

Gabarito: Equilíbrio Tampão

Daniel Sahadi, Renan Romariz, e Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química



Problemas

PROBLEMA 1. A

2I01

Cálculo do pH a partir da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}^+]}{[\text{HNO}_2]}$$

$$4,3 \times 10^{-4} = \frac{(0,2)[\text{H}^+]}{(0,15)}$$

$$[\text{H}^+] = 3,224 \times 10^{-4} \text{ molL}^{-1}$$

$$\text{pH} = 3,5$$

PROBLEMA 2. C

2I02

Cálculo da concentração de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a partir da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]}$$

$$4,9 \times 10^{-10} = \frac{(0,03)[\text{H}_3\text{O}^+]}{(0,015)}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,45 \times 10^{-10} \text{ molL}^{-1}$$

PROBLEMA 3. E

2I03

Cálculo do pOH a partir da constante de basicidade:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{(0,04)[\text{OH}^-]}{(0,03)}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,35 \times 10^{-5} \text{ molL}^{-1}$$

$$\text{pOH} = 4,9$$

Cálculo do pH a partir da constante de ionização da água $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$

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

$$\text{pH} = 9,1$$

PROBLEMA 4. E

2I04

Cálculo da concentração de $[\text{OH}^-]$ a partir da constante de basicidade:

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

$$1,7 \times 10^{-6} = \frac{(0,12)[\text{OH}^-]}{(0,12)}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,7 \times 10^{-6} \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo da concentração de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a partir da constante de autoionização da água:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+](1,7 \times 10^{-6})$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,9 \times 10^{-9} \text{ molL}^{-1}$$

PROBLEMA 5. A

2I05

Vamos usar a notação HX para o ácido glicérico e X^- para o glicerato. Cálculo do pKa a partir das condições iniciais:

$$K_a = \frac{[\text{X}^-][\text{H}^+]}{[\text{HX}]}$$

Aplicando $-\log()$ em ambos os lados:

$$\text{p}K_a = \text{pH} - \log\left(\frac{[\text{X}^-]}{[\text{HX}]}\right)$$

No início as concentrações de glicerato e ácido são iguais então temos:

$$\text{p}K_a = \text{pH} - \log\left(\frac{1}{1}\right)$$

$$\text{p}K_a = 3,5$$

Cálculo do pH quando a concentração de ácido é o dobro da concentração de glicerato:

$$\text{p}K_a = \text{pH} - \log\left(\frac{[\text{X}^-]}{[\text{HX}]}\right)$$

$$3,5 = \text{pH} - \log\left(\frac{1}{2}\right)$$

$$\text{pH} = 3,2$$

PROBLEMA 6. D

2I06

Vamos usar a notação HX para a sacarina e X^- para o ânion proveniente do sal de sódio. Cálculo do pK_a a partir das condições iniciais:

$$K_a = \frac{[X^-][H^+]}{[HX]}$$

Aplicando $-\log()$ em ambos os lados:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[X^-]}{[HX]}\right)$$

No início as concentrações de X^- e HX são iguais então temos:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{1}{1}\right)$$

$$pK_a = 3,1$$

Cálculo do pH quando a concentração de sacarina é um terço da concentração do sal:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[X^-]}{[HX]}\right)$$

$$3,1 = pH - \log\left(\frac{1}{1/3}\right)$$

$$pH = 3,6$$

PROBLEMA 7. D

2I07

Cálculo do pH a partir da constante de acidez:

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

Aplicando $-\log()$ em ambos os lados:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[CN^-]}{[HCN]}\right)$$

Técnica : perceba que fazer a razão das concentrações é equivalente a fazer a seguinte razão:

$$\frac{[CN^-]}{[HCN]} = \frac{\frac{n_{CN^-}}{V_{total}}}{\frac{n_{HCN}}{V_{total}}} = \frac{n_{CN^-}}{n_{HCN}}$$

E o número de mols de cada espécie se conserva ao misturar as soluções então basta calcular o número de mols inicial de cada espécie:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[CN^-]}{[HCN]}\right)$$

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{n_{CN^-}}{n_{HCN}}\right)$$

$$9,8 = pH - \log\left(\frac{(60 \text{ mL})(0,05 \text{ molL}^{-1})}{(40 \text{ mL})(0,03 \text{ molL}^{-1})}\right)$$

$$pH = 10,2$$

PROBLEMA 8. B

2I08

Cálculo do pOH a partir da constante de basicidade:

$$K_b = \frac{[(CH_3)_2NH_2^+][OH^-]}{[(CH_3)_2NH]}$$

Aplicando $-\log()$ em ambos os lados:

$$pK_b = pOH - \log\left(\frac{[(CH_3)_2NH_2^+]}{[(CH_3)_2NH]}\right)$$

Técnica : perceba que fazer a razão das concentrações é equivalente a fazer a seguinte razão:

$$\frac{[(CH_3)_2NH_2^+]}{[(CH_3)_2NH]} = \frac{\frac{n_{(CH_3)_2NH_2^+}}{V_{total}}}{\frac{n_{(CH_3)_2NH}}{V_{total}}} = \frac{n_{(CH_3)_2NH_2^+}}{n_{(CH_3)_2NH}}$$

E o número de mols de cada espécie se conserva ao misturar as soluções então basta calcular o número de mols inicial de cada espécie:

$$pK_b = pOH - \log\left(\frac{[(CH_3)_2NH_2^+]}{[(CH_3)_2NH]}\right)$$

$$pK_b = pOH - \log\left(\frac{n_{(CH_3)_2NH_2^+}}{n_{(CH_3)_2NH}}\right)$$

$$3,3 = pOH - \log\left(\frac{(0,28 \text{ L})(0,04 \text{ molL}^{-1})}{(0,1 \text{ L})(0,05 \text{ molL}^{-1})}\right)$$

$$pOH = 3,65$$

Cálculo do pH a partir da constante de ionização da água:

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pH + 3,65 = 14$$

$$pH = 10,35$$

PROBLEMA 9. D

2I09

Cálculo do pH a partir da constante de acidez:

$$K_{a2} = \frac{[SO_4^{2-}][H^+]}{[HSO_4^-]}$$

Aplicando $-\log$ em ambos os lados:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}\right)$$

$$1,9 = pH - \log\left(\frac{0,25}{0,5}\right)$$

$$pH = 1,6$$

PROBLEMA 10. A

2I10

Não tem opção Cálculo do pH a partir da constante de acidez que relaciona as duas espécies HPO_4^{2-} e PO_4^{3-} :

$$K_{a3} = \frac{[\text{PO}_4^{3-}][\text{H}^+]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$$

Aplicando $-\log()$ em ambos os lados:

$$\text{p}K_{a3} = \text{pH} - \log\left(\frac{[\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}\right)$$

$$13 = \text{pH} - \log\left(\frac{0,25}{0,25}\right)$$

$$\text{pH} = 13$$

PROBLEMA 11. C

2I11

Cálculo da constante de acidez a partir das condições iniciais:
Fazendo a tabelinha:

	HF	\rightleftharpoons	H ⁺	F ⁻
início	0,4		0	0
reação	-x		+x	+x
fim	0,4 - x		x	x

Cálculo de x a partir do pH:

$$\text{pH} = 1,9 \therefore [\text{H}^+] = x = 0,013 \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

$$K_a = \frac{(0,013)(0,013)}{(0,4 - 0,013)}$$

$$K_a = 4,4 \times 10^{-4}$$

$$\text{p}K_a = 3,36$$

Cálculo do número de mols de fluoreto de sódio adicionados:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{NaF}} = \frac{0,356 \text{ g}}{42 \text{ g mol}^{-1}} = 8,5 \text{ mmol}$$

Pela estequiometria dos compostos:

$$n_{\text{F}^-} = n_{\text{NaF}} = 8,5 \text{ mmol}$$

Cálculo do novo pH a partir da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

Aplicando $-\log()$ em ambos os lados:

$$\text{p}K_a = \text{pH} - \log\left(\frac{[\text{F}^-]}{[\text{HF}]}\right)$$

Técnica : perceba que fazer a razão das concentrações é equivalente a fazer a seguinte razão:

$$\frac{[\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = \frac{\frac{n_{\text{F}^-}}{V_{\text{total}}}}{\frac{n_{\text{HF}}}{V_{\text{total}}}} = \frac{n_{\text{F}^-}}{n_{\text{HF}}}$$

E o número de mols de cada espécie se conserva ao misturar as soluções então basta calcular o número de mols inicial de cada espécie:

$$\text{p}K_a = \text{pH} - \log\left(\frac{n_{\text{F}^-}}{n_{\text{HF}}}\right)$$

$$3,36 = \text{pH} - \log\left(\frac{(8,5 \text{ mmol})}{(50 \text{ mL})(0,4 \text{ molL}^{-1})}\right)$$

$$\text{pH} = 3$$

Cálculo da variação de pH:

$$\Delta\text{pH} = 3 - 1,9 = 1,1$$

PROBLEMA 12. B

2I12

Cálculo da constante de acidez a partir das condições iniciais:
Fazendo a tabelinha:

	HBrO	\rightleftharpoons	H ⁺	BrO ⁻
início	0,5		0	0
reação	-x		+x	+x
fim	0,5 - x		x	x

Cálculo de x a partir do pH:

$$\text{pH} = 4,5 \therefore [\text{H}^+] = 3 \times 10^{-5} \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{BrO}^-]}{[\text{HBrO}]}$$

$$K_a = \frac{(3 \times 10^{-5})(3 \times 10^{-5})}{(0,5 - 3 \times 10^{-5})}$$

$$K_a = 1,8 \times 10^{-9}$$

$$\text{p}K_a = 8,75$$

Cálculo do número de mols de hipobromito de sódio adicionados:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{NaBrO}} = \frac{5,1 \text{ g}}{119 \text{ g mol}^{-1}} = 43 \text{ mmol}$$

Pela estequiometria dos compostos:

$$n_{\text{BrO}^-} = n_{\text{NaBrO}} = 43 \text{ mmol}$$

Cálculo do novo pH a partir da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{BrO}^-]}{[\text{HBrO}]}$$

Aplicando $-\log()$ em ambos os lados:

$$\text{p}K_a = \text{pH} - \log\left(\frac{[\text{BrO}^-]}{[\text{HBrO}]}\right)$$

Técnica : perceba que fazer a razão das concentrações é equivalente a fazer a seguinte razão:

$$\frac{[\text{BrO}^-]}{[\text{HBrO}]} = \frac{\frac{n_{\text{BrO}^-}}{V_{\text{total}}}}{\frac{n_{\text{HBrO}}}{V_{\text{total}}}} = \frac{n_{\text{BrO}^-}}{n_{\text{HBrO}}}$$

E o número de mols de cada espécie se conserva ao misturar as soluções então basta calcular o número de mols inicial de cada espécie:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[BrO^-]}{[HBrO]}\right)$$

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{n_{BrO^-}}{n_{HBrO}}\right)$$

$$8,75 = pH - \log\left(\frac{(43 \text{ mmol})}{(100 \text{ mL})(0,5 \text{ mol L}^{-1})}\right)$$

$$pH=8,7$$

Cálculo da variação de pH:

$$\Delta pH = 8,7 - 4,5 = 4,2$$

PROBLEMA 13. C

2I13

Cálculo do pH inicial a partir da constante de acidez:

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

Aplicando $-\log()$ em ambos os lados:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}\right)$$

$$4,8 = pH - \log\left(\frac{0,1}{0,1}\right)$$

$$pH=4,8$$

Quando adicionamos base forte a base irá reagir com o ácido aumentando a quantidade de sal. Cálculo do número de mols inicial de ácido, sal e base forte:

$$n_{CH_3COOH} = (100 \text{ mL})(0,1 \text{ mol L}^{-1}) = 10 \text{ mmol}$$

$$n_{CH_3COO^-} = (100 \text{ mL})(0,1 \text{ mol L}^{-1}) = 10 \text{ mmol}$$

$$n_{NaOH} = (10 \text{ mL})(0,95 \text{ mol L}^{-1}) = 9,5 \text{ mmol}$$

Fazendo a reação de neutralização:

	CH ₃ COOH	NaOH	→	CH ₃ COONa	H ₂ O
início	10	9,5		10	—
reação	—9,5	—9,5		+9,5	—
fim	0,5	0		19,5	—

Cálculo do novo pH:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}\right)$$

Técnica : perceba que fazer a razão das concentrações é equivalente a fazer a seguinte razão:

$$\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{\frac{n_{CH_3COO^-}}{V_{total}}}{\frac{n_{CH_3COOH}}{V_{total}}} = \frac{n_{CH_3COO^-}}{n_{CH_3COOH}}$$

E o número de mols de cada espécie se conserva ao misturar as soluções então basta calcular o número de mols inicial de cada espécie:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}\right)$$

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{n_{CH_3COO^-}}{n_{CH_3COOH}}\right)$$

$$4,8 = pH - \log\left(\frac{19,5}{0,5}\right)$$

$$pH = 6,4$$

Cálculo da variação de pH:

$$\Delta pH = 6,4 - 4,8 = 1,6$$

PROBLEMA 14. A

2I14

Cálculo do pH inicial a partir da constante de acidez que relaciona as espécies em solução HPO_4^{2-} e $H_2PO_4^-$:

$$K_{a2} = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

Aplicando $-\log()$ em ambos os lados:

$$pK_{a2} = pH - \log\left(\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}\right)$$

$$7,2 = pH - \log\left(\frac{0,14}{0,1}\right)$$

$$pH = 7,35$$

Quando adicionamos base forte a base irá reagir com o ácido aumentando a quantidade de sal. Cálculo do número de mols inicial de ácido, sal e base forte:

$$n_{H_2PO_4^-} = (100 \text{ mL})(0,1 \text{ mol L}^{-1}) = 10 \text{ mmol}$$

$$n_{HPO_4^{2-}} = (100 \text{ mL})(0,14 \text{ mol L}^{-1}) = 14 \text{ mmol}$$

$$n_{NaOH} = (75 \text{ mL})(0,1 \text{ mol L}^{-1}) = 7,5 \text{ mmol}$$

Fazendo a reação de neutralização:

	H ₂ PO ₄ ⁻	NaOH	→	HPO ₄ ²⁻	H ₂ O
início	10	7,5		14	—
reação	—7,5	—7,5		+7,5	—
fim	2,5	0		21,5	—

Cálculo do novo pH:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}\right)$$

Técnica : perceba que fazer a razão das concentrações é equivalente a fazer a seguinte razão:

$$\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = \frac{\frac{n_{HPO_4^{2-}}}{V_{total}}}{\frac{n_{H_2PO_4^-}}{V_{total}}} = \frac{n_{HPO_4^{2-}}}{n_{H_2PO_4^-}}$$

E o número de mols de cada espécie se conserva ao misturar as soluções então basta calcular o número de mols inicial de cada espécie:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}\right)$$

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{n_{HPO_4^{2-}}}{n_{H_2PO_4^-}}\right)$$

$$7,2 = pH - \log\left(\frac{21,5}{2,5}\right)$$

$$pH = 8,11$$

Cálculo da variação de pH:

$$\Delta pH = 8,11 - 7,35 = +0,76$$

PROBLEMA 15. C

2I15

Cálculo do pH inicial a partir da constante de acidez:

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

Aplicando $-\log()$ em ambos os lados:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}\right)$$

$$4,8 = pH - \log\left(\frac{0,1}{0,1}\right)$$

$$pH = 4,8$$

Quando adicionamos ácido forte o ácido irá reagir com o ânion aumentando a quantidade de ácido. Cálculo do número de mols inicial de ácido, sal e ácido forte:

$$n_{CH_3COOH} = (100 \text{ mL})(0,1 \text{ molL}^{-1}) = 10 \text{ mmol}$$

$$n_{CH_3COO^-} = (100 \text{ mL})(0,1 \text{ molL}^{-1}) = 10 \text{ mmol}$$

$$n_{HNO_3} = (20 \text{ mL})(0,1 \text{ molL}^{-1}) = 2 \text{ mmol}$$

Fazendo a reação de neutralização:

	CH_3COO^-	HNO_3	\longrightarrow	CH_3COOH	NO_3^-
início	10	2		10	—
reação	-2	-2		+2	—
fim	8	0		12	—

Cálculo do novo pH:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}\right)$$

Técnica : perceba que fazer a razão das concentrações é equivalente a fazer a seguinte razão:

$$\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{\frac{n_{CH_3COO^-}}{V_{total}}}{\frac{n_{CH_3COOH}}{V_{total}}} = \frac{n_{CH_3COO^-}}{n_{CH_3COOH}}$$

E o número de mols de cada espécie se conserva ao misturar as soluções então basta calcular o número de mols inicial de cada espécie:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}\right)$$

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{n_{CH_3COO^-}}{n_{CH_3COOH}}\right)$$

$$4,8 = pH - \log\left(\frac{8}{12}\right)$$

$$pH = 4,62$$

Cálculo da variação de pH:

$$\Delta pH = 4,62 - 4,8 = -0,18$$

PROBLEMA 16. B

2I16

Cálculo do pH inicial a partir da constante de acidez que relaciona as espécies em solução HPO_4^{2-} e $H_2PO_4^-$:

$$K_{a2} = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

Aplicando $-\log()$ em ambos os lados:

$$pK_{a2} = pH - \log\left(\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}\right)$$

$$7,2 = pH - \log\left(\frac{0,14}{0,1}\right)$$

$$pH = 7,35$$

Quando adicionamos ácido forte o ácido irá reagir com o ânion aumentando a quantidade de ácido. Cálculo do número de mols inicial de ácido, sal e ácido forte:

$$n_{H_2PO_4^-} = (100 \text{ mL})(0,1 \text{ molL}^{-1}) = 10 \text{ mmol}$$

$$n_{HPO_4^{2-}} = (100 \text{ mL})(0,14 \text{ molL}^{-1}) = 14 \text{ mmol}$$

$$n_{NaOH} = (10 \text{ mL})(0,5 \text{ molL}^{-1}) = 5 \text{ mmol}$$

Fazendo a reação de neutralização:

	HPO_4^{2-}	HCl	\longrightarrow	$H_2PO_4^-$	Cl^-
início	14	5		10	—
reação	-5	-5		+5	—
fim	9	0		15	—

Cálculo do novo pH:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}\right)$$

Técnica : perceba que fazer a razão das concentrações é equivalente a fazer a seguinte razão:

$$\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = \frac{\frac{n_{HPO_4^{2-}}}{V_{total}}}{\frac{n_{H_2PO_4^-}}{V_{total}}} = \frac{n_{HPO_4^{2-}}}{n_{H_2PO_4^-}}$$

E o número de mols de cada espécie se conserva ao misturar as soluções então basta calcular o número de mols inicial de cada espécie:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}\right)$$

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{n_{HPO_4^{2-}}}{n_{H_2PO_4^-}}\right)$$

$$7,2 = pH - \log\left(\frac{9}{15}\right)$$

$$pH = 7$$

Cálculo da variação de pH:

$$\Delta pH = 7 - 7,35 = -0,35$$

PROBLEMA 17. D

2I17

Para termos um tampão precisamos do ácido ou base fraca e seu respectivo íon em quantidades significativas.

1. **Tampão:** temos 1 mol L^{-1} tanto do ácido fraco CH_3COOH quanto do seu ânion CH_3COO^-
2. **Tampão:** 1 mol de amônia reage com 1 mol de HCl formando 1 mol de NH_4Cl então temos 1 mol L^{-1} tanto da base fraca quanto do seu cátion NH_4^+
3. **Não é tampão:** O sistema é composto por um ácido e uma base fortes que se neutralizam, dessa forma não caracteriza um tampão
4. **Tampão:** O sistema é composto por um ácido e uma base fraca que reagem entre si parcialmente, formando ânion e cátion em quantidades significativas, constituindo um tampão.

PROBLEMA 18. D

2I18

Para termos um tampão precisamos do ácido ou base fraca e seu respectivo íon em quantidades significativas.

1. **Tampão:** temos 1 mol L^{-1} tanto da base fraca NH_4OH quanto do seu cátion NH_4^+
2. **Não é Tampão:** 1 mol de ácido reage com 1 mol de NaOH formando 1 mol de CH_3COO^- então temos 1 mol L^{-1} porém o ácido acaba sendo totalmente consumido nesse processo então ele não está presente na solução final em quantidade significativa, logo não caracteriza um tampão.
3. **Tampão:** 1 mol de ácido reage com 1 mol de NaOH formando 1 mol de CH_3COO^- então temos 1 mol L^{-1} tanto de CH_3COO^- quanto de CH_3COOH caracterizando um tampão.
4. **Tampão:** Quando temos um ácido poliprótico iremos reagir um hidrogênio de cada vez:

	H_3PO_4	NaOH	\longrightarrow	NaH_2PO_4	H_2O
início	2	5		0	—
reação	—2	—2		+2	—
fim	0	3		2	—

	NaH_2PO_4	NaOH	\longrightarrow	Na_2HPO_4	H_2O
início	2	3		0	—
reação	—2	—2		+2	—
fim	0	1		2	—

	Na_2HPO_4	NaOH	\longrightarrow	Na_3PO_4	H_2O
início	2	1		0	—
reação	—1	—1		+1	—
fim	1	0		1	—

Veja que no final temos um ácido e sua base conjugada, caracterizando um tampão.

PROBLEMA 19. A

2I19

O sistema mais adequado é aquele que opera mais próximo do pH desejado, ou seja, aquele cujo ponto médio do tampão mais se aproxima do pH desejado. No ponto médio do tampão temos $[\text{sal}] = [\text{ácido}]$ Consequentemente:

$$\text{pK}_a = \text{pH}$$

Analisando as alternativas, aquele cujo pK_a mais se aproxima do desejado é a solução de ácido acético $\text{pK}_a = 4,8$

PROBLEMA 20. C

2I20

O sistema mais adequado é aquele que opera mais próximo do pH desejado, ou seja, aquele cujo ponto médio do tampão mais se aproxima do pH desejado. No ponto médio do tampão temos $[\text{sal}] = [\text{ácido}]$ Consequentemente:

$$\text{pK}_a = \text{pH}$$

Analisando as alternativas, aquele cujo pK_a mais se aproxima do desejado é a solução da segunda ionização do ácido carbônico H_2CO_3 $\text{pK}_{a2} = 10$

PROBLEMA 21. A

2I21

Cálculo da razão a partir da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Aplicando $-\log()$ em ambos os lados:

$$\text{pK}_a = \text{pH} - \log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}\right)$$

Cálculo da razão desejada:

$$4,8 = 5,25 - \log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}\right)$$

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 2,8$$

PROBLEMA 22. B

2I22

Cálculo da razão a partir da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

Aplicando $-\log()$ em ambos os lados:

$$\text{pK}_a = \text{pH} - \log\left(\frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}\right)$$

Cálculo da razão desejada:

$$4,2 = 3,5 - \log\left(\frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}\right)$$

$$\frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} = 0,2$$

PROBLEMA 23. D

2I23

Cálculo da concentração de H^+ a partir do pH:

$$\text{pH} = 6,5 \therefore [\text{H}^+] = 3,2 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$$

Cálculo da razão a partir da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}$$

$$3 \times 10^{-8} = \frac{(3,2 \times 10^{-7})[\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}$$

$$\frac{[\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]} = 9,375 \times 10^{-2}$$

PROBLEMA 24. A

2I24

Cálculo da concentração de H^+ a partir do pH:

$$pH = 4,13 \therefore [H^+] = 7,4 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

Cálculo da razão a partir da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[H^+][X^-]}{[HX]}$$

$$3,2 \times 10^{-4} = \frac{(7,4 \times 10^{-5})[X^-]}{[HX]}$$

$$\frac{[X^-]}{[HX]} = 4,3$$

PROBLEMA 25. D

2I25

Quando adicionamos base forte a base irá reagir com o ácido aumentando a quantidade de sal. Cálculo do número de mols inicial de ácido e base forte:

$$n_{CH_3COOH} = (25 \text{ mL})(0,1 \text{ mol L}^{-1}) = 2,5 \text{ mmol}$$

$$n_{NaOH} = (10 \text{ mL})(0,1 \text{ mol L}^{-1}) = 1 \text{ mmol}$$

Fazendo a reação de neutralização:

	CH ₃ COOH	NaOH	→	CH ₃ COONa	H ₂ O
início	2,5	1		0	—
reação	—1	—1		+1	—
fim	1,5	0		1	—

Cálculo do pH a partir da constante de acidez:

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

Aplicando — log em ambos os lados:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}\right)$$

Técnica: perceba que fazer a razão das concentrações é equivalente a fazer a seguinte razão:

$$\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{\frac{n_{CH_3COO^-}}{V_{total}}}{\frac{n_{CH_3COOH}}{V_{total}}} = \frac{n_{CH_3COO^-}}{n_{CH_3COOH}}$$

E o número de mols de cada espécie se conserva ao misturar as soluções então basta calcular o número de mols inicial de cada espécie:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}\right)$$

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{n_{CH_3COO^-}}{n_{CH_3COOH}}\right)$$

$$4,8 = pH - \log\left(\frac{1}{1,5}\right)$$

$$pH = 4,6$$

PROBLEMA 26. E

2I26

Quando adicionamos base forte a base irá reagir com o ácido aumentando a quantidade de sal. Cálculo do número de mols inicial de ácido e base forte:

$$n_{C_6H_5COOH} = (30 \text{ mL})(0,12 \text{ mol L}^{-1}) = 3,6 \text{ mmol}$$

$$n_{KOH} = (5 \text{ mL})(0,2 \text{ mol L}^{-1}) = 1 \text{ mmol}$$

Fazendo a reação de neutralização:

	C ₆ H ₅ COOH	KOH	→	C ₆ H ₅ COOK	H ₂ O
início	3,6	1		0	—
reação	—1	—1		+1	—
fim	2,6	0		1	—

Cálculo do pH a partir da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[H^+][C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]}$$

Aplicando — log em ambos os lados:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]}\right)$$

Técnica: perceba que fazer a razão das concentrações é equivalente a fazer a seguinte razão:

$$\frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]} = \frac{\frac{n_{C_6H_5COO^-}}{V_{total}}}{\frac{n_{C_6H_5COOH}}{V_{total}}} = \frac{n_{C_6H_5COO^-}}{n_{C_6H_5COOH}}$$

E o número de mols de cada espécie se conserva ao misturar as soluções então basta calcular o número de mols inicial de cada espécie:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]}\right)$$

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{n_{C_6H_5COO^-}}{n_{C_6H_5COOH}}\right)$$

$$4,2 = pH - \log\left(\frac{1}{2,6}\right)$$

$$pH = 3,8$$

PROBLEMA 27. E

2I27

Cálculo do número de mols de ácido a partir da titulação: Pela estequiometria da titulação:

$$n_{\text{ácido}} = n_{NaOH}$$

$$n_{\text{ácido}} = (0,35 \text{ mol L}^{-1})(52 \text{ mL}) = 18,2 \text{ mmol}$$

Cálculo do pK_a a partir do pH da segunda situação: Quando adicionamos base forte a base irá reagir com o ácido aumentando a quantidade de sal. Cálculo do número de mols base forte adicionada:

$$n_{NaOH} = (26 \text{ mL})(0,35 \text{ mol L}^{-1}) = 9,1 \text{ mmol}$$

Fazendo a reação de neutralização:

	HX	NaOH	→	NaX	H ₂ O
início	18,2	9,1		0	—
reação	—9,1	—9,1		+9,1	—
fim	9,1	0		9,1	—

Cálculo do pK_a a partir do pH:

$$K_a = \frac{[H^+][X^-]}{[HX]}$$

Aplicando $-\log$ em ambos os lados:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[X^-]}{[HX]}\right)$$

Técnica : perceba que fazer a razão das concentrações é equivalente a fazer a seguinte razão:

$$\frac{[X^-]}{[HX]} = \frac{\frac{n_{X^-}}{V_{total}}}{\frac{n_{HX}}{V_{total}}} = \frac{n_{X^-}}{n_{HX}}$$

E o número de mols de cada espécie se conserva ao misturar as soluções então basta calcular o número de mols inicial de cada espécie:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[X^-]}{[HX]}\right)$$

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{n_{X^-}}{n_{HX}}\right)$$

$$pK_a = 3,8 - \log\left(\frac{9,1}{9,1}\right)$$

$$pK_a = 3,8$$

PROBLEMA 28. E

2I28

Cálculo do número de mols de ácido a partir da titulação: Pela estequiometria da titulação:

$$n_{\text{ácido}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$n_{\text{ácido}} = (0,25 \text{ molL}^{-1})(40 \text{ mL}) = 10 \text{ mmol}$$

Cálculo do pK_a a partir do pH da segunda situação: Quando adicionamos base forte a base irá reagir com o ácido aumentando a quantidade de sal. Cálculo do número de mols base forte adicionada:

$$n_{\text{NaOH}} = (10 \text{ mL})(0,25 \text{ molL}^{-1}) = 2,5 \text{ mmol}$$

Fazendo a reação de neutralização:

	HX	NaOH	→	NaX	H ₂ O
início	10	2,5		0	—
reação	-2,5	-2,5		+2,5	—
fim	7,5	0		2,5	—

Cálculo do pK_a a partir do pH:

$$K_a = \frac{[H^+][X^-]}{[HX]}$$

Aplicando $-\log$ em ambos os lados:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[X^-]}{[HX]}\right)$$

Técnica: perceba que fazer a razão das concentrações é equivalente a fazer a seguinte razão:

$$\frac{[X^-]}{[HX]} = \frac{\frac{n_{X^-}}{V_{total}}}{\frac{n_{HX}}{V_{total}}} = \frac{n_{X^-}}{n_{HX}}$$

E o número de mols de cada espécie se conserva ao misturar as soluções então basta calcular o número de mols inicial de cada espécie:

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{[X^-]}{[HX]}\right)$$

$$pK_a = pH - \log\left(\frac{n_{X^-}}{n_{HX}}\right)$$

$$pK_a = 3,1 - \log\left(\frac{2,5}{7,5}\right)$$

$$pK_a = 3,6$$

PROBLEMA 29. B

2I29

No ponto estequiométrico, o ácido foi totalmente neutralizado. Cálculo do número de mols de ácido a serem neutralizados:

$$n_{\text{ácido}} = (25 \text{ mL})(0,1 \text{ molL}^{-1}) = 2,5 \text{ mmol}$$

Então precisaremos de 2,5 mmol de NaOH para neutralizá-lo. Cálculo do volume de NaOH a ser adicionado:

$$V = \frac{n}{c}$$

$$V = \frac{2,5 \text{ mmol}}{0,1 \text{ molL}^{-1}} = 25 \text{ mL}$$

Cálculo do volume final da solução:

$$V_f = V_{\text{NaOH}} + V_{\text{ácido}} = 25 + 25 = 50 \text{ mL}$$

Cálculo da concentração final de sal:

$$[CH_3COO^-] = \frac{n}{V}$$

$$[CH_3COO^-] = \frac{2,5 \text{ mmol}}{50 \text{ mL}} = 0,05 \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo do pH a partir da hidrólise do sal: Cálculo da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados:

$$pK_h = pK_w - pK_a$$

$$pK_h = 14 - 4,8 = 9,2$$

Fazendo a tabelinha:

	$CH_3COO^-(aq)$	$H_2O(l)$	\rightleftharpoons	$CH_3COOH(aq)$	$OH^-(aq)$
início	0,05			0	0
reação	-x			+x	+x
final	0,05 - x			x	x

Cálculo de x a partir da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados:

$$pK_h = -\log[CH_3COOH][OH^-] + \log[CH_3COO^-]$$

$$9,2 = -\log x^2 + \log(0,05 - x)$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $0,05 - x \approx 0,05$

$$9,2 = -\log x^2 + \log(0,05)$$

Sendo $-\log x = \text{pOH}$ temos:

$$\text{pOH} = 5,3$$

Cálculo do pH a partir da constante de autoionização da água:

$$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}^+]$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados:

$$\text{p}K_w = \text{pOH} + \text{pH}$$

$$14 = 5,3 + \text{pH}$$

$$\text{pH} = 8,7$$

PROBLEMA 30. A

2I30

No ponto estequiométrico, o ácido foi totalmente neutralizado. Cálculo do número de mols de ácido a serem neutralizados:

$$n_{\text{ácido}} = (25 \text{ mL})(0,12 \text{ mol L}^{-1}) = 3 \text{ mmol}$$

Então precisaremos de 3 mmol de NaOH para neutralizá-lo. Cálculo do volume de NaOH a ser adicionado:

$$V = \frac{n}{c}$$

$$V = \frac{3 \text{ mmol}}{0,023 \text{ mol L}^{-1}} = 130,4 \text{ mL}$$

Cálculo do volume final da solução:

$$V_f = V_{\text{NaOH}} + V_{\text{ácido}} = 25 + 130,4 = 155,4 \text{ mL}$$

Cálculo da concentração final de sal:

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = \frac{n}{V}$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = \frac{3 \text{ mmol}}{155,4 \text{ mL}} = 0,019 \text{ mol L}^{-1}$$

Cálculo do pH a partir da hidrólise do sal: Cálculo da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados:

$$\text{p}K_h = \text{p}K_w - \text{p}K_a$$

$$\text{p}K_h = 14 - 4,2 = 9,8$$

Fazendo a tabelinha:

	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-(\text{aq})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	\rightleftharpoons	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}(\text{aq})$	$\text{OH}^-(\text{aq})$
início	0,019			0	0
reação	-x			+x	+x
final	0,019 - x			x	x

Cálculo de x a partir da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados:

$$\text{p}K_h = -\log[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}][\text{OH}^-] + \log[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]$$

$$9,8 = -\log x^2 + \log(0,019 - x)$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $0,019 - x \approx 0,019$

$$9,8 = -\log x^2 + \log(0,019)$$

Sendo $-\log x = \text{pOH}$ temos:

$$\text{pOH} = 5,8$$

Cálculo do pH a partir da constante de autoionização da água:

$$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}^+]$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados:

$$\text{p}K_w = \text{pOH} + \text{pH}$$

$$14 = 5,8 + \text{pH}$$

$$\text{pH} = 8,2$$

PROBLEMA 31. D

2I31

Quando adicionamos ácido forte o ácido irá reagir com a base aumentando a quantidade de sal. Cálculo do número de mols inicial de base e ácido forte:

$$n_{\text{NH}_3} = (15 \text{ mL})(0,15 \text{ mol L}^{-1}) = 2,25 \text{ mmol}$$

$$n_{\text{HCl}} = (15 \text{ mL})(0,1 \text{ mol L}^{-1}) = 1,5 \text{ mmol}$$

Fazendo a reação de neutralização:

	NH_3	HCl	\longrightarrow	NH_4Cl
início	2,25	1,5		0
reação	-1,5	-1,5		+1,5
fim	0,75	0		1,5

Cálculo do pOH a partir da constante de basicidade

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

Aplicando $-\log()$ em ambos os lados:

$$\text{p}K_b = \text{pOH} - \log\left(\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}\right)$$

Técnica: perceba que fazer a razão das concentrações é equivalente a fazer a seguinte razão:

$$\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \frac{\frac{n_{\text{NH}_4^+}}{V_{\text{total}}}}{\frac{n_{\text{NH}_3}}{V_{\text{total}}}} = \frac{n_{\text{NH}_4^+}}{n_{\text{NH}_3}}$$

E o número de mols de cada espécie se conserva ao misturar as soluções então basta calcular o número de mols inicial de cada espécie:

$$\text{p}K_b = \text{pOH} - \log\left(\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}\right)$$

$$\text{p}K_b = \text{pOH} - \log\left(\frac{n_{\text{NH}_4^+}}{n_{\text{NH}_3}}\right)$$

$$4,8 = \text{pOH} - \log\left(\frac{1,5}{0,75}\right)$$

$$\text{pOH} = 5,1$$

Cálculo do pH a partir da constante de autoionização da água:

$$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}^+]$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados:

$$\text{p}K_w = \text{pOH} + \text{pH}$$

$$14 = 5,1 + \text{pH}$$

$$\text{pH} = 8,9$$

PROBLEMA 32. D

2I32

Quando adicionamos ácido forte o ácido irá reagir com a base aumentando a quantidade de sal. Cálculo do número de mols inicial de base e ácido forte:

$$n_{\text{CH}_3\text{NH}_2} = (50 \text{ mL})(0,25 \text{ mol L}^{-1}) = 12,5 \text{ mmol}$$

$$n_{\text{HCl}} = (15 \text{ mL})(0,35 \text{ mol L}^{-1}) = 5,25 \text{ mmol}$$

Fazendo a reação de neutralização:

	CH_3NH_2	HCl	\longrightarrow	$\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$
início	12,5	5,25		0
reação	-5,25	-5,25		+5,25
fim	7,25	0		5,25

Cálculo do pOH a partir da constante de basicidade

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

Aplicando $-\log()$ em ambos os lados:

$$\text{p}K_b = \text{pOH} - \log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}\right)$$

Técnica: perceba que fazer a razão das concentrações é equivalente a fazer a seguinte razão:

$$\frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} = \frac{\frac{n_{\text{CH}_3\text{NH}_3^+}}{V_{\text{total}}}}{\frac{n_{\text{CH}_3\text{NH}_2}}{V_{\text{total}}}} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{NH}_3^+}}{n_{\text{CH}_3\text{NH}_2}}$$

E o número de mols de cada espécie se conserva ao misturar as soluções então basta calcular o número de mols inicial de cada espécie:

$$\text{p}K_b = \text{pOH} - \log\left(\frac{n_{\text{CH}_3\text{NH}_3^+}}{n_{\text{CH}_3\text{NH}_2}}\right)$$

$$\text{p}K_b = \text{pOH} - \log\left(\frac{n_{\text{CH}_3\text{NH}_3^+}}{n_{\text{CH}_3\text{NH}_2}}\right)$$

$$3,4 = \text{pOH} - \log\left(\frac{5,25}{7,25}\right)$$

$$\text{pOH} = 3,3$$

Cálculo do pH a partir da constante de autoionização da água:

$$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}^+]$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados:

$$\text{p}K_w = \text{pOH} + \text{pH}$$

$$14 = 3,3 + \text{pH}$$

$$\text{pH} = 10,7$$

PROBLEMA 33. E

2I33

No ponto estequiométrico, a base foi totalmente neutralizada. Cálculo do número de mols de base a serem neutralizados:

$$n_{\text{base}} = (15 \text{ mL})(0,15 \text{ mol L}^{-1}) = 2,25 \text{ mmol}$$

Então precisaremos de 2,25 mmol de HCl para neutralizá-lo. Cálculo do volume de HCl a ser adicionado:

$$V = \frac{n}{c}$$

$$V = \frac{2,25 \text{ mmol}}{0,1 \text{ mol L}^{-1}} = 22,5 \text{ mL}$$

Cálculo do volume final da solução:

$$V_f = V_{\text{HCl}} + V_{\text{base}} = 22,5 + 25 = 47,5 \text{ mL}$$

Cálculo da concentração final de sal:

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{n}{V}$$

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{2,25 \text{ mmol}}{47,5 \text{ mL}} = 0,047 \text{ mol L}^{-1}$$

Cálculo do pH a partir da hidrólise do sal: Cálculo da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados:

$$\text{p}K_h = \text{p}K_w - \text{p}K_b$$

$$\text{p}K_h = 14 - 4,8 = 9,2$$

Fazendo a tabelinha:

	$\text{NH}_4^+(\text{aq})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	\rightleftharpoons	$\text{NH}_3(\text{aq})$	$\text{H}^+(\text{aq})$
início	0,047			0	0
reação	-x			+x	+x
final	$0,047 - x$			x	x

Cálculo de x a partir da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados:

$$\text{p}K_h = -\log[\text{NH}_3][\text{H}^+] + \log[\text{NH}_4^+]$$

$$9,2 = -\log x^2 + \log(0,047 - x)$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $0,047 - x \approx 0,047$

$$9,8 = -\log x^2 + \log(0,047)$$

Sendo $-\log x = \text{pH}$ temos:

$$\text{pH} = 5,6$$

PROBLEMA 34. A

2I34

OBS: fica no meio de duas opções: Vamos usar a notação Z para nos referir à base e ZH^+ para o seu cátion formado. No ponto estequiométrico, a base foi totalmente neutralizada. Cálculo do número de mols de base a serem neutralizados:

$$n_{\text{base}} = (30 \text{ mL})(0,0172 \text{ molL}^{-1}) = 0,516 \text{ mmol}$$

Então precisaremos de 0,516 mmol de HCl para neutralizá-lo. Cálculo do volume de HCl a ser adicionado:

$$V = \frac{n}{c}$$

$$V = \frac{0,516 \text{ mmol}}{0,016 \text{ molL}^{-1}} = 32,25 \text{ mL}$$

Cálculo do volume final da solução:

$$V_f = V_{\text{HCl}} + V_{\text{base}} = 32,25 + 30 = 62,25 \text{ mL}$$

Cálculo da concentração final de sal:

$$[Z^+] = \frac{n}{V}$$

$$[Z^+] = \frac{0,516 \text{ mmol}}{62,25 \text{ mL}} = 8,3 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo do pH a partir da hidrólise do sal: Cálculo da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados:

$$pK_h = pK_w - pK_b$$

$$pK_h = 14 - 5,8 = 8,2$$

Fazendo a tabelinha:

	$ZH^+(aq)$	$H_2O(l)$	\rightleftharpoons	$Z(aq)$	$H_3O^+(aq)$
início	$8,3 \times 10^{-3}$			0	0
reação	$-x$			$+x$	$+x$
final	$8,3 \times 10^{-3} - x$			x	x

Cálculo de x a partir da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{[Z][H_3O^+]}{[ZH^+]}$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados:

$$pK_h = -\log[Z][H_3O^+] + \log[ZH^+]$$

$$8,2 = -\log x^2 + \log(8,3 \times 10^{-3} - x)$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $8,3 \times 10^{-3} - x \approx 8,3 \times 10^{-3}$

$$9,8 = -\log x^2 + \log(8,3 \times 10^{-3})$$

Sendo $-\log x = \text{pH}$ temos:

$$\text{pH} = 5,14$$

Veja que de fato a hipótese é válida ($x \approx 1 \times 10^{-6}$)

PROBLEMA 35. C

2I35

As concentrações das espécies são $0,2 \text{ molL}^{-1}$ de CH_3COOH e $0,2 \text{ molL}$ de NaOH então vamos precisar de um volume V da primeira solução e um volume V da segunda para realizar a titulação ficando com um volume 2V no final, e após a titulação, temos apenas o íon CH_3COO^- . Cálculo da concentração de CH_3COO^- após a titulação:

$$c_0 = \frac{V(0,2 \text{ molL}^{-1})}{(2V)} = 0,1 \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo do pH a partir da hidrólise do sal: Cálculo da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados:

$$pK_h = pK_w - pK_a$$

$$pK_h = 14 - 4,8 = 9,2$$

Fazendo a tabelinha:

	$\text{CH}_3\text{COO}^-(aq)$	$\text{H}_2\text{O}(l)$	\rightleftharpoons	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq)$	$\text{OH}^-(aq)$
início	0,1			0	0
reação	$-x$			$+x$	$+x$
final	$0,1 - x$			x	x

Cálculo de x a partir da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados:

$$pK_h = -\log[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-] + \log[\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$9,2 = -\log x^2 + \log(0,1 - x)$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $0,1 - x \approx 0,1$

$$9,2 = -\log x^2 + \log(0,1)$$

Sendo $-\log x = \text{pOH}$ temos:

$$\text{pOH} = 5,1$$

Cálculo do pH a partir da constante de autoionização da água:

$$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}^+]$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados:

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

$$14 = 5,1 + \text{pH}$$

$$\text{pH} = 8,9$$

Os indicadores adequados são aqueles em que o pH calculado se encontra dentro da faixa de transição de cor. Analisando as opções, vemos que apenas **3 e 4** atendem os requisitos.

PROBLEMA 36. C

2I36

OBS: era para ser amônia ao invés de ácido acético e HCl ao invés de NaOH. As concentrações das espécies são $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de NH_3 e $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de HCl então vamos precisar de um volume V da primeira solução e um volume V da segunda para realizar a titulação ficando com um volume 2V no final, e após a titulação, temos apenas o íon NH_4^+ . Cálculo da concentração de NH_4^+ após a titulação:

$$c_0 = \frac{V(0,2 \text{ mol L}^{-1})}{(2V)} = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$$

Cálculo do pH a partir da hidrólise do sal: Cálculo da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados:

$$\text{p}K_h = \text{p}K_w - \text{p}K_b$$

$$\text{p}K_h = 14 - 4,8 = 9,2$$

Fazendo a tabelinha:

	$\text{NH}_4^+(\text{aq})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	\rightleftharpoons	$\text{NH}_3(\text{aq})$	$\text{H}^+(\text{aq})$
início	0,1			0	0
reação	-x			+x	+x
final	$0,1 - x$			x	x

Cálculo de x a partir da constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados:

$$\text{p}K_h = -\log[\text{NH}_3][\text{H}^+] + \log[\text{NH}_4^+]$$

$$9,2 = -\log x^2 + \log(0,1 - x)$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $0,1 - x \approx 0,1$

$$9,2 = -\log x^2 + \log(0,1)$$

Sendo $-\log x = \text{pH}$ temos:

$$\text{pH} = 5,1$$

Os indicadores adequados são aqueles em que o pH calculado se encontra dentro da faixa de transição de cor. Analisando as opções, vemos que apenas 1 e 2 atendem os requisitos.