

**PROPOSTA DE RESOLUÇÃO DA  
FICHA DE EQUILÍBRIO DE ÁCIDO-BASE - CÁLCULOS DE pH**

1.

1.1. Significa que existe 97 g de  $H_2SO_4$  em 100 g de solução.1.2.  $H_2O(l) = ?$ 

$$[H_2SO_4] = \frac{n}{V} = \frac{m_{Ac}}{V} = \frac{m_{sol.} \times \%m}{V} = \frac{1,84 \times 10^3 \times 0,97}{98,08} = 18 \text{ mol / L}$$

1.3.  $V = 500 \text{ cm}^3 = 0,500 \text{ dm}^3$ 

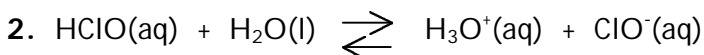
$$1 \text{ dm}^3 \text{ ————— } 0,50 \text{ mol}$$

$$0,500 \text{ dm}^3 \text{ ————— } n \quad n = 0,25 \text{ mol}$$

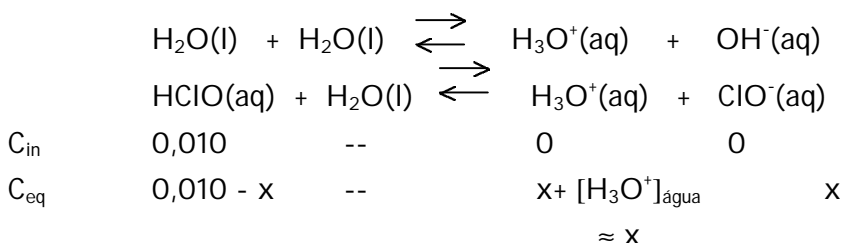
$$18,2 \text{ mol} \text{ ————— } 1 \text{ dm}^3$$

$$0,25 \text{ mol} \text{ ————— } V \quad V = 0,0137 \text{ dm}^3 = 13,7 \text{ mL} \approx \underline{14 \text{ mL}}$$

Com uma pipeta graduada (embora uma proveta fosse o suficiente para a precisão exigida), retirava 14 mL de ácido e colocava num gobelé que já tinha água destilada, agitava lentamente com uma vareta e transferia para um balão volumétrico de 500 mL, perfazia até ao traço com água e agitava, depois de tapar, para homogeneizar. Este trabalho deve ser realizado na hotte com o exaustor ligado.

HClO/  $\text{ClO}^-$  $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ 

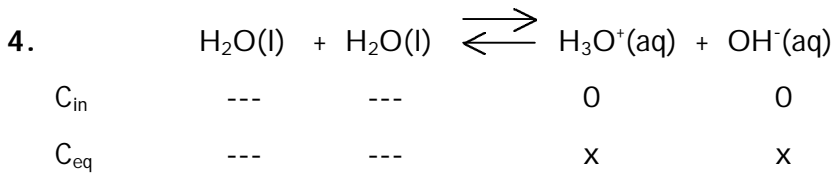
3. Considerando os dois equilíbrios existentes:



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{ClO}^-]_e}{[\text{HClO}]_e} \Rightarrow 3,7 \times 10^{-8} = \frac{x^2}{0,010 - x} \Rightarrow 3,7 \times 10^{-8} = \frac{x^2}{0,010} \Rightarrow x = 1,92 \times 10^{-5} *$$

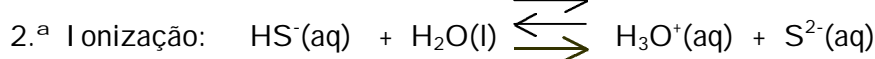
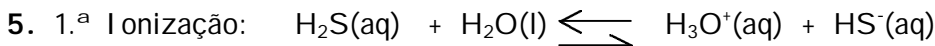
$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_e = 1,9 \times 10^{-5} \text{ mol / dm}^3$$

\* Como  $K_a \ll 10^{-3}$ , podemos considerar a reacção directa muito pouco extensa; assim para efeitos de cálculos  $0,010 - x \approx 0,010$ . No final verifica-se que a aproximação foi correcta.



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e$$

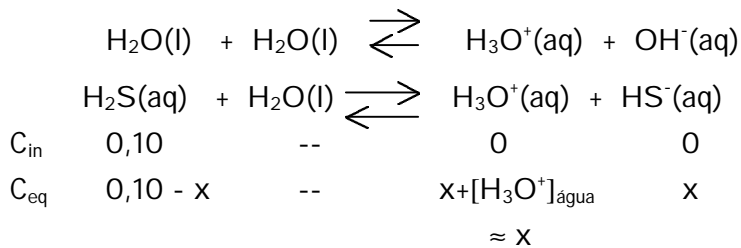
$$K_w = x^2 \Rightarrow x = \sqrt{K_w} = \sqrt{1,0 \times 10^{-14}} = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol / L}$$



A espécie anfotérica é o ião hidrogenossulfureto:  $\text{HS}^-$

6.

6.1. Considerando os dois equilíbrios existentes:

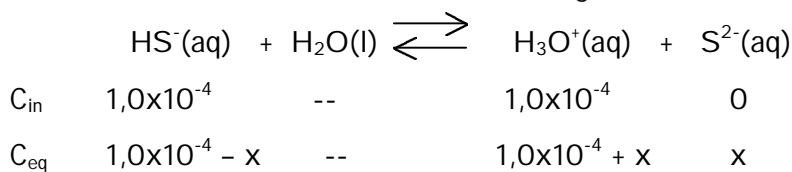


$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{HS}^-]_e}{[\text{H}_2\text{S}]_e} \Rightarrow 1,0 \times 10^{-7} = \frac{x^2}{0,10 - x} \Rightarrow 1,0 \times 10^{-7} = \frac{x^2}{0,10} \Rightarrow x = 1,0 \times 10^{-4}$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_e = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol / dm}^3$$

\*Como  $K_a \ll 10^{-3}$ , podemos considerar a reacção directa muito pouco extensa; assim para efeitos de cálculos  $0,10 - x \approx 0,10$ . No final verifica-se que a aproximação foi correcta.

6.2. Considerando as 2 ionizações, a segunda fica:



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{S}^{2-}]_e}{[\text{HS}^-]_e} \Rightarrow 1,2 \times 10^{-13} = \frac{(1,0 \times 10^{-4} + x)^{**} \cdot x}{(1,0 \times 10^{-4} - x)^*} \Rightarrow x = 1,2 \times 10^{-13}$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_e = 1,2 \times 10^{-13} \text{ mol / dm}^3$$

\* Como  $K_a \ll 10^{-3}$ , podemos considerar a reacção directa muito pouco extensa; assim para efeitos de cálculos  $1,0 \times 10^{-4} - x \approx 1,0 \times 10^{-4}$ . No final verifica-se que a aproximação foi correcta.

\*\* o mesmo

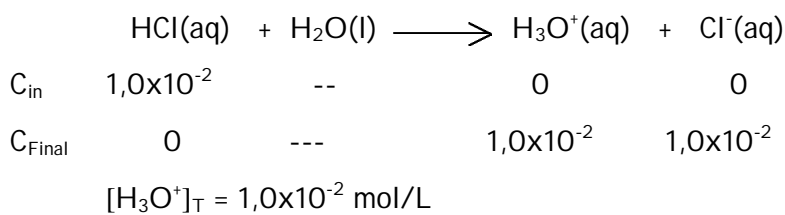
$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{T}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{1,\text{a}} + [\text{H}_3\text{O}^+]_{2,\text{a}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{T}} = 1,0 \times 10^{-4} + 1,2 \times 10^{-13} \approx 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Neste caso poderíamos ter desprezado a segunda ionização do ácido.

## 7.

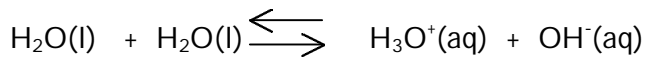
7.1. O HCl é um ácido forte logo ioniza-se quase totalmente, assim:



7.2. Neste caso seguindo o mesmo raciocínio, a  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 1,0 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$

o que daria um pH de 8, logo solução alcalina – Não pode ser!

Significa que não podemos desprezar a Reacção de auto-ionização da água.



Nos exemplos anteriores

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{total}} &= [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{ácido}} + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} \\ [\text{OH}^-] &= [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} = x \\ K_w &= [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{total}} \\ K_w &= [\text{OH}^-] \cdot ([\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{ácido}} + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}}) \\ K_w &= x \cdot ([\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{ácido}} + x) \\ K_w &= x \cdot (1,0 \times 10^{-8} + x) \\ x^2 + 1,0 \cdot 10^{-8}x - 1,0 \cdot 10^{-14} &= 0 \end{aligned}$$

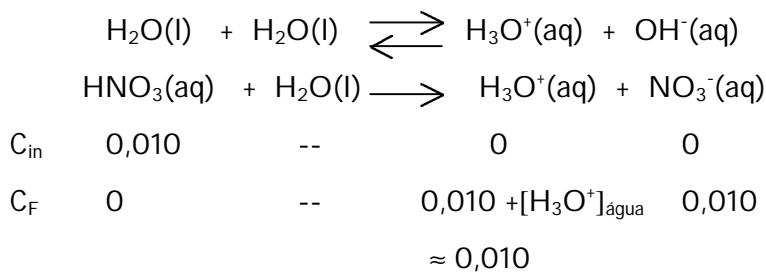
Resolvendo :

$$x = 9,51 \cdot 10^{-8} \quad \text{V} \quad \text{Impossível}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} = 9,51 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L} < 10^{-7} \quad (\text{Como seria de esperar pelo Princípio de Le Chatelier}).$$

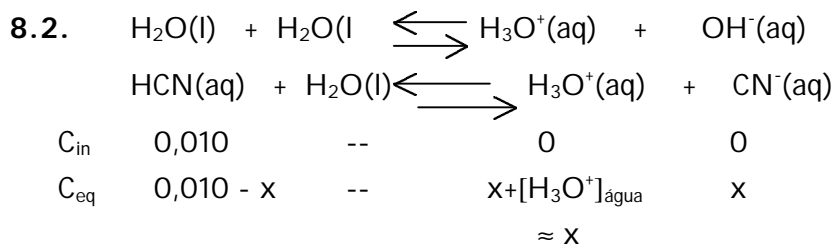
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-8} + 9,51 \cdot 10^{-8} = 10,5 \cdot 10^{-8} = 1,05 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\boxed{\text{pH} = 6,98} \quad (< \text{a } 7 \text{ como seria de esperar}).$$

**8.1.**


$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HNO}_3] = 0,010 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log(1,0 \times 10^{-2}) = 2,0$$

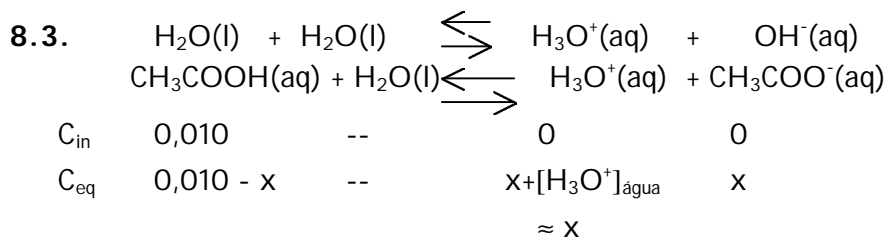


$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{CN}^-]_e}{[\text{HCN}]_e} \Rightarrow 4,8 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0,010 - x} \Rightarrow 4,8 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0,010} \Rightarrow x = 2,19 \times 10^{-6}$$

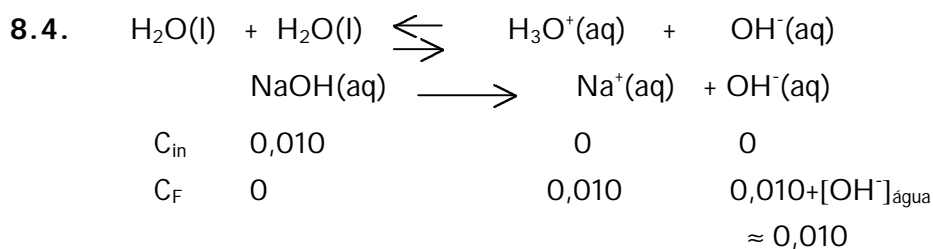
$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_e = 2,19 \times 10^{-6} \text{ mol / dm}^3$$

Como  $K_a \ll 10^{-3}$ , podemos considerar a reacção directa muito pouco extensa; assim para efeitos de cálculos  $0,010 - x \approx 0,010$ . No final verifica-se que a aproximação foi correcta.

$$\text{pH} = -\log(2,19 \times 10^{-6}) = 5,7$$



$$\alpha = \frac{n_{\text{ionizadas}}}{n_{\text{inicias}}} \rightarrow 0,041 = x/0,010 \rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,1 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \rightarrow \text{pH} = 3,4$$



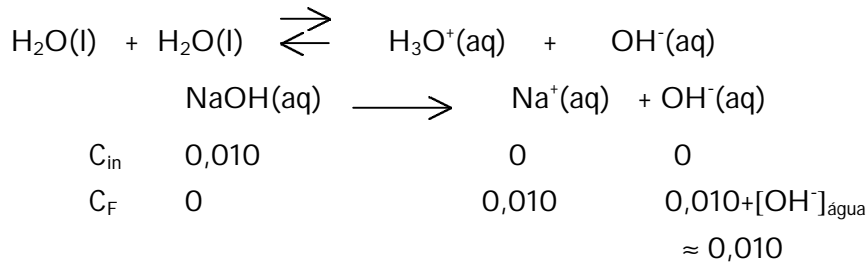
$$\text{pOH} = -\log(0,010) = 2,0$$

$$\text{a } 25^\circ\text{C} \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 14 - 2 = 12$$

9.  $C(\text{NaOH}) = n/V$

$$n = m/M = 0,100/40,0 = 2,50 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$C = 2,50 \times 10^{-3} / 0,250 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$



$$\text{pOH} = -\log(0,010) = 2,0$$

$$\text{a } 25^\circ\text{C} \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 14 - 2 = 12$$

10.  $K_w = 1,0 \times 10^{-13}$ , a  $60^\circ\text{C}$

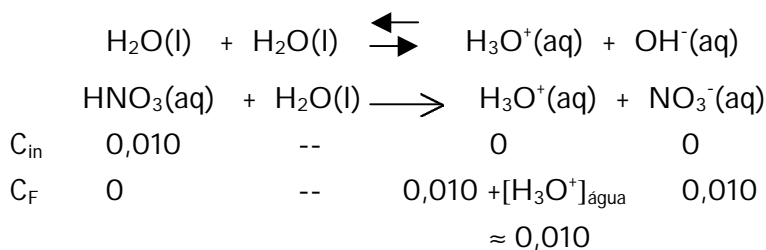


$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{1,0 \times 10^{-13}} = 3,16 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 6,5$$

10.2. No início:  $n(\text{HNO}_3) = C \times V = 0,20 \times 0,005 = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$

$$\text{Depois da diluição: } [\text{HNO}_3] = n/V_t = 1,00 \times 10^{-3} / 0,100 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HNO}_3] = 0,010 \text{ mol/L}$$

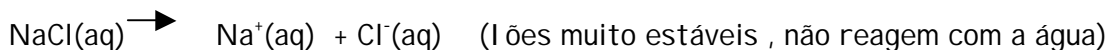
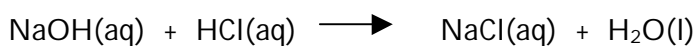
$$\text{pH} = -\log(1,0 \times 10^{-2}) = 2,0$$

$$\text{pK}_w = \text{pH} + \text{pOH}$$

$$\text{pK}_w = -\log(1,0 \times 10^{-13}) = 13$$

$$\text{pOH} = 13 - 2 = 11$$

11. Reacção de Neutralização:



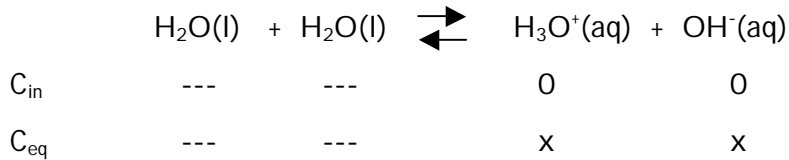
$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{HCl}) = C \times V = 0,10 \times 0,020 = 0,0020 \text{ mol}$$

$$n(\text{OH}^-) = n(\text{NaOH}) = C \times V = 0,10 \times 0,020 = 0,0020 \text{ mol}$$

O ácido e a base são fortes, logo reagem completamente

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$$

a neutralização é completa logo o pH resultante será devido unicamente à auto-ionização da água

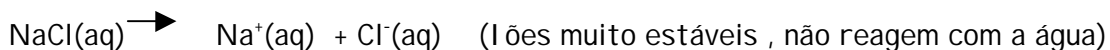
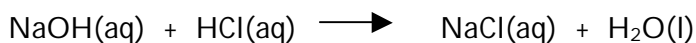


$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e$$

$$K_w = x^2 \Rightarrow x = \sqrt{K_w} = \sqrt{1,0 \times 10^{-14}} = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol / L}$$

$$\text{pH} = 7,0$$

12.



$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{HCl}) = C \times V = 0,10 \times 0,010 = 0,0010 \text{ mol}$$

$$n(\text{OH}^-) = n(\text{NaOH}) = C \times V = 0,10 \times 0,020 = 0,0020 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) < n(\text{OH}^-)$$

a neutralização não é completa

$$n(\text{OH}^-)_{\text{sobram}} = n(\text{OH}^-)_{\text{in}} - n(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,0020 - 0,0010 = 0,0010 \text{ mol}$$

$$[\text{OH}^-] = 0,0010 / 0,030 = 0,0333 \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = 1,48$$

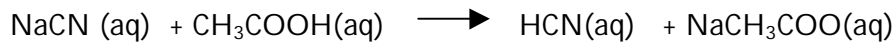
$$\text{a } 25^\circ\text{C } \text{pH} = 14 - 1,48 = 12,52 \approx 13$$

13.  $\text{NaCN}(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$

13.1.  $\text{HCN}/\text{CN}^-$  Par conjugado ácido/base

$$K_w = K_a \times K_b$$

$$K_b(\text{CN}^-) = 1,0 \times 10^{-14} / 6,0 \times 10^{-10} = 1,7 \times 10^{-5}$$

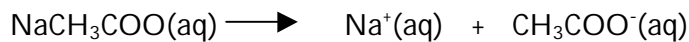
**13.2.**

$$n(\text{NaCN}) = C \times V = 0,20 \times 0,020 = 4,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

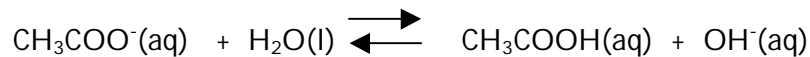
$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = C \times V = 0,20 \times 0,020 = 4,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Como as quantidades são iguais os dois reagentes vão se gastar completamente.

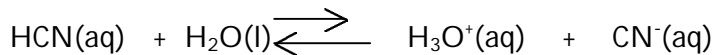
Resta analisar as reacções possíveis dos produtos:



O  $\text{Na}^+$  não reage, mas o ião acetato vai sofrer uma hidrólise alcalina:

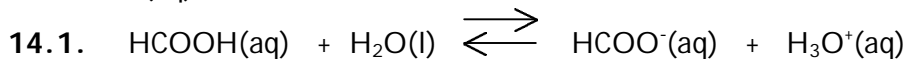


O HCN é um ácido fraco, mas vai reagir:



Como as quantidades de HCN e de  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  são iguais, o que tiver maior constante sofrerá maior ionização.

Como o  $K_a(\text{HCN}) > K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-)$  podemos concluir que a quantidade em iões hidrónio será superior à dos iões hidróxido, logo a solução será um pouco ácida.

**14. HCOOH(aq)**

HCOOH/HCOO<sup>-</sup> ou H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>/H<sub>2</sub>O



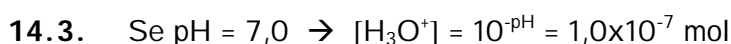
$C_{\text{in}}$	0,010	--	0	0
$C_{\text{eq}}$	$0,010 - x$	--	$x$	$x + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{água}}$ $\approx x$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCOO}^-] = x$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-]_e \times [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{HCOOH}]_e} \Rightarrow K_a = \frac{(1,0 \times 10^{-3})^2}{9,0 \times 10^{-3}} \Rightarrow K_a = 1,1 \times 10^{-4}$$

O ácido fórmico é fraco



$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-]_e \times [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{HCOOH}]_e} \Rightarrow 1,1 \times 10^{-4} = \frac{[\text{HCOO}^-]_e \times 1,0 \times 10^{-7}}{[\text{HCOOH}]_e} \Rightarrow \frac{[\text{HCOO}^-]_e}{[\text{HCOOH}]_e} = 1100$$

$$[\text{HCOO}^-]_e = 1100 \times [\text{HCOOH}]_e$$

A base é mais abundante.