

UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO
INSTITUTO DE QUÍMICA

NOTA

Nome: _____

Data: _____ Período: _____

Prova da Disciplina: CORREÇÃO DA PI

CADA QUESTÃO VALE 2,5 PONTOS

Q1) Aplicação direta da Equação de Henderson-Hasselbach

$$pH = 7,4 \rightarrow pOH = 14 - 7,4 = 6,6$$

$$pOH = pK_b + \log \left(\frac{[BH^+]}{[B]} \right)$$

→ ácido conjugado

↘ base

$$K_b = 8,91 \times 10^{-6} \rightarrow pK_b = -\log K_b = 5,05$$

$$6,6 = 5,05 + \log \left(\frac{[BH^+]}{[B]} \right) = x$$

$$\log x = 1,55$$

$$x = 10^{1,55}$$

$$x = 35,48$$

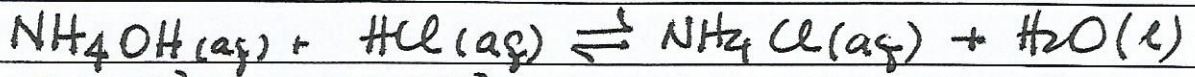
Pergunta era: $\frac{[B]}{[BH^+]} = ?$

$$\text{Portanto, } \frac{1}{x} = \boxed{0,028 = \frac{[B]}{[BH^+]}}$$

Q2. a) $\text{NH}_4\text{OH } 0,1\text{M} \rightarrow \text{em } 25\text{ mL} \rightarrow 2,5 \times 10^{-3} \text{ mols}$
 $\text{HCl } 0,1\text{M} \rightarrow \text{em } 10\text{ mL} \rightarrow 1,0 \times 10^{-3} \text{ mols}$

(0,7)

início
variação



$$2,5 \times 10^{-3} \quad 1 \times 10^{-3} \quad 0$$

$$-1,0 \times 10^{-3} \quad -1 \times 10^{-3} \quad +1 \times 10^{-3}$$

$$1,5 \times 10^{-3} \text{ mols} \quad 0 \quad 1 \times 10^{-3} \text{ mols}$$

$$\rightarrow [\text{NH}_4\text{OH}] = \frac{1,5 \times 10^{-3}}{0,035\text{L}} = 4,3 \times 10^{-2}\text{M} \quad \rightarrow [\text{NH}_4^+] = \frac{1,0 \times 10^{-3}}{0,035} = 2,9 \times 10^{-2}\text{M}$$

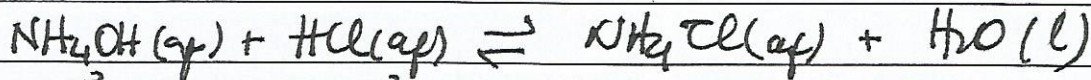
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} \rightarrow 1,8 \times 10^{-5} = \frac{2,9 \times 10^{-2} \cdot x}{4,3 \times 10^{-2}}$$

$$x = 2,7 \times 10^{-5} \Rightarrow \text{pOH} = 4,57 \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 9,43}$$

b) No ponto de equivalência

(0,7)

início
reação
variação



$$2,5 \times 10^{-3} \quad 2,5 \times 10^{-3}$$

$$-2,5 \times 10^{-3} \quad -2,5 \times 10^{-3} \quad +2,5 \times 10^{-3}$$

$$0 \quad 0 \quad (2,5 \times 10^{-3} \text{ mols})$$

$$\rightarrow [\text{NH}_4^+] = \frac{2,5 \times 10^{-3}}{0,050} = 0,050\text{M}$$

reação de hidrólise $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = 5,6 \times 10^{-10} = \frac{x \cdot x}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$5,6 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{(0,050 - x)} \Rightarrow x = 5,3 \times 10^{-6}\text{M} = [\text{H}^+]$$

$$0,050 \approx \boxed{\text{pH} = 5,3}$$

c) Melhor indicador: Vermelho de metila

(0,4)

UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO
INSTITUTO DE QUÍMICA

NOTA

Nome: _____

Data: _____ Período: _____

Prova da Disciplina: _____

Q. 2) d) 35 mL de HCl 0,1M = $3,5 \times 10^{-3}$ moles

(0,7)

$$[H^+]_{\text{livre}} = (3,5 \times 10^{-3}) - (2,5 \times 10^{-3}) = 1,0 \times 10^{-3} / 0,060L =$$

neutralização

$$[H^+]_{\text{livre}} = 1,667 \times 10^{-2} M \Rightarrow \boxed{pH = 1,778}$$

Q. 3) a) (0,25) $Sn^0 + 2Ag^+ \rightarrow Sn^{2+} + 2Ag^0$

b) (0,25) cátodo: eletrodo de prata
ânodo: eletrodo de estanho

c) (0,25) do ânodo para o cátodo

d) (0,25) equilibrar fluxo de íons, separação física

e) (0,5) $E = E^0 - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[Sn^{2+}]}{[Ag^+]^2}$

$$E = +0,95 - 0,0296 \log \frac{(0,15)}{(1,7)^2} \Rightarrow \boxed{E = +0,99V}$$

f) (0,5)

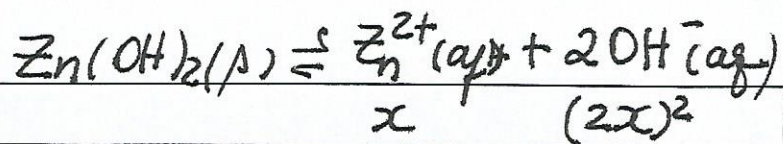
$$0 = 0,95 - 0,0296 \log Q$$

$$\boxed{\log Q = 32,09}$$

$$\boxed{Q = 1,23 \times 10^{32}}$$

g) (0,5) $E = 0 \rightarrow$ equilíbrio
 $E^0 = 0 \rightarrow$ EPH (1 atm, 1M, 25°C)

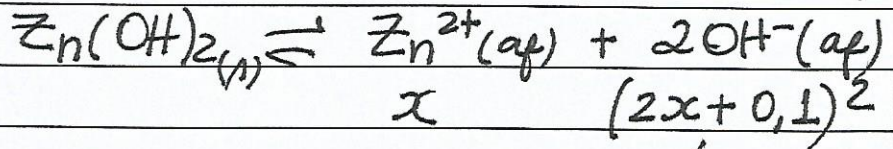
Q.4) a) (0,833)



$$K_{ps} = 2,0 \times 10^{-17} = 4x^3$$

$$x = 1,71 \times 10^{-6} \text{ M}$$

b) (0,8333)



$$K_{ps} = x (0,1)^2 = 0,01x$$

$$2 \times 10^{-17} = 0,01x$$

$$x = 2 \times 10^{-15} \text{ M}$$

c) (0,8333)

Ao aumento o p_H, o equilíbrio é deslocado para direita, aumentando a solubilidade.