

## Experimento 2 – Equilíbrio ácido-base

NOTA: No relatório devem constar:

- (1) Para a execução da aula experimental número 2 – parte II (**Preparo e padronização de soluções de HCl 0,1 mol L<sup>-1</sup> e de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,1 mol L<sup>-1</sup>**) demonstrar os cálculos necessários para a preparação de uma solução de 0,1 mol L<sup>-1</sup> de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> a partir do ácido concentrado (98%) e de uma solução de 0,1 mol L<sup>-1</sup> 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.

### Parte I - Preparo e padronização de solução de NaOH 0,1 mol L<sup>-1</sup>

#### 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.

#### 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 [C<sub>6</sub>H<sub>4</sub>(COOH)(COOK)]; hidróxido de sódio (NaOH); indicadores: azul de timol, fenolftaleína e timolftaleína; solução de NH<sub>4</sub>OH 0,1 mol L<sup>-1</sup>; solução de ácido acético (H<sub>3</sub>CCOOH) 0,1 mol L<sup>-1</sup>; 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. Observar que a reação é exotérmica.
3. Transferir a solução para um balão volumétrico de 500 mL e completar o volume até a marca com o auxílio do menisco;

##### B – Padronização da solução de NaOH

5. Preparar amostras pesando aproximadamente 0,400 e 0,500 g de ftalato ácido de potássio, previamente seco em estufa por 1-2 horas a 110°C. Pesquise e descreva no relatório as características desejadas de uma substância definida como padrão primário.
6. Transferir quantitativamente cada amostra para o respectivo erlenmeyer de 250 mL e adicionar 25 mL de água destilada.
7. Agitar com cuidado até a dissolução total do ftalato ácido de potássio.
8. Adicionar em cada amostra de ftalato ácido de potássio, 1 gota de fenolftaleína. Deve-se evitar excesso de indicador. Pesquise a razão e descreva no relatório.
9. Encher a bureta com a solução de NaOH.

10. Titular 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. Particularmente nas proximidades do ponto de equivalência as adições da solução de NaOH deverão ser lentas.

11. Repetir o procedimento com a outra massa de ftalato ácido de potássio. Notar que durante a realização da prática os volumes de NaOH necessários deverão manter proporcionalidades adequadas com as massas de ácido ftálico.

### **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. Atente-se que as massas a serem aplicadas durante a realização da prática serão ligeiramente diferentes daquelas previstas.

2. A solução deve ser armazenada em garrafa plástica e identificada com o título e com o nome dos alunos envolvidos.

### **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?

Baseado em: BACCAN et al., 2005.

## **Parte II - Preparo e padronização de solução de $H_2SO_4$ 0,1 mol L<sup>-1</sup>**

### **Objetivos**

Padronizar soluções 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 das soluções por meio dos dados experimentais obtidos.

### **Procedimento**

#### **B – Padronização da solução de $H_2SO_4$**

1. Pipetar 10,00 mL do ácido diluído (recém preparado pelos técnicos) para um erlenmeyer, adicionar cerca de 75 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 de  $H_2SO_4$  em mol L<sup>-1</sup>;

### **Recomendações**

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

## Questões

- 1) O que você observou com relação ao volume gasto quando titulou  $\text{H}_2\text{SO}_4$  com e  $\text{HCl}$  com  $\text{NaOH}$ ? Discuta apresentando as reações envolvidas.
- 2) 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  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  para um erlenmeyer;
2. Adicionar 3 gotas do indicador timolftaleína;
3. Encher a bureta de 50 mL com solução de  $\text{NaOH}$   $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  e realizar a titulação até o aparecimento da primeira coloração persistente;
4. Anotar o volume gasto, calcular a conc. analítica do ácido ( $\text{mol L}^{-1}$ );
5. Repetir o procedimento.

#### B – Titulação base fraca/ácido forte

1. Pipetar 25,00 mL de solução de  $\text{HCl}$   $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  padronizada anteriormente para um erlenmeyer;
2. Adicionar 3 gotas do indicador verde de bromocresol;
3. Encher a bureta de 50 mL com solução de  $\text{NH}_4\text{OH}$   $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  e realizar a titulação até o aparecimento da primeira coloração persistente;
4. Anotar o volume gasto e calcular a concentração analítica de  $\text{NH}_4\text{OH}$  em  $\text{mol L}^{-1}$ ;
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 oito tubos de ensaio de 1 a 8 e acrescentar cerca de 2 a 3 mL de água destilada e uma tira do indicador universal em cada tubo. Aos tubos numerados de 1 a 3 acrescentar 2 gotas de solução saturada dos sais já

preparados. Medir o pH de cada solução utilizando papel indicador. Anotar os valores.

Tabela 1 – Valor de pH aproximado da água e das soluções salinas

<b>Sistema</b>	<b>nome</b>	<b>pH aproximado</b>
<b>1. H<sub>2</sub>O</b>		
<b>2. Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub></b>		
<b>3. NaCl</b>		

- Adicionar 5 mL de uma solução tampão de ácido acético/acetato de sódio 0,10 mol L<sup>-1</sup> a 2 tubos de ensaio, numerados como 9 e 10. A cada tubo de ensaio adicionar solução de NaOH e de HCl, de acordo com a Tabela 2. Medir o pH de cada solução utilizando papel indicador.

Tabela 2 – Efeito do pH após adição de ácido e base forte à solução tampão de ácido acético/acetato

Gotas	Valor do pH com adição de NaOH 0,1 mol L <sup>-1</sup> no tubo (9)	Valor do pH com adição de HCl 0,1 mol L <sup>-1</sup> no tubo (10)
<b>0</b>		
<b>+3</b>		

## QUESTÕES

- 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.
- 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?

**Baseado em:** BACCAN et al., 2005.