

**Relatório do Laboratório de Qui-18**

**Prática 02 – Espectrofotometria e teste de chama**

**Luís Felipe Bertuol**

**Levi Gurgel de Lima**

**Lucas Ayub Rodrigues Tuler**

**Eduardo Pinto Ferreira**

**Lean Kaique Cardoso de Souza**

**Caio Régis Aguiar Moreira**

**Marcelo Hippolyto de Sandes Peixoto**

**Grupo nº 02**

**Turma 26.3**

Professores

Deborah Dibbern Brunelli

Luís Gustavo Ferroni Pereira

Data de realização do experimento: 28/04/2022

**Departamento de Química**

**Divisão de Ciências Fundamentais**

**Instituto Tecnológico de Aeronáutica – ITA**

**Resumo**

**Parágrafo único**

1. **Introdução**

O estudo do calor gerado e absorvido pelos processos físicos e químicos é de extrema importância para o cotidiano humano. Diante desse conhecimento é possível controlar tais processos de forma a possibilitar ou facilitar certas práticas humanas (*e.g* combustão controlada do gás de cozinha para aquecer e cozinhar alimentos).

A área da química que estuda o calor envolvido nas reações químicas e transformações físicas é a termoquímica. As modificações nas ligações interatômicas e intermoleculares que ocorrem durante a formação de misturas, mudanças de volume e de estado físico ou ocorrência de reações químicas, implicam na variação do conteúdo energético do sistema. Parte dessa variação de energia pode ser na forma de energia térmica, ou seja, na forma de calor. A termoquímica estuda as energias térmicas qualitativamente (absorver ou liberar calor) e quantitativamente (quantidade de calor trocado) e assim poder, de certa maneira, manipular o calor em ambientes controlados [1].

Para a facilitação do estudo da termoquímica é comum a fixação de um dos parâmetros que envolvem a análise da troca de calor. Dois parâmetros que podem ser fixados são, por exemplo, a pressão e a temperatura. Quando o sistema é aberto, o volume não é necessariamente constante, mas a pressão pode ser mantida constante. Este caso é o mais comum na prática, pois a pressão constante é representada pela pressão atmosférica do local onde é realizada a experiência e, portanto, a reação química ou física é denominada de isobárica. Neste caso, a energia térmica analisada não leva em conta apenas a variação da energia interna, mas também o trabalho de expansão ou de contração que resulta de uma possível variação de volume do sistema. Essa variação de energia térmica, chamada de calor a pressão constante é expressa pela variação da entalpia (ΔH) do sistema, que é dada pela diferença da entalpia dos produtos e dos reagentes como mostra a equação 1.

ΔH = Hprodutos – Hreagentes  Eq.1

Esse conhecimento foi utilizado durante a prática em laboratório, pois um dos experimentos realizados foi a calorimetria isotérmica para medir poder calorífico de um gás.

Outro modo capaz de facilitar o estudo na termoquímica é realizando a análise em um ambiente capaz de impedir a troca de calor com o meio interno e externo. Quando o experimento é conduzido de tal forma, este é chamado de adiabático. A condição de uma reação ou transformação adiabática geralmente é atingida na prática em duas situações. Na primeira situação pode ocorrer uma reação ou transformação muito veloz, que pelo fato de ser rápida não possui o tempo necessário para que a troca de calor seja significativamente realizada. Na segunda situação pode ser utilizado um equipamento específico que isole efetivamente o meio interno e externo e não permita a troca de calor. O segundo

Sendo assim, este relatório descreve as atividades realizadas em laboratório, no curso de QUI-18 do ITA. Primeiro utilizando a calorimetria isotérmica para medir o poder calorífico de um gás. Segundo utilizando a calorimetria adiabática para medir a entalpia de neutralização de uma reação com ácido forte e base forte.

1. **Objetivos**

O objetivo geral da primeira parte do experimento foi determinar o poder calorífico do gás queimado no calorímetro de Junkers por calorimetria isotérmica. Visando alcançar esse objetivo, foram propostos os seguintes objetivos específicos:

* Calcular o fluxo médio de água (Fa) que sai da mangueira do calorímetro;
* Calcular o fluxo médio de gás (Fg) que entra no calorímetro;
* Medir as temperaturas da água na entrada (Te) e na saída (Ts) do calorímetro;
* Obter os dados da pressão atmosférica (P), temperatura ambiente (Tg) e calor específico da água (c);
* Determinar as incertezas das medições;
* Substituir os valores medidos e obtidos de Fa, Fg, c, Tg, P, Ts, Te na equação do poder calorífico e calculá-lo.

O objetivo geral da segunda parte do experimento foi determinar a entalpia de neutralização da reação de duas soluções aquosas, uma de HC*l* e outra de NaOH. Visando alcançar esse objetivo, foram propostos os seguintes objetivos específicos:

* Determinar a capacidade calorífica do calorímetro;
* Determinar a capacidade calorífica dos produtos;
* Medir a temperatura inicial (Ti) da solução da base e a temperatura final (Tf) da solução após a neutralização;
* Substituir os valores medidos de Ti e Tf na equação da entalpia de neutralização e calculá-la.

1. **Metodologia**
   1. **Calorimetria isotérmica**
      1. **Verificação dos equipamentos e ajuste do fluxo de água**

Primeiramente, foi verificado se as tubulações de refrigeração estavam corretamente conectadas ao calorímetro e a uma torneira de água. Após esse processo, foi feita a verificação do valor do fluxo de água já previamente ajustado para aproximadamente 2 L/min. Através do recolhimento da água que sai da mangueira que rodeia o calorímetro num cilindro de 1000 cm3 por três vezes, foram realizadas três medições do tempo levado para encher o cilindro usando um cronômetro e seus valores anotados. De posse desses dados, verificou-se que a vazão de água era de fato 2 L/min, aproximadamente.

* + 1. **Ajuste do fluxo de gás**

O Bico de Bunsen foi aceso, posicionado adequadamente sob o calorímetro e o fluxo de gás previamente ajustado para 0,5 L/min. Após esse procedimento foram realizadas três medições do volume de gás queimado durante cerca de 10 min e seus valores anotados. Dessa forma, pode-se verificar o valor de 0,5 L/min para o fluxo gasoso.

* + 1. **Medição das temperaturas da água**

Após o ajuste das vazões, o sistema foi deixado em regime durante XX min de funcionamento, tempo no qual este entrou em regime estacionário. Uma vez estagnada a temperatura da água de refrigeração na saída do calorímetro, pode-se obter o valor de XX °C (Ts) por intermédio de um termômetro acoplado ao equipamento. Em seguida, obteve-se a temperatura da água que entra no calorímetro (Te) por processo semelhante à obtenção de Ts. Por fim, ao término do experimento, fechou-se a entrada de gás combustível e água.

* + 1. **Cálculo do poder calorífico**

Neste experimento será obtido, em termos de poder calorífico, o ΔH da reação de combustão, à pressão constante e na temperatura ambiente, do gás liquefeito de petróleo (GLP) que é uma mistura gasosa de hidrocarbonetos. O poder calorífico (Pc) do gás pode ser definido como o calor de combustão expresso em unidades de energia por unidade de volume (medido nas CNTP). A expressão que relaciona o Pc, em kJ/m3, com o calor de combustão (ΔHc), em kJ, é representada pela equação 2:

Eq.2

em que (em m3/mol) é o volume molar.

Assim, a Prática será feita utilizando o calorímetro de Junkers e, para que se possa desenvolver a fórmula do Pc, é preciso entender o funcionamento deste equipamento.

O calorímetro de Junkers funciona da seguinte forma:

Ajusta-se e mede-se o fluxo de gás combustível (Fg) que é queimado e o calor produzido na combustão é integralmente transferido à água de refrigeração, cujo fluxo (Fa) é também ajustado e medido. Com o sistema em estado estacionário, medem-se as temperaturas de entrada (Te) e de saída (Ts) da água de refrigeração que circula.

Dado o calor específico da água (c), pode-se obter o fluxo de calor (Fq) absorvido pela água, utilizando a equação 3 que relaciona essas duas grandezas com Te e Ts:

Fq = Fa **\*** c **\*** (Ts -Te) Eq.3

Além disso, sabe-se que a única fonte de calor para o aquecimento da água é o calor liberado pelo gás, se a transferência desse calor for integral, o fluxo de calor absorvido pela água (Fq) será igual ao fluxo de calor produzido na combustão (-Fc) e, portanto, segue da conservação de energia a equação 4.

Fc =- Fq = - Fa c (Ts -Te) Eq.4

Como o poder calorífico do gás combustível pode ser expresso pela relação mostrada na equação 5:

Eq.5

Em que Fg,N é o fluxo de gás medido nas condições normais (CNTP), cujo valor é dado pela equação 6, que relaciona o fluxo gasoso nas CNTP com o fluxo na temperatura em que foi realizado o experimento:

Eq.6

Pode-se, então, obter o poder calorífico do gás combustível pela equação 7 que deriva da combinação das equações 4, 5 e 6:

Eq.7

Dessa forma, algumas considerações devem ser feitas a respeito dessa fórmula para que esta represente de fato o poder calorífico.

* Nas condições em que o experimento foi realizado, Tg e P podem ser consideradas como sendo a temperatura e a pressão atmosféricas no laboratório;
* Pode-se considerar também o calor específico da água constante e igual a 1,00 cal/ e que a massa específica da água nessas condições é 1,00 g/cm3;
* O ar necessário à combustão deve estar em excesso;
* A temperatura do gás Tg e a temperatura de entrada da água de refrigeração Te devem ser iguais à temperatura ambiente;
* A temperatura dos produtos gasosos da combustão, ao saírem do calorímetro, deve ser igual à temperatura ambiente;
* A parede externa do calorímetro deve estar à temperatura ambiente.
  1. **Calorimetria adiabática**

**Referências:**

[1] FELTRE, R.; **QUÍMICA.** 6 ed. São Paulo, 2004.