

UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO
ESCOLA SUPERIOR DE AGRICULTURA "LUIZ DE QUEIROZ"
DEPARTAMENTO DE CIÊNCIAS EXATAS
LCE 116 – QUÍMICA ANALÍTICA INORGÂNICA PRÁTICA
PROVA I - 08/05/2023

GABARITO

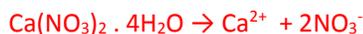
1. Quantos gramas do sal nitrato de cálcio $[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}]$ devem ser dissolvidos em 250 mL de água para que a solução obtida apresente $0,50 \text{ mol L}^{-1} \text{ NO}_3^-$?

$$M = n/V$$

$$0,50 = n/0,25$$

$$n = 0,125 \text{ mol NO}_3^-$$

A dissociação do nitrato de cálcio é representada pela seguinte equação:



Assim, para se obter $0,125 \text{ mol NO}_3^-$ será necessário $0,0625 \text{ mol}$ do sal.

Como 1 mol do sal encerra uma massa de 236 g , em $0,0625 \text{ mol}$ haverá $14,75 \text{ g}$.

Resposta: 14,75 g

2. Se a concentração de hidrogênio de uma solução do padrão primário ftalato ácido de potássio for igual a $0,10 \text{ mol L}^{-1}$, se 20 mL dessa solução foram colocados em um frasco de Erlenmeyer juntamente com algumas gotas do indicador fenolftaleína e se 20 mL de solução de hidróxido de potássio (KOH) foram transferidos via bureta para o frasco de Erlenmeyer até a mistura nele contida atingir cor rósea, qual é a concentração molar exata da solução de KOH?

Na titulação foram transferidos, via bureta, $20 \text{ mL} \times 0,1 \text{ mol L}^{-1} = 2 \text{ mmols H}^+$ para o frasco de Erlenmeyer. Como a reação ocorrente é dada por $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$, havia, portanto, 2 mmols de OH^- nos 20 mL da solução de KOH. Como a proporção estequiométrica $\text{K}^+ : \text{OH}^-$ no KOH é igual a $1 \text{ mol} : 1 \text{ mol}$, havia 2 mmols de KOH em 20 mL de solução. Logo, $M = n/V$ e $M = 2 \text{ mmols} / 20 \text{ mL} = 0,10 \text{ mol L}^{-1}$.

Resposta: 0,10 mol L⁻¹

3. 10 mg de um fertilizante que continha nitrogênio sob a forma amoniacal (NH_4^+) foram colocados diretamente no tubo de destilação e receberam 20 mL de solução de NaOH $0,25 \text{ mol L}^{-1}$. O destilado foi recolhido em solução de ácido bórico contendo mistura de indicadores ácido-base e, em seguida, realizou-se a titulação transferindo-se via bureta 10 mL de solução padronizada de HCl $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ para a “restauração” do ácido bórico ($\text{H}_2\text{BO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3$). Calcule o teor de nitrogênio do fertilizante expressando-o em % N (m/m).

Como o ácido clorídrico sofre ionização na proporção estequiométrica 1:1, a concentração de hidrogênio na solução de HCl será também igual a $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ ou $0,01 \text{ mmol mL}^{-1}$.

Na titulação, $\text{mmols H}^+ = \text{mmols N}$.

Assim:

$$\text{mmols N} = 10 \text{ mL} \times 0,01 \text{ mmol mL}^{-1} = 0,1 \text{ mmol}$$

$$\text{mg N} = 0,1 \text{ mmol} \times 14 \text{ mg mmol}^{-1} = 1,4 \text{ mg}$$

Logo, em 10 mg de fertilizante havia 1,4 mg de N; portanto em 100 mg havia 14 mg e assim o teor de N era de 14 % (m/m).

Resposta: 14 % (m/m)

4. 100 mg de um corretivo da acidez do solo foram colocados em contato com 20 mmols de H^+ . Uma vez ocorrida a reação de neutralização, procedeu-se à determinação da sobra de hidrogênio encontrando-se o valor de 18,5 mmols de H^+ . Calcule o valor do poder de neutralização do corretivo expressando-o em % ECaCO_3 .

A diferença entre a quantidade inicial de H^+ e a quantidade desse íon que restou em solução após o contato com o corretivo é igual ao número de hidroxilas liberadas pelo corretivo.

Assim:

$$\text{OH}^- \text{ corretivo} = 20 \text{ mmols} - 18,5 \text{ mmols}$$

$$\text{OH}^- \text{ corretivo} = 1,5 \text{ mmol}$$

Se 100 mg de CaCO_3 podem gerar até 2 mmols de OH^- , para a geração de 1,5 mmols de OH^- serão necessários 75 mg de CaCO_3 .

Essa seria a massa de CaCO_3 que estaria na amostra de corretivo caso aquele composto fosse a única fonte de OH^- presente naquele material. Assim, se 100 mg correspondem a 100% da amostra de corretivo, 75 mg corresponderão a 75 % da mesma. Logo $\text{PN} = 75 \% \text{ECaCO}_3$.

Resposta: $\text{PN} = 75 \% \text{CaCO}_3$

5. Considerando-se que o volume de extrato gerado no exercício anterior era de 50 mL e que 5 mL do mesmo foram titulados com 10 mL solução de EDTA 0,01 mol L⁻¹ na presença de agentes quelantes/complexantes mascarantes e do indicador metalocrômico calcon, calcule o teor de cálcio da amostra expressando-o em % CaO (m/m).

Na titulação tem-se que mmols EDTA = mmols Ca²⁺

Assim:

$$\text{mmols Ca}^{2+} = 10 \text{ mL} \times 0,01 \text{ mmol mL}^{-1}$$

$$\text{mmols Ca}^{2+} = 0,1 \text{ mmol}$$

$$\text{mg Ca}^{2+} = 0,1 \text{ mmol} \times 40 \text{ mg/mmol} = 4 \text{ mg}$$

Como em 50 mL de extrato “havia” 100 mg de corretivo, em 5 mL “havia” 10 mg do mesmo.

Assim, se em 10 mg de corretivo havia 4 mg de Ca, em 100 mg haveria 40 mg e, portanto, o teor de Ca²⁺ na amostra é de 40 % (m/m).

Em 56 g de CaO há 40 g de Ca; assim a relação Ca/CaO = 40/56.

Logo:

$$\text{CaO} = (56/40) \times \text{Ca}$$

$$\text{CaO} = (56/40) \times 40$$

$$\text{CaO} = 56 \% \text{ (m/m)}$$

Resposta: CaO = 56% (m/m)

Dados: Massas molares (g mol⁻¹): H = 1; C = 12; N = 14; O =16; Ca = 40.

Equivalência CaCO₃ : OH⁻ : 100 mg CaCO₃ = 2 mmol OH⁻.

BOA PROVA 😊!