1. PREPARO DE SOLUÇÕES E TITULAÇÃO

I. INTRODUÇÃO

Solução é uma mistura homogênea de uma ou mais substâncias. A substância presente em maior quantidade é denominada solvente, e as outras substâncias na solução são conhecidas como soluto e dizemos que estão dissolvidos no solvente. O comportamento da solução geralmente depende da natureza do soluto e da sua concentração.

Concentração é o termo usado para designar a quantidade de soluto dissolvida em uma determinada quantidade de solvente. Normalmente expressamos a concentração de maneira quantitativa como mol L⁻¹.

As soluções preparadas rotineiramente em laboratório são compradas e preparadas a partir da forma concentrada ou de um sal. As soluções de concentrações mais baixas podem ser obtidas pela adição de água, processo chamado de diluição.

Um método de preparar soluções de concentração desejada é realizar a pesagem de certa massa de substância e conveniente diluição. Tais substâncias devem obedecer a uma série de exigências, mas são poucas as que as cumprem totalmente. Estas substâncias são denominadas de substância padrão primário e possuem grau de pureza superior a 99,95%, devem ser facilmente secadas para eliminar qualquer traço de umidade e, serem estáveis tanto em solução como no estado sólido. Também não devem absorver muita água nem reagir com substâncias existentes no ar.

Substâncias que não são padrão primário fornecem soluções que necessitam ter sua concentração determinada, sendo que um dos procedimentos usados para esta determinação é denominado Titulação, que envolve a reação química de uma amostra de solução com concentração desconhecida com uma solução de concentração conhecida, denominada de solução padrão. As reações podem ser do tipo ácido-base, precipitação ou oxirredução. O ponto no qual as quantidades estequiométricas se equivalem é conhecido como ponto de viragem ou equivalência, que pode ser determinado com ajuda de um indicador químico que variará sua cor quando este ponto for atingido.

As soluções preparadas devem ser armazenadas em frascos apropriados conforme o tipo de solução como, por exemplo, se a solução é sensível à ação da luz, deve-se armazenar em frasco âmbar. Os frascos devem ser identificados com rótulos, os quais devem conter o nome, a concentração da solução, a data de preparação, nome ou iniciais do preparador. Quando o líquido é retirado do frasco, deve-se tomar o cuidado de que ele escoe pelo lado oposto ao rótulo, o qual não se molhará e não se danificará.

II. OBJETIVOS

Os objetivos desta aula são apresentar aos alunos as técnicas mais básicas de laboratório como o manuseio de balança, balões volumétricos, pipetas, ácidos e bases concentrados pelo preparo de soluções. Também introduzir os fundamentos sobre propagação de erros e escolha de materiais no laboratório químico.

III. PARTE EXPERIMENTAL

III.1 - Preparo de soluções.

Cada grupo deve preparar 100 mL de duas soluções indicadas pelo professor, uma delas, usando quantidades em massa do soluto, com manuseio da balança e outra a partir da diluição de um produto comercial. Os cálculos estequiométricos devem ser apresentados ao professor antes das manipulações necessárias para o preparo das soluções.

III.1.1. *Procedimento usando um sólido.*

Pesar a massa desejada em papel especial, vidro de relógio ou béquer. Transferir a substância para um béquer, juntar um pouco do solvente e se verter, cuidadosamente, o líquido para o balão volumétrico, com o auxílio de

um funil ou bastão de vidro. Lavar o béquer (e o funil ou bastão) várias vezes com o solvente, transferindo-se sempre o líquido para o balão volumétrico. Completar o volume, acertando-se o nível com uma pipeta pasteur e se homogeneizar pela agitação e inversão do balão volumétrico tampado. Caso a substância tenha sido pesada em vidro de relógio, transferir a mesma para um béquer com auxílio de frasco lavador e proceder como anteriormente.

III.1.2. *Procedimento a partir de diluição.*

Medir com uma pipeta volumétrica conveniente o volume de solução a diluir (**usar a pêra para aspiração**). Verter a solução para o balão volumétrico. Adicionar o solvente ao balão volumétrico e, completar o volume do balão acertando-se o nível com uma pipeta pasteur. Homogeneizar a solução por agitação e inversão, várias vezes, do balão volumétrico tampado.

**OBS.: JAMAIS VERTA ÁGUA SOBRE ÁCIDOS CONCENTRADOS;
SEMPRE ÁCIDOS SOBRE ÁGUA.**

III.2 – Determinação da concentração de uma solução por titulação ácido-base.

III.2.1. *Solução de ácido de concentração conhecida.*

A um erlenmeyer de 100 mL com 10,0 mL de HCl de concentração conhecida adicione duas gotas de fenolftaleína a 1%. Usando uma bureta adicione solução de NaOH de concentração conhecida, gota a gota, até que haja uma alteração PERMANENTE da cor do indicador. Anote o volume total de NaOH utilizado. Repita o procedimento e calcule a média aritmética dos valores encontrados.

III.2.2. Solução de uma solução de HCl de concentração desconhecida.

Sem descartar o volume de solução de NaOH que já está na bureta, complete com esta solução para a marca do volume zero. Repita o procedimento do item 2, utilizando uma solução de HCl com concentração desconhecida. Anote o volume de NaOH necessário para atingir o ponto de equivalência. Calcule a concentração do ácido clorídrico preparado e compare com o valor teórico.

III.2.3. Tratamento do resíduo da titulação ácido-base.

a. Atenção: Haverá um béquer grande sobre cada bancada para que todos possam dispor de seus resíduos (solução de NaOH contida na bureta) de forma fácil e sem atropelos.

b. Ao final do processo de titulação verta o NaOH que restar na sua bureta no béquer grande, bem como todas as alíquotas usadas para ambientar essa vidraria. Coloque esse resíduo no béquer grande e lave a bureta com água destilada, colocando-a de modo invertido no suporte.

Não jogue o seu resíduo de NaOH (proveniente da bureta) na bombona ácido-base, pois esse resíduo, produzido no processo de titulação, estará contaminado com o indicador ácido-base usado na titulação, a fenolftaleína.

c. Quando todos os alunos tiverem feito os procedimentos descritos nos itens a e b, verifique o volume final da solução de NaOH no béquer grande com o auxílio de uma proveta.

Faça um cálculo e estime qual o volume de HCl 1 mol L⁻¹ deveria ser usado para neutralizar todo o NaOH contido no béquer grande.

Adicione o volume de HCl calculado à solução de NaOH contida no béquer grande usando um bastão de vidro auxiliar. Faça a homogeneização da

solução final com o bastão de vidro. Faça com cuidado, pois a reação de neutralização libera calor.

Meça o pH do meio com o auxílio de papel de pH. Para efeito de descarte, a solução pode ser considerada neutralizada se o pH estiver entre 6 e 8. Se o resíduo estiver básico (verifique o valor aproximado com o papel pH), adicione mais HCl 1 mol L⁻¹ até obter a neutralização.

Se o resíduo estiver ácido, isso indicará que muito HCl foi adicionado, e um volume de NaOH deverá ser acrescentado. Esse procedimento deverá ser repetido até obter o pH neutro (entre 6 e 8).

Se após esse procedimento o pH da solução final estiver na faixa de 6 a 8 (entre 5,5 e 8,5 também é aceitável), o resíduo poderá ser descartado na pia. Esse descarte poderá ser feito, pois após o processo de neutralização teremos água e os íons que ocorrem naturalmente no ambiente da água do mar, Na⁺ e Cl⁻.

IV. CÁLCULOS E QUESTÕES

- 1 – Qual o volume de HCl concentrado necessário para a preparação de 2500,0 mL de solução 0,1 mol L⁻¹? (C = 37% e d = 1,19 g cm⁻³)?
- 2 – Como se preparam 250,0 mL de solução 0,02 mol L⁻¹ de ácido oxálico? Indique os cálculos e descreva o procedimento.
- 3 – Por que algumas soluções devem ser preparadas em balões volumétricos, ao passo que outras o são em copos de bécher?
- 4 – Quantos “mL” de água destilada serão necessários para preparar 400,0 mL de solução 0,15 mol L⁻¹ de ácido clorídrico, se 20,0 mL de solução grosseira aproximadamente 0,2 mol L⁻¹ do mesmo foram neutralizados por 26,0 mL de solução 0,2 mol L⁻¹ de hidróxido de sódio?
- 5 – Em uma titulação foram gastos 9,0 mL de solução 0,1 mol L⁻¹ de ácido oxálico para neutralizar 20,0 mL de solução grosseira de hidróxido de sódio. A

partir desta, será possível preparar 500,0 mL de solução 0,1 mol L⁻¹ de hidróxido de sódio? Justifique.

6 – Qual o procedimento correto que se deve ter ao encher uma bureta? E, ao usá-la no processo de titulação?

7 – Indique os cálculos que você fez para chegar a soluções 0,5 mol L⁻¹ de hidróxido de sódio e de ácido clorídrico, a partir das respectivas soluções grosseiras.

III. EXERCÍCIOS

1. Calcule a molaridade da solução comercial de HCl que é 37% e possui densidade 1,19 (confirme estes dados no frasco deste ácido). Qual é a unidade da densidade?

2. Calcule a molaridade da solução de H₂SO₄ comercial que é 97% e possui densidade 1,84 (verifique estes dados no frasco do reagente a ser utilizado).

3. Verifique os dados referentes à amônia, descritos no rótulo de seu frasco e calcule o valor de sua molaridade. (Atenção: os valores se referem ao NH₃ e não ao NH₄OH)