

- 1) Titulação do vinagre com hidróxido de sódio padronizado. Sabe-se que num processo de titulação de uma solução de vinagre foram necessários 12,25 mL de NaOH 0,150 mol/L para titular 50,0 mL de uma solução diluída de vinagre (diluição: 25,0 mL de vinagre e 175,0 mL de água) em água. Sabe-se que a massa molecular do ácido acético é 60,00 g/mol e que o valor de  $K_a$  do ácido acético é  $1,70 \times 10^{-5}$ . Pede-se: molaridade (mol/L) de ácido acético no vinagre; b) percentagem (p/v) de acidez titulável no vinagre; c) valor de pH do vinagre.

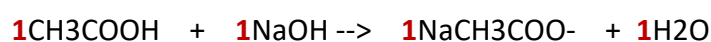
DILUIÇÃO DO VINAGRE: 25mL de vinagre + 175mL de água = Vtotal da solução diluída 200mL

NA TITULAÇÃO : 50 mL do vinagre diluído + 12,25 mL de NaOH 0,150 mol/L

**\* calcular o no. De mol de titulante necessario para atingiro ponto de equivalencia**

$$\begin{array}{rcl} 0,150 \text{ mol} & \text{-----} & 1000 \text{ mL} \\ x \text{ mol} & \text{-----} & 12,25 \text{ mL} \end{array} \quad x = \quad \begin{array}{r} 0,001838 \\ \text{mol NaOH} \end{array}$$

**\* estequiometria da reação entre o titulante e titulado**



**\* determinar no. De mol do titulado no meio reacional (erlenmeyer)**

estequiometria **1:1** assim no ponto de equivalencia o n. mol NaOH = n. mol CH<sub>3</sub>COOH

$$\text{n. mol de CH}_3\text{COOH} = \quad \quad \quad 0,001838$$

**\* verificar a diluições: se amostra for usada sem diluição pula direto para a proxima etapa; se houver diluição antes de usar na titulação fazer o seguinte:**

houve diluição da amostra, 50 mL de um total de 200 mL foram usados no ensaio  
assim:

$$\begin{array}{rcl} 50 \text{ mL do ensaio} & \text{-----} & 0,001838 \text{ mol de acido acetico} \\ 200 \text{ ml total da diluição} & \text{-----} & y \quad \text{mol de acido acetico} \end{array} \quad y = \quad \quad 0,00735 \text{ mol de ácido acetico}$$

Para fazer a diluição (200 mL de solução diluída) foram usados 25mL de vinagre +175mL de água

assim: nos 25mL de vinagre contem  $0,00735$  mol de acido acetico,  
na solução diluída (200mL)

**então: 25 mL de vinagre =  $0,00735$  mol de ácido acetico**

\* verificar o que o problema pede e efetuar os calculos usando a base de calculo 25mL de vinagre=0,00735mol de áciod acetico

a) molaridade do ácido acetico no vinagre (mol/L)

$$\begin{array}{l} 25 \text{ ml de vinagre -----} \\ 1000 \text{ ml (1L)-----} \end{array} \quad \begin{array}{l} 0,00735 \text{ mol de ácido acetico} \\ z \text{ mol de acido acetico} \\ z = 0,294 \text{ mol em 1L de vinagre} \end{array}$$

Resposta: 0,294 mol/L (0,294 mol de ac. Acetico em m1L de vinagre)

b) acidez titulavel %(p/v) , quantidade em gramas de ácido acetico em 100ml de vinagre

$$\begin{array}{l} 25 \text{ ml de vinagre -----} \\ 100 \text{ ml (1L)-----} \end{array} \quad \begin{array}{l} 0,00735 \text{ mol de ácido acetico} \\ w \text{ mol de acido acetico} \\ w = 0,0294 \text{ mol/100mL} \end{array}$$

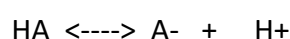
como a MM do acido acetico = 60g/mol

$$\begin{array}{l} 0,0294 \text{ mol do acido -----} \\ 1 \text{mol do acido -----} \end{array} \quad \begin{array}{l} r \text{ gramas do acido} \\ 60 \text{ g do acido} \\ r = 1,764 \text{ g} \end{array}$$

Resposta: 1,764 %(p/v)

c) valor de pH do vinagre

HA = ácido acetico



$$K_a = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$k_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

o valor de pH reflete a concentração molar de H+ na solução pois,  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$

\* calcular a [H+] na solução e em seguida calcular o pH. Como se trata de um acido fraco é necessario usar Ka

- acido monoprotico em meio aquoso implica  $[\text{H}^+] = [\text{A}^-]$

$$k_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{HA}]}$$

$$[\text{H}^+] = \text{RAIZ } k_a * [\text{HA}]$$

[HA] foi calculada no item a =

0,294 mol/L

$$\text{assim } [H^+] = 0,0023004 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 2,64 \quad \text{este é o pH do vinagre analisado}$$

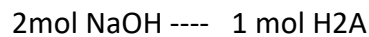
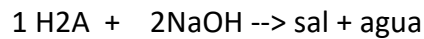
2

1) Uma amostra de 75,0 mL de um vinho branco necessitou de 21,48 mL de uma solução de NaOH padronizada 0,03776 mol/L para alcançar o ponto de equivalência usando fenolftaleína como indicador. Expressar a acidez do vinho em termos de % (massa/volume) de ácido tartárico, que é um ácido diprótico ( $H_2A$ ) de MM = 150,09 g/mol.

sem diluição da amostra: 75 mL da amostra (vinho) + 21,48 mL de NaOH 0,03776 mol/L

$$x \cdot 0,03776 \text{ mol} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{21,48 \text{ mL}} = 0,0008111 \text{ mol NaOH}$$

estequiometria da reação



$$0,0008111 \leftrightarrow y$$

$$y = 0,0004055 \text{ mol de ac. Tartarico}$$

no meio reacional

$$75 \text{ mL do vinho} \leftrightarrow 0,0004055 \text{ mol de acido tartarico}$$

$$100 \text{ mL do vinho} \leftrightarrow z$$

$$z = 0,000541 \text{ mol de acido tartarico em 100mL de vinho}$$

$$\text{MM} = 150,09 \text{ g/mol}$$

$$150 \text{ g} \leftrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$w \leftrightarrow 0,000541 \text{ mol}$$

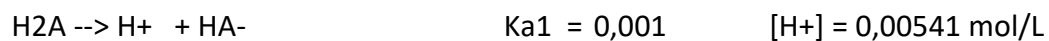
$$w = 0,0811085 \text{ g de ácido tartarico em 100 mL vinho}$$

**resposta: 0,0811% (p/v) ou (m/v)**

calcular o valor de pH do vinho (fazer em casa)

$$ka1 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ e } ka2 = 4,6 \times 10^{-5}$$

$$[H_2A] = \quad \quad \quad \mathbf{0,00541} \quad \quad \mathbf{mol/L}$$



$$[H^+] = \text{raiz } ka2 * [\text{acido}] = \quad \quad \quad 0,000214 \text{ mol/L}$$

$$[H^+] \text{ total} = \quad \quad \quad 0,005622$$

$$\mathbf{pH = 2,25}$$