



QUÍMICA ANALÍTICA (QA)

Outras estratégias de resolução além das apresentadas neste gabarito podem ser consideradas durante a correção, desde que, não exista erro conceitual e a resposta correta seja indicada.

QA 01.

Os erros cometidos na execução e descrição do procedimento são:

- (1) uso de béquer de 50 mL e não de um balão volumétrico de mesmo volume para preparar a solução diluída do vinho (amostra).
- (2) uso de pipeta graduada de 5,0 mL e não de uma pipeta volumétrica de 5,00 mL para realizar a transferência da amostra de vinho diluída para o erlenmeyer.
- (3) emprego de indicar visual (fenolftaleína) ao invés de uso de um indicador instrumental (medidor de pH, por exemplo – titulação potenciométrica), uma vez que mesmo com a diluição a amostra de vinho tinto ainda apresentar cor semelhante ao indicador (após a viragem – ambos seriam rosa), inviabilizando a correta determinação do ponto final.
- (4) O volume obtido experimentalmente é referente ao ponto final, e não ao ponto de equivalência (ponto final teórico), como mencionado no texto.
- (5) O número de algarismos significativos do volume do ponto final foi expresso de forma errada, uma vez que foi utilizada uma bureta de 25,00 mL. Neste caso, o volume deveria ser descrito como 15,30 mL, e não 15,3 mL, por exemplo.

QA 02.

Quantidade total de Br₂:

$$= 25,00 \text{ mL KBrO}_3 \times 0,01767 \frac{\text{mmol KBrO}_3}{\text{mL KBrO}_3} \times \frac{3 \text{ mmol Br}_2}{\text{mmol KBrO}_3} = 1,32525 \text{ mmol Br}_2$$

Calcular quanto Br₂ estava em excesso em relação ao necessário para realizar a bromação do analito:

Quantidade em excesso de Br₂ = quantidade de I₂

$$= 12,92 \text{ mL Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \times 0,1215 \frac{\text{mmol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}{\text{mL Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \times \frac{1 \text{ mmol I}_2}{2 \text{ mmol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 0,78489 \text{ mmol Br}_2 (= \text{I}_2)$$

A quantidade de Br₂ consumida pela amostra é dada por:

Quantidade de Br₂:

$$= 1,32525 - 0,78489 = 0,54036 \text{ mmol Br}_2$$

Massa de NH₂C₆H₄SO₂NH₂:

$$= 0,54036 \text{ mmol Br}_2 \times \frac{1 \text{ mmol NH}_2\text{C}_6\text{H}_4\text{SO}_2\text{NH}_2}{2 \text{ mmol Br}_2} = 0,17221 \frac{\text{g NH}_2\text{C}_6\text{H}_4\text{SO}_2\text{NH}_2}{\text{mmol NH}_2\text{C}_6\text{H}_4\text{SO}_2\text{NH}_2} = 0,046528 \text{ g de NH}_2\text{C}_6\text{H}_4\text{SO}_2\text{NH}_2$$

Porcentagem de NH₂C₆H₄SO₂NH₂:

$$= \frac{0,046528 \text{ g NH}_2\text{C}_6\text{H}_4\text{SO}_2\text{NH}_2}{0,2891 \text{ g de amostra} \times 20,00 \text{ mL}/1000\text{mL}} \times 100\% = 80,47 \% \text{ de sulfanilamida}$$



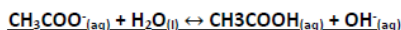
QA 03.

Transformar a concentração em ppm para concentração molar:

$$1 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{COONa} \text{ ----- } 82000 \text{ mg}$$

$$X \text{ ----- } 16400 \text{ mg}$$

$$X = 0,2 \text{ mol/L}$$



Aplicando a expressão de K_s , verifica-se que em água:

a.

$$K_h(\text{hidrólise}) = K_w/K_a$$

$$K_h = 1.10^{-14}/1,8.10^{-5}$$

$$K_h = 5,55.10^{-10}$$

b.

$$K_h = [\text{sal}] \alpha^2 / (1 - \alpha). \text{ Assumindo } [\text{sal}] = C, \text{ tem-se:}$$

$$K_h(1 - \alpha) = C\alpha^2$$

$$C\alpha^2 + K_h\alpha + K_h = 0. \text{ Aplicando báskara, tem-se: } \Delta = b^2 - 4ac \text{ e então:}$$

$$\alpha = 5,27.10^{-5}$$

c.

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

$$[\text{OH}^-]^2 = 5,55.10^{-10} \cdot 0,2$$

$$[\text{OH}^-] = 1,05.10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} \sim -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = 4,98$$

$$\text{pH} = 9,02$$

d.

Em virtude do pH de sua solução e da origem do acetato de sódio, trata-se de um sal de caráter alcalino

QA 04. (Retificada)



Em pH = 11 e considerando que pH + pOH = 14, então:

$$\text{pOH} = 3, \text{ como: } [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

Assim a $[\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$. Uma vez que, $K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}] \times [\text{OH}^-]^3$

$$6,0 \times 10^{-38} = [\text{Fe}^{3+}] \times [1,0 \times 10^{-3}]^3, \text{ então: } [\text{Fe}^{3+}] = 6,0 \times 10^{-29} \text{ mol L}^{-1}.$$

QA 05.

Espera-se que o candidato:

1. Calcule o número de mols total de EDTA ($n_{\text{EDTA}} = (5 \times 10^{-3}) \times (0,0103) = 5,15 \times 10^{-5} \text{ mol}$)

2. Calcule o n_{EDTA} em excesso que reagiu com o $\text{Zn}^{2+} = (1,32 \times 10^{-3}) \times (0,0122) = 1,61 \times 10^{-5} \text{ mol}$

3. Subtraia n_{EDTA} em excesso pelo n_{EDTA} total = $5,15 \times 10^{-5} - 1,61 \times 10^{-5} = 3,54 \times 10^{-5} \text{ mol}$

4. identifique que o valor encontrado é igual número de mols de Cr^{3+} .

5. Transformar o número de mols de Cr em massa (mg) = $(3,54 \times 10^{-5}) \times 52 \times 1000 = 1,84 \text{ mg}$

6. Fazer adequação da concentração para 1 L: $(1,84 \times 1000)/15 = 122,67 \text{ mg L}^{-1}$ em Cr^{3+} .