

## EXPERIÊNCIA 8 TITULAÇÃO ÁCIDO-BASE

### 1. OBJETIVOS

No final desta experiência o aluno deverá ser capaz de:

- Determinar a concentração de uma base por titulação.
- Determinar a molécula-grama (Mol) de um composto.
- Dominar a técnica de titulação.

### 2. INTRODUÇÃO

Na ciência e na indústria, frequentemente é necessário determinar a concentração de íons em soluções. Para determinar a concentração de um ácido ou uma base, um método chamado titulação é utilizado. A titulação utiliza o fato de que ácidos são neutralizados por bases para formar sal + água. A equação da reação de neutralização é:



Significando que um íon hidrogênio neutraliza um íon hidroxila. O número total de íons hidrogênio é igual ao volume da solução multiplicado pela concentração de íons hidrogênio.

$$N = V M$$

Onde:

N = nº de mols de íons hidrogênio.

V = volume da solução em litros.

M = molaridade.

O ponto em que uma solução ácida for completamente neutralizada por uma solução básica, é chamado ponto de equivalência. E o número de íons  $\text{H}^+$  é igual ao número de íons  $\text{OH}^-$ .

As concentrações de muitos compostos são usualmente expressas como molaridade (M) ou mols/litro. E as concentrações de ácidos e bases são frequentemente expressas em normalidade (N). Assim, a normalidade de um ácido ou base é o nº de equivalentes ( $n_e$ ), por litro de solução.

Então podemos dizer que a molaridade de um ácido ou uma base multiplicada pelo nº de hidrogênios ionizáveis ou hidroxilas é igual à sua normalidade. Além disso, o nº de mols de um ácido ou base multiplicado pelo nº de hidrogênios ionizáveis ou hidroxilas é igual ao que denominamos de equivalentes.

O ponto quando a base neutraliza completamente um ácido (ou vice-versa) pode ser detectado com um indicador, que muda de cor com um excesso de íons  $\text{H}^+$  ou  $\text{OH}^-$ . Fenolftaleína é um indicador desse tipo, quando em meio ácido a fenolftaleína é incolor, mas com excesso de íons  $\text{OH}^-$  numa solução ela se torna cor-de-rosa.

Nesta experiência você verá como preparar uma solução de NaOH e padronizá-la usando um ácido de concentração conhecida (o padrão). Em seguida você determinará a massa molecular de um ácido utilizando a solução de NaOH que você preparou, ou determinará a concentração de ácido acético existente num tipo de vinagre comercial. O professor lhe avisará qual dessas duas determinações você fará, ou se fará as duas.

### 3. MATERIAL

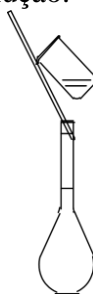
Béquer 100 ml	2 balões volumétricos 100 ml	Ácido oxálico
Béquer 250 ml	Bureta	Ácido benzóico
Espátula	Suporte universal com garras	Álcool etílico
Balança	Pipeta volumétrica 10 ml	Água destilada
Bastão de vidro	3 erlenmeyers 125 ml	NaOH
Frasco lavador	Fenolftaleína	

**DEMONSTRAÇÃO:** O seu instrutor deverá demonstrar como proceder para limpar uma bureta, como enxaguar o seu interior com a solução que será utilizada, como zerar a bureta e como titular usando fenolftaleína como indicador.

### 4. PROCEDIMENTO

#### A. Preparo da solução de NaOH:

1. Pese um béquer pequeno (100 mL) e seco. Rapidamente, coloque 4 ou 5 pastilhas de NaOH com a ajuda de uma espátula e pese-o novamente. Anote a massa na folha de dados. Acrescente ao béquer  $\pm 50$  mL de água destilada e agite com um bastão de vidro até dissolver as pastilhas.
2. Transfira a solução para um balão volumétrico de 100 mL. Em seguida, com um frasco lavador, enxágue as paredes do béquer e o bastão de vidro, transferindo a água para o balão (figura). Repita esse procedimento por mais duas vezes.
3. Finalmente, complete o volume do balão com água até a marca dos 100 mL (figura). O volume final não precisa ser muito preciso. Agite a solução.



#### B. Padronização da solução de NaOH:

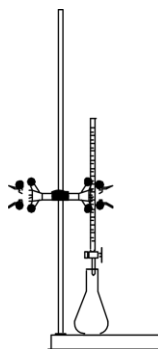
1. Monte uma bureta no suporte universal utilizando uma garra para fixá-la conforme mostrado na figura abaixo.
2. Enxágue a bureta com mais ou menos 5 mL de solução de NaOH que você preparou, antes de usá-la. Em seguida, encha a bureta com a solução de NaOH. Zere-a recolhendo o excesso de solução em um béquer, de forma que o menisco fique na marca do zero. Certifique-se que a parte abaixo da torneira esteja cheia de líquido. Desta forma, a bureta está pronta para iniciar uma titulação.
3. Separe três erlenmeyers e coloque em cada um deles 10,0 mL da solução padrão de ácido oxálico medidos com uma pipeta volumétrica. Acrescente um pouco de água destilada ( $\pm 30$  mL) e 3 gotas de fenolftaleína.
4. Titule cada solução dos três erlenmeyers gotejando a solução de NaOH da bureta no erlenmeyer,

sob agitação, até o aparecimento da cor rosa. Pare de gotejar NaOH e anote o volume gasto, lendo direto na bureta. Encha novamente a bureta com NaOH, zere-a e repita a titulação utilizando os outros dois erlenmeyers. Anote os volumes gastos em cada titulação.

Obs: você deve parar de gotejar NaOH assim que a cor rosa ficar permanente.

5. A solução de NaOH padronizada será utilizada no procedimento C e D.

6. Os resíduos neutralizados dos três erlenmeyers podem ser descartados na pia. Veja no item D-6 como proceder para tratar os resíduos. Faça isso ao final do experimento.



### C. Massa molecular de um ácido:

*(O seu instrutor lhe dirá se deve ou não fazer este item).*

1. Pese uma quantidade de ácido benzóico (aprox. 0,2 g), com precisão de 2 casas decimais, e coloque num erlenmeyer limpo (não precisa estar seco). Adicione aproximadamente 10 mL de álcool etílico com uma pipeta e agite até dissolver o ácido. Adicione três gotas de fenolftaleína e titule com a solução de NaOH até o ponto de viragem (aparecimento da cor rosa). Anote o volume de NaOH gasto. (Vide o procedimento de titulação anterior, item B).

2. Após a neutralização, os resíduos podem ser jogados na pia. Ver item D-6.

### D. Determinação da concentração de ácido acético no vinagre.

*Obs: Anote a marca comercial do vinagre que utilizará.*

1. Com uma pipeta volumétrica coloque 10 mL de vinagre em um balão volumétrico de 100 mL e complete com água até a marca dos 100 mL. Com isso você fez uma diluição (10 vezes). Tome cuidado para não passar da marca dos 100 mL existente no balão. Caso contrário, a diluição será maior que 10 vezes. Agite a solução.

2. Separe três erlenmeyers limpos e coloque 10 mL da solução diluída de vinagre em cada um deles. Adicione três gotas de fenolftaleína e titule com NaOH até o ponto de viragem do indicador. Anote o volume de NaOH gasto. Para proceder a titulação vide item B.

3. Anote no quadro a marca do vinagre que você usou e a concentração encontrada.

4. Anote na sua folha de dados os resultados de seus colegas para a mesma marca de vinagre que você usou.

5. Retire todo o NaOH da bureta e passe um pouco de água (20 mL) para retirar o excesso de material aderido às paredes.

6. Junte todas as sobras das soluções em um béquer e proceda a sua neutralização. Para tanto é necessário colocar duas gotas de fenolftaleína e verificar a cor da mistura final. Cor rosa indica uma mistura básica. E incolor indica mistura ácida. Verifique a cor da mistura de seus colegas e procure fazer a mistura adequada tomando material emprestado, até que todos tenham suas soluções neutras. O resíduo neutro poderá ser descartado na pia, pois não oferece perigo de contaminação ao meio ambiente. Peça ajuda ao seu instrutor.

## 5. PRÉ-LABORATÓRIO

1. Existem aproximadamente 10 g de cálcio, na forma de  $\text{Ca}^{2+}$ , em 1,0 L de leite. Qual é a molaridade do  $\text{Ca}^{2+}$  no leite?

2. Calcule o n° de mols e a massa do soluto em cada uma das seguintes soluções:

a) 2,00 L de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  18,5 M, ácido sulfúrico concentrado.

b) 500 mL de glicose 0,30 M,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , usada nas injeções intravenosas.

c) 325 mL de  $\text{FeSO}_4$   $1,8 \times 10^{-6}$  M, a quantidade mínima de sulfato ferroso percebida pelo sabor, na água.

3. Calcule a molaridade de cada uma das seguintes soluções.

a) 0,195 g de colesterol,  $\text{C}_{27}\text{H}_{46}\text{O}$ , em 0,100 L de soro sanguíneo. Esta é a concentração média de colesterol no soro humano.

b) 0,029 g de  $\text{I}_2$  em 0,100 L de solução. Esta é a solubilidade do  $\text{I}_2$  em água a 20°C.

c) 0,86 g de NaCl em 100 mL de água, uma solução de cloreto de sódio para injeção intravenosa.

d) 4,25 g de  $\text{NH}_3$  em 0,500 L de solução, concentração de amônia nos produtos de limpeza a base de amoníaco.

4. Que volume de uma solução de ácido brômico 0,33 M é necessário para neutralizar completamente 1,00 L de hidróxido de bário 0,15 M?

5. Calcule a normalidade de cada uma das soluções:

a) 5,0 equivalentes de HCl em 2,0 L de solução

b) 0,050 equivalentes de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  em 0,67 L de solução.

c) 0,0015 equivalentes de HCl em 100 mL de solução.

6. Que volume de HCl 0,421 N é necessário para titular 47,00 mL de KOH 0,204 N até o ponto de viragem do indicador fenolftaleína?

7. Na titulação de 0,1500 g de um ácido foram requeridos 47,00 mL de NaOH 0,0120 N, até o ponto de viragem.

a) Qual é a massa de um equivalente desse ácido?

b) Se for um monoácido. Qual é a sua massa molecular?

c) E se for um diácido, determine também sua massa molecular.

8. Qual é a normalidade de uma solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , se 24,8 mL dessa solução foram necessário para titular 2,50 g de  $\text{NaHCO}_3$ ?



## EXPERIÊNCIA 8

EQUIPE:

DATA:

TURMA:

### A. Preparo da solução de NaOH

Massa de NaOH: \_\_\_\_\_

### B. Padronização da solução de NaOH

Normalidade da solução de ác. Oxálico: \_\_\_\_\_

Volumes de NaOH gastos: na 1ª titulação: \_\_\_\_\_

na 2ª titulação: \_\_\_\_\_

na 3ª titulação: \_\_\_\_\_

Média dos valores: \_\_\_\_\_

Utilizando a equação  $N_1V_1 = N_2V_2$ , calcule a normalidade da solução de NaOH: \_\_\_\_\_

### C. Massa molecular de um ácido:

Massa do ácido benzoico: \_\_\_\_\_ (com 2 casas após a vírgula no mínimo)

Volume de NaOH gasto: \_\_\_\_\_

Utilizando a equação  $M U = N$ , onde U para o monoácido é 1, determine a massa molecular do ácido benzoico: \_\_\_\_\_

### D. Determinação da concentração de ácido acético no vinagre:

Nome comercial do vinagre:

Volumes de NaOH gastos: na 1ª titulação: \_\_\_\_\_

na 2ª titulação: \_\_\_\_\_

na 3ª titulação: \_\_\_\_\_

Média dos valores: \_\_\_\_\_

A normalidade do ácido acético no vinagre que você analisou é:

(Lembre-se que você diluiu 10 vezes o vinagre antes de titular. Portanto não se esqueça de multiplicar por 10 o resultado que você obteve com a equação  $N_1V_1 = N_2V_2$ ).

**Resultados de seus colegas que analisaram a mesma marca de vinagre:**

## EXPERIÊNCIA 8

EQUIPE:

DATA:

TURMA:

### A. Preparo da solução de NaOH

Massa de NaOH: \_\_\_\_\_

### B. Padronização da solução de NaOH

Normalidade da solução de ác. Oxálico: \_\_\_\_\_

Volumes de NaOH gastos: na 1ª titulação: \_\_\_\_\_

na 2ª titulação: \_\_\_\_\_

na 3ª titulação: \_\_\_\_\_

Média dos valores: \_\_\_\_\_

Utilizando a equação  $N_1V_1 = N_2V_2$ , calcule a normalidade da solução de NaOH: \_\_\_\_\_

### C. Massa molecular de um ácido:

Massa do ácido benzoico: \_\_\_\_\_ (com 2 casas após a vírgula no mínimo)

Volume de NaOH gasto: \_\_\_\_\_

Utilizando a equação  $M U = N$ , onde U para o monoácido é 1, determine a massa molecular do ácido benzoico: \_\_\_\_\_

### D. Determinação da concentração de ácido acético no vinagre:

Nome comercial do vinagre:

Volumes de NaOH gastos: na 1ª titulação: \_\_\_\_\_

na 2ª titulação: \_\_\_\_\_

na 3ª titulação: \_\_\_\_\_

Média dos valores: \_\_\_\_\_

A normalidade do ácido acético no vinagre que você analisou é:

(Lembre-se que você diluiu 10 vezes o vinagre antes de titular. Portanto não se esqueça de multiplicar por 10 o resultado que você obteve com a equação  $N_1V_1 = N_2V_2$ ).

**Resultados de seus colegas que analisaram a mesma marca de vinagre:**