

## Experiência 8: TITULAÇÕES ÁCIDO-BASE

### 1. Objetivos

Após a realização desta atividade experimental, espera-se que o aluno seja capaz de:

- Determinar a concentração de um ácido e uma base por titulação.
- Saber qual é a função de um indicador ácido-base.
- Dominar a técnica de titulação.

### 2. Questões de estudo

- O que é e para que fins é utilizada a titulação?
- No que consiste um padrão primário?
- O que são e qual é a principal função dos indicadores ácido-base?

### 3. Introdução

Muitas vezes, no trabalho experimental em Química e também em outras áreas, é necessário se conhecer com exatidão a concentração de soluções aquosas de determinados solutos. Para tal, é utilizada a titulometria, que é uma análise quantitativa utilizada para determinar a concentração de uma solução. Mais conhecida como titulação, esta análise permite dosar uma solução e determinar a sua quantidade por intermédio de outra solução de concentração conhecida.

A titulação, realizada em laboratório, pode ser feita de muitas maneiras, sendo que a mais conhecida é a titulação ácido-base, empregada em análises industriais e subdividida em: **acidimetria** (determinação da concentração de um ácido) e **alcalimetria** (determinação da concentração de uma base).

Nesta aula prática será utilizado o procedimento de volumetria de neutralização, acompanhando a reação entre um ácido e uma base na presença de um *indicador*. Como em todas as titulações ácido-base, uma é a solução padrão (a que se conhece a concentração) e a outra é a solução problema (a qual estamos procurando o valor).

A escolha do indicador irá depender da reação ácido-base que se deseja realizar, uma vez que a mudança de coloração característica do indicador ocorre em um determinado intervalo de pH. É preciso considerar as forças relativas dos ácidos e das bases que participam da reação e também da faixa de viragem do indicador.

O ponto em que uma solução ácida for neutralizada por uma solução básica, ou vice-versa, é denominado de *ponto de equivalência*, sendo neste ponto o número de íons  $H^+$  equivalente ao número de íons  $OH^-$ . Neste sentido, a volumetria de neutralização é um método de análise que se baseia na reação entre os íons  $H_3O^+$  e  $OH^-$ , formando água.

Seja por exemplo, a reação entre um ácido forte e uma base forte:



tem-se no equilíbrio que 1 mol de HCl reagiu com 1 mol de NaOH, ou seja:

$$n(HCl) = n(NaOH)$$

e para volumes iguais tanto de ácido como de base, também temos que:

$$M(\text{HCl}) = M(\text{NaOH})$$

Entretanto, a estequiometria da reação deve ser considerada. Por exemplo, para a reação:



tem-se:



ou seja, para cada mol de ácido sulfúrico, precisamos adicionar o dobro do número de mols de hidróxido de sódio.

Lembrando que a Molaridade (M) é definida como o número de mols contidos em um litro de solução:  $M = n/V$

O número de mols será:  $n = M \times V$

E tem-se que:

$$M(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH})/V(\text{NaOH})$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4)/V(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

e

$$n(\text{NaOH}) = M(\text{NaOH}) \times V(\text{NaOH})$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) \times V(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

Para um volume fixo e igual, tanto de NaOH como de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , quando igualamos o número de mols teremos que considerar a estequiometria da reação total:

$$V(\text{NaOH}) = V(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

Se o volume é igual e considerando que 2 mols de NaOH reagem para cada mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , teremos que o número de mols de NaOH é igual a duas vezes o número de mols de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

$$n(\text{NaOH}) = 2 n(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

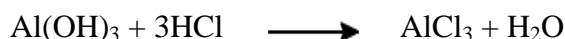
Logo, a molaridade do NaOH será duas vezes maior que a de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

$$M(\text{NaOH}) = 2 M(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

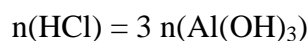
ou

$$M(\text{NaOH}) \times V(\text{NaOH}) = 2 M(\text{H}_2\text{SO}_4) \times V(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

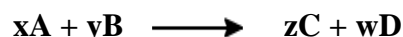
**Exemplo:** Na reação do hidróxido de alumínio com ácido clorídrico, tem-se a partir da equação da reação química,



o número de mols de ácido clorídrico deve ser igual a três vezes o número de mols de hidróxido de alumínio, ou seja,



A partir destes exemplos, de modo geral, para uma reação genérica do tipo



tem-se no ponto de equivalência:

$$y n\text{A} = x n\text{B}$$

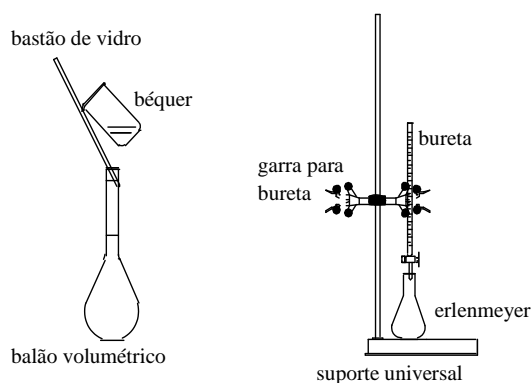
Ou seja, inverte-se os coeficientes estequiométricos dos reagentes para calcular o número de mols e a concentração dos mesmos quando tanto o volume do ácido e da base são fixos e iguais.

Portanto, para obtermos a relação entre os números de mols dos reagentes é necessário considerarmos a estequiometria da reação. Assim, a quantidade de um determinado soluto em solução pode ser determinada através da reação desta espécie química com a espécie presente na solução padrão, cuja concentração é exatamente conhecida.

**Nota:** A solução padrão deve ser preparada de maneira que sua concentração seja exatamente conhecida. Para tal são usados padrões primários, substâncias que devem ser de fácil obtenção, purificação e estáveis. A solução padrão também é chamada de titulante e a solução problema com concentração desconhecida de titulado. Na *titulação* utiliza-se uma bureta para determinação do volume adicionado.

#### 4. Procedimento Experimental

Na **Figura 1** são ilustrados os itens necessários para o preparo da solução (béquer, balão volumétrico e bastão de vidro) e para a titulação (suporte universal, bureta, garra para bureta e erlenmeyer).



**Figura 1.** Itens necessários para uma titulação.

##### 4.1 Padronização da solução de NaOH (preparada na aula anterior)

i) Monte uma *bureta* no *suporte universal*, utilizando uma *garra para bureta*, para fixá-la ao suporte, conforme representado na **Figura 1**.

ii) Encha a bureta com água destilada até acima da marca do zero e depois abra a torneira aos poucos de modo a chegar a marca do zero na bureta para treinar em “zerar” a bureta e testar se há vazamentos. Em seguida, esvazie a bureta e encha-a com a solução de NaOH e recolha o excesso de solução em um béquer, de forma que o *menisco* na bureta fique na *marca do zero*. Verifique que a parte abaixo da torneira

esteja cheia de líquido (não pode haver bolhas em nenhuma parte da bureta). Desta forma a bureta estará pronta para se iniciar a titulação.

**iii)** Separe três *erlenmeyers* e coloque em cada um deles 10,0 mL da *solução padrão de ácido oxálico* (preparados na aula anterior), medidos com uma *pipeta volumétrica*. Acrescente  $\pm 30$  mL de água destilada e 3 gotas de *fenoftaleína* e agite levemente para homogeneizar.

**iv)** Titule cada solução, gotejando a solução de NaOH da bureta no erlenmeyer sob agitação, até o aparecimento da *cor rosa* e anote o volume gasto. Repita a titulação, utilizando os outros dois erlenmeyers. Anote os volumes gastos em cada titulação e calcule o *volume médio* para calcular a concentração efetiva da solução titulada.

#### **4.2 Padronização da solução de ácido acético** (preparada na aula anterior)

Utilize procedimento análogo ao do item anterior para determinar a concentração do ácido acético preparado na aula anterior. Nesta etapa, considere a solução de hidróxido de sódio como titulante.

**Obs.:** A solução de NaOH continua sendo colocada na bureta e lembre-se de adicionar o indicador à solução ácida.

#### **4.3 Outras aplicações da titulação com o uso de indicador ácido-base**

##### **4.3.1 Determinação da Massa Molar de um Ácido**

Pese aproximadamente 0,2 g de *ácido benzóico*, com precisão de 2 casas decimais e coloque em um erlenmeyer limpo (não precisa estar seco).

Adicione 10 mL de *álcool etílico* com uma *proveta* e agite até dissolver o ácido. Adicione três gotas de *fenoftaleína* e titule com a solução de NaOH até o *ponto de viragem* (aparecimento da cor rosa). Anote o volume de NaOH gasto. Repita duas vezes o procedimento da titulação e calcule o volume médio.

##### **4.4. Determinação da Concentração de Ácido Acético no Vinagre comercial**

Anote a marca comercial do *vinagre* e o valor da concentração (%) expressa no rótulo do frasco.

**i)** Com uma *pipeta volumétrica*, coloque 10 mL de vinagre em um *balão volumétrico* de 100 mL e complete com água até a marca do menisco no balão. Tome cuidado para não ultrapassar da marca dos 100 mL existente no balão, caso contrário a diluição seria maior do que a desejada.

**ii)** Separe 3 erlenmeyers limpos e coloque 10 mL da solução diluída de vinagre em cada um deles. Adicione três gotas de *fenoftaleína* em cada erlenmeyer e titule cada solução com NaOH até o *ponto da viragem*. Anote o volume de NaOH gasto em cada titulação e calcule o volume médio.

## 5. Questionário

- 1) Apresente todos os dados experimentais que você obteve para cada experimento, indicando as concentrações do hidróxido de sódio, ácido clorídrico e ácido acético preparados na aula anterior.
- 2) Desenhe a fórmula estrutural do indicador fenolftaleína, para o equilíbrio ácido/base.
- 3) Calcule a massa molar do ácido benzóico, a partir dos dados experimentais obtidos.
- 4) Calcule o erro percentual na determinação experimental da massa molar do ácido benzóico. Sugira um procedimento para minimizar esse erro.
- 5) No rótulo do vinagre utilizado para a titulação deve constar a concentração de ácido acético, por exemplo 4,1%. Considerando-se a densidade da solução do ácido acético igual a densidade da água ( $1,0 \text{ g mL}^{-1}$ ), isto corresponde a 4,1 g em 100 mL de solução. Lembrando que molaridade é  $M = n / V(\text{L})$ , podemos calcular a Molaridade do ácido acético no vinagre.

Dados:

$$m_{\text{molar ácido acético}} = 60,0 \text{ g mol}^{-1}$$

$$V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$$

$$m = 4,1 \text{ g}$$

$$M = 4,1 / 0,10 \times 60,0 \rightarrow M = 0,68 \text{ mol L}^{-1}$$

- A concentração do ácido acético no vinagre coincidiu com a que você determinou?
- Considerando esse valor como o correto, qual é o erro percentual do valor apresentado para o ácido acético, no rótulo do frasco do vinagre comercial?