

EQUILÍBRIO IÔNICO

EQUILÍBRIO IÔNICO

Hidrólise de sais - 2

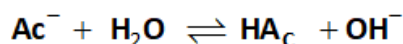
- 1) Constante de hidrólise
- 2) Cálculo do pH de um sal
 - a) Hidrólise do ânion apenas
 - b) Hidrólise do cátion apenas
 - c) Hidrólise de um ânion bivalente

PROFESSOR: THÉ

LIÇÃO: 108

CONSTANTE DE HIDRÓLISE (K_H)

a) Considere a hidrólise do íon acetato (Ac^-)



$$K(A_c^-) = K_b = K_h$$

Constante da base acetato

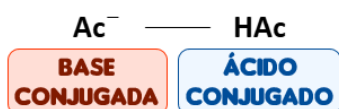
ou

Constante de hidrólise do acetato

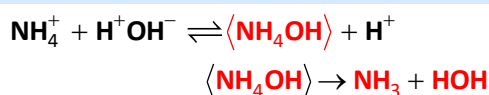
$$K_b = \frac{[HA_c][OH^-]}{[Ac^-]} \times \left(\frac{[H^+]}{[H^+]} \right) = \frac{[HA_c][OH^-][H^+]}{[Ac^-][H^+]} = \frac{K_w}{K_a}$$

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

O produto das constantes da base conjugada pela a do ácido conjugado é igual ao produto iônico da água



b) Hidrólise do cátion amônio (NH_4^+)



ou simplesmente: $NH_4^+ \rightarrow NH_3 + H^+$

ou ainda: $NH_4^+ + H_2O \rightarrow NH_3 + H_3O^+ \quad (H_3O^+ = H^+)$

$$K(NH_4^+) = K_a = K_H$$

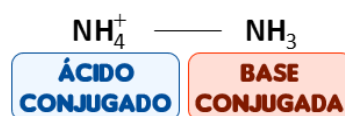
Constante do ácido amônio

ou

Constante de Hidrólise do amônio.

$$K_a = \frac{[NH_3][H^+]}{[NH_4^+]} \times \left(\frac{[OH^-]}{[OH^-]} \right) = \frac{[NH_3][H^+][OH^-]}{[NH_4^+][OH^-]} = \frac{K_w}{K_b}$$

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



Cálculo do pH de um sal

a) Hidrólise do ânion, apenas

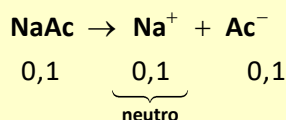
EXEMPLO - 1

Qual o pH de uma solução 0,1M de NaAc ?

$$K(HAc) = 2 \cdot 10^{-5}$$

RESOLUÇÃO

1) Dissociação



2) Hidrólise

	$Ac^- + H_2O \rightleftharpoons HA_c + OH^-$			
I	0,1		0	0
R	x		x	x
E	0,1-x		x	x

$$K_b = \frac{[HA_c][OH^-]}{[Ac^-]}$$

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

$$\frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-5}} = \frac{(x)(x)}{(0,1-x)}$$

$$0,5 \cdot 10^{-10} = x^2 \rightarrow x = 7 \cdot 10^{-6} M$$

$$pOH = -(\log 7 \cdot 10^{-6})$$

$$pOH = 5,16$$

$$pH = 8,84$$

b) Hidrólise de cátions, apenas.

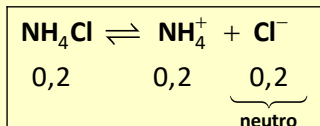
EXEMPLO – 2

Qual o pH de uma solução 0,2M de NH_4Cl ?

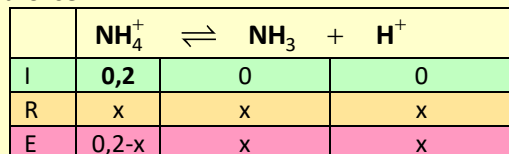
$$K(\text{NH}_3) = 2 \cdot 10^{-5}$$

RESOLUÇÃO

1) Dissociação



2) Hidrólise



$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

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

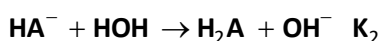
$$K_a = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-5}} = 0,5 \cdot 10^{-9} = 5 \cdot 10^{-10}$$

$$5 \cdot 10^{-10} = \frac{(x)(x)}{(0,2-x)} \rightarrow x = 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 5$$

c) Hidrólise de um ânion bivalente

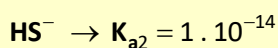
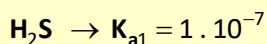
Os sais que apresentam ânions bivalentes sofrem duas hidrólise consecutivas.



A primeira reação numa extensão muito maior que a segunda, geralmente.

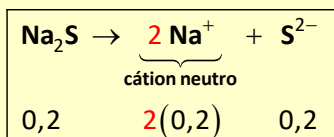
EXEMPLO – 3

Qual o pH de uma solução de Na_2S 0,2M ? O sulfeto de sódio, Na_2S , é uma substância química usada na eliminação de pelos de animais.

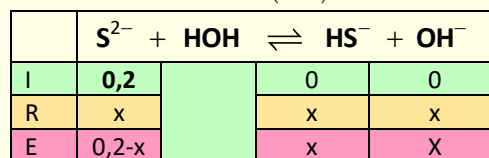


RESOLUÇÃO

1) Dissociação do sal



2) Hidrólise do ânion sulfeto (S^{2-})



$$K_{b1} = \frac{[\text{HS}^-][\text{OH}^-]}{[\text{S}^{2-}]}$$

$$K_{b1} = \frac{K_w}{K_{a2}}$$

$$K_{b1} = \frac{10^{-14}}{1 \cdot 10^{-14}} = 1$$

$$K_{b1} = \frac{[\text{HS}^-][\text{OH}^-]}{[\text{S}^{2-}]}$$

$$1 = \frac{(x)(x)}{0,2-x} \rightarrow 0,2-x = x^2$$

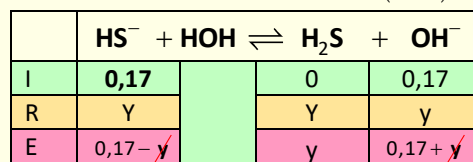
$$x^2 + x - 0,2 = 0$$

$$x = \frac{-1 \pm \sqrt{(1)^2 - 4(1)(-0,2)}}{2(1)} = \frac{-1 \pm \sqrt{1+0,8}}{2}$$

$$x_1 = \frac{-1+1,34}{2} = -\frac{2,34}{2} = -1,17 \text{ (sem significado físico)}$$

$$x_2 = \frac{-1+1,34}{2} = \frac{0,34}{2} = 0,17 \text{ mol/L}$$

3) Hidrólise do ânion hidrogenosulfeto (HS^-)



$$K_{b2} = \frac{[\text{H}_2\text{S}][\text{OH}^-]}{[\text{HS}^-]}$$

$$K_{b2} = \frac{K_w}{K_{a1}}$$

$$K_{b2} = \frac{10^{-14}}{1 \cdot 10^{-7}} = 10^{-7}$$

$$10^{-7} = \frac{(y)(0,17+y)}{(0,17-y)} \rightarrow y = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

4) Cálculo das concentrações finais

$$[S^{2-}] = 0,2 - x \rightarrow 0,2 - 0,17 = 0,03 \text{ mol/L}$$

$$[H_2S] = y \rightarrow y = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 0,17 + y \rightarrow 0,17 + 10^{-7} \cong 0,17 \text{ mol/L}$$

$$[HS^-] = 0,17 - y \rightarrow 0,17 - 10^{-7} \cong 0,17 \text{ mol/L}$$

5) Cálculo de pOH e do pH

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

$$pOH = -\log 0,17$$

$$pOH = 0,77 \therefore pH = 13,23$$

O ânion sulfeto é uma base fortíssima
como se vê pelo seu pH