



## ESTUDO PRÁTICO DE PADRONIZAÇÃO DE SOLUÇÕES ÁCIDAS E BÁSICAS

Enzo G. S. da Silva<sup>1</sup>; Caio L. da S. Araújo<sup>2</sup>; Kauê C. dos Santos<sup>3</sup>; Luana K. A. do Nascimento<sup>4</sup>; Matheus da C. de Almeida<sup>5</sup>; Valéria P.P. de Almeida<sup>6</sup>; Victor W. B. Diniz<sup>7</sup>

<sup>1</sup>enzo.gdsilva@aluno.uepa.br

<sup>2</sup>caio.l.s.araujo@aluno.uepa.br

<sup>3</sup>kaue.cdsantos@aluno.uepa.br

<sup>4</sup>luana.kad.nascimento@uepa.br

<sup>5</sup>maticooofc69@gmail.com

<sup>6</sup>valeriaprisila1@gmail.com

<sup>7</sup>victor.bechir@uepa.br

<sup>1, 2, 3, 4, 5, 6, 7</sup> Universidade do Estado do Pará - Rua do Úna, nº 156 - Telégrafo, Belém - PA, 66050-540.

**Palavras-Chave:** Neutralização; Equivalência; Concentração

### Introdução

Uma solução química é formada por substâncias e estas são misturas que podem possuir aspectos tanto homogêneos quanto heterogêneos. Os componentes de uma solução são denominados como: soluto e solvente. O soluto é encontrado em pouca quantidade dentro de uma mistura e representa a substância dissolvida enquanto o solvente é representado em maior quantidade e tem a função de dissolver a solução (ATKINS; JONES, 2018).

Em relação à padronização de uma solução, é necessário determinar a concentração de íons em soluções. A determinação da quantidade de uma substância dissolvida em um solvente qualquer é utilizada a técnica de titulação. Esse processo exerce que uma solução de concentração conhecida (titulante) adicionado à solução de concentração desconhecida (titulado) reaja e determine a concentração da solução desconhecida (BACCAN, N. et al, 2001).

De acordo com Cunha; Fernandes (2014), para a padronização de uma solução no método direto, é preciso à utilização de padrões primários que apresentam como principais características: um elevado grau de pureza, fácil obtenção, purificação, dessecação e conservação, de modo a formar uma solução perfeita, grande solubilidade em água, elevado peso molecular, baixo custo e o fato de serem estáveis tanto em solução como no estado sólido.

As padronizações podem ser feitas a partir do processo de titulação, o qual é um método de análise quantitativa que determina a concentração de uma solução desconhecida por intermédio de outra substância de concentração conhecida. Para indicar o processo final da titulação, são utilizados indicadores ácidos e bases como a fenolftaleína, mudando de coloração em uma determinada faixa de pH, que fica rosa em um meio base e incolor no meio ácido, e, também, o vermelho de metila, que ao entrar em contato com um meio básico tem a sua coloração levemente amarela e em meio ácido, rosa. (BRONW *et al*, 2005)

As titulações podem ser conduzidas usando reações ácido-base, por exemplo, o qual envolve a incorporação gradual de uma solução de um deles à solução do outro, gota a gota, até que as concentrações de íons H<sup>+</sup> (aq) e OH<sup>-</sup> (aq) atinjam a equivalência (RUSSEL, 1994).

O objetivo deste trabalho foi realizar a padronização de uma solução de NaOH 0,1 N usando hidrogenoftalato (KHC<sub>8</sub>H<sub>4</sub>O<sub>4</sub>) como padrão primário, padronizar uma solução de HCl 0,1 N usando borax (Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub>·10H<sub>2</sub>O) como padrão primário, além disso compreender os

cálculos necessários para realizar a padronização das substâncias, por fim determinar o fator de correção das soluções padronizadas.

### **Material e Métodos**

Para a padronização da solução de NaOH 0,1 N, lavou-se uma bureta com solução de hidróxido de sódio 1N (NaOH) três vezes, processo conhecido como ambientação. O mesmo procedimento foi realizado com um béquer. Em seguida, três amostras de hidrogenoftalato de potássio foram pesadas, uma por vez, em um vidro de relógio utilizando a balança analítica. Após a pesagem, cada amostra foi transferida para um erlenmeyer, com o auxílio de um bastão de vidro, e o vidro de relógio foi lavado com água destilada para garantir que toda a amostra fosse coletada.

Em seguida, adicionaram-se aproximadamente 75 mL de água destilada e agitou-se a solução para dissolver completamente o sal. A bureta foi então acoplada a uma garra metálica e preenchida com a solução de hidróxido de sódio até sua capacidade máxima. Logo após, aferiu-se a solução até a marca do menisco. O béquer que havia sido ambientado foi colocado sob a bureta para coletar a solução durante a aferição. Para garantir a precisão, a bureta foi retirada da garra e posicionada à altura dos olhos para conferir a marca do menisco.

Depois, foram adicionadas três gotas de solução de fenolftaleína em cada erlenmeyer contendo as amostras de hidrogenoftalato, e os erlenmeyers foram colocados sob a bureta para a titulação. A solução de hidróxido de sódio contida na bureta foi gotejada nos erlenmeyers contendo o sal dissolvido em água e fenolftaleína, sob constante agitação. O volume de solução gasto e seu comportamento durante o processo foram registrados.

Para a padronização da solução de HCl 0,1 N, lavou-se uma bureta com solução de ácido clorídrico 1N (HCl) três vezes, repetindo o processo de ambientação. O mesmo procedimento foi realizado com um béquer. Em seguida, foram pesadas, uma de cada vez, quatro amostras de bórax ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) em um vidro de relógio, utilizando a balança analítica. Após a pesagem, cada amostra foi transferida para um erlenmeyer com o auxílio de um bastão de vidro. O vidro de relógio também foi lavado com água destilada para garantir a coleta completa da amostra.

Na sequência, adicionaram-se aproximadamente 75 mL de água destilada, e a solução foi agitada até a dissolução completa do sal. A bureta foi então acoplada à garra metálica e preenchida com a solução de ácido clorídrico até a capacidade máxima. Em seguida, aferiu-se a solução até a marcação do menisco. O béquer ambientado foi colocado sob a bureta para coletar a solução durante a aferição. Para garantir a precisão da aferição, a bureta foi retirada da garra metálica e levada à altura dos olhos para conferir o menisco.

Posteriormente, foram adicionadas três gotas de solução de vermelho de metila a cada erlenmeyer contendo as amostras de bórax. Os erlenmeyers foram posicionados sob a bureta para a titulação. A solução de ácido clorídrico foi gotejada, enquanto o conteúdo do erlenmeyer, contendo o sal dissolvido em água e o vermelho de metila, era agitado constantemente. O volume de solução gasto e o comportamento do processo foram registrados.

### **Resultados e Discussão**

Usou-se para o experimento uma solução de NaOH 1N que já havia sido preparada. Porém, para melhor fixação, foi realizado o cálculo da quantidade de massa que deveria ser usada para a preparação de 100 mL de solução 0,1N de hidróxido de sódio, utilizando a seguinte fórmula:

$$N = \frac{m1}{Eq-g \cdot V}$$

Para a realização do cálculo, é necessário determinar a massa molecular do composto hidróxido de sódio, pela seguinte relação:

$$Eq - g NaOH = \frac{MM}{X}$$

O valor de “X” é a quantidade de íons OH<sup>-</sup> ionizáveis, sendo uma hidroxila ionizável para o composto de hidróxido de sódio. Para determinar a massa molecular, deve-se multiplicar a massa dos elementos e suas quantidades presentes no composto: Na (23.1= 23); O (16.1= 16); H (1.1= 1). Feito isso, soma-se os valores obtidos: (23 + 16 + 1= 40). Sendo assim:

$$0,1 = \frac{m1}{40.0,1}$$

$$m1 = 0,4g \text{ de NaOH}$$

Ou seja, para preparar 100 mL de solução de hidróxido de sódio 1N é necessário 0,4g de NaOH.

Com isso, iniciou-se o experimento aferindo a solução de hidróxido de sódio 1N contida na bureta de até a marcação do menisco da vidraria, coletando em um béquer prontamente ambientado a solução que fora descartada durante o processo. Depois, Foram pesadas as amostras de hidrogenoftalato (KHC<sub>8</sub>H<sub>4</sub>O<sub>4</sub>) onde os valores encontrados para as massas estão representados na tabela 1:

**Tabela 1-** Massa das amostras de borax

| Amostras (s) | Massa (kg) |
|--------------|------------|
| Amostra 1    | 0,099      |
| Amostra 2    | 0,098      |
| Amostra 3    | 0,098      |

**Fonte:** Autores, (2023)

Com as massas encontradas, foi possível realizar a titulação após as amostras serem transferidas, cada uma para um Erlenmeyer e dissolvidas em aproximadamente 75 mL de água destilada. A titulação foi realizada com cada amostra contendo três gotas de fenolftaleína. Durante o processo, verificou-se o volume de solução de hidróxido de sódio gasto para a completa titulação, representada pela mudança de cor devido à presença do indicador. A tabela 2 apresenta os valores de solução de hidróxido de sódio gastos em cada titulação:

**Tabela 2-** Volume gasto de NaOH em cada titulação

| Volume 1 (mL) | Volume 2 (mL) | Volume 3 (ml) |
|---------------|---------------|---------------|
| 3,75          | 3,65          | 3,55          |

**Fonte:** Autores, (2023)

Observou-se que, ao adicionar as gotas de fenolftaleína na solução de hidrogenoftalato dissolvido em água destilada, a solução que era incolor permaneceu com o mesmo aspecto. A solução de hidróxido de sódio foi gotejada até a mudança de cor de incolor para rosa. O aspecto incolor da solução em contato com o indicador ocorreu porque a solução de fenolftaleína se comporta dessa forma em meios ácidos, indicando que o sal dissolvido, o

hidrogenoftalato, é um ácido. A mudança de cor de incolor para rosa durante a adição de solução de hidróxido de sódio ocorreu devido o indicador adicionado se comportar dessa maneira em contato com substâncias básicas. (ATIKINS; JONES, 2007)

O procedimento realizado trata-se de uma titulação usando reação ácido-base na qual a solução de hidróxido de sódio reagiu com a amostra de hidrogenoftalato com alto grau de pureza, determinado como padrão primário, para que, a partir da sua análise volumétrica, seja determinada, com exatidão, a concentração de hidróxido de sódio da solução. (BROWN *et al*, 2005)

A mudança de cor de incolor para rosa indicou que a solução de hidrogenoftalato dissolvida foi completamente neutralizada e que não havia mais ácido para reagir com as gotas de base que fizeram a solução mudar de cor, tornando a solução básica e, conseqüentemente, sua coloração, rosa. A mudança de cor definiu o ponto final da titulação, no qual o número de mols de íons  $H^+$  do ácido é igual aos mols de íons  $OH^-$ , determinado como ponto de equivalência. (RUSSEL, 1994)

Com a solução previamente titulada, foi possível determinar a concentração de ácido clorídrico utilizando o princípio da equivalência, no qual:

$$N.V = \frac{m}{Eq-g}$$

A relação descrita acima considera a massa dos reagentes e o volume da solução usada. Para isso, foi calculada a média das massas de sal de borax representadas na tabela 1, sendo a média:

$$M = \frac{m1+m2+m3}{3}$$

Sendo assim:

$$x = \frac{0,099+0,098+0,098}{3} = 0,098$$

Também, para realizar o cálculo da equivalência, é necessário encontrar a média dos volumes de solução de ácido clorídrico gastos durante a titulação, representados na tabela 2:

$$x = \frac{v1+v2+v3}{3}$$

Com isso:

$$x = \frac{3,75+3,65+3,55}{3} = 3,65$$

Com os valores das médias das massas e dos volumes encontrados, foi possível determinar a concentração de solução de ácido clorídrico utilizando a relação do princípio da equivalência, descrita abaixo:

$$N.V = \frac{m}{Eq-g}$$

$$N. 3,65. 10^{-3} = \frac{0,098}{204,23}$$

$$N. 3,65. 10^{-3} = 0,00047985$$

$$N = \frac{0,00047985}{0,00365}$$

$$N = 0,131466068$$

O valor da normalidade encontrada para a solução de hidróxido de sódio é denominada como normalidade verdadeira, no qual corresponde a concentração dessa solução que foi de fato usada durante o experimento. Na teoria, a concentração da solução deveria ser 0,100, porém o resultado obtido fora 0,131466068. Ou seja, o valor achado para a concentração ultrapassou o valor proposto pela teoria, indicando que a solução de hidróxido de sódio estava mais concentrada do que o esperado.

Para ter certeza de que a solução de hidróxido de sódio estava mais concentrada do que o previsto, realizou-se o cálculo do fator de correção o qual aponta as seguintes situações:

**Tabela 3-** Resultados para o fator de correção

|                       |                          |
|-----------------------|--------------------------|
| Fator de correção > 1 | Solução mais concentrada |
| Fator de correção < 1 | Solução mais diluída     |

Fonte: Autores, (2023)

Com base na tabela 3, foi realizado o cálculo para descobrir o fator de correção da solução de hidróxido de sódio, o qual relaciona a normalidade verdadeira com a normalidade teórica, demonstrada na relação abaixo:

$$Fc = \frac{0,131466068}{0,100} = 1,3146$$

Com isso, pode-se ter certeza de que a solução de hidróxido de sódio estava mais concentrada, ultrapassando o valor de 0,100 previsto pela teoria, com valor acima de 1 como demonstrado na tabela 3.

Para a padronização da solução de HCl 1N usou-se uma solução de HCl 1N previamente preparada. Porém, foi realizado o cálculo da quantidade de massa que deveria ser usada para a preparação de 100 mL de solução 0,1N de ácido clorídrico, caso fosse utilizada para o experimento. Para isso, deve-se realizar o cálculo para determinar a massa molecular de ácido clorídrico, sendo: (H 1. 1= 1); (Cl 35,5 . 1= 35,5). Feito isso, soma-se os valores obtidos: 1 + 35,5= 36,5).

Após, determinou-se o número de íons H<sup>+</sup> ionizáveis presente no composto. O composto de ácido clorídrico apresenta um hidrogênio em sua fórmula, sendo esse ionizável. A quantidade de íons H<sup>+</sup> ionizáveis foi substituída no “X”, presente na relação abaixo:

$$Eq - g HCl = \frac{MM}{X}$$

Com isso, pode-se determinar a massa de HCl necessária para preparar a solução, utilizando a fórmula abaixo:

$$N = \frac{m1}{Eq-g \cdot V}$$

Substituindo os valores na fórmula:

$$0,1 = \frac{m1}{36,0 \cdot 0,1}$$

$$0,1 = \frac{m1}{3,65}$$

$$m1 = 0,1 \cdot 3,65$$

$$m1 = 0,365g \text{ de HCl}$$

Com isso, a massa em grama necessária para preparar 100 mL de solução de ácido clorídrico 1N é 0,365g. No entanto, o composto de ácido clorídrico é formado em estado gasoso pela reação entre o cloreto de hidrogênio e as moléculas de água presentes na umidade do ar, sendo altamente volátil nessa condição. Por isso, industrialmente, esse composto é borbulhado em água para que haja melhor rendimento, se transformando nas soluções comercializadas e que foram usadas para o experimento, discutido posteriormente. (CUNHA; FERNANDEZ, 2014)

Por isso, é necessário medir o volume de ácido clorídrico necessário para obter a solução de 100 mL de HCl 1N, se tratando de uma solução volátil. Para isso, usou-se a fórmula para calcular a densidade, a qual relaciona a massa da solução encontrada com volume que se quer determinar. O valor da densidade foi verificada no rótulo do frasco que continha a solução, sendo de 1,181 g/mL. Sendo assim:

$$\rho = \frac{m}{v}$$

Com isso:

$$1,181 = \frac{0,365}{v} = 0,30906012 \text{ mL}$$

Verificou-se no rótulo da solução a pureza com que ela fora preparada. O rótulo indicava duas purezas: a pureza mínima de 36,5% e a pureza máxima de 38%. Como a solução usada para os cálculos não estava nova e pouco conservada, considerou-se o volume de 0,30906012 relacionado à pureza mínima da solução. Com essa relação, foi possível determinar o volume de ácido equivalente a 100% de pureza, aplicando a fórmula da regra de três inversa:

1mL.....densidade. pureza

X.....100%

1mL.....1,181. 36,5

X.....100%

$$1mL.....0,431065$$

$$X.....0,365$$

$$X = 0,84674005mL$$

Então, a quantidade de HCl que deveria ser utilizada para o preparo da solução de ácido clorídrico 1N é de 0,84674005mL, considerando as condições de armazenagem e pureza da solução.

Enfim, iniciou-se o experimento aferindo a solução de ácido clorídrico 1N contida na bureta de até a marcação do menisco da vidraria, coletando em um béquer prontamente ambientado a solução que fora descartada durante o processo. Depois, Foram pesadas as amostras de bórax ( $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ ) onde os valores encontrados para as massas estão representados na tabela 4 abaixo:

**Tabela 4-** Massa das amostras de bórax

| Amostras (s) | Massa (kg) |
|--------------|------------|
| Amostra 1    | 0,098      |
| Amostra 2    | 0,097      |
| Amostra 3    | 0,099      |
| Amostra 4    | 0,100      |

Fonte: Autores, (2023)

Com as massas encontradas, foi possível realizar a titulação após as amostras serem transferidas, cada uma para um Erlenmeyer e dissolvidas em aproximadamente 75 mL de água destilada. A titulação foi realizada com cada amostra contendo três gotas de vermelho de metila. Durante o processo, verificou-se o volume de solução de ácido clorídrico gasto para a completa titulação, representada pela mudança de cor devido à presença do indicador. A tabela 5 apresenta os valores de ácido clorídrico gastos em cada titulação:

**Tabela 5-** Volume gasto de HCl em cada titulação

| Volume 1 (mL) | Volume 2 (mL) | Volume 3 (ml) | Volume 4 (mL) |
|---------------|---------------|---------------|---------------|
| 6,10          | 4,55          | 4,95          | 4,95          |

Fonte: Autores, (2023)

Observou-se que, ao adicionar as gotas de vermelho de metila na solução de bórax dissolvido em água destilada, a solução que era incolor adquiriu cor amarela bem fraca. A solução de ácido clorídrico foi gotejada até a mudança de cor de amarela para rosa. A mudança de cor de incolor para amarela ocorreu devido ao indicador vermelho de metila se comportar dessa forma em presença de base, indicando que o sal dissolvido, o bórax, é uma base. A mudança de cor de amarela para rosa durante a adição de solução de ácido clorídrico ocorreu devido o indicador adicionado se comportar dessa maneira em contato com substâncias ácidas. (ATIKINS; JONES, 2007)

O procedimento realizado trata-se de uma titulação usando reação ácido-base no qual a solução de ácido clorídrico reagiu com a amostra de bórax com alto grau de pureza, determinada como padrão primário, para que, a partir da sua análise volumétrica, seja determinada, com exatidão, a concentração de ácido clorídrico da solução. (BROWN *et al*, 2005)

A mudança de cor de amarela para rosa indicou que a solução de bórax dissolvida foi completamente neutralizada e que não havia mais base para reagir com as gotas de ácido que fizeram a solução mudar de cor, tornando a solução ácida e, conseqüentemente, sua coloração, rosa. A mudança de cor definiu o ponto final da titulação, no qual o número de mols de íons  $H^+$  do ácido é igual aos mols de íons  $OH^-$ , determinado como ponto de equivalência. (RUSSEL, 1994)

Com a solução previamente titulada, foi possível determinar a concentração de ácido clorídrico utilizando o princípio da equivalência, no qual:

$$N \cdot V = \frac{m}{Eq-g}$$

A relação descrita acima considera a massa dos reagentes e o volume da solução usada. Para isso, foi calculada a média das massas de sal de bórax representadas na tabela 4, sendo a média:

$$M = \frac{m3+m4}{2}$$

As massas das amostras 1 e 2 não foram utilizadas nos cálculos da média das massas devido a discrepância entre as massas encontradas, sendo as massas 3 e 4 mais próximas. Sendo assim:

$$x = \frac{0,099+0,100}{2} = 0,099$$

Também, para realizar o cálculo da equivalência, é necessário encontrar a média dos volumes de solução de ácido clorídrico gastos durante a titulação, representados na tabela 5:

$$x = \frac{v3+v4}{2}$$

Os volumes utilizados para o cálculo da média foram os das amostras as quais foram usadas para calcular a média das massas. Com isso:

$$x = \frac{4,95+4,95}{2} = 4,95$$

Com os valores das médias das massas e dos volumes encontrados, foi possível determinar a concentração de solução de ácido clorídrico utilizando a relação do princípio da equivalência, descrita abaixo:

$$N \cdot V = \frac{m}{Eq-g}$$

$$N \cdot 4,95 \cdot 10^{-3} = \frac{0,099}{190,69}$$

$$N \cdot 4,95 \cdot 10 = 0,00051917$$

$$N = \frac{0,00051917}{0,00495} = 0,10488226965$$

O valor da normalidade encontrada para a solução de ácido clorídrico é denominada como normalidade verdadeira, no qual corresponde a concentração dessa solução que foi de fato usada durante o experimento. Na teoria, a concentração da solução deveria ser 0,100,

porém o resultado obtido fora 0,10488226965. Ou seja, o valor achado para a concentração ultrapassou o valor proposto pela teoria, indicando que a solução de ácido clorídrico está mais concentrada do que o esperado.

Para ter certeza de que a solução de ácido clorídrico estava mais concentrada do que o previsto, realizou-se o cálculo do fator de correção. Com base na tabela 3, foi realizado o cálculo para descobrir o fator de correção da solução de ácido clorídrico, o qual relaciona a normalidade verdadeira com a normalidade teórica, demonstrada na relação abaixo:

$$F_c = \frac{0,10488226965}{0,100} = 1,0488$$

Com isso, pode-se ter certeza de que a solução de ácido clorídrico estava mais concentrada, ultrapassando o valor de 0,100 previsto pela teoria, com valor acima de 1 como demonstrado na tabela 3.

### Conclusões

Com os experimentos realizados em laboratório, foi possível padronizar as soluções de hidróxido de sódio 0,1 N (NaOH) e de ácido clorídrico 0,1 N (HCl) por meio da titulação ácido-base. Inicialmente, foi realizado o cálculo para preparar 100 mL de NaOH 0,1 N. Para isso, foi determinada a massa molecular do hidróxido de sódio, que é 40 g/mol. Em seguida, foi calculada a massa necessária de hidróxido de sódio para preparar a solução, utilizando a fórmula da normalidade, resultando em 0,4 g de NaOH para preparar 100 mL de solução. No entanto, utilizou-se uma solução de NaOH que já havia sido preparada.

Para a padronização da solução de NaOH, foram determinadas as massas de uma amostra de hidrogenofalato de potássio, utilizadas como substância titulante no processo, conforme mostrado na tabela 1. Após a pesagem, as amostras foram dissolvidas em água destilada até completa dissolução. Em seguida, foram adicionadas três gotas de solução de fenolftaleína a cada solução contendo as amostras, sendo observado que as misturas permaneceram incolores, indicando o caráter ácido do sal dissolvido, evidenciado pela presença do indicador.

A titulação foi realizada gotejando a solução de hidróxido de sódio nas amostras sob agitação constante, até que a cor mudasse de incolor para rosa, indicando o ponto final. Foram registrados os volumes de NaOH consumidos na tabela 2. Com esses dados, foi calculada a concentração real da solução, que resultou em 0,1315 N, mais alta que o previsto (0,1 N). Para confirmar, foi calculado o fator de correção, obtendo-se 1,3146, o que indicou que a solução de NaOH estava realmente mais concentrada.

Para a solução de ácido clorídrico, inicialmente foi feito o cálculo para preparar 100 mL de HCl 0,1 N. A massa molecular do HCl é 36,5 g/mol. Em seguida, foi calculada a massa necessária de HCl para preparar a solução, resultando em 0,365 g. No entanto, como o HCl estava em solução, e por ser um gás que é borbulhado em água, foi necessário determinar o volume de HCl necessário utilizando a densidade do composto, o que resultou em 0,309 mL. Esse valor foi ajustado com base na pureza do HCl disponível, que era de 36,5%, resultando em 0,847 mL de HCl para preparar 100 mL de solução 0,1 N.

No entanto, para a padronização da solução de HCl 0,1 N, utilizou-se uma solução já preparada. Seguiram-se os mesmos procedimentos realizados para a titulação da solução de NaOH: pesagem das amostras, diluição em água destilada e adição de três gotas de vermelho de metila. As massas obtidas estão representadas na tabela 4. A solução de ácido clorídrico foi gotejada sob constante agitação até que a coloração mudasse de amarela para rosa, indicando



o ponto final da titulação. O volume de HCl gasto foi registrado e está representado na tabela 5.

Com a solução titulada, foi possível determinar sua concentração utilizando o princípio da equivalência, considerando as médias das massas e volumes das tabelas 4 e 5. As massas  $m_1$  e  $m_2$  não foram incluídas no cálculo devido à discrepância dos valores. As médias de 0,99 g e 4,95 mL permitiram calcular a normalidade real da solução de HCl, que foi de 0,1049 N, indicando que a solução estava mais concentrada do que o previsto (0,1 N). O fator de correção, conforme mostrado na tabela 3, foi de 1,0541, confirmando que a solução de HCl estava realmente mais concentrada.

Dessa forma, os resultados obtidos foram fundamentais para o desenvolvimento e compreensão dos conceitos abordados em sala de aula, possibilitando a integração entre teoria e prática no processo de padronização de soluções, proporcionando uma base sólida de conhecimento sobre titulações ácido-base.

### Referências

ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. **Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 7 edição. Ed. Bookman, 2018.

BROWN, T.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. **Química: a ciência central**. 9ª edição. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

CUNHA, M.; FERNANDEZ, R. **Preparação, diluição e padronização de soluções**. Orientadora: Helena Soares. 2014. 11 p. Mestrado Integrado em Engenharia do Ambiente, Universidade do Porto, Porto, 2014.

RUSSEL, Jhon B. **Química geral**. 2ª edição. São Paulo: Pearson Makron Books, 1994.