac

**RESOLUÇÃO****a) NaCl**

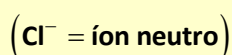
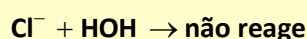
1) Primeiro separa-se cada íon



2) Hidrólise do Na<sup>+</sup>



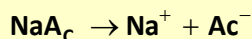
3) Hidrólise do Cl<sup>-</sup>



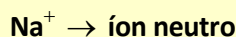
**CONCLUSÃO:** NaCl em água não origina solução **ácida e nem básica.**

**b) NaAc**

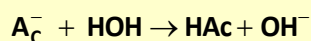
1) Dissociação



2) Hidrólise do Na<sup>+</sup>



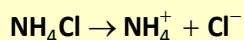
3) Hidrólise do Ac<sup>-</sup>



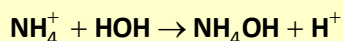
**CONCLUSÃO:** NaAc em água origina uma **solução básica**

**c) NH<sub>4</sub>Cl**

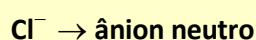
1) Dissociação



2) Hidrólise do NH<sub>4</sub><sup>+</sup>



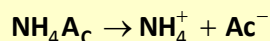
3) Hidrólise do Cl<sup>-</sup>



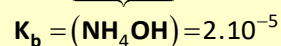
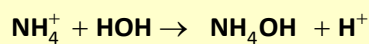
**CONCLUSÃO:** NH<sub>4</sub>Cl em água origina uma **solução ácida**

**d) NH<sub>4</sub>Ac**

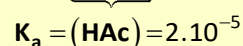
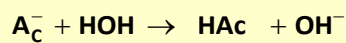
1) Dissociação



2) Hidrólise do NH<sub>4</sub><sup>+</sup>



3) Hidrólise do Ac<sup>-</sup>



Nesse exemplo os dois íons hidrolisam. Vai prevalecer o caráter da hidrólise maior.

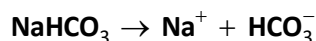
Coincidentemente o **ácido fraco formado** possui uma constante (**K<sub>a</sub>**) exatamente igual a da **base formada**.

**(K<sub>a</sub> = K<sub>b</sub>) → a solução final será neutra**

## BICARBONATO DE SÓDIO

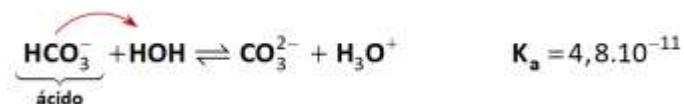
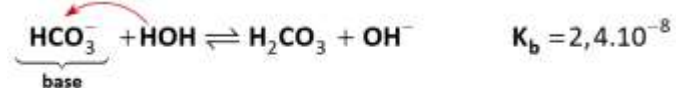
O bicarbonato de sódio,  $\text{NaHCO}_3$ , cujo nome oficial é *hidrogenocarbonato de sódio*, é um sal com muitas aplicações no cotidiano. É, por exemplo, o principal componente dos antiácidos e fermentos.

Este sal, como qualquer outro em água, dissocia-se completamente.



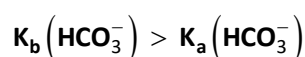
O íon  $\text{Na}^+$  é um íon neutro, porque não reage com a água.

Já o íon  $\text{HCO}_3^-$  pode reagir teoricamente de duas maneiras, como ácido e como base.

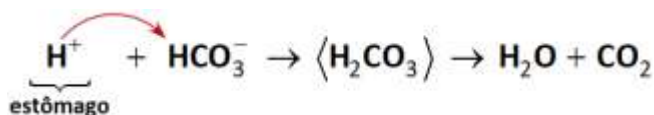


Qual das duas reações irá prevalecer?

A reação de maior constante, logo o íon  $\text{HCO}_3^-$  atuará como base, conferindo um **caráter básico** à solução.



Pelo fato do ânion bicarbonato agir como base é usado como antiácido, para aliviar a azia estomacal.



O ácido se decompõe em água e gás carbônico. Essa mesma reação ocorre quando atua como fermento. Os ácidos presentes na massa de um bolo ou pão reagem com o bicarbonato produzindo gás carbônico. A medida que o gás carbônico se expande tentando sair da massa a torna "cheia de buracos" fazendo a "massa crescer".

## RESUMO

**Hidrólise:** reação com a água, liberando íons  $\text{H}^+$  ou  $\text{OH}^-$  da própria água.

**Hidrólise ácida:** quando há liberação de íons  $\text{H}^+$

**Cátions:** liberam  $\text{H}^+$ , quando formam bases fracas.

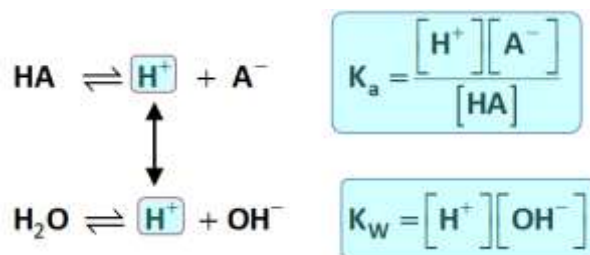
**Hidrólise básica:** quando há liberação de íons  $\text{OH}^-$

**Ânions:** liberam  $\text{OH}^-$ , quando formam ácidos fracos.

## COMPLEMENTO

### pH de um ácido fraco de baixa concentração em água.

- 1) Considere os equilíbrios de uma solução diluída de um ácido fraco ( $\text{HÁ}$ ) em água.



- 2) Espécies no equilíbrio

Nesse equilíbrio há espécies presentes, sem contar a própria água, que é solvente.



- 3) Espécie procurada:  $[\text{H}^+]$

$\text{OH}^-$  = vem da água ( $K_w$ )

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \quad \therefore [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]}$$

$\text{A}^-$  = vem do ácido  $[\text{HÁ}]_i$

$\text{HÁ}_{(\text{eq})}$  = vem do ácido  $[\text{HÁ}]_i$

$[\text{HÁ}]_i$  = concentração do ácido inicial

- 4) Equações auxiliares

Criando mais duas equações, balanço de cargas e balanço material

$$\text{Balanço de cargas: } [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{A}^-]$$

$$\text{Balanço material: } [\text{HÁ}]_{(i)} = [\text{HÁ}]_{(e)} + [\text{A}^-]_{(e)}$$

(i) = início

(e) = equilíbrio

- 5) Dados fornecidos

$$K_w, K_a \text{ e concentração inicial do ácido } [\text{HÁ}]_i$$

5) Isolando a concentração de íons  $A^-$  do balanço de carga

$$[H^+] = [OH^-] + [A^-]_{(e)}$$

$$[H^+] = \frac{K_w}{[H^+]} + [A^-]_{(e)}$$

$$[A^-]_{(e)} = [H^+] - \frac{K_w}{[H^+]}$$

$$[A^-]_{(e)} = \frac{[H^+]^2 - K_w}{[H^+]}$$

6) Isolando a concentração de  $(HA)_e$  no equilíbrio, do balanço material.

$$[HA]_{(i)} = [HA]_{(e)} + [A^-]_{(e)}$$

$$[HA]_{(e)} = [HA]_{(i)} - [A^-]_{(e)}$$

$$[HA]_{(e)} = [HA]_{(i)} - \left( \frac{[H^+]^2 - K_w}{[H^+]} \right)$$

$$[HA]_{(e)} = \frac{[H^+][HA]_{(i)} - [H^+]^2 + K_w}{[H^+]}$$

7) Aplicando esta última equação na fórmula da constante.

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$K_a = \frac{[H^+] \left( \frac{[H^+]^2 - K_w}{[H^+]} \right)}{\frac{[H^+][HA]_{(i)} - [H^+]^2 + K_w}{[H^+]}} \rightarrow [A^-]_{(e)}$$

$$K_a = \frac{[H^+]^3 - K_w[H^+]}{[H^+][HA]_{(i)} - [H^+]^2 + K_w}$$

Reorganizando a equação de 3º grau

$$K_a[H^+][HA]_{(i)} - K_a[H^+]^2 + K_aK_w = [H^+]^3 - K_w[H^+]$$

Reorganizando a equação de 3º grau

$$[H^+]^3 + K_a[H^+]^2 - K_w[H^+] - K_a[H^+][HA]_{(i)} - K_aK_w = 0$$

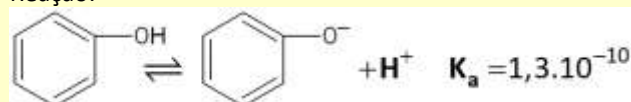
$$[H^+]^3 + K_a[H^+]^2 - (K_w + K_a[HA]_{(i)})[H^+] - K_wK_a = 0$$

Agora resolve-se esta equação cúbica, obtém-se três raízes. Com certeza uma das três raízes será compatível.

#### EXEMPLO

Considere uma solução de fenol em água na concentração  $10^{-4} \text{ mol/L}$  cuja constante de ionização é igual a  $1,3 \cdot 10^{-10}$

Reação:



#### RESOLUÇÃO

$$[H^+]^3 + K_a[H^+]^2 - (K_w + K_a[HA]_{(i)})[H^+] - K_wK_a = 0$$

Chamando  $[H^+]$  de  $(x)$

$$1x^3 + 1,3 \cdot 10^{-10}x^2 - (10^{-14} + 1,3 \cdot 10^{-10}(10^{-4}))x - 10^{-14} \cdot 1,3 \cdot 10^{-10} = 0$$

$$1x^3 + 1,3 \cdot 10^{-10}x^2 - 2,3 \cdot 10^{-14}x - 1,3 \cdot 10^{-24} = 0$$

Trocando  $x$  por  $(y \cdot 10^{-7})$

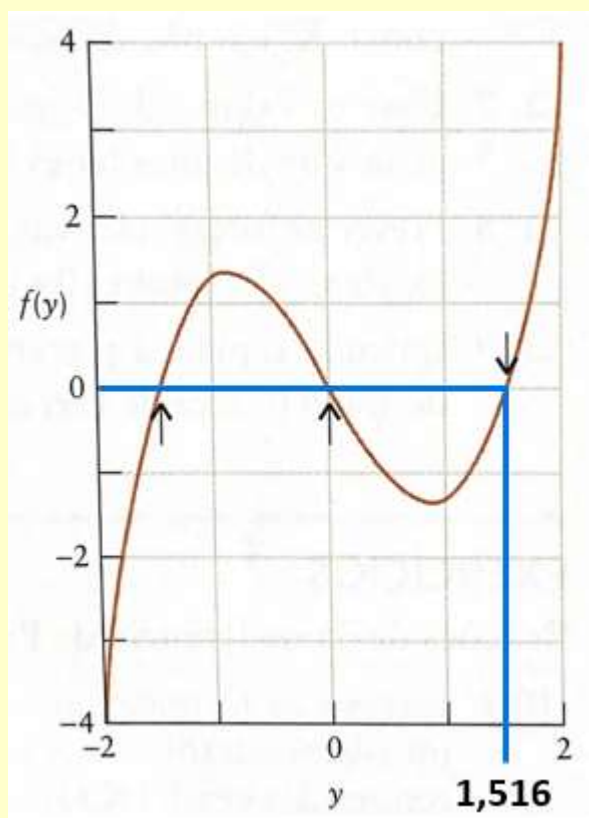
$$1(y \cdot 10^{-7})^3 + 1,3 \cdot 10^{-10}(y \cdot 10^{-7})^2 - 2,3 \cdot 10^{-14}(y \cdot 10^{-7}) - 1,3 \cdot 10^{-24} = 0$$

Dividindo por  $10^{-21}$

$$\frac{y^3 \cancel{10^{-21}}}{\cancel{10^{-21}}} + \frac{1,3 \cdot 10^{-24} y}{10^{-21}} - \frac{2,3 \cdot \cancel{10^{-21}} y}{\cancel{10^{-21}}} - \frac{1,3 \cdot 10^{-24}}{10^{-21}} = 0$$

$$y^3 + 0,0013y^2 - 2,3y - 0,0013 = 0$$

Resolvendo com uma calculadora científica e gráfica obtém-se:



Se  $y$  é igual a 1,516, então  $x$  será  $1,516 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$ , daí o pH será:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 1,516 \cdot 10^{-7} \therefore \text{pH} = 6,82$$