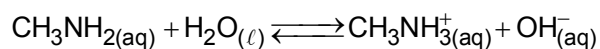


QUESTÕES OBJETIVAS

QUESTÃO 16

RESP: B



0,1	0	0
- X	+ X	+ X
$\frac{0,1 - X}{\approx 0,1}$	+ X	+ X

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

$$K_b = \frac{X \times X}{0,1}$$

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

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] \times [\text{OH}^-]}{0,1}$$

$$[\text{OH}^-]^2 = 0,1 \times K_b \Rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{0,1 \times K_b}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{0,1 \times 3,6 \times 10^{-4}} = \sqrt{36 \times 10^{-6}} = 6 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log(6 \times 10^{-3}) = 3 - \log 6$$

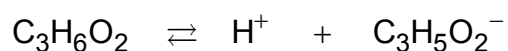
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - 3 + \log 6$$

$$\text{pH} = 11 + 0,78 = 11,78$$

QUESTÃO 17

RESP: B



10^{-3} mol/L	0	0	(início)
- x	x	x	(durante)
$10^{-3} - x$	x	x	

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^-]}{[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2]}$$

$$10^{-5} = \frac{x \times x}{10^{-3} - x}$$

$$10^{-8} - 10^{-5}x = x^2$$

$$x^2 = 10^{-8}$$

$$x = 10^{-4}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-4}$$

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

$$\text{pH} = -\log 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 4$$

QUESTÃO 18**RESP: C**

Teremos:

Para NaOH :

$$0,100 \text{ mol} \text{ ——— } 1000 \text{ mL}$$

$$n_{\text{OH}^-} \text{ ——— } 100 \text{ mL}$$

$$n_{\text{OH}^-} = 0,01 \text{ mol}$$

Para KOH :

$$0,100 \text{ mol} \text{ ——— } 1000 \text{ mL}$$

$$n_{\text{OH}^-} \text{ ——— } 100 \text{ mL}$$

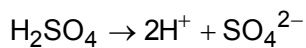
$$n_{\text{OH}^-} = 0,01 \text{ mol}$$

Para H₂SO₄ :

$$0,100 \text{ mol} \text{ ——— } 1000 \text{ mL}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{ ——— } 105 \text{ mL}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,0105 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ — } 2 \text{ mols}$$

$$0,0105 \text{ mol} \text{ — } 0,021 \text{ mol}$$



$$2 \text{ mols} \text{ — } 2 \text{ mols}$$

$$0,021 \text{ mol} \text{ — } 0,02 \text{ mol}$$

$$\text{Excesso de H}^+ = 0,021 - 0,02 = 0,001 \text{ mol}$$

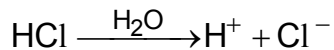
$$[\text{H}^+] = 0,001 \text{ mol/L} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-3} = 3$$

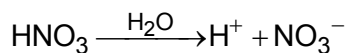
QUESTÃO 19**RESP: E**

Para o cálculo de pH devemos somar as concentrações finais de íons H⁺ provenientes das ionizações de todos os ácidos.

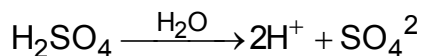
Para HCl



$$0,01\text{M} \qquad \qquad 0,01\text{M}$$

Para HNO₃

$$0,03\text{M} \qquad \qquad 0,03\text{M}$$

Para H₂SO₄

$$0,005\text{M} \qquad \qquad 0,01\text{M}$$

Portanto, a concentração total de íons H⁺ vale 0,05M ou $5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$.

Pela definição de pH temos que:

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

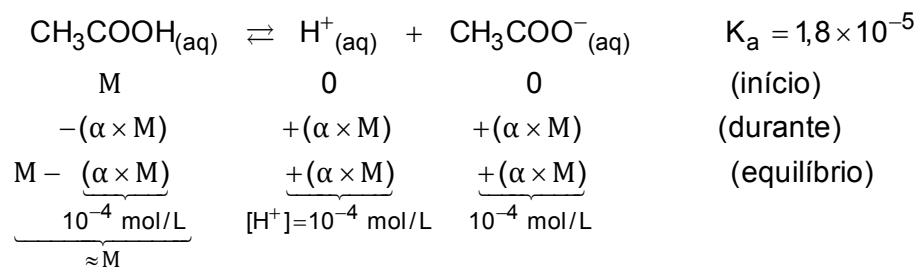
$$\text{pH} = -\log 5 \cdot 10^{-2} \Rightarrow \text{pH} = -[\log 5 + \log 10^{-2}] \Rightarrow \text{pH} = -[0,7 - 2,0] = 1,3$$

QUESTÕES DISCURSIVAS

QUESTÃO 09

a) A lâmpada apresentou menor intensidade luminosa quando foi testada na solução de C_6H_5OH (solução 3), pois para esta substância a constante ácida é menor ($1,3 \times 10^{-10}$).

b) Considerando que uma amostra desse ácido foi diluída com água até se obter uma solução com concentração de ions H^+ igual a $10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, vem:



$$[H^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[CH_3COO^-] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{10^{-4} \times 10^{-4}}{[CH_3COOH]} \Rightarrow [CH_3COOH] = 0,5555 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[CH_3COOH] \approx 5,6 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

QUESTÃO 10

a) 1

b) 13

c) 12

$$n_a = 0,1 \times 0,045 = 0,0045 \text{ mol}$$

$$n_b = 0,1 \times 0,055 = 0,0055 \text{ mol}$$

excesso: 0,001 mol de base

$$[base] = 0,001/0,1 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$pOH = 2 \text{ e } pH = 2$$

QUESTÃO 11

$$[H^+] = 0,2 \times 0,002 = 4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$pH = -\log 4 \cdot 10^{-4} = 3,4$$