



UENF

Universidade Estadual do Norte Fluminense Darcy Ribeiro



**CURSO: LICENCIATURA EM QUÍMICA – GABARITO EXERCÍCIO
PROGRAMÁTICO 4**

POLOS: Nova Friburgo, Paracambi, Piraí, São Fidelis e São Francisco

DISCIPLINA: QUÍMICA GERAL III

PERÍODO: 2017-1

Exercício 1: HCN (Ácido cianídrico) = 1,00 mol.L⁻¹

$$K_a = 6,02 \cdot 10^{-10}$$



Como H⁺ e CN⁻ estão presentes na solução devido a dissociação de HCN, a concentração de H⁺ e CN⁻ serão iguais, logo:

$$[\text{H}^+] = [\text{CN}^-] = x$$

Já a concentração de HCN em solução será a concentração inicial 1,00 mol. L⁻¹ menos a quantidade “x” que dissociou, logo:

$$[\text{HCN}] = 1,00 - x$$

A quantidade “x” de HCN que se dissocia é muito pequena em relação a concentração inicial, logo esse valor de “x” pode ser desprezado, então:

$$[\text{HCN}] \approx 1,00$$

$$2^\circ K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

$$6,02 \cdot 10^{-10} = \frac{[x][x]}{1,00}$$

$x = 2,5 \cdot 10^{-5}$ (Concentração de H⁺ e CN⁻ em solução, logo é equivalente a concentração HCN dissociado).

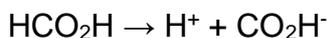
$$3^\circ \% \text{ dissociação} = \frac{[\text{HCN}]_{\text{dissociado}}}{[\text{HCN}]_{\text{total}}} \cdot 100$$

$$\% \text{ dissociação} = \frac{2,5 \cdot 10^{-5}}{1,00} \cdot 100 = 0,0025\% \quad (\text{percentual de dissociação de HCN})$$

Exercício 2: HCO_2H (Ácido fórmico) = $0,00100 \text{ mol.L}^{-1}$

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$$

1º Segundo a mesma linha de raciocínio de exercício anterior, temos:



$$[\text{H}^+] = [\text{CO}_2\text{H}^-] = x$$

$[\text{HCO}_2\text{H}] = 0,00100 - x$, no entanto, neste caso, como a concentração inicial de HCOOH é muito pequena ($0,00100 \text{ mol.L}^{-1}$) o valor de "x" (dissociação de HCOOH) não pode ser desconsiderado, logo temos:

$$2^\circ \quad K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{COOH}^-]}{[\text{HCOOH}]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-4} = \frac{[x][x]}{[0,00100 - x]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-7} - 1,8 \cdot 10^{-4} x = x^2$$

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-4} x - 1,8 \cdot 10^{-7} = 0 \quad (\text{equação de segundo grau})$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = \frac{-1,8 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(1,8 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-1,8 \cdot 10^{-7})}}{2 \cdot 1}$$

$$x_1 = -5,2 \cdot 10^{-4}$$

$$x_2 = 3,4 \cdot 10^{-4} \quad (\text{dissociação do HCOOH})$$

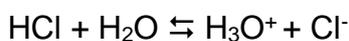
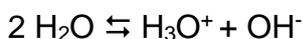
$$3^\circ \quad \% \text{ dissociação} = \frac{[\text{HCOOH}]_{\text{dissociado}}}{[\text{HCOOH}]_{\text{total}}} \cdot 100$$

$$\% \text{ dissociação} = \frac{3,4 \cdot 10^{-4}}{0,00100} \cdot 100 = 34\% \quad (\text{percentual de dissociação de HCO}_2\text{H -}$$

ácido fórmico)

Exercício 3: $\text{HCl} = 1,00 \cdot 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$

Como a solução de HCl se encontra muito diluída, não é possível desprezar a dissociação da água, já que a $[\text{H}_3\text{O}^+]$ influenciará diretamente no pH da solução, logo:



Como o HCl é um ácido forte, sua dissociação será completa, gerando:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-8}$$

$$[\text{Cl}^-] = 1,0 \cdot 10^{-8}$$

Pela constante da água, calculamos a concentrações:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = x$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-8} + x \text{ (quantidade de } \text{H}_3\text{O}^+ \text{ gerada pela dissociação do HCl)}$$

$$\text{Então: } [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$1,0 \cdot 10^{-14} = (1,0 \cdot 10^{-8} + x) \cdot x$$

$$x^2 + 1,0 \cdot 10^{-8}x - 1,0 \cdot 10^{-14} = 0 \text{ (Equação de segundo grau)}$$

$$x = 9,05 \cdot 10^{-8} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-8} + x$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-8} + 9,05 \cdot 10^{-8} = 1,01 \cdot 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 6,99$$

Exercício 4: pH = ?

$\text{NaOH} = 0,0200 \text{ mol.L}^{-1}$ em 60 mL

$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (ácido acético) = $0,0400 \text{ mol.L}^{-1}$ em 50 mL

$K_a = 1,80 \cdot 10^{-5}$

A reação entre HCl e $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ temos:



$$0,02 \text{ mol.L}^{-1} \quad 0,04 \text{ mol.L}^{-1}$$

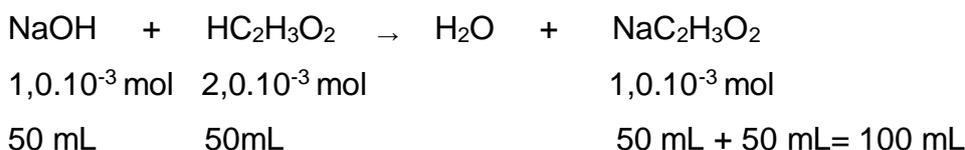
Como a reação é 1:1, temos um excesso de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ que não foi totalmente neutralizado pela reação com a base, logo, este excesso de ácido

será o responsável pelo pH da solução, já que toda a base foi neutralizada. Portanto, em 50 mL de solução de HC₂H₃O₂ temos:

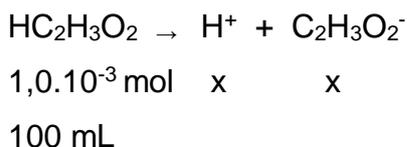
$$\begin{array}{l} 0,04 \text{ mol de HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 \text{-----} 1000 \text{ mL} \\ X \qquad \qquad \qquad \text{-----} 50 \text{ mL} \end{array}$$

$$X = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol de ácido acético em 50 mL}$$

Desses, $2,0 \cdot 10^{-3}$ mol de HC₂H₃O₂, a metade foi consumido pela reação com a base, restando $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol desse ácido. Logo, na reação entre NaOH + HC₂H₃O₂ temos:



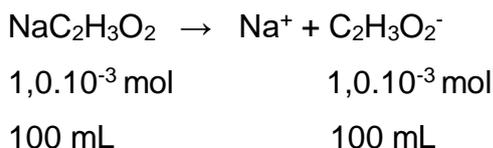
Da dissolução do ácido que não foi neutralizado, temos:



$$[\text{H}^+] = x$$

$$[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Da dissolução do sal formado, temos:



$$[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-] = 1,0 \cdot 10^{-3} + x \quad (\text{Quantidade gerada pela dissociação de sal NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2 \text{ em solução})$$

A quantidade de "x" é gerado pela dissociação de ácido em solução, no entanto, esta quantidade é muito pequena e pode ser desconsiderada, logo:

$$[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-] = 1,0 \cdot 10^{-3}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-]}{[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2]}$$

$$1,80 \cdot 10^{-5} = \frac{[x][1,0 \cdot 10^{-3}]}{[1,0 \cdot 10^{-3}]}$$

$$X = 1,80 \cdot 10^{-5} = [H^+]$$

$$pH = -\log [H^+] = -\log 1,80 \cdot 10^{-5} = 4,74$$

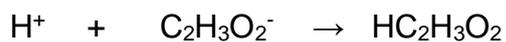
Exercício 5: pH = ?

HCl = 0,10 mol.L⁻¹ em 50 mL

HC₂H₃O₂ (ácido acético) = 0,15 mol.L⁻¹ } 50 mL
 NaC₂H₃O₂ = 0,20 mol.L⁻¹ }

Inicialmente temos em solução:

| | | |
|-----------------------------------|---|--|
| 0,10 mol -----1000 mL | 0,15 mol-----1000 mL | 0,20 mol -----1000mL |
| X ----- 50 mL | x ----- 50 mL | x -----50 mL |
| X = 5.10 ⁻³ mol de HCl | x = 7,5.10 ⁻³ mol de HC ₂ H ₃ O ₂ | x = 0,01 mol de NaC ₂ H ₃ O ₂ |



5.10⁻³ mol 5.10⁻³ mol formado na reação do ácido com o sal
 7,5.10⁻³ mol presente desde o início
 1,25.10⁻² mol concentração final

1,25.10⁻² mol -----100 mL
 X ----- 1000 mL
 x = 0,125 mol/L de HC₂H₃O₂

Para calcular o íon acetato:

0,01 – 0,005 = 0,005 mol C₂H₃O₂⁻ (o íon acetato irá reagir com H⁺ formando ácido acético, então a quantidade final de acetato será a quantidade inicial subtraído pelo o que reagiu)

0,005 mol C₂H₃O₂⁻ -----100 mL
 X ----- 1000 mL
 X = 5,10⁻² mol/L

$$K_a = \frac{[H^+][C_2H_3O_2^-]}{[HC_2H_3O_2]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[x][5 \cdot 10^{-2}]}{[0,125]}$$

$$x = 4,5 \cdot 10^{-5} = [H^+]$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$pH = 4,35$$

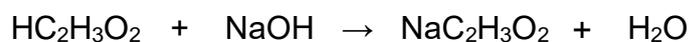
Exercício 6:

$$pH = ?$$

$$NaOH = 0,10 \text{ mol.L}^{-1} \text{ em } 1 \text{ L}$$

$$HC_2H_3O_2 \text{ (ácido acético)} = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$NaC_2H_3O_2 = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$$



$$0,15 \text{ mol.L}^{-1} \quad 0,10 \text{ mol.L}^{-1} \quad 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$$

Os $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ que não reagiu com a base, permanece em solução

Após a reação de neutralização, temos as seguintes concentrações em solução:



$$0,05 \text{ mol.L}^{-1} \quad x \quad 0,10 \text{ mol.L}^{-1} \quad \text{formado na reação de neutralização}$$

$$0,20 \text{ mol.L}^{-1} \quad \text{presente desde o início}$$

$$0,30 \text{ mol.L}^{-1} \quad \text{concentração final}$$

$$K_a = \frac{[H^+][C_2H_3O_2^-]}{[HC_2H_3O_2]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[x][0,30]}{[0,05]}$$

$$X = 3 \cdot 10^{-6} = [H^+]$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$pH = 5,52$$