

**Universidade de São Paulo**  
**Faculdade de Zootecnia e Engenharia de Alimentos**  
**Curso de Engenharia de Alimentos**

**ZAB-1007**

**Química Geral**

**Hidrólise de sais**

**Profa. Dra. Mariza Pires de Melo**



Como os sais se encontram em água?

Qual a influência dos sais no pH da água?

# pH de soluções contendo cátions ou ânions que provocam hidrólise

Presença desses íons deslocam o equilíbrio químico da água



Aníons ( $\text{A}^-$ ) derivados de ácido fraco

INTERAÇÃO

Cátions ( $\text{B}^+$ ) derivados de base fraca

\*ácido fraco ( $\text{HA}$ )  
\*meio fica básico,  $[\text{HO}^-] \uparrow$

Hidrólise básica

pH da solução  
Maior que 7

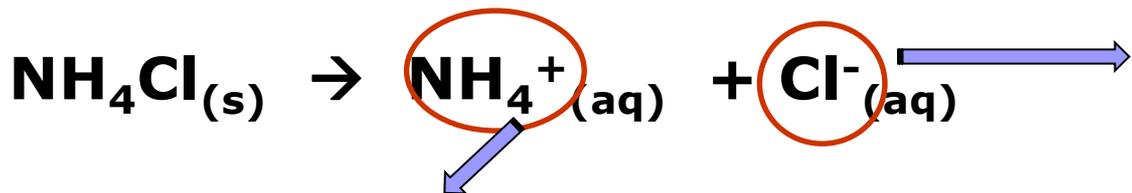
\*base fraca ( $\text{BOH}$ )  
\*meio fica ácido,  $[\text{H}^+] \uparrow$

Hidrólise ácida

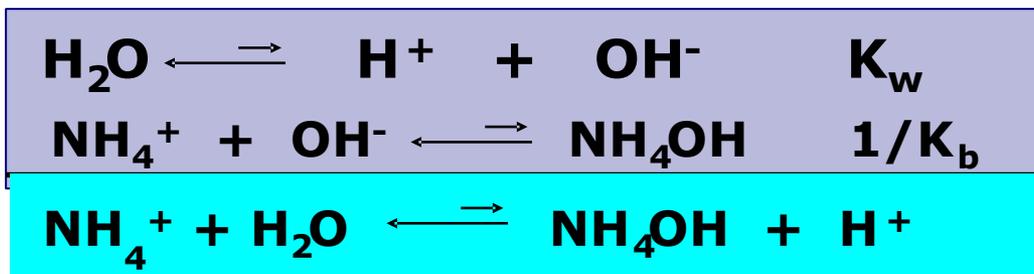
pH da solução  
Menor que 7

# pH de uma solução de $\text{NH}_4\text{Cl}$ 0,1 mol/L, ( $K_b = 1,76 \times 10^{-5}$ )

\*  $\text{NH}_4\text{Cl}$  é um sal muito solúvel em água, dissociação representada:



derivado de ácido forte  
não provoca hidrólise



$$K_h = \frac{k_w}{k_b} = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{1.76 \cdot 10^{-5}}$$

$$k_h = \frac{k_w}{k_b} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = 5.68 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{H}^+]^2}{0.1}$$

$[\text{NH}_4\text{OH}] = [\text{H}^+]$

$$[\text{H}^+] = 7.54 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log(7.54 \cdot 10^{-6}) = 5.12$$

$$\text{pOH} = 14 - 5.12 = 8.88$$

$$[\text{NH}_4^+] \approx 0.1$$

**pH = 5,12**

**pOH = 8,88**



**Sais derivados de base fraca provocam hidrólise dando soluções ácidas**

# Relação entre $k_h$ , $k_a$ e $k_b$

Constante de hidrólise:

$$k_h = \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagente}]}$$

Considerar:



$$k_w = [\text{HO}^-][\text{H}^+]$$



$$1/K_b = \frac{[\text{BOH}]}{[\text{OH}^-] \cdot [\text{B}^+]}$$



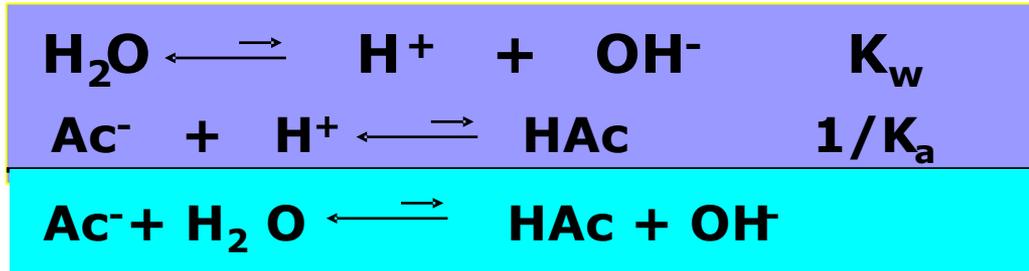
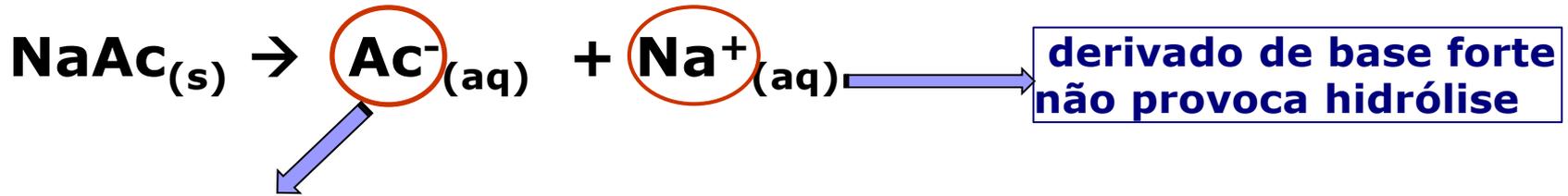
$$K_h = \frac{[\text{BOH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{B}^+]} \quad \left( \times \frac{[\text{HO}^-]}{[\text{HO}^-]} \right)$$

$$K_h = \frac{[\text{BOH}]}{[\text{B}^+][\text{HO}^-]} \cdot [\text{H}^+][\text{HO}^-]$$

$$k_h = \frac{K_w}{K_b} \quad \text{de modo similar} \quad k_h = \frac{k_w}{k_a}$$

# pH de uma solução de $\text{CH}_3\text{COONa}$ ( $\text{NaAc}$ ) 0,1 mol/L ( $K_a = 1,75 \times 10^{-5}$ )

O  $\text{NaAc}$  é um sal muito solúvel em água com equação



$$K_h = \frac{k_w}{k_a} = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{1.76 \cdot 10^{-5}}$$

$$k_h = \frac{k_w}{k_a} = \frac{[\text{HAc}] \cdot [\text{HO}^-]}{[\text{Ac}^-]} = 5.68 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{HO}^-]^2}{0.1} \quad [\text{HO}^-] = 7.54 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$pOH = -\log(7.54 \cdot 10^{-6}) = 5.12 \quad pH = 14 - 5.12 = 8.88$$

**pOH = 5,1**  
**pH = 8,9**



**Sais derivados de ácido fraco provocam hidrólise dando soluções alcalinas**

# Sal neutro: não altera o pH da água



derivado de base forte  
não provoca hidrólise

derivado de ácido forte  
não provoca hidrólise



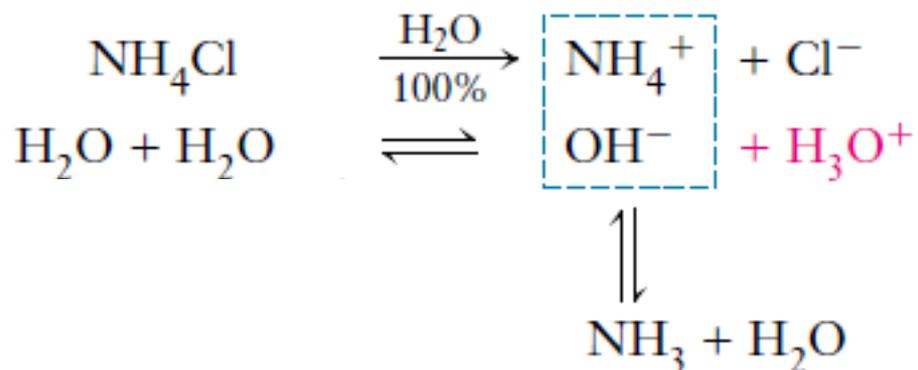
$$k_w = [\text{H}^+]. [\text{HO}^-] = [\text{H}^+]^2 = 1.0 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = 1.0 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log 1.0 \cdot 10^{-7} = 7$$

## A hidrólise de sais – hidrólise do cátion

- Da mesma forma que os ânions, os cátions podem sofrer hidrólise. No caso dos cátions a reação de hidrólise gera um excesso de íons  $H^+$  em solução, conseqüentemente o valor de pH é menor que 7 e o meio é ácido.
- Considere a dissolução do cloreto de amônio:



- Como o íon amônio é o ácido conjugado de uma base fraca, este tende a combinar-se com um íon  $\text{OH}^-$  da água originando o hidróxido de amônio na sua forma não dissociada (amônia), deixando em excesso no meio íons  $H^+$  (ou  $\text{H}_3\text{O}^+$ ); conseqüentemente o pH da solução é menor que 7 e o meio é ácido.

## A hidrólise de sais – hidrólise do cátion

- As constantes de dissociação da água, da base fraca a ser formada pela dissolução do sal e do ácido conjugado desta base, guardam uma relação entre si:

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

- Ex.: Calcular o pH e a porcentagem de hidrólise em uma solução de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  0,2 mol/L. O valor de  $K_b$  para a amônia é  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .



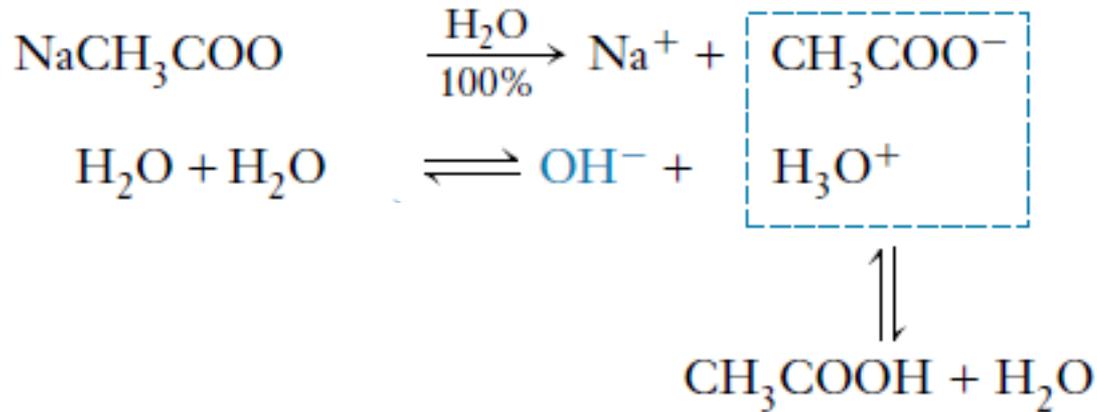
$$\text{Mas } K_a = k_w/k_b = 1,0 \times 10^{-14}/1,8 \times 10^{-5} = 0,556 \times 10^{-9}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (0,556 \times 10^{-9} \times 0,2)^{1/2} = 1,05 \times 10^{-5} \text{ mol/L}; \text{ pH} = -\log 1,05 \times 10^{-5} \text{ mol/L} = 4,98$$

$$\% \text{hidrolise} = [\text{H}_3\text{O}^+]/[\text{SAL}] \times 100 = (1,05 \times 10^{-5}/0,2) \times 100 = 0,00525\%$$

## A hidrólise de sais – hidrólise do ânion

- O termo hidrólise diz respeito a reação de cátions e ânions com a água. A reação de hidrólise é responsável pela existência de soluções salinas com valor de pH diferente de 7.
- Considere a dissolução de acetato de sódio em água:



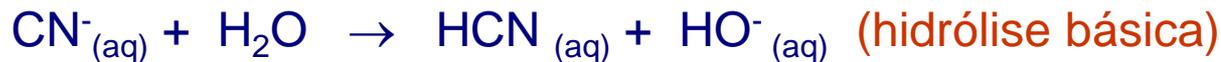
- Como o íon acetato é a base conjugada de um ácido fraco, este tende a combinar-se com um próton da água originando o ácido acético na sua forma não dissociada, deixando em excesso no meio íons  $\text{OH}^-$ ; conseqüentemente o pH da solução é maior que 7 e o meio é básico

## A hidrólise de sais – hidrólise do ânion

- As constantes de dissociação da água, do ácido fraco a ser formado e pela dissolução do sal e da base conjugada deste ácido, guardam uma relação entre si:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

- Ex.: Calcular o pH e a porcentagem de hidrólise em uma solução de NaCN 0,1 mol/L. O valor de  $K_a$  para o ácido cianídrico é  $4 \cdot 10^{-10}$ .



$$K_a = 4 \times 10^{-10}$$

$$\text{Mas } K_b = k_w/k_a = 1,0 \times 10^{-14}/4,0 \times 10^{-10} = 0,25 \times 10^{-4}$$

$$[\text{HO}^-] = 1,58 \times 10^{-3} \text{ mol/L}; \text{ pOH} = -\log 1,58 \times 10^{-3} \text{ mol/L} = 2,8; \text{ pH} = 14 - 2,8 = 11,2$$

$$\% \text{hidrolise} = [\text{HO}^-]/[\text{SAL}] \times 100 = (1,05 \times 10^{-3}/0,2) \times 100 = 0,525\%$$

## A hidrólise de sais – hidrólise do ânion e do cátion

- Sais que são produzidos pela reação de neutralização de uma base fraca por um ácido fraco, são passíveis de hidrólise tanto do ânion quanto do cátion.
- São 3 os casos possíveis:

- 1)  $K_a$  do ácido fraco formado pela hidrólise é maior que  $K_b$  da base formada. Ex.:  $\text{NH}_4\text{F}$  -  $K_{a\text{HF}} = 7,2 \cdot 10^{-4}$  e  $K_{b\text{NH}_3} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

Nesse caso  $\text{pH} < 7$

- 1)  $K_a$  do ácido fraco formado pela hidrólise é menor que  $K_b$  da base formada. Ex.:  $\text{NH}_4\text{CN}$  -  $K_{a\text{HCN}} = 2,5 \cdot 10^{-5}$  e  $K_{b\text{NH}_3} = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Nesse caso  $\text{pH} > 7$

- 1)  $K_a$  do ácido fraco formado pela hidrólise é igual a  $K_b$  da base formada. Ex.:  $\text{NH}_4\text{Ac}$  -  $K_{a\text{HAc}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$  e  $K_{b\text{NH}_3} = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Nesse caso  $\text{pH} = 7$