

PRÁTICA 2 – Preparo de Soluções e Equilíbrio ácido-base

Parte I - Preparo e padronização de solução de NaOH 0,1 mol L⁻¹

Objetivos

Demonstrar a importância da padronização das soluções, suas aplicações na quantificação de substâncias por meio de reações químicas. Calcular a concentração analítica da solução por meio dos dados experimentais obtidos. Estudar as soluções quanto ao seu comportamento ácido ou básico e medidas de pH em solução aquosa.

Materiais

Água destilada; balança analítica; balão volumétrico de 1000 ml; bastão de vidro; béquer de 50 ml; béquer de 100 ml; bureta; erlenmeyer de 250 ml; proveta de 25 ml; pipeta pasteur; frasco de plástico (1 L); ftalato ácido de potássio [C₆H₄(COOH)(COOK)]; hidróxido de sódio (NaOH); indicadores: azul de timol, fenolftaleína e timolftaleína; solução de NH₄OH 0,1 mol L⁻¹; solução de ácido acético (H₃CCOOH) 0,1 mol L⁻¹; papel indicador; proveta de 10 mL; soluções dos sais presentes na Tabela 1; tubos de ensaio.

Procedimento

A – Preparo da solução de NaOH

1. Pesar cerca de 2,1 g de NaOH em pastilhas em um béquer de 100 mL;
2. Dissolvê-las em água destilada com o auxílio do bastão de vidro. Observe que a reação é exotérmica.
3. Transferir a solução para um balão volumétrico de 500 mL e completar o volume até a marca do menisco com o auxílio, se necessário, de um conta-gotas.

B – Padronização da solução de NaOH

4. Às amostras de ftalato ácido de potássio já contidas nos Erlenmeyers, contendo aproximadamente 0,400 e 0,500 g, acrescente 25 mL de água destilada e agite com cuidado até a dissolução total do sal;
5. Anote as massas recebidas;
6. Adicione a cada Erlenmeyer contendo a solução de ftalato ácido de potássio, 1 gota de fenolftaleína;
7. Encha a bureta com a solução de NaOH recém-preparada em A;
8. Titule cada amostra com a solução de NaOH, até o aparecimento de uma leve coloração rosada que persista por aproximadamente 30 segundos. Este é o ponto final da titulação. Anote o volume de solução de NaOH. Particularmente nas proximidades do ponto de equivalência as adições da solução de NaOH deverão ser lentas;
9. Repita o procedimento com a outra massa de ftalato ácido de potássio.
10. Para a discussão: (a) pesquise e descreva no relatório as características desejadas de uma substância definida como padrão primário. (b) Deve-se evitar excesso de indicador; pesquise por quê. (c) Soluções de NaOH são armazenadas em frascos de vidro ou de plástico? Qual a razão?

Recomendações

1. Identificar na estrutura do ácido ftálico os grupos relevantes de Brønsted-Lowry a fim de apresentar a reação química envolvida. Em função dos coeficientes estequiométricos, apresentar também a equação matemática que

permita prever o provável volume da solução de NaOH necessário para reagir quantitativamente com a respectiva massa de ácido ftálico.

Questões

- 1) Qual é a importância de se padronizar soluções?
- 2) Por que se prefere padronizar uma solução de NaOH com um sal ácido na forma sólida e não com uma solução de HCl, por exemplo?
- 3) O que o sal ácido utilizado no experimento tem de especial?
- 4) Por que armazenar a solução de NaOH em frasco de plástico?
- 5) Por que se usa fenolftaleína? Poderia ser outro indicador?
- 6) Como tratar os resíduos gerados?

Parte II - Preparo e padronização de solução de H_2SO_4 0,1 mol L^{-1}

Objetivos

Padronizar solução de H_2SO_4 , demonstrar a importância da padronização das soluções, suas aplicações na quantificação de substâncias por meio de reações químicas e o cuidado ao trabalhar com ácidos fortes. Calcular a concentração analítica da solução por meio dos dados experimentais obtidos.

Procedimento

A – Padronização da solução de H_2SO_4

1. Pipetar 10,00 mL do ácido sulfúrico diluído para um Erlenmeyer, adicionar cerca de 20 mL de água e 1 gota de solução de fenolftaleína.
2. Titular com a solução de NaOH padronizada na parte I, até o aparecimento da primeira coloração rosa claro persistente;
3. Anotar o volume gasto, calcular a concentração analítica da solução de H_2SO_4 em mol L^{-1} , apresentando as reações químicas envolvidas;
4. Repetir o procedimento.

Recomendações

1. **NUNCA despeje água no ácido, SEMPRE ÁCIDO NA ÁGUA.**

Questão

- 1) Por que se usa um indicador? E por que a fenolftaleína é o indicador mais adequado para essa titulação?

Parte III – Reações envolvendo equilíbrios ácido-base (fortes e fracos)

Objetivos

Demonstrar a diferença entre as titulações envolvendo ácidos e bases fortes e fracas. Determinar a concentração das soluções ácidas e básicas analisadas.

Procedimento

A – Titulação base forte/ácido fraco

1. Pipetar 25,00 mL de solução de ácido acético 0,1 mol L^{-1} para um erlenmeyer;
2. Adicionar 3 gotas do indicador timolftaleína;
3. Encher a bureta de 50 mL com solução de NaOH 0,1 mol L^{-1} e realizar a titulação até o aparecimento da primeira coloração persistente;

4. Anotar o volume gasto, calcular a conc. analítica do ácido (mol L^{-1});
5. Repetir o procedimento.

B – Titulação base fraca/ácido forte

1. Pipetar 25,00 mL de solução de HCl $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ padronizada anteriormente para um erlermeyer;
2. Adicionar 3 gotas do indicador verde de bromocresol;
3. Encher a bureta de 50 mL com solução de NH_4OH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ e realizar a titulação até o aparecimento da primeira coloração persistente;
4. Anotar o volume gasto e calcular a concentração analítica de NH_4OH em mol L^{-1} ;
5. Repetir o procedimento.

Questões

- 1) Qual a principal diferença visual das titulações envolvendo base fraca/ácido forte, base forte/ácido fraco com a titulação envolvendo base forte/ácido forte?

Parte IV - Hidrólise de sais e solução tampão

Objetivo

Compreender os equilíbrios envolvidos nas reações das soluções tampão e hidrólise de sais. Determinar os valores de pH das soluções analisadas.

Procedimento

1. Numerar 3 tubos de ensaio de 1 a 3 e acrescentar cerca de 5 mL de água destilada em cada tubo. Aos tubos 2 e 3 acrescentar 2 gotas de solução saturada dos sais previamente preparados e 1 gota do indicador universal. Estimar o pH do conteúdo de cada tubo conforme tabela. Anotar os valores.

Tabela 1 – Valores de pH aproximado e medido (somente os indicados *)

Sistema	pH aproximado	pH medido*
1. H₂O		
2. Solução Na₂HPO₄		*
3. Solução de NaCl		
4. H₂O + 3 gotas de NaOH		
5. H₂O + 3 gotas de HCl		
6. tampão de ácido acético/acetato de sódio		*
7. tampão de ácido acético/acetato de sódio + 3 gotas de solução de NaOH		*
8. tampão de ácido acético/acetato de sódio + 3 gotas de solução de HCl		*

2. Adicionar 5 mL de água destilada a 2 tubos de ensaio, numerados como 4, e 5. Ao tubo de ensaio 4 adicionar 3 gotas de solução de NaOH e ao tubo de ensaio 5 adicionar 3 gotas de solução de HCl, de acordo com a Tabela 1. Pingar 1 gota do indicador universal. Estimar o pH do conteúdo de cada tubo conforme tabela. Anotar os valores.
3. Adicionar 5 mL de solução tampão de ácido acético/acetato de sódio $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ a 3 tubos de ensaio, numerados como 6, 7 e 8. Ao tubo de ensaio 7 adicionar 3 gotas de solução de NaOH e ao tubo de ensaio 8 adicionar 3 gotas de solução de HCl, de acordo com a Tabela 1. Pingar 1 gota do indicador universal. Estimar o pH do conteúdo de cada tubo conforme tabela. Anotar os valores.

QUESTÕES

- 1) Cada solução acima apresentará um pH diferente de acordo com o sal colocado, discutir as propriedades ácido-base dos sais em solução aquosa justificando assim os valores encontrados de pH.
- 2) O que acontece com o pH e com o equilíbrio químico quando adicionamos um ácido forte ou uma base forte ao tampão ácido acético/acetato de sódio?

Observações para o Relatório: No relatório devem constar:

- (1) **Preparo e padronização de soluções de HCl $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ e de H_2SO_4 $0,1 \text{ mol L}^{-1}$** Apresentar os cálculos necessários para a preparação de uma solução de $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ de H_2SO_4 a partir do ácido concentrado (98%) e de uma solução de $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ de HCl a partir do ácido concentrado (HCl 37%). Pesquise no rótulo do produto comercializado os dados necessários para a elaboração dos cálculos.
- (2) Apresentar as características químicas do ácido clorídrico e ácido sulfúrico obtidos comercialmente. Destaque em especial às medidas de segurança preventivas, ciência dos primeiros procedimentos em uma exposição acidental com esses reagentes.
- (3) Calcular e representar as concentrações das soluções considerando a precisão das medidas realizadas.
- (4) Para os resultados medidos de pH da tabela acima nos itens 2, 6, 7 e 8, usar a equação de Henderson-Hasselbalch para estimar os valores de pH através das concentrações das espécies químicas envolvidas no equilíbrio ácido-base e valores do pKa.

OBS: O medidor de pH (pHmetro) será alocado em uma bancada ou capela para medidas de pH de soluções indicadas com o auxílio dos técnicos de laboratório.

Baseado em: BACCAN et al., 2005.