

INTRODUÇÃO À TITULOMETRIA – PADRONIZAÇÃO DE SOLUÇÕES

META

Determinar a concentração de ácido clorídrico por titulometria de neutralização.

OBJETIVOS

Ao final desta aula o aluno deverá:

detectar o ponto final da reação, através da utilização de um indicador visual;
determinar a concentração do HCl por titulometria de neutralização.

PRÉ-REQUISITOS

Medidas de massa e volume, preparo de soluções e elaboração de relatórios.

INTRODUÇÃO

Na ciência e na indústria, frequentemente é necessário determinar a concentração de íons em soluções. A determinação da quantidade de uma substância dissolvida em um solvente qualquer geralmente pode ser feita por uma técnica denominada titulação. Basicamente, faz-se reagir uma solução de concentração conhecida (titulante) adicionando continuamente a solução de concentração desconhecida (titulado) na presença de uma substância que indica o término da reação, o indicador. A partir dos volumes de reação e do conhecimento da estequiometria da reação química é possível determinar a concentração da solução desconhecida.

TITULAÇÃO

O processo de titular um ácido por uma base ou vice-versa, consiste em adicionar gota a gota a solução de um deles a uma solução de outro até que as quantidades de $H^+_{(aq)}$ e $OH^-_{(aq)}$ sejam iguais. Se isto for feito usando soluções de HCl e NaOH, a solução resultante terá $H^+ = OH^- = 10^{-7}$ mol/L, quando forem misturadas quantidades exatamente iguais de ácido e base de mesma concentração. Este é o ponto de EQUIVALÊNCIA na titulação, onde existe uma exata correspondência às relações estequiométricas que presidem a reação.

O ponto da titulação em que alguma indicação assinala o término da reação é chamado PONTO FINAL. A diferença entre o ponto final e ponto de equivalência constitui o ERRO DA TITULAÇÃO.

A primeira vista, pode se pensar que a reação entre quantidades equivalentes de um ácido e uma base resultaria sempre em uma solução neutra. Entretanto, isto não é sempre verdade em virtude dos fenômenos de hidrólise que acompanham as reações entre ácidos e bases fracas ou vice-versa.

Para identificarmos que o ponto final da titulação foi alcançado fazemos uso dos INDICADORES, isto é, compostos orgânicos que se comportam como ácido fraco ou base fraca, mudando de coloração numa determinada faixa de pH. Podemos citar como exemplo a FENOLFTALEÍNA que adquire coloração rósea em meio básico e é incolor em meio ácido.

Indicando-se a titulação com uma solução ácida contendo fenolftaleína, a solução será incolor. À medida que a solução de NaOH é adicionada lentamente, a solução permanecerá incolor até que a base seja suficiente para neutralizar todo o ácido. Adicionando então uma pequena quantidade de base; a solução se tornará rósea. Observando com cuidado é possível ver a gota da base que provoca a mudança de cor.

Soluções de mesma concentração reagem entre si volume a volume. Soluções de diferentes concentrações reagem entre si em volumes inversamente proporcionais às suas concentrações.

No processo de titulação fazemos uso de uma solução problema, cuja concentração desejamos determinar, e de uma solução de concentração exatamente conhecida, que nós denominamos de Solução Padrão. O preparo de uma solução padrão requer o uso de um reagente quimicamente puro, com composição perfeitamente definida. Os reagentes com essas características são denominados de Padrões Primários.

Sabendo-se, que V_A mL de uma solução de concentração em mol/L [A] de uma substância A reage exatamente com V_B mL de uma solução de concentração [B], de uma substância B estabelece-se que:

$$[A] \times V_A = [B] \times V_B$$

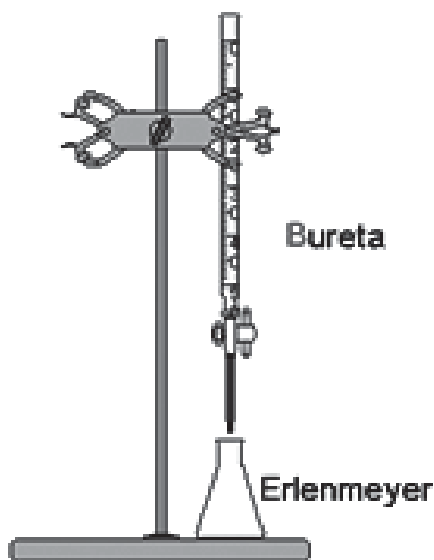
Na execução do método, mede-se exatamente por meio de uma pipeta volumétrica um volume da solução de concentração desconhecida da substância A. Este volume é colocado em um erlenmeyer, ao qual adicionamos algumas gotas de um indicador adequado.

Lava-se a bureta 2 a 3 vezes com porções de 5 mL, de solução de concentração conhecida, da substância B, enche-se a bureta com esta solução acima de “zero” e ajusta-se o volume a “0,00” mL.

Goteja-se a solução da bureta no erlenmeyer sob contínua agitação até que reaja toda a solução nele contida.

Lê-se na bureta, o volume V gasto e calcula-se então a concentração da solução desconhecida através da reação entre a substância A e B.

USO DA BURETA



O escoamento da bureta deve ser feito com a mesma fixa, em posição vertical, por meio de um suporte próprio. A torneira deve ser operada com a mão esquerda (um indivíduo canhoto deverá proceder de modo inverso). Uma vez fechada a torneira depois do escoamento do líquido, a fração da gota que permanece na ponta deve ser retirada, tocando a bureta com a parede interna do recipiente para o qual escoo o líquido. A leitura da bureta deve ser feita ao nível, da posição inferior do menisco, exceto nos líquidos de forte coloração, e com vista no mesmo plano horizontal, para evitar o erro de paralaxe. Nas buretas de graduação ao décimo o volume deve ser estimado até $\pm 0,01$ mL.



A bureta deve ser lavada com porções de 5 mL da solução que vamos usar. Deixe alguns mL escorrer pela torneira. A seguir a bureta é colocada em posição horizontal e, com um movimento lento de rotação derrama lentamente o resto da solução pela parte superior.

PREPARO E PADRONIZAÇÃO DE HCl

SOLUÇÃO DE ÁCIDO CLORÍDRICO

O ácido clorídrico não é um padrão primário e por isso torna-se necessário padronizá-lo. Sabe-se que uma solução saturada desse gás fornece uma solução 35,6 % (m/v) de HCl, com uma densidade de 1,18 g/mL, e sua massa molar é 36,5 g/mol.

PREPARO DE SOLUÇÃO DE HCl 0,1 mol/L

- Calcular o volume do ácido para preparar 1 L de solução 0,1 mol/L
- Medir em proveta o volume calculado do HCl concentrado
- Colocar, aproximadamente, 250 mL de água destilada numa proveta de 1 L e adicionar o volume medido de ácido
- Completar o volume com água destilada
- Estocar a solução em frasco de vidro limpo e rotular

PADRONIZAÇÃO DE SOLUÇÃO DE HCl COM CARBONATO DE SÓDIO

A padronização da solução de HCl preparada deve ser feita utilizando o Na_2CO_3 , que é um padrão primário, com massa molar = 106 g/mol.

- pesar em uma balança analítica de 0,2000 a 0,2500 g de Na_2CO_3 , seco em estufa a 270 – 300 °C durante 30 minutos e transferi para um erlenmeyer de 250 mL

- dissolver em 25 mL de água destilada e adicionar 2 ou 3 gotas do indicador alaranjado de metila
- preencher a bureta com a solução de HCl 0,1 mol/L e titular até a mudança de cor da solução, de vermelho para amarelo (INSERIR FIGURA 66)
- repetir a padronização com outra porção de Na_2CO_3

CÁLCULO

A partir da massa de Na_2CO_3 e do volume de HCl gasto na titulação, calcular a concentração exata da solução.

TITULOMETRIA DE NEUTRALIZAÇÃO

- Transferir 20,0 mL da solução de HCl padronizado anteriormente para um erlenmeyer de 250 mL
- Adicionar 3 gotas de fenolftaleína
- Preencher a bureta com solução de NaOH 0,1 mol/L
- Titular lentamente agitando o erlenmeyer, até a mudança de cor da solução (de incolor para rosa claro) (INSERIR FIGURA 67)
- Repetir o procedimento com outra alíquota de HCl
- Utilizando os resultados obtidos, calcular a concentração exata de NaOH

CONCLUSÃO

A titulação é uma operação feita em laboratório para determinar a concentração de uma solução a partir de outra cuja concentração é conhecida. Os cálculos e o procedimento experimental são de grande relevância para o trabalho em laboratório, os quais são utilizados em muitas situações.

RESUMO

A titulação é uma importante operação laboratorial na qual a partir de uma solução de composição e concentração conhecidas, pode-se obter a concentração de outra solução. Ao se adicionar um pequeno excesso do titulante, observa-se que o mesmo reage com o indicador da solução, ocorrendo a mudança de cor da solução, indicando o ponto final da titulação. A titulação de uma solução de NaOH com uma solução padronizada de HCl foi utilizada para determinar a concentração de NaOH.



ATIVIDADES

1. Por que é necessário titular as soluções para determinar suas concentrações com precisão? Este procedimento é sempre necessário?
2. Comente quais as etapas do procedimento experimental que podem causar erros no resultado final.
3. Qual é a função da fenolftaleína? Por que usamos só 3 gotas?



REFERÊNCIAS

- ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química. Questionando a vida moderna e o meio ambiente.** 3 ed. Editora Bookman, 2006.
- BACCAN, N. et al. **Química Analítica Quantitativa Elementar.** 3 ed. Campinas: Ed. Edgar Blucher Ltda., 2001.
- KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. **Química e Reações Químicas.** 4 ed. v. 1 e 2. , Rio de Janeiro: LTC Editora, 2002.
- MALM, L. E. **Manual de laboratório para Química – Uma ciência experimental.** 4 ed. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian, 2000.
- RUSSEL, J. B. **Química Geral.** 2 ed. v. 1. São Paulo: Makron Books, 1994.
- SILVA, R. R.; BOCCHI, N.; ROCHA-FILHO, R. C. **Introdução à Química Experimental.** São Paulo: Mcgraw-Hill, 1990.
- SKOOG, D. A. et al. **Fundamentos de Química Analítica.** São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2006.