



Universidade Estadual de Maringá – Centro de Ciências Exatas

Departamento de Física

Termômetro a Gás

Relatório de Física Experimental II

Acadêmicos:

1. Giovanna Nogueira, RA 112479 – Física, turma F
2. Nathalia Castanho Max, RA 112451 – Física, turma F
3. Vitor Hugo Ferrari, RA 112481 – Física, Turma F

Maringá, 31 de Janeiro de 2020

Termômetro a Gás

Relatório de Física Experimental II

Introdução

Em 1848, o escocês William Thomson, Lord Kelvin (1824 -1907), baseado-se em ideias do francês Sadi-Carnot (1796 -1832), propôs o conceito de uma escala absoluta de temperatura, em termos da medida de transferência de calor entre dois corpos, em vez da medida de comprimentos ou pressões. Thomson propôs o conceito de zero absoluto como o ponto em que um corpo não pode fornecer nenhum calor.

Quando Kelvin fez suas propostas, a localização aproximada do zero absoluto era bem conhecida, especialmente em termos da escala Celsius. Desde antes, sabia-se que a queda de pressão era aproximadamente proporcional à queda de temperatura, a volume constante. Começando à temperatura ambiente ($\sim 20^{\circ}\text{C}$), constata-se uma queda de pressão de $1/293$ em relação à pressão anterior quando a queda de temperatura era 1°C ; se a temperatura inicial é a temperatura de fusão do gelo, a queda de pressão é de $1/273$ em relação à pressão anterior. Se essa tendência é posta num gráfico e extrapolada ao limite, ela mostra que a pressão se anula a aproximadamente -273°C .

Desse modo, e apoiando-se em medidas mais precisas, pode-se definir uma nova escala, chamada de escala termodinâmica, cujo zero de temperatura coincide com $-273,15^{\circ}\text{C}$, e cuja unidade possui o tamanho igual a 1°C . Essa escala é chamada Kelvin. Note que outras escalas termodinâmicas podem ser definidas a partir de outras escalas que não a escala Celsius.

Resumo

Com o intuito de estudar o comportamento de um termômetro a gás cujo volume permanece constante, realizou-se um experimento cujo objetivo específico é determinar a temperatura do zero absoluto (0 K) a partir de um sistema isolado formado por um bulbo de vidro preenchido com gás hélio (funcionando como gás ideal) conectado a um tubo capilar preenchido com mercúrio líquido e envolto por um recipiente de isopor, dentro do qual seria despejado nitrogênio líquido. Com a variação da altura da coluna de mercúrio conforme a temperatura do sistema alterou-se, obtiveram-se dados sobre a pressão dentro do sistema e, então, pôde-se determinar os dados estipulados pelos objetivos.

Por exemplo, define-se a escala Rankine a partir da escala Fahrenheit. O tamanho da unidade Rankine difere da unidade Kelvin, pois o grau Fahrenheit tem tamanho diferente do grau Celsius, mas a localização do zero absoluto é independente da escala.

A definição do Kelvin com uma unidade do Sistema Internacional data de 1967, e foi estabelecida na 13ª Conferência Geral sobre Pesos e Medidas, cuja Resolução Quatro diz: “O Kelvin, a unidade de temperatura termodinâmica, é a fração $1/273,16$ da temperatura termodinâmica do ponto triplo da água.” A temperatura não pode ser medida diretamente. Alguma outra grandeza física, relacionada com a temperatura, deve ser medida, e a temperatura é então deduzida dessa medida.

Fundamentação teórica

Leis da Termodinâmica

- **Lei Zero da Termodinâmica** – Diz que:

“Dois corpos (ou sistemas) em equilíbrio térmico, quando em contato com um terceiro corpo (ou sistema), ambos entrarão em equilíbrio térmico entre si.”

Equilíbrio Térmico.

- **1ª Lei da Termodinâmica** – Diz que:

“A variação da energia interna de um sistema pode ser expressa através da diferença entre o calor trocado com o meio externo e o trabalho realizado por ele durante uma determinada transformação.”

Conservação da Energia.

- **2ª Lei da Termodinâmica** – Enunciada pela primeira vez pelo físico francês Sadi-Carnot, essa lei faz restrições para as transformações realizadas pelas máquinas térmicas como, por exemplo, o motor de uma geladeira.

- **Enunciado de Carnot**

“Para que um sistema realize conversões de calor em trabalho, ele deve realizar ciclos entre uma fonte quente e fria, isso de forma contínua. A cada ciclo é retirada uma quantidade de calor da fonte quente, que é parcialmente convertida em trabalho e a quantidade de calor restante é rejeitada para a fonte fria.”

- **Enunciado de Clausius**

“É impossível a construção de um dispositivo que, por si só, isto é, sem intervenção do meio exterior, consiga transferir calor de um corpo para outro de temperatura mais elevada.”

- **Enunciado de Kelvin**

“Nenhum processo é possível onde o único resultado é a absorção de calor de um reservatório e sua conversão completa em trabalho.”

- **Enunciado de Kelvin-Planck**

“É impossível a construção de um dispositivo que, por si só, isto é, sem intervenção do meio exterior, consiga transformar integralmente em trabalho o calor absorvido de uma fonte a uma dada temperatura uniforme.”

3º Lei da Termodinâmica – Foi desenvolvida por Walther Nernst e diz que:

“Quando um sistema se aproxima da temperatura do zero absoluto, todos os processos cessam, e a entropia tem um valor mínimo.”

Gases

O gás é um dos três estados da matéria, ou um dos cinco estados, se considerar o plasma e o Condensado de Bose-Einstein. Um gás é definido como uma substância que se expande espontaneamente para preencher completamente seu recipiente de maneira uniforme.

Neste estado, as forças de atração intermoleculares são fracas, pois as moléculas estão muito distantes umas das outras, e talvez nem se toquem durante a maior parte do tempo. Essas forças fracas permitem uma movimentação rápida e independente das moléculas, o que praticamente dá a um gás um comportamento físico não dependente de sua composição química. Ainda, vários gases são muito semelhantes nessas propriedades físicas, donde surge a expressão gás ideal.

Um gás ideal é aquele que serve de padrão de referência contra o qual os demais gases podem ser comparados. As leis dos gases são aplicadas a um comportamento previsto dum gás ideal, e os resultados experimentais podem ser contra eles comparados, e os resultados são surpreendentemente similares com gases diferentes. Ao se trabalhar com temperaturas e pressão extremas, entretanto, a aproximação do gás ideal já não é suficiente.

Três variáveis são usadas para descrever o comportamento dos gases: pressão (P), temperatura (T) e volume (V). Segundo a lei combinada dos gases, assim chamada por

combinar as leis de Charles (que afirma – “a pressão constante, o volume ocupado por uma quantidade de gás é diretamente proporcional a sua temperatura absoluta Kelvin”) e Boyle (“à temperatura constante, o volume ocupado por um determinado número de mols de um gás é inversamente proporcional à sua pressão”), a pressão, temperatura e volume se relacionam no formato :

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Onde o subíndice 1 indica estado inicial e o 2 indica o estado final de uma processo.

Assim sendo, quando variam temperatura, pressão e volume, a razão da pressão vezes o volume para temperatura permanece constante. (De maneira simples, a Lei de Charles pode ser expressa como o volume de um gás varia conforme sua temperatura, e a Lei de Boyle como com o aumento de temperatura de um gás, seu volume diminui).

- **Lei de Boyle-Mariotte** - Em uma transformação isotérmica, tem-se que a pressão é inversamente proporcional ao volume:

$$V \propto \frac{1}{P} \rightarrow P \cdot V = a = \text{constante}$$

- **Lei de Charles** - Em uma transformação isovolumétrica, tem-se que a pressão é diretamente proporcional à temperatura:

$$V \propto T \rightarrow \frac{P}{A} = b = \text{constante}$$

- **Lei de Gay-Lussac** - Em uma transformação isobárica, tem-se que o volume é diretamente proporcional à temperatura:

$$\frac{V}{T} = c = \text{constante}$$

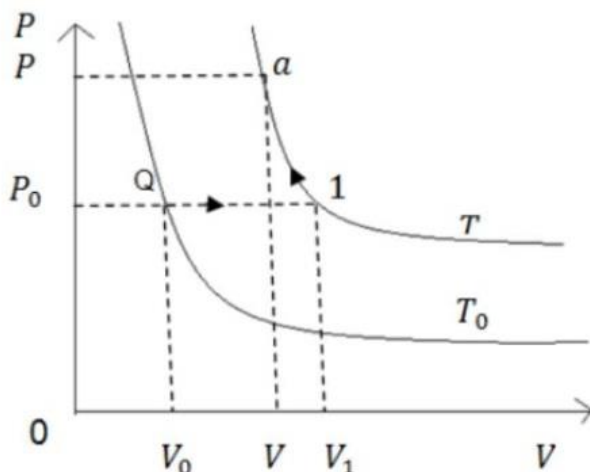


Figura 1 - Isoterma (hipérboles) associando à Lei de Boyle no plano (P,V).

Ainda é possível chegar a uma expressão que define o gás ideal. Para isso, tomemos o enunciado da Lei de Gay-Lussac da combinação dos volumes e o Princípio de Avogadro.

- **Princípio de Avogadro** - Volumes iguais, de quaisquer gases, nas mesmas condições de pressão e temperatura, apresentam a mesma quantidade de substâncias em mol (moléculas).

$$V \propto n$$

Segundo sugestão feita por Avogadro em 1811, a relação dos volumes dos gases na reação é idêntica ao número de moléculas das substâncias, conforme demonstrado na equação de reação, porque volumes iguais de gases diferentes contém o mesmo número de moléculas quando medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão. Este é o enunciado do Princípio de Avogadro.

Assim sendo, o volume de uma amostra de qualquer gás é proporcional ao número de mols de moléculas da amostra.

Combinando as leis de Charles, Boyle e o princípio de Avogadro, chegamos à:

$$V \propto \frac{1}{P} \cdot T \cdot n$$

Que pode ser reescrita na forma:

$$V = R \cdot \frac{1}{P} \cdot T \cdot n \rightarrow P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Onde R é uma constante de proporcionalidade do gás ideal. Esta equação é conhecida como lei do gás ideal.

- **Gás Ideal** - Um gás ideal é aquele onde as moléculas têm tamanhos, formas e posições desprezíveis, não havendo interação entre elas. Embora não exista na natureza um gás com as propriedades exatas de um gás ideal, todos os gases reais se aproximam do estado ideal em concentrações suficientemente baixas, ou seja, em condições nas quais as moléculas estão tão distantes umas das outras que praticamente não interagem.

Procedimento e dados experimentais

Materiais Utilizados

- Termômetro a gás a volume constante;
- Nitrogênio Líquido (NL_2);
- Apoio de Madeira;
- Frasco de Isopor;
- Papel Sulfite;

Montagem Experimental

A Figura 2 ilustra a montagem experimental por meio de uma figura esquemática, representando o termômetro a gás a volume constante, que é constituído por um bulbo com o tubo de vidro em formato de U (contendo mercúrio) conectado ao bulbo de vidro (contendo gás de Hélio), ambos fixados em um suporte de madeira (não ilustrado na figura), dois recipientes de isopor: sendo um para manter entorno do bulbo de vidro, este recipiente está apoiado sobre um bloco de madeira, e o outro para transferir o nitrogênio do “container” (“Dewar” - recipiente criogênico) para o frasco de isopor do aparato experimental.

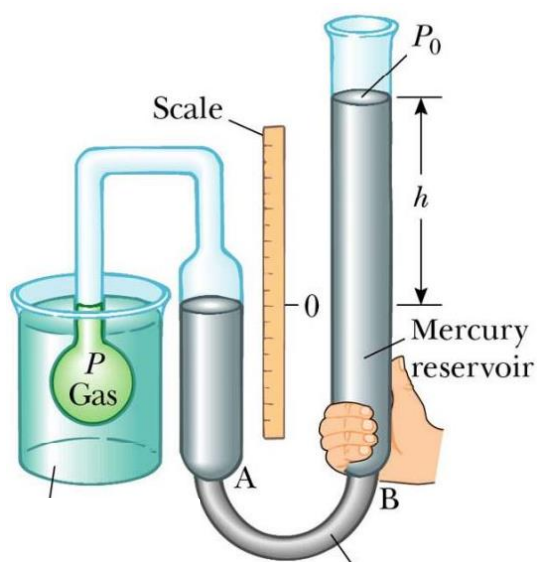


Figura 2 - Figura esquemática da montagem experimental utilizando o termômetro a

Entre o suporte de madeira onde está fixado o termômetro e este, há um papel milimetrado (representado pela régua).

Procedimento Experimental

- 1- Coloque cuidadosamente um pedaço de papel milimetrado, entre o bulbo contendo mercúrio e o suporte de madeira, se necessário fixe com fita adesiva;
- 2- Faça a leitura da variação entre o menisco inferior e o menisco superior da coluna de mercúrio, este será o valor da pressão requerida (em mmHg) correspondente à temperatura ambiente;
- 3- Anote o valor da temperatura ambiente, obtida por meio de um termômetro comum;

- 4- Posicione o isopor entorno do bulbo de vidro e coloque o bloco de madeira para apoiá-lo (este deve ficar bem centralizado com o frasco de isopor);
- 5- Transfira o nitrogênio líquido do “container” para o recipiente de isopor (caixa).
- 6- Leve a caixa com o nitrogênio com cuidado até a bancada e transfira o nitrogênio para o frasco de isopor da montagem experimental, coloque nitrogênio o suficiente para que todo o bulbo fique coberto, caso evapore, torne a completar o nível de nitrogênio; CUIDADO: Ao transferir o NL_2 , segure nas laterais da caixa, evitando assim de deixar uma das mãos na parte inferior onde o líquido poderá escorrer;
- 7- Aguarde o sistema entrar em equilíbrio térmico (quando a coluna de mercúrio fica constante), e faça a leitura no papel milimetrado da variação entre os meniscos superior e inferior da coluna de mercúrio. Anote o resultado na Tabela

Resultados

A tabela abaixo possui as medidas obtidas experimentalmente sobre termômetro a gás, que foram obtidos através do aparato experimental, as quais apresentam (T_c) em graus Celsius – temperatura e (P) em milímetros de mercúrio – pressão.

-----	T_c ($^{\circ}C$)	P (mmHg)
Ambiente	23,5	86,9 mm
Nitrogênio Líquido	-196	23 mm

Tabela 1- Medidas Experimentais

Nas escalas de temperatura Kelvin e Celsius o intervalo de 1 grau é, por definição, o mesmo. Assim, a relação entre as duas escalas é dada por:

$$T_c = T - 273,15$$

Em que T_c é a temperatura em Celsius e T é a temperatura em Kelvin. A partir da equação anterior, temos que a temperatura mais baixa, que corresponde ao zero absoluto $T = 0K$, é igual a $-273,15^{\circ}C$.

A equação apresentada anteriormente conhecida como lei dos gases ideais, pode ser reescrita como:

Termômetro a Gás

• • •

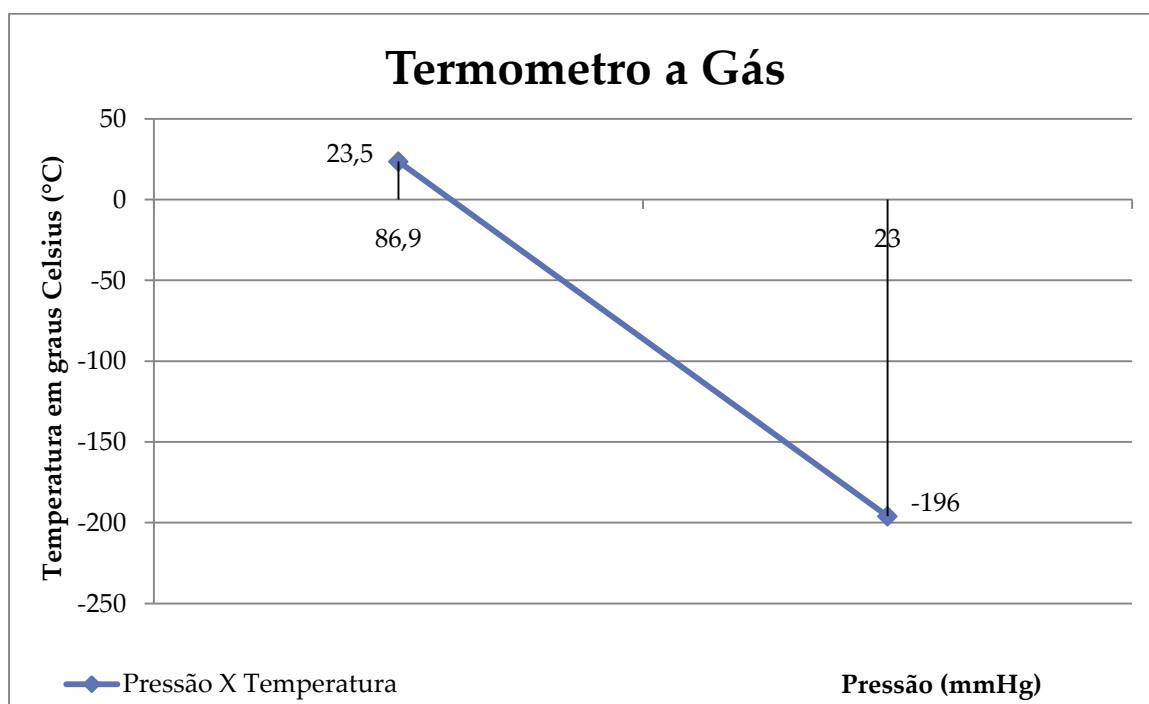
$$T = \frac{V}{n \cdot R} P = c \cdot P$$

Em que T_c é a temperatura em graus Celsius, P é a pressão do gás no bulbo e $c = V/n \cdot R$. Combinando a equação anterior com $T_c = T - 273,15$, obtém-se uma nova expressão:

$$T_c = -273,15 + c \cdot P$$

Na equação anterior, quando a pressão tende do gás tende a zero, T_c tende para o zero absoluto.

No plano a seguir está representada a tabela 1, sendo (T_c – a temperatura em graus Celsius) o eixo das ordenadas – eixo y e (P – a pressão em *mmHg*) o eixo das abscissas – eixo x.



Ao trabalharmos com dados obtidos experimentalmente, devemos levar em consideração diversos tipos de erros que podem aparecer durante o experimento, como, por exemplo, a resistência elétrica interna dos aparelhos interferindo nas medidas, oscilações de corrente e tensão da fonte não mantendo uma constância no decorrer do experimento e entre outros. Olhando o gráfico acima vemos uma reta, e para analisa-la e extrair os dados fornecidos e compara-los com a teoria iremos usar um método em que conseguiremos determinar o coeficiente linear e angular da reta, esse método recebe o nome de “método

dos mínimos quadrados”. Para isso é necessário considerar a equação da reta $T_C = A + B \cdot P$, onde:

Seu coeficiente linear (A), é dado pela seguinte equação:

$$A = \frac{\sum x \sum t^2 - \sum t \sum tx}{n \sum t^2 - (\sum t)^2}$$

E seu coeficiente angular (B), é dado pela seguinte equação:

$$B = \frac{n \sum tx - \sum t \sum x}{n \sum t^2 - (\sum t)^2}$$

Utilizando os dados da tabela 1, temos que da equação da reta $T_C = A + B \cdot P$, onde T_C representa a medida da temperatura em graus Celsius e P a pressão interna.

Comparando

$$T_C = -273,15 + c \cdot P$$

Com a equação da reta $T_C = A + B \cdot P$, temos que:

$$A = 0K = T_0^* \quad e \quad B = c = V/n \cdot R$$

Tendo feito o cálculo dos coeficientes pela regressão linear, obtemos:

$$A = -275,0062598$$

$$B = 3,435054773$$

Conclusão

Numa análise mais rigorosa, percebe-se que alguns fatores não podem ser desprezados na conclusão final da análise dos dados. Alguns desses fatores são: o erro humano na imprecisão da montagem experimental e na obtenção dos dados e até mesmo possíveis anomalias no aparato experimental.

Todavia, os dados obtidos neste experimento não extraviaram as tolerâncias admitidas. O resultado do notável trabalho realizado por todos os grandes cientistas que estudaram, desenvolveram e compuseram a termodinâmica ao longo da história puderam

ser observados. O experimento mostrou um resultado muito satisfatório, pois, dentro dos erros admitidos, cumpriu as previsões teóricas esperadas.

Conclui-se que a partir dos procedimentos anteriormente listados em materiais e métodos, obtemos os seguinte valor para T_0 , T_0^* , e ΔT :

$$\Delta T = \left| \frac{T_0 - T_0^*}{T_0^*} \right| \times 100 \rightarrow \Delta T = \left| \frac{275,01 - 273,15}{273,15} \right| \times 100 = 0,68\%$$

Isso nos mostra que o experimento foi muito bem executado, pois o desvio percentual está abaixo de 1%, assegurando que o coeficiente de determinação condiz com a realidade. Não foi possível obter resultados perfeitos, pois, toda medida ou grandeza quando analisada experimentalmente contém erros.

Referências Bibliográficas

https://www.academia.edu/8985410/Dilata%C3%A7%C3%A3o_t%C3%A9rmica_de_um_s%C3%B3lido_e_Propaga%C3%A7%C3%A3o_de_incertezas

Curso de Física Básica- Fluidos, Oscilações e Ondas, Calor - H. Moysés Nussenzveig- 3ª Edição

MUKAI, H., FERNANDES, P.R.G. Manual de Laboratório de Física II - DFI/UEM, 2008 a 2017.