

FACULDADE DE CIÊNCIAS DEPARTAMENTO DE QUÍMICA	
PRÁTICA Nº 5 - Química Geral Experimental	Título: DETERMINAÇÃO DE CALOR DE NEUTRALIZAÇÃO
<i>Assuntos envolvidos:</i> Termodinâmica, termoquímica, reação de neutralização, etc	

MATERIAIS E REAGENTES	
- Dewar - Solução 1,0M de HCl - Solução 1,0M de NaOH - um agitador magnético - suporte de ferro com garra	- um termopar e um termômetro (ou dois termômetros) - 2 provetas de 50 ou 100 mL - 1 copo de Béquier de 250 mL, bico de Bunsen, tripé e tela de amianto (ou balão e manta aquecedora)

INTRODUÇÃO

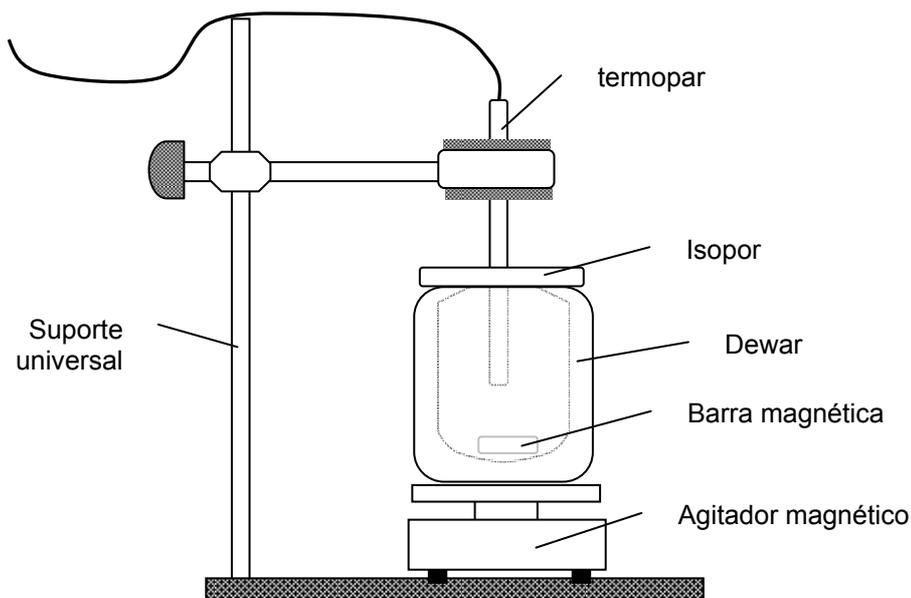
A Termodinâmica é um ramo da ciência que estuda a relação entre o calor e outras formas de energia. A Termoquímica é um ramo da termodinâmica que estuda a variação de calor associada a uma transformação química.

Quando uma transformação ocorre a pressão constante, o único trabalho possível é o trabalho de expansão e o calor liberado é igual à ΔH (variação da entalpia), ou seja, $q_p = \Delta H$, onde q_p é o calor da reação química a pressão constante. Esse calor pode alterar a energia do sistema. Assim, medindo-se a variação da energia do sistema podemos determinar o calor produzido pelas reações químicas. O método que estuda tais relações é a calorimetria. O presente experimento tem por objetivo determinar o calor de uma reação de neutralização por calorimetria. Para proporcionar medidas mais precisas, a capacidade calorífica do calorímetro será inicialmente determinada.

A) Determinação da capacidade calorífica do calorímetro.

1. Meça, com uma proveta, 50 mL de água destilada e coloque-a no Dewar.
2. Monte o sistema seguindo-se a figura abaixo [Coloque a barra magnética no calorímetro (Dewar) antes de colocá-lo sobre o agitador. Coloque o calorímetro sobre o agitador e gire a barra magnética com uma velocidade adequada. Feche bem o calorímetro e introduza o termômetro ou termopar de forma que o seu bulbo **não** toque na barra magnética];
3. Espere estabilizar a temperatura e anote seu valor.
4. Meça, com a ajuda de uma proveta, mais 50 mL de água destilada e aqueça-a em um béquer até atingir $\sim 90^\circ\text{C}$ tomando o máximo de cuidado para evitar a evaporação d'água. Para tanto utilize o vidro relógio;
5. Desligar o fogo e acompanhar a temperatura da água quente até estabilizar. Anote a temperatura;
6. Utilizando uma luva, transfira cuidadosamente a água quente para o Dewar. Misture bem com agitador magnético e anote a temperatura em que o conjunto estabilizou;
7. Procure na literatura a capacidade calorífica e a densidade da água e, calcule a capacidade calorífica do calorímetro.

Equação básica: $Q = m C_p \Delta t$



B) Determinação do calor de reação de neutralização de ácido e base forte

1. Esvazie, lave e resfrie o Dewar utilizado no experimento anterior;
2. Meça, com uma proveta, 50 mL da solução de ácido clorídrico 1,0 M e coloque no Dewar. Agite suavemente e meça a temperatura do conjunto após estabilizar.
3. Meça, com uma proveta, 50 mL da solução de hidróxido de sódio 1,0 M. Meça a temperatura desta solução que deve ser igual à da solução de ácido. Senão, faça com que ambas soluções entrem em equilíbrio térmico com o ambiente até que atinjam a mesma temperatura.
4. Verter a solução de hidróxido de sódio sobre a solução de ácido clorídrico. Feche rapidamente o calorímetro e acompanhe a elevação da temperatura. Anote a temperatura após estabilizar.
5. Calcule a entalpia da reação de neutralização, $\Delta H_{\text{neutralização}}$, considerando a capacidade calorífica do calorímetro. Compare-o com os valores reportados na literatura.

$$q_{\text{reação}} + q_{\text{solução}} + q_{\text{calorímetro}} = 0$$

C) Determinação do calor de reação de neutralização de ácido fraco e base forte

1. Repita o procedimento anterior utilizando o ácido acético no lugar de ácido clorídrico;
2. Calcule a entalpia da reação de neutralização, $\Delta H_{\text{neutralização}}$, considerando a capacidade calorífica do calorímetro. Compare com o valor obtido com o da neutralização de um ácido forte com base forte. Discuta.

$$q_{\text{reação}} = q_{\text{solução}} + q_{\text{calorímetro}}$$

Dados:

Solução	Concentração molar (M)	Densidade (g/mL)	Calor específico (cal/g °C)
NaOH	0,5	1,02	0,97
NaCl	0,5	1,02	0,96

Bibliografia

Giesbrecht, E. (Coord.), *Experiências de Química: Técnicas e Conceitos Básicos*, Editora Moderna e Editora da Universidade de São Paulo, São Paulo, 1979.