Atividade Laboratorial — Sistemas tampão e titulação

12.º Ano · Química · 3 páginas

Objetivo

Determinar experimentalmente o **efeito de um sistema tampão** no pH e traçar a **curva de titulação de um ácido forte com uma base fraca** (HCl com NH_3), interpretando as zonas da curva, identificando o ponto de equivalência e escolhendo o indicador adequado.

Material e reagentes

pH-metro ou papel indicador universal · béqueres de 100 mL · bureta/seringa graduada · pipeta · agitador · **CH_3COOH 0,1 mol/L** · **CH_3COONa 0,1 mol/L** · **HCl 0,1 mol/L** · **NH_3 (solução aquosa) 0,1 mol/L** · água destilada · solução diluída de HCl para as gotas · luvas e óculos.

> **Segurança:** óculos e luvas; o amoníaco é volátil e irritante — trabalhar bem ventilado, nunca levar as mãos aos olhos; as soluções ácidas diluídas são de tratamento; lavar mãos e bancada ao fim.

Procedimento

Parte A — o efeito do tampão

1. Prepara **50 mL de tampão acetato**: 25 mL de CH_3COOH 0,1 M + 25 mL de CH_3COONa 0,1 M no béquer. Mede o pH.
2. Prepara um **controlo**: 50 mL de água destilada. Mede o pH.
3. Adiciona **2 gotas de HCl 0,1 M** a cada béquer, agita e refaz a leitura de pH.
4. Repete com **2 gotas de NaOH 0,1 M** em bebidas novas de tampão e de água.

Parte B — curva de titulação (ácido forte × base fraca)

5. Mede **25 mL de HCl 0,1 M** para o béquer e retira o pH inicial.
6. Adiciona NH_3 0,1 M a partir da bureta, medindo o pH a cada adição: 2 mL no início, 5 mL a meio, 1 mL perto da zona crítica e 0,5 mL após ela — até 35 mL.
7. Traça o gráfico pH vs. volume de NH_3 e assinala o ponto de equivalência.

© 2026 Estudantices

Registo de dados

Tabela 1 — Parte A (leituras esperadas):

Solução	pH inicial	pH + 2 gotas HCl	Δ pH
Tampão acetato (1:1)	≈ 4,74	≈ 4,68	__
Água destilada	≈ 7,00	≈ 3,70	__

Tabela 2 — Parte B (dados do exercício):

$V(NH_3)$ / mL	0	10	20	24	25	30
pH	1,00	1,37	1,95	2,69	5,28	8,56

R1. Compara os Δ pH da Tabela 1: o tampão absorveu o ácido acrescentado? Calcula a diferença entre os dois Δ e interpreta.

R2. No gráfico da Parte B: a) em que volume ocorre o salto de pH? b) que intervalo marcou o ponto de equivalência? c) identifica a zona tampão da curva (antes / depois do ponto) e explica o par responsável.

R3. O que se formou no ponto de equilíbrio? Escreve a reação de neutralização e classifica o sal quanto ao pH da sua solução.

© 2026 Estudantices

Tratamento de resultados

T1. Volume teórico de NH_3 0,1 M para neutralizar 25 mL de HCl 0,1 M (mesma molaridade, stoquiometria 1:1): __ mL — compara com o volume lido.

T2. Variação de pH no tampão: 4,74 → 4,68 = __ · na água: 7,00 → 3,70 = __ — quantas vezes maior é a variação na água? __

T3. pH no ponto de equivalência ≈ 5,28. a) é < 7, = 7 ou > 7? b) porque? (liga com o sal formado) c) que indicador é adequado e porque não a fenolftaleína?

T4. Concentração de NH_4Cl no ponto de equivalência: 2,5 mmol ÷ 50 mL = __ mol/L — confirma com o cálculo.

Análise e conclusão

C1. Porque é que a água não é um tampão, apesar de o seu pH ser 7? (1 frase)

C2. Conclusão final em 3 frases: o que a Parte A demonstrou sobre a resistência do pH, o que a Parte B revelou sobre a forma da curva e como se escolhe o indicador.

Conclusão-chave (respostas): T1 — **25 mL** (mesma concentração) · T2 — Δ = **0,06** no tampão vs. **3,30** na água → **55 vezes** maior na água · T3 — pH < 7 porque o NH_4^+ é o ácido conjugado da base fraca NH_3 e hidroliza → indicador de transição **ácida** (vermelho de metilo, 4,4–6,2); a fenolftaleína (8,1–10,0) só mudaria depois do ponto verdadeiro · T4 — **0,05 mol/L** · R2 — salto em **25 mL** (de 2,69 para 5,28) · R3 — **NH_4Cl**: HCl + NH_3 → NH_4Cl (sal ácidoico).

© 2026 Estudantices