

- 1.a Calcular o pH da solução de ácido acético preparada pela adição de 5,00 mL de ácido acético a 99,56% (m/m) para um volume final de 500 mL

Densidade: 1,05 g/cm³

1 mL da solução ----- 1,05 g da solução

5,0 mL da solução ----- x

$$x = 5,25 \text{ g de solução}$$

100 g de solução ----- 99.56 g de acido acetico

5.25 g solução ----- y

$$y = 5,23 \text{ g de acido acetico}$$

sabendo que MM do ac. Acetico = 60,052 g/mol

assim: 60.052 g ----- 1 mol

5.23 g ----- z

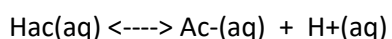
$$z = 0,0871 \text{ mol de a'cido acetico adicionado}$$

calcular a molaridade da solução preparada

$$M = \frac{0,0871}{0,5} = 0,174 \text{ mol/L}$$

assim: a concentração de ácido acetico na solução preparada é

$$0.174 \text{ mol/L}$$



$$0.174 - x \quad x \quad x$$

$$K_a = 0,000018$$

$$K_a = \frac{x^2}{[\text{Hac}]}$$

$$x = \sqrt{K_a \cdot [\text{AHAc}]}$$

$$x = 0,00177$$

assim a [H+] = 0.00177 mol/L

$$\text{pH} = -\log(0.00177) = 2,75$$

Assim pH da solução preparada = 2.75

- 1.b) a) Calcular o pH da solução preparada pela diluição 1:10 da solução preparada em a.

diluição 1:10 = $\frac{\text{diluição da solução}}{10}$

Assim: a segunda solução preparada pela diluição da primeira = 0.0174 mol/L

calcular o valor de pH da solução preparada



$$K_a = \frac{x^2}{[\text{Hac}]}$$

$$x = \sqrt{K_a \cdot [\text{AHAc}]}$$

$$x = 0,000560$$

assim a $[\text{H}^+] = 0,00056 \text{ mol/L}$

$$\text{pH} = -\log(0,000560) = 3,25$$

Assim pH da solução preparada = 3.25

- 1.c) Explicar a diferença de pH nas duas soluções, mesmo ambas sendo solução aquosa de ácido acético.

	1a. Solução	2a. Solução
$[\text{HAc}]_{\text{inicial}}$	0,174	0,0174
$[\text{H}^+]$	0,00177 ($1,77 \cdot 10^{-3}$)	0,000560 ($5,60 \cdot 10^{-4}$)
pH	2,75	3,25

- 1.d) O volume da solução preparada influi no valor de pH da solução?

VOLUME DA SOLUÇÃO NÃO INFLUI
a concentração molar sim!

- 2.a Calcular o pH da solução de ácido clorídrico preparada pela adição de 5,00 mL de ácido acético a 36% (m/m) para um volume final de 500 mL

$$\text{Densidade} = 1,179 \text{ g/cm}^3$$

$$\begin{array}{lcl} 1,179 \text{ g da solução} & \text{-----} & 1 \text{ mL da solução} \\ x & \text{-----} & 5 \text{ mL} \end{array}$$

$$x = 5,895 \text{ g de solução}$$

$$\begin{array}{lcl} 100 \text{ g de solução} & \text{-----} & 36 \text{ g de HCl} \\ 5,895 \text{ g solução} & \text{-----} & y \end{array}$$

$$y = 2,12 \text{ g}$$

Massa molar: 36,46 g/mol

36.46 g ----- 1 mol

2.12 g ----- z

$$z = 0,0581$$

Assi, são 0.0581 mol de HCl adicionado no preparo da solução

Calcular a molaridade da solução

$$M = 0.0581/0.5 = 0,116$$

Solução preparada = 0.116 mol/L

Calcular o pH da solução preparada



$$[\text{H}^+] = 0,116 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log 0.116 = 0,934$$

O valor de pH da solução = 0.934

- 2.b) Qual é o valor de pH da solução preparada pela diluição de 1:10 da solução preparada em a?

$$\text{diluição de 1:10} = \text{concentração original} / 10 = 0,0116 \text{ mol/L}$$

Assim, concnetração da segunda solução = 0.0116 mol/L



$$[\text{H}^+] = 0,0116 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log 0.00775 = 1,94$$

Logo, o pH da solução preparada = 1.94

- 3.a) Calcular o pH da solução de hidróxido de amônio preparada pela adição de 20,00 mL do composto para um volume final de 100 mL.

Solução de NH ₄ OH	P.A., ACS
Concentração	25% NH ₃ (m/m)
Massa molar	35 g/mol
Densidade	0,9 g/mL
P.F.	-57,5 °C
P.E.	37,7 °C

densidade = 0.9 g/mL

0.9 g da solução ----- 1 mL
x ----- 20,0 mL da solução

x = 18,0 g da solução

solução encontra-se a 25%(m/m)

100 g da solução ----- 25 g de NH₃ (NH₄OH)
18.0 g da solução ----- y

y = 4,5 gramas de soluto adicionado no preparo

[Massa molar: 35,04 g/mol](#)

se 35.04 g ----- 1 mol
4.5 g ----- z

z = 0,128 mol

Assim, são 0.128 mol de soluto adicionado no preparo da solução

Calcular a concentração de NH₄OH na solução

M = 0.128/0,1 = 1,28 mol/L

a solução preparada = 1.28 mol/L

NH₄OH(aq) <--> NH₄⁺(aq) + OH⁻(aq) Kb = 0,000018
1.28 - X X X

$$K_b = \frac{[HO^-][NH_4^+]}{[NH_4OH]} = \frac{X^2}{[NH_4OH]}$$

$X = \sqrt{K_b \cdot [NH_4OH]} = 0,0048$

Assim, [HO⁻] = 0.0048 mol/L

pOH = 2,32

pH = 14 - pOH = 11,7

pH da solução preparada = 11.7

- 4.a) Calcular o pH da solução de hidróxido de sódio preparada pela adição de 1,00 g do composto para um volume final de 200 mL

Massa molar: 39,997 g/mol

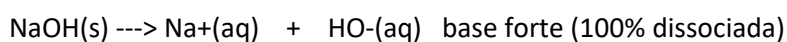
$$\begin{array}{lcl} \text{se } 39.997 \text{ g} & \text{-----} & 1 \text{ mol} \\ 1.0 \text{ g} & \text{-----} & x \end{array}$$

$$x = 0,0250 \text{ mol}$$

foram adicionados 0.0250 mol de NaOH no preparo

$$M = 0.0250/0.2 = 0,125 \text{ mol/L}$$

A solução preparada = 0.125 mol/L



$$[\text{HO}^-] = 0.125 \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log 0.125 = 0,903$$

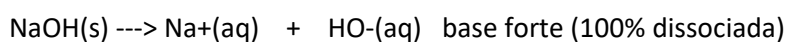
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13,1$$

Assim, pH da solução preparada = 13.1

- 4.b) Qual é o valor de pH da solução preparada pela diluição de 15 vezes da solução preparada em a?

$$\text{diluição de 15 vezes} = \text{diluição original} / 15 = 0,00833$$

Assim a solução preparada = 0.00833 mol/L



$$[\text{HO}^-] = 0.00833 \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log 0.00833 = 2,079$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11,9$$

Assim, pH da solução preparada = 11.9