

UFSC – Departamento de Química

Área de Educação Química

QMC 5119 – Introdução ao Laboratório de Química – 2011/1

Prof. Marcos Aires de Brito
Prof. Fábio Peres Gonçalves
Prof. José Carlos Gesser

Experiência nº 8: Titulações Ácido-Base

1. Questões de estudo

- Como determinar com precisão a concentração de uma solução (ácida ou básica)? Explique detalhadamente.
- Como determinar experimentalmente a concentração de ácido acético em uma determinada amostra de vinagre? Explique detalhadamente.

2. Titulações ácido-base

Muitas vezes é necessário, no trabalho experimental em Química e também em outras áreas, se conhecer com precisão o valor da concentração de soluções aquosas de ácidos e/ou de bases. Para essa determinação, temos dois procedimentos experimentais: (I) titulação mediante o uso de indicador ácido-base; (II) titulação potenciométrica, mas esta técnica você aprenderá na Química Analítica.

Na *titulação ácido-base*, que corresponde a uma reação entre um ácido e uma base na presença de um *indicador*, será necessário se conhecer com precisão a concentração de uma das soluções. Essa solução é considerada *padrão* de concentração e você é quem irá monitorar a mudança de cor na solução. A escolha do indicador irá depender da reação ácido-base que se deseja realizar (faça uma revisão, em livros de química geral, sobre este tópico), de modo que no *ponto de equivalência* da reação, o *número de equivalentes* do ácido ($N_A \times V_A$) é igual ao número de equivalentes da base ($N_B \times V_B$), ou seja, $N_A \times V_A = N_B \times V_B$, sendo que o pH da solução aquosa no final da titulação pode ser neutro, ácido, básico ou aproximadamente neutro, dependendo do sal formado na reação. Agora vamos fazer vamos discutir um pouco sobre essa unidade de concentração (a normalidade) de soluções que é utilizada na padronização de soluções ácido-base.

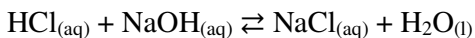
Normalidade(N)

Esta unidade de concentração de soluções, que geralmente é utilizada em Química Analítica e em Bioquímica, é expressa como a razão entre o número de equivalentes grama (equivalentes em massa do soluto), por volume de solução (expresso em litro), ou seja, $N = n_{\text{equivalentes}} / V_{\text{solução}}(L)$.

Exemplo: Uma solução aquosa 1 normal de HCl (1N HCl_(aq)), significa que apresenta 1 equivalente grama de HCl por litro de solução, sendo necessário se considerar a reação química que o soluto participa. Assim, o equivalente grama de um soluto expressa a quantidade em grama do soluto que se equivale ao outro reagente, quando reagem em solução para formar os produtos da reação.

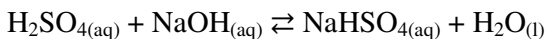
A normalidade tem utilidade prática na titulação ácido-base. Considerando uma solução básica, de normalidade desconhecida (N_B) a ser titulada com uma solução padrão ácida, de 2 normalidade (N_A) e volume (V_A) conhecidos, temos as seguintes relações: $N_A = \text{neq.}A/V_A N_B = \text{neq.}B/V_B$. Desse modo, no ponto de equivalência das duas soluções, temos que $N_A V_A = N_B V_B$, pois os equivalentes grama são idênticos. Assim, conhecendo-se a normalidade da solução ácida (N_A), o seu volume utilizado na reação (V_A) e determinando-se o volume da solução básica (V_B), pelas titulações, pode-se calcular o valor da normalidade da solução básica (N_B).

Caso se faça reagir, por exemplo, certo volume de uma solução 1N de ácido clorídrico com o mesmo volume de uma solução 1N de hidróxido de sódio, as massas de HCl e de NaOH, necessárias no ponto de equivalência, seriam 36,5 g de HCl e 40,0g, respectivamente, o que correspondem aos equivalentes grama desses reagentes na reação química. Nesse caso, o equivalente grama do ácido e da base corresponde a massas moleculares (massas molares).



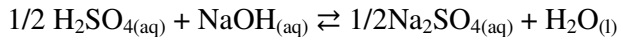
$$36,5\text{g} \quad 40,0\text{g} \quad = \quad 58,5\text{g} \quad 18,00\text{g}$$

Utilizando ácido sulfúrico em reação com hidróxido de sódio, o equivalente grama do $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$, dependerá da reação química que esse ácido participe:



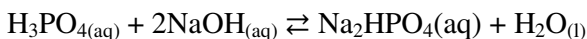
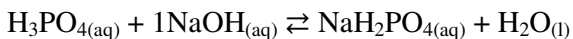
$$98,0\text{g} \quad 40,0\text{g} \quad = \quad 120,0\text{g} \quad 18,0\text{g}$$

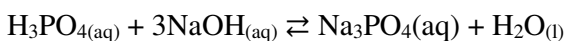
Nesta condição o equivalente grama do ácido sulfúrico é igual a 98,0g, entretanto, em outra estequiometria para a formação de sulfato de sódio, o ácido sulfúrico teria um equivalente grama igual a 49,0g.



$$49,0\text{g} \quad 40,0\text{g} \quad = \quad 71,0\text{g} \quad 18,0\text{g}$$

Do mesmo modo, na reação entre ácido fosfórico ($\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})$), que pode liberar até três íons $\text{H}^+(\text{aq})$, e hidróxido de sódio, o equivalente grama do $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})$ irá depender do produto formado na reação.





Nestas reações $\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{aq})}$ apresenta equivalentes gramas iguais a 97,95g (97,971); 49,75 (97,952); 32,65 (97,953), que correspondem à participação de 1, 2 e 3 íons $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ para reagir com a solução de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$, conforme as estequiometrias apresentadas acima.

3. Pré-Laboratório

- 1) Apresente a fórmula estrutural do indicador fenolftaleína para o equilíbrio ácido/base conjugada e o valor do seu pKa.
- 2) Qual a faixa de atuação da fenolftaleína?
- 3) Que outro indicador (leia todo o roteiro da primeira parte da prática) poderia ser utilizado nessas titulações ácido-base? Justifique a sua resposta.
- 4) Calcule a massa molar do ácido benzóico.
- 5) Calcule a massa molar do ácido acético.
- 6) Prepare uma tabela para a anotação dos dados da prática.
- 7) Acesse o seguinte site para realizar simulações sobre titulações ácido base, utilizando indicadores.

http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/stoichiometry/acid_base.html

▪ Tutorial para a simulação: uma prática virtual interativa.

1. Selecione o tipo de reação. O programa oferece duas possibilidades. Escolha uma delas, por exemplo, ácido forte versus base forte. Veja a diferença conceitual entre ácidos e bases fortes e fracos, neste arquivo.
2. Complete a bureta com ácido ou com base. Inicie, por exemplo, com base. Note que na etapa 4 (em que você deverá selecionar o indicador), aparecem duas opções de indicadores: alaranjado de metila ou fenolftaleína e que na etapa 5 a bureta conterá a solução básica; na outra opção, ou seja, caso você escolha completar a bureta com ácido, você notaria que na etapa 4, as opções de indicadores seriam vermelho de metila ou azul de bromotimol. Nesse caso, note que na etapa 5 o programa indicaria solução ácida na bureta. Você encontrará neste arquivo, as características desses indicadores ácido-base.
3. Selecione o ácido e a base. O programa oferece 4 opções para ácido e 4 opções para base. Note, em baixo e próximo ao erlenmeyer, que em cada escolha o programa mudará o valor da concentração da solução. Você precisará desse valor e do volume da solução, para realizar na etapa 6, o cálculo do valor da molaridade da solução titulada.
4. Selecione o indicador. Se você esquecer de selecionar o indicador, a titulação não será realizada!
5. Empurre, aos poucos, a base da vareta para cima, para adicionar a solução contida na bureta. Você também tem a opção de adicionar a solução na bureta, gota a gota (Dropwise). Recomenda-se que, no início da titulação, você utilize a base da vareta para adicionar a solução contida na bureta e quando perceber alguma mudança na cor da solução (contida no erlenmeyer) adicione gota a gota a solução, para assim visualizar a mudança total de cor na solução, o que indica o final da titulação. Nesse ponto (denominado *ponto de equivalência* ácido-base), leia (na bureta) o volume da solução gasta na titulação, faça o cálculo ($N_A V_A = N_B V_B$) do valor da concentração da solução titulada e lance esse valor no espaço reservado na etapa 6 da simulação. O programa indicará se o seu valor está correto ou não! Repita a simulação, tantas vezes quanto você desejar, de modo a também rever

o conteúdo sobre unidades de concentração de soluções, sobre ácidos e bases (neste arquivo) e através das simulações você estaria se preparando melhor para a realização da prática sobre titulações ácido-base reais, no laboratório de Química. Mostre os cálculos ($N_A V_A = N_B V_B$) do valor da concentração da solução titulada que você fez com o programa explicando como foi o procedimento de uma das simulações que você realizou para compor o pré-laboratório. Faça um comentário sobre as simulações realizadas sobre as titulações ácido-base.

4. Procedimentos Experimentais

4.1 Padronização da solução de NaOH

Observe a Figura 2, que ilustra os itens necessários para o preparo de solução (béquer, balão volumétrico e bastão de vidro - à esquerda) e a sua titulação (suporte universal, bureta, garra para bureta e erlenmeyer).

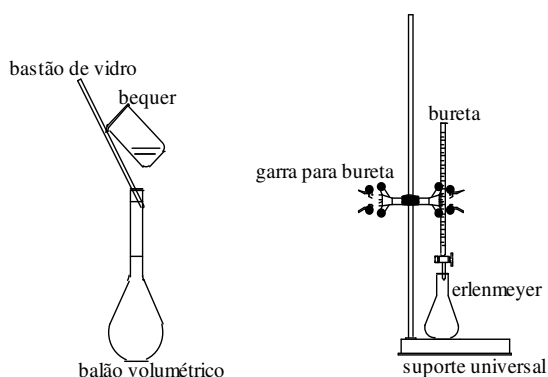
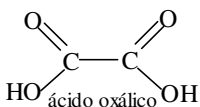


Figura 2: equipamentos para preparação uma solução e titulação

1. Monte uma *bureta* no *suporte universal*, utilizando uma *garra para bureta*, para fixá-la ao suporte, conforme representado na Figura 2.
2. Enxágue a bureta, antes de usá-la, com um pouco de solução de NaOH que você preparou. Faça isso duas vezes, descartando a solução em um recipiente apropriado. 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* na bureta fique na *marca do zero*. Verifique que a parte abaixo da torneira esteja cheia de líquido (não podem haver bolhas na bureta). Desta forma a bureta estará pronta para se iniciar a 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 (± 30 mL) e 3 gotas de *fenofaleína*. Observe a seguir a representação da estrutura do ácido oxálico.



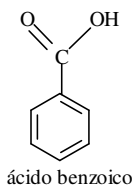
4. Titule cada solução, nos 3 erlenmeyers, gotejando a solução de NaOH da bureta no erlenmeyer, sob agitação, até o aparecimento da *cor rosa*. Pare então de gotejar NaOH e anote o volume gasto. Encha novamente a bureta com NaOH, zere e repita a titulação, utilizando os outros dois

erlenmeyers. Anote os volumes gastos em cada titulação e calcule o *volume médio* para ser utilizado no cálculo da concentração efetiva da solução titulada.

4.2 Outras aplicações da titulação com o uso de indicador ácido-base

4.2.1 Determinação da massa molar de um ácido

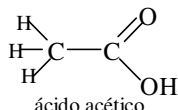
Pese uma certa quantidade de *ácido benzóico* (aproximadamente 0,2 g), com precisão de 2 casas decimais, e coloque em um erlenmeyer limpo (não precisa estar seco). Observe a seguir a representação da estrutura do ácido benzoico.



Adicione aproximadamente 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.

4.2.2 Determinação da concentração de ácido acético no vinagre comercial.

Anote a marca comercial do *vinagre* que você irá utilizar e o valor da concentração (%), expressa no rótulo do frasco. Observe a seguir a representação da estrutura do ácido acético.



1. 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. Com isso você fez uma diluição de 10 vezes. Tome cuidado, não passe da marca dos 100 mL existente no balão, caso contrário a diluição seria maior do que 10 vezes.

2. Separe três 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 do indicador*. Anote o volume de NaOH gasto em cada titulação e calcule o volume médio.

3. Anote no quadro do laboratório 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 utilizou.

5. Considerações para o Relatório

1) Você deve efetuar todos os cálculos de padronização da solução de NaOH, da determinação da massa molecular do ácido fraco e da dosagem de ácido acético no vinagre.

2) Calcule o erro percentual na determinação experimental da massa molar do ácido benzoico. Sugira um procedimento para minimizar esse erro.

3) No rótulo do vinagre que você titulou deve está escrito a concentração de ácido acético, por exemplo 4,1% . Nesse caso, como a densidade da água é $\approx 1,0 \text{ g/cm}^3$ e a densidade da solução do ácido acético também, quase não importa se a porcentagem é v/v ou p/p, portanto, considere a seguinte relação:

$$N = \frac{4,1/60}{1/10} = 0,67 \text{ N}$$

A concentração do ácido acético no vinagre estava correta? Determine a média aritmética da sua medida, junto com a de seus colegas que titularam a mesma marca. Considerando esse valor como o correto, qual é o erro % do valor apresentado?

Atenção: Você deve anexar as respostas às questões do pré-laboratório da experiência 9 ao relatório desta experiência.