

UNIVERSIDADE TIRADENTES – UNIT

CURSO DE FARMÁCIA

Adler Nathan Santos Santana

Larissa Bispo dos Reis

Lorena Macedo Lira

Milena Gomes da Costa

Milena Ribeiro de Oliveira

Monic Evelyn de Souza Silva

Raquel Gessly de Sousa Macedo

Vitória de Jesus Reis Freitas

**RELATÓRIO DE AULA PRÁTICA:
PREPARO DE SOLUÇÕES**

ARACAJU, SE – BRASIL

2018

Adler Nathan Santos Santana

Larissa Bispo dos Reis

Lorena Macedo Lira

Milena Gomes da Costa

Milena Ribeiro de Oliveira

Monic Evelyn de Souza Silva

Raquel Gessly de Sousa Macedo

Vitória de Jesus Reis Freitas

**RELATÓRIO DE AULA PRÁTICA:
PREPARO DE SOLUÇÕES**

Relatório de aula prática da disciplina Físico-Química, turma E01, Curso de Farmácia, Universidade Tiradentes.

Professor Alysson Vieira dos Santos.

ARACAJU, SE – BRASIL

2018

SUMÁRIO

1 INTRODUÇÃO	4
2 MATERIAIS E MÉTODOS	5
2.1 Materiais	5
2.2 Procedimento	6
3 RESULTADOS E DISCUSSÃO	7
4 CONCLUSÃO	9
5 REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS	9

1 INTRODUÇÃO

Solução é uma mistura homogênea constituída por duas ou mais substâncias numa só fase. As soluções são formadas por um solvente (geralmente o componente em maior quantidade) e um ou mais solutos (geralmente componente em menor quantidade). As suas concentrações podem ser definidas de várias maneiras, como: normalidade, molaridade, molalidade e título. Quando se prepara uma solução, se faz necessária a determinação da concentração. Essa determinação é feita usando uma outra solução com uma concentração já conhecida, a chamada solução padrão (*SUSSUCHI, et al.*).

A operação química deste processo é denominada titulação. Por definição, titulação é o método de análise química pelo qual uma quantidade desconhecida de uma substância particular (analito) pode ser determinada, mediante a adição de uma solução de concentração conhecida (titulante), a qual reage com aquela em proporção definida e conhecida. O ponto final da titulação é indicado pela mudança de coloração de uma substância inserida no processo, chamada indicador que tem sua cor modificada no ponto final ou ponto de equivalência da reação (*SUSSUCHI, et al.*).

Ponto de equivalência é o ponto no qual a quantidade do titulante adicionado é exatamente suficiente para que se combine em uma proporção estequiométrica, ou empiricamente reproduzível com o titulado (analito). Nesta situação o que se tem é, no final da titulação, um número de equivalentes iguais entre as quantidades de substâncias que reagiram. Em termos equacionais: (*RICARDO FELTRE, 1982*).

$$\text{Quantidade}_{\text{Substância 1}} = \text{Quantidade}_{\text{Substância 2}}$$

A equação abaixo é conhecida como equação fundamental da volumetria e seu uso é feito nos cálculos de concentração de volumes iniciais e finais das soluções para determinação do valor ou da concentração (final ou inicial) ou do volume (final ou inicial):

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

As soluções podem ser classificadas de diferentes maneiras, pelo estado físico em que se encontram, com relação à natureza do soluto ou ainda pela quantidade de soluto e solvente que compõe a solução.

Com relação ao estado físico de agregação em que se encontram, podemos classificar as soluções em:

- **Soluções sólidas:** ouro 18 quilates, latão e outras ligas metálicas diversas.
- **Soluções líquidas:** soro fisiológico, álcool comercial e água com açúcar.
- **Soluções gasosas:** ar atmosférico entre outras misturas gasosas de interesse comercial.

Em casos onde todos os componentes da solução se encontram no mesmo estado físico, considera-se o soluto o composto presente em menor quantidade e solvente o composto presente em maior quantidade na mistura.

Com relação à natureza do soluto, classificamos as soluções em:

- **Soluções iônicas:** São compostas de solutos iônicos, por exemplo, NaCl em água.
- **Soluções moleculares:** São compostas por solutos de origem molecular, por exemplo, água com açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11} + \text{água}$).

- Há casos especiais onde há presença de compostos iônicos e moleculares compondo a solução, como o caso do ácido acético em água, que possui moléculas CH_3COOH e íons CH_3COO^- e H^+ .

Com relação entre a quantidade de soluto e solvente que compõe a solução (saturação da solução), classificamos as mesmas em:

- **Soluções insaturadas:** Possuem menor quantidade de soluto em relação à quantidade de solvente.
- **Soluções saturadas:** Possuem a máxima quantidade de soluto em determinada quantidade de solvente.
- **Soluções supersaturadas:** Possuem maior quantidade de soluto em relação à quantidade de solvente.

As soluções podem ser concentradas ou diluídas, de acordo com a necessidade e aplicação a qual se destinam. Nas soluções concentradas, o volume total de solução diminui, porém, a concentração de soluto se mantém a mesma, já nas soluções diluídas, o volume total é aumentado, contudo a concentração de soluto se mantém a mesma. (FONSECA, 2013).

Esse experimento teve como objetivo, a prática e familiarização com as técnicas de volumetria e o uso de cálculos para o preparo de soluções a partir de substâncias diversas.

2 MATERIAIS E MÉTODOS

2.1 Materiais

- Balança analítica
- Balão volumétrico
- Bastão de vidro
- Béquer
- Bureta
- Conta-gotas
- Erlenmeyer
- Espátula
- Etiquetas para identificação de soluções
- Funil de vidro
- Garra para a bureta
- Pipeta graduada
- Pipeta volumétrica
- Pipetador (pêra)
- Pissete
- Suporte universal
- Vidro de relógio

Reagentes:

- Ácido clorídrico
- Carbonato de sódio
- Hidróxido de sódio
- Fenolftaleína
- Alaranjado de metila
- Água destilada

2.2 Procedimento

.2.1 Preparo da Solução 01

- Foi colocado no interior da balança o vidro de relógio. Após isso, foi tirada a tara.
- Por conseguinte, foi pesado na balança analítica, usando vidro de relógio, 2g de hidróxido de sódio.
- Colocando no Becker 100ml de água destilada e acrescentado NaOH para ser dissolvido.
- Após a dissolução de NaOH, foi vertido a solução em um balão volumétrico, completando 250ml com água destilada. Por fim homogeneizando a solução.

.2.2 Preparo da Solução 02

- Inicialmente, o pipetador foi colocado na pipeta volumétrica para ser iniciada a pipetagem.
- A seguir, foi medido com o uso da pipeta volumétrica 10,4ml de HCl.
- Após isso, o ácido clorídrico foi vertido em um balão volumétrico já contendo um pouco de água destilada.
- Em seguida, foi acrescentada água destilada para completar 250ml no balão volumétrico e a solução foi homogeneizada.

.2.3 Preparo da Solução 03

- Foi colocado no interior da balança o vidro de relógio. Após isso, foi tirada a tara.
- 12,5g de Na_2CO_3 foi pesado na balança, usando vidro de relógio.
- O mesmo foi transferido para o béquer para ser dissolvido em 100ml de água destilada.
- Após ser dissolvido, ocorreu a transferência para o balão volumétrico e acrescentado água destilada para completar os 250ml. Por fim a solução é homogeneizada.

.2.4 Padronização da Solução 01

- 25ml de ácido clorídrico é pipitado e transferido para o erlenmeyer.
- No mesmo foi adicionado 3 gotas de alaranjado de metila.
- A bureta foi lavada 1 vez com 5ml da solução padrão de NaOH e descartado num béquer.
- O hidróxido de sódio é colocado na bureta. A quantidade colocada é necessária para o menisco ficar no zero desta.
- Em seguida, foi titulado lentamente e agitado constantemente a solução dentro do erlenmeyer, até tingir a cor rosa/avermelhado, verificando no final a real padronização da solução de hidróxido de sódio.
- Foi anotado o valor da quantidade da solução presente na bureta. Logo após, foram efetuados os cálculos finais para verificação da concentração da solução em questão.

.2.4 Padronização da Solução 03

- 25ml de ácido clorídrico é transferido para o erlenmeyer e adicionado 3 gotas do indicador fenolftaleína.
- A bureta foi lavada uma vez com 5ml da solução padrão de Na_2CO_3 e descartado num béquer.
- O carbonato de sódio é colocado na bureta. A quantidade necessária para o menisco ficar no zero desta.
- Titulando lentamente e com agitações constantes, foi verificada a cor rosa da solução, e anotado o valor da quantidade da solução presente na bureta. Em seguida, foram efetuados os cálculos finais para verificação da concentração da solução em questão.

3 RESULTADOS E DISCUSSÃO

Na prática 2, foram preparadas soluções de NaOH, HCl e Na_2CO_3 , 250ml cada com suas respectivas concentrações, como mostrado na tabela 01:

	Concentração	% em Massa
Solução 1 (NaOH)	0,2 M	-
Solução 2 (HCl)	0,5 M	-
Solução 3 (Na_2CO_3)	-	5%

Tabela 01

Considerando as seguintes equações:

Diluição de soluções $M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$	Relação Molaridade e Concentração Comum $M = \frac{m_1}{MM_1 \cdot V}$
---	---

Temos os resultados obtidos para o preparo de cada uma das 3 soluções:

Solução de NaOH, onde: MM de NaOH = 40; 250ml em Litros = 0,25L.

$$M = \frac{m_1}{MM_1 \cdot V} \quad 0,2 = \frac{m_1}{40 \cdot 0,25} \quad m_1 = 2g$$

A fim de diluir, em 250ml de água destilada, foram pesadas 2g de hidróxido de sódio.

Solução de HCl, onde HCl a 37% = 12 Molar .

$$\begin{aligned} M_1 \cdot V_1 &= M_2 \cdot V_2 \\ 12 \cdot V_1 &= 0,5 \cdot 250 \\ V_1 &= 10,4ml \end{aligned}$$

Neste caso, pipetou-se 10,4ml do ácido HCl. Que logo após, foi depositado em um balão volumétrico com 250ml de água destilada.

Solução de Na_2CO_3

$$\%m/v = \frac{m_1}{v} \cdot 100 \quad 0,05 = \frac{m_1}{250} \cdot 100 \quad m_1 = 12,5g$$

Foi efetuada a pesagem de 12,5g de Carbonato de sódio que foi diluído em 250ml de água destilada.

A padronização é um procedimento subdivido em padrões (primário e secundário) que tem como intuito corrigir alterações numéricas decorrentes das falhas no preparo das soluções (prática 2). Neste caso foi utilizado o Carbonato de Cálcio como referência para titulante do HCl, por possuir maior peso molecular minimizando os erros de pesagem, o que torna o valor mais preciso, tendo-o como padrão primário. E após a titulação de HCl, este foi usado como referência caracterizando o padrão secundário.

É importante ressaltar que na prática de padronização, utilizam-se corantes indicadores ácido-base. Na primeira titulação, usou Fenolftaleína onde a coloração mudou para rosa quando gotejado o Na_2CO_3 no erlenmeyer, contido HCl e o corante. A mudança de cor provém do equilíbrio químico, no qual se igualam as concentrações de OH^- e H^+ promovendo a cor rosa nesta solução. O mesmo acontece para determinar a concentração de NaOH, porém diferem-se o titulador que neste caso será o HCl e o indicador que será o Alaranjado de metila. Calcula-se a partir do nível gasto de Carbonato ou Ácido Clorídrico para que ocorra o equilíbrio (PAWLOWSKY, *et al.*, 1996).

A tabela 2 apresenta os valores das concentrações ideais e reais, os volumes gastos e a média de cada um dos volumes:

	HCl	NaOH	
[] ideal	0,5 M	0,05 M	
[] real	0,04 M	0,02 M	
Média dos vol. de Na_2CO_3	-	-	19,6
Média do vol. gasto de HCl	-	-	10,45

Tabela 2

A partir disso, foram efetuados os seguintes cálculos:

- Titulado Ácido, tendo 25ml de titulante:

$$\begin{aligned} M_1 \cdot V_1 &= M_2 \cdot V_2 \\ 0,05 \cdot 19,6 &= M_2 \cdot 25 \\ M_2 &= 0,0392 \cong 0,04 \text{ M} \end{aligned}$$

- Titulado Carbonato de sódio, tendo 25ml de titulante:

$$\begin{aligned} M_1 \cdot V_1 &= M_2 \cdot V_2 \\ 0,04 \cdot 10,45 &= M_2 \cdot 25 \\ M_2 &= 0,016 \cong 0,02 \text{ M} \end{aligned}$$

	Na prática 1	Na prática 2	Diferenças
[] ideal	HCl = 0,5 M	0,04 M	0,046 M
[] real	NaOH = 0,5 M	0,02 M	0,48 M

Tabela 3

Comparando as concentrações (tabela 3), observa-se uma discrepância de valores. Isto acontece pelos erros operacionais e/ou sistemático, tais como:

- Perda de soluto no vidro de relógio , como no caso do NaOH e Na₂CO₃;
- Não dissolução de todo o soluto;
- Descalibração de equipamentos.

4 CONCLUSÃO

Na primeira aula prática, efetuou-se o preparo de soluções a partir dos seus volumes e concentrações que foram adquiridas pelo uso dos cálculos desenvolvidos na aula, pelas suas respectivas fórmulas.

Na aula seguinte, foram padronizadas as soluções preparadas na prática anterior.

Em seguida, após a padronização, as soluções mostraram alterações nos valores de sua concentração, logo, deduziu-se que pode ter havido algumas modificações nas substâncias que foram submetidas a pesagem e a medição volumétrica.

Assim, conclui-se que os experimentos foram realizados com sucesso, mostrando algumas variações nos seus valores finais comparados aos iniciais. Ademais, foi possível analisar a diferença de coloração provocada pelo alaranjado de metila e a fenolftaleína explicada pela reação ocorrida em meio ácido-básico, e reforçar os conhecimentos sobre cálculos estequiométricos utilizados para preparo de soluções.

5 REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

SUSSUCHI, Eliana Midori; MACHADO, Samísia Maria Fernandes; MORAES, Valéria Regina de Souza. **Titulação ácido-base**. Sergipe: UFS. Vol. 1, p. 1-14.

FELTRE, Ricardo. **Química**. ed. 4. São Paulo: Editora Moderna, 1982. Vol. 2, p. 58-61.

PAWLOWSKY, Alda Maria. SÁ, Eduardo Lemos de. MESSERSCHMIDT, Iara. SOUZA, Jaísa Soares de. OLIVEIRA, Maria Aparecida. SIERAKOWSKI, Maria Rita. SUGA, Rumiko. **Experimentos de química geral**. Curitiba: UFPR. 1996. ed. 2.

FONSECA, M.R.M. da. **Química 2**. 1. ed. São Paulo: Ática, 2013.