

Relatório Final – Disciplina F809 – Instrumentação para Ensino

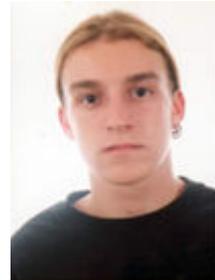
Coordenador: Prof. Dr. José Joaquin Lunazzi

18 de junho de 2006

Título: “Guia de experimento sobre medida de pressão para alunos de F229”

Nome: Bruno de André Mazzoco

RA: 011861



Orientador: Engenheiro Pedro Raggio

Laboratório de Ensino Básico – LEB - IFGW

Laboratório de Ensino de Informática – LEI - IFGW

Resumo

O projeto aqui especificado tem como principal objetivo desenvolver um roteiro de laboratório para disciplina F229 – Laboratório de Física 2, incluindo no ensino de Física básica para alunos de graduação, esse experimento que visa aproximar o aluno aos conceitos envolvidos com grandezas físicas como temperatura, volume e nesse caso pressão, e também às suas inter-relações. O projeto apóia-se para tal, no cotidiano do aluno e na familiaridade dos materiais utilizados no experimento.

1- Introdução

O projeto desenvolvido aqui consiste na elaboração de um roteiro de um experimento para disciplina de graduação em Física e Engenharia F229 da Universidade Estadual de Campinas, envolvendo pressão e suas relações com outras grandezas, sendo esse experimento composto por duas partes:

A primeira parte consiste na demonstração de “vácuo” em uma lata de alumínio fechada e acoplada a duas seringas que permitam que o objeto colapse. Tal processo acompanhado pelo sensor de pressão permitira ao aluno obter medidas qualitativas sobre o processo e determinar a pressão suportada pelo objeto. Outro procedimento para primeira parte do experimento consiste na imersão do objeto em recipiente com água quente provido de um termômetro para leitura de temperatura. Isso permitira ao aluno obter medidas qualitativas sobre a relação direta entre pressão e temperatura em processos denominados de isocóricos ou isovolumétricos ($V=cte$). Cabe ressaltar, que tal procedimento pode fornecer ao aluno de física básica uma boa compreensão sobre o que é a pressão em termos cognitivos, sendo esse procedimento uma boa maneira de fazê-lo perceber macroscopicamente, ou seja, visualmente o que ocorre em processos químicos ou mesmo físicos onde há um aumento da pressão com o aumento da temperatura e vice-versa. Talvez seja intuitivo para o mesmo, pensar sobre o que ele conhece em seu cotidiano relacionado à pressão, como por exemplo, uma panela de pressão aquecida. Porém talvez não seja tão intuitivo, em termos quantitativos o que se ocorre dentro de um tanque de gás exposto ao calor (faz-se aqui uma analogia direta com os materiais utilizados nesse experimento, sendo o tanque de gás representado pela nossa latinha, por exemplo).

A segunda parte consiste na medida de pressão suportada por um balão ou bexiga de plástico inflando o balão com a bomba de calibração de pneus de bicicletas, até o limite suportado pelas paredes do mesmo. Tal processo também será acompanhado pelo sensor de pressão e mostrara através de gráfico, o limiar aceitável pelo balão. O outro procedimento efetuado na primeira parte também será efetuado para o balão, que consistirá na imersão do balão em recipiente quente e adicionalmente, a imersão do balão em recipiente frio (com gelo), ambos os recipientes providos com termômetros. Isso permitira ao aluno obter medidas qualitativas sobre a relação direta entre pressão, temperatura e variação de volume, visivelmente envolvida nesse processo. Tal parte do experimento oferece uma boa idéia para o aluno sobre o quanto de pressão é suportado por uma bexiga ou balão de borracha, objeto esse tão comum ao cotidiano do aluno, que talvez não consiga mensurar tal quantidade numérica. Para o mesmo, talvez seja mais intuitivo pensar sobre o que está mais acostumado a medir, como por exemplo, quanto de pressão ele coloca no pneu de sua bicicleta. Além disso, o segundo procedimento envolvendo mudança térmica pode lhe mostrar ainda mais claramente, o que esta ocorrendo com o volume do balão. Tal evidencia também pode levar o aluno a refletir sobre a teoria dos gases idéias, extrapolando para os limites de alta pressão e baixas temperaturas e percebendo as discrepâncias com o comportamento real de um “gás” como o ar (composto de gás).

2- Teoria

a) Nível Básico

Como um bom nível básico teórico, recomenda-se a leitura da seção teórica do “Guia de Experimento sobre Pressão” desenvolvido de maneira mais simples e com argumentos mais qualitativos, para que um aluno de Ensino Médio seja capaz de compreendê-lo, sem que necessite de conhecimentos de cálculo matemático. (ANEXO 1)

b) Nível Avançado

Propriedades Empíricas dos Gases

2.1 - LEI DE BOYLE E LEI DE CHARLES

Dentre os três estados de agregação, apenas o estado gasoso permite, comparativamente, uma descrição quantitativa simples. Aqui nos restringiremos à relação entre propriedades tais como massa, pressão, volume e temperatura. Vamos admitir que o sistema esteja em equilíbrio de tal modo que o valor das propriedades não mude com o tempo, na medida em que os vínculos externos do sistema não se alterem.

Um sistema está num estado ou condição definida quando todas as propriedades do sistema têm valores definidos, que são determinados pelo estado do sistema.

Portanto, o estado do sistema é descrito especificando-se os valores de algumas ou de todas as suas propriedades. A questão importante consiste em saber se é necessário dar os valores de cinquenta diferentes propriedades, vinte ou cinco, para assegurar que o estado do sistema esteja completamente descrito. A resposta depende, até certo ponto, de quão precisa se deseja a descrição. Se tivéssemos o hábito de medir os valores das propriedades com vinte algarismos significativos, e graças a Deus não temos, seria necessário uma longa lista de propriedades.

Felizmente, mesmo em experiências de grande refinamento, somente quatro propriedades são comumente necessárias: massa, volume, temperatura e pressão.

A equação de estado do sistema é a relação matemática entre os valores destas quatro propriedades. Somente três propriedades precisam ser especificadas para descrever o estado do sistema; a quarta pode ser calculada da equação de estado, que é obtida do conhecimento do comportamento experimental do sistema.

As primeiras medidas quantitativas do comportamento pressão-volume dos gases foram feitas por Robert Boyle em 1662. Seus resultados indicavam que o volume é inversamente proporcional à pressão: $V = C/p$, onde p é a pressão, V é o volume e C é uma constante. A Fig. 2.1 mostra V em função de p . A Lei de Boyle pode ser escrita na forma:

$$pV = C \quad (2.1)$$

e se aplica apenas a uma massa de gás à temperatura constante.

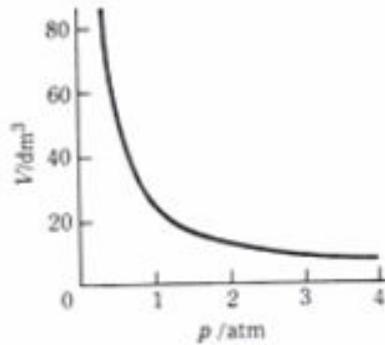


Fig. 2.1 Volume como uma função da pressão, Lei de Boyle ($t = 25^\circ\text{C}$).

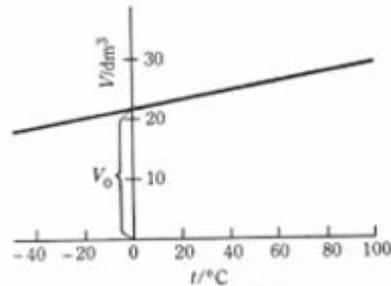


Fig.2.2 Volume como uma função da temperatura, Lei de Charles ($p = 1 \text{ atm}$).

Charles posteriormente mostrou que a constante C é uma função da temperatura. Este é um dos modos de enunciar a Lei de Charles.

Gay-Lussac fez medidas do volume mantendo uma massa fixa de gás sob pressão fixa e descobriu que o volume variava linearmente com a temperatura. Isto é expresso pela equação:

$$V = a + bt, \quad (2.2),$$

onde t é a temperatura e a e b são constantes. Um gráfico do volume em função da temperatura indicado na Fig. 2.2. O coeficiente linear é $a = V_0$, isto é, o volume a 0°C . O coeficiente angular da curva é a derivada* $b = (\delta V/\delta t)_p$: Portanto, a Eq. (2.2) pode ser escrita numa forma equivalente

$$V = V_0 + \left(\frac{\partial V}{\partial t} \right)_p t \quad (2.3)$$

As experiências de Charles mostraram que, para uma massa fixa de gás sob pressão constante, o aumento *relativo* do volume por grau de aumento de temperatura era o mesmo para todos os gases nos quais ele fez medidas. A uma pressão fixa, o aumento de volume por grau é portanto, o aumento relativo em volume por grau, a 0°C, é $(1/V_0)(\delta V/\delta t)_p$. Esta quantidade é o coeficiente de expansão térmica a 0°C, para o qual se usa o símbolo α_0

$$\alpha_0 = \frac{1}{V_0} + \left(\frac{\partial V}{\partial t} \right)_p \quad (2.4)$$

Então, a Eq. (2.3) pode ser escrita em termos de α_0

* Usam-se derivadas parciais em vez de derivadas comuns, pois o volume depende da pressão; α_0 e β_0 são constantes somente se a pressão for constante. A derivada parcial $(\delta V/\delta t)_p$ é o coeficiente angular da reta, nas condições da experiência, e dá a variação do volume com a temperatura a pressão constante.

$$V = V_0(1 + \alpha_0 t) = V_0 \alpha_0 \left(\frac{1}{\alpha_0} + t \right) \quad (2.5)$$

que é conveniente porque expressa o volume do gás em termos do volume a zero grau e uma constante, α_0 , que é a mesma para todos os gases, e, como se conclui, é praticamente independente da pressão na qual as medidas são feitas. Se medirmos α_0 a várias pressões vamos encontrar que para todos os gases α_0 tende ao mesmo valor limite, para $p = 0$. A forma da Eq. (2.5) sugere uma transformação de coordenadas que deve ser útil, isto é, define uma nova temperatura T em termos da temperatura usada até aqui através da equação

$$T = \frac{1}{\alpha_0} + t \quad (2.6)$$

A Eq. (2.6) define uma nova escala de temperaturas, chamada escala gasosa, ou, mais exatamente, escala do gás ideal. A importância dessa escala reside no fato de que α_0 e, conseqüentemente, $1/\alpha_0$, têm o mesmo valor para todos os gases. Por outro lado, α_0 depende da escala de temperatura usada originalmente para t . Se t for em graus Celsius (símbolo: °C), então $1/\alpha_0 = 273,15^\circ\text{C}$ e a escala T resultante é numericamente idêntica à escala de temperatura termodinâmica. A unidade SI de temperatura termodinâmica é o kelvin (símbolo: K). As temperaturas na escala

termodinâmica são freqüentemente chamadas de temperaturas absolutas ou de temperaturas kelvin. De acordo com a Eq. (2.6) ,

$$T = 273,15 + t , (2.7)$$

As Eqs. (2.5) e (2.6) se combinam para fornecer

$$V = \alpha_0 V_0 T (2.8)$$

que estabelece que o volume de um gás sob pressão fixa é diretamente proporcional à temperatura termodinâmica.

2.2 MASSA MOLECULAR DE UM GÁS - PRINCIPIO DE A VQGADRO E A LEI DOS GASES IDEAIS

Até aqui foram obtidas duas relações entre as quatro variáveis, a Lei de Boyle, Eq. (2.1) (massa fixa, temperatura constante), e a Lei de Gay-Lussac ou Charles, Eq. (2.8) (massa fixa, pressão constante). Essas duas equações podem ser combinadas numa equação geral observando que V_0 é o volume a 0°C e, portanto, está relacionado com a pressão pela Lei de Boyle, $V_0 = C/p$, onde C_0 é o valor da constante a $t = 0$. Dessa forma, a Eq. (2.8) torna-se

$$V = \frac{C_0 \alpha_0 T}{p} \quad (\text{massa fixa}). (2.9)$$

A restrição de massa fixa é removida imaginando-se que, se a temperatura e a pressão forem mantidas constantes e a massa do gás for duplicada, o volume duplicará. Isso significa que a constante C_0 é proporcional à massa do gás; portanto, escrevemos $C_0 = Bw$, onde B é uma constante e w é a massa. Introduzindo esse resultado na Eq. (2.9) obtemos

$$V = \frac{B \alpha_0 w T}{p} , (2.10)$$

que é a relação geral entre as quatro variáveis V , w , T e p . A constante B tem um valor diferente para cada gás.

Para a Eq. (2.10) ser útil deveríamos ter à mão uma tabela de B para os vários gases. Para isso, B é expressa em termos de uma massa característica para cada gás. Seja M a massa de gás em um recipiente sob um conjunto de condições padrões T_0 , P_0 e

V_0 . Se gases diferentes forem mantidos num volume padrão V_0 , sob pressão e temperatura padrão P_0 e T_0 , então, pela equação (2.10), para cada gás

$$M = \left(\frac{1}{B\alpha_0} \right) \left(\frac{p_0 V_0}{T_0} \right) \quad (2.11)$$

Já que as condições padrões são escolhidas para atender às conveniências, a relação $R = p_0 V_0 / T_0$ tem um valor numérico fixo para qualquer escolha particular e tem, é claro, o mesmo valor para todos os gases (R é chamada *constante dos gases perfeitos*). A Eq. (2.11) pode, então, ser escrita da forma

$$M = \left(\frac{R}{B\alpha_0} \right) \text{ ou } B = \left(\frac{R}{M\alpha_0} \right)$$

Usando este valor para B na Eq. (2.10), obtemos

$$V = \left(\frac{w}{M} \right) \frac{RT}{p} \quad (2.12)$$

Seja o $n = w/M$ o número de massas características do gás contido na massa w . Então, $V = nRT / p$, ou

$$pV = nRT \quad (2.13)$$

A Eq. (2.13), lei dos gases ideais, tem grande importância no estudo dos gases. Ela não contém nada que seja característica de um gás, mas é uma generalização aplicável a todos os gases.

Agora nos perguntamos sobre o significado da massa característica M . O princípio de Avogadro diz que volumes iguais de gases diferentes, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas, isto é, eles contêm a mesma quantidade de substância. Comparamos volumes iguais, V_0 , sob as mesmas condições de temperatura e pressão, T_0 e P_0 , para obter as massas características dos diferentes gases. De acordo com o princípio de Avogadro, essas massas características precisam conter o mesmo número de moléculas. Se escolhermos P_0 , T_0 e V_0 de maneira que o número seja igual a $N_A = 6,022 \times 10^{23}$, a quantidade de

substância na massa característica é, então, um mol e M é a massa molecular. Além disso, M é N_A vezes a massa da molécula individual, m , ou

$$M = N_A m \quad (2.14)$$

Na Eq. (2.13) n é o número de moles do gás presente. Como o valor de R está diretamente ligado à definição de massa molecular, vamos encontrar mais adiante que a constante dos gases perfeitos aparece em equações que descrevem propriedades molares de sólidos, líquidos, bem como de gases.

O mol foi originalmente definido através do tipo de procedimento descrito anteriormente. Primeiro, à mistura isotópica de oxigênio comum foi designada uma massa molecular de exatamente 32 g/mol. Em seguida, um recipiente de volume conhecido com exatidão foi preenchido com oxigênio, a 0°C e 1 atm, e a massa de oxigênio no recipiente foi devidamente medida. Finalmente, a partir dessas medidas, o volume necessário para conter exatamente 32 g de oxigênio (a 0°C e 1 atm) foi calculado. Esse é V_0 , o volume molar padrão. Conhecendo V_0 , podemos calcular a massa molecular de qualquer outro gás a partir de uma medida da densidade do gás. O valor moderno de V_0 , baseado na definição do mol que considera como unidade de massa atômica o carbono-12, é $V_0 = 22,41383 \text{ L/mol} = 22,41383 \times 10^{-3} \text{ m}^3/\text{mol}$. Como $T_0 = 273,15 \text{ K}$ (exatamente) e $P_0 = 1 \text{ atm} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa}$ (exatamente), o valor de R é

$$R = \frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{(1,01325 \times 10^5 \text{ Pa})(22,41383 \times 10^{-3} \text{ m}^3 / \text{mol})}{273,15 \text{ K}}$$

$$= 8,31441 \text{ Pa m}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,31441 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}.$$

Para a maior parte de nossos cálculos aqui usados, o valor aproximado

$$R = 8,31441 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1},$$

é suficientemente exato. Note que R possui as dimensões: energia kelvin⁻¹ mol⁻¹.

2.3 A EQUAÇÃO DE ESTADO - PROPRIEDADES EXTENSIVA E INTENSIVA

A lei dos gases ideais, $pV = nRT$, é uma relação entre as quatro variáveis que descrevem o estado de qualquer gás. Como tal, é uma *equação de estado*. As variáveis nesta equação se encontram em duas classes: n e V são variáveis extensivas (propriedades extensivas), enquanto que p e T são variáveis intensivas (propriedades intensivas).

O valor de qualquer propriedade extensiva é obtido somando-se os valores desta propriedade em cada parte do sistema. Admitamos que o sistema seja subdividido em pequenas partes, como na Fig. 2.3. Então, o volume total do sistema é obtido somando-se os volumes de todas as pequenas partes. Da mesma forma, o número total de moles (ou massa total) do sistema é obtido somando-se o número de moles

(ou massa) de cada parte. Por definição, tais propriedades são extensivas. Deve-se deixar claro que o valor obtido é independente do modo como o sistema é subdividido.

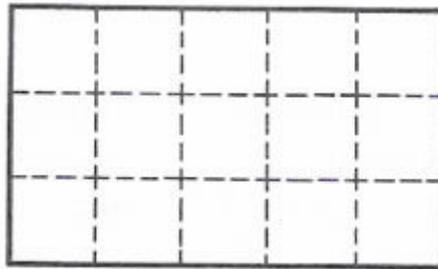


Fig. 2.3 Subdivisão de um sistema.

As propriedades intensivas não são obtidas por tais processos de soma, mas são medidas em qualquer ponto do sistema e cada uma possui um valor uniforme através de um sistema em equilíbrio; por exemplo T e p.

As variáveis extensivas são proporcionais à massa do sistema. Por exemplo, para um gás ideal $n = w/M$ e $V = wRT/Mp$. Ambos, n e V são proporcionais à massa do sistema. Dividindo V por n, obtemos \bar{V} , o volume por mol:

$$\bar{V} = \frac{V}{n} = \frac{RT}{p} \quad (2.15)$$

A relação entre V e n não é proporcional à massa; já que formando essa relação a massa se cancela V é uma variável intensiva. A relação entre quaisquer duas variáveis extensivas é *sempre* uma variável intensiva.

Se a lei dos gases ideais for escrita na forma

$$p\bar{V} = RT, \quad (2.16)$$

torna-se uma relação entre *três variáveis intensivas*: pressão, temperatura e volume molar. Isso é importante porque podemos agora discutir as propriedades de um gás ideal, sem nos preocuparmos continuamente com o fato de estarmos lidando com 10 moles ou 10 milhões de moles. Deve ficar claro que nenhuma propriedade fundamental do sistema depende da escolha acidental de 20 ou 100 g para estudo. No projeto da bomba atômica, microquantidades de materiais foram usadas nos estudos preliminares e vastos projetos foram construídos baseados nas propriedades determinadas nessa escala reduzida. Se fosse o caso das propriedades fundamentais dependerem das *quantidades* da substância usada, poderíamos imaginar o governo fornecendo fundos para pesquisa de sistemas extremamente grandes; enormes edifícios talvez fossem necessários, dependendo da ambição dos pesquisadores. Para a discussão dos princípios, as variáveis intensivas são as significativas. Em aplicações práticas, como no projeto de equipamentos e na engenharia, as propriedades extensivas também são importantes, já que condicionam o tamanho do

equipamento, a potência da máquina, a capacidade de produção de uma fábrica em toneladas por dia, etc.

2.4 PROPRIEDADES DO GÁS IDEAL

Se valores arbitrários forem atribuídos a quaisquer duas das três variáveis p , V e T , o valor da terceira variável poderá ser calculado a partir da lei dos gases ideais. Portanto, qualquer conjunto de duas variáveis é um conjunto de variáveis *independentes*; a outra é uma variável *dependente*. O fato do estado de um gás estar completamente descrito se os valores de quaisquer duas variáveis intensivas forem especificados permite uma representação geométrica para os estados de um sistema.

Na Fig. 2.4, p e V foram escolhidos como variáveis independentes. Qualquer ponto, como A , determina um par de valores p e V ; isto é suficiente para descrever o estado do sistema. Portanto, qualquer ponto, do primeiro quadrante do diagrama p - V (tanto p como V precisam ser positivos para ter sentido físico), descreve um estado diferente do sistema. Além disso, cada estado do gás é representado por algum ponto no diagrama p - V .

Freqüentemente, é útil tomar todos os pontos que correspondem a uma certa restrição no estado do gás, como, por exemplo, os pontos que correspondem à mesma temperatura. Na Fig. 2.4, as curvas designadas por T_1 , T_2 e T_3 reúnem todos os pontos que representam um estado do gás ideal nas temperaturas T_1 , T_2 e T_3 , respectivamente. As curvas da Fig. 2.4 são chamadas *isotermas*. As isotermas do gás ideal são hipérbolas equiláteras determinadas pela relação

$$p = \frac{RT}{V} \quad (2.17)$$

Para cada curva, T assume um valor constante diferente.

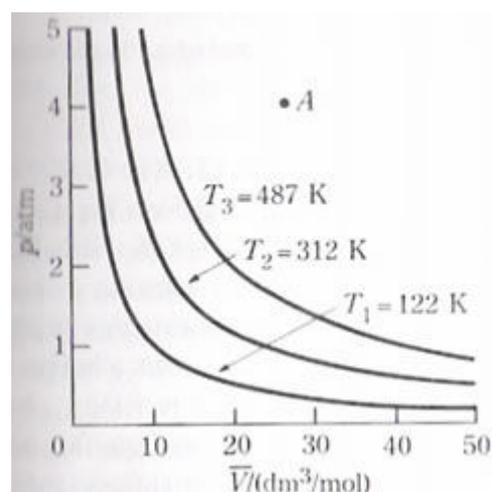


Fig 2.4 Isotermas do gás ideal

Na Fig. 2.5, cada ponto corresponde a um conjunto de valores para as coordenadas V e T ; novamente, como na Fig. 2.4, cada ponto representa um estado

do gás. Na Fig. 2.5, pontos correspondentes à mesma pressão estão reunidos em retas que são chamadas isóbaras. As *isóbaras* do gás ideal são descritas pela equação

$$\bar{V} = \left(\frac{R}{p} \right) T \quad (2.18)$$

onde se atribuem valores constantes para a pressão.

Como nas outras figuras, cada ponto da Fig. 2.6 representa um estado do gás, já que determina valores de p e T . As retas de volume molar constante são chamadas *isométricas* e são descritas pela equação

$$p = \left(\frac{R}{\bar{V}} \right) T \quad (2.19)$$

onde se atribuem valores constantes para o volume molar.

A grande utilidade desses diagramas deriva do fato de que todos os estados, gasoso, líquido e sólido, de qualquer substância pura, podem ser representados no mesmo diagrama. Usaremos essa idéia extensivamente e em particular no Capitulo 12.

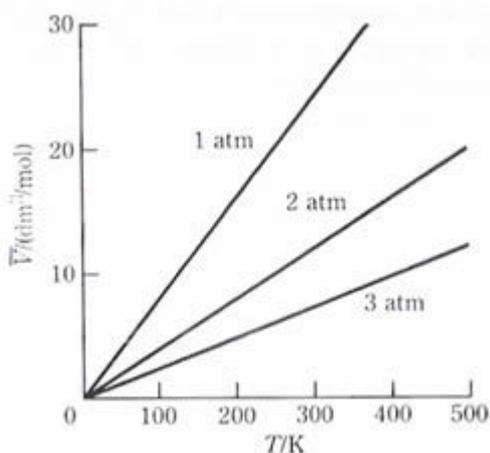


Fig. 2.5 Isóbaras do gás ideal.

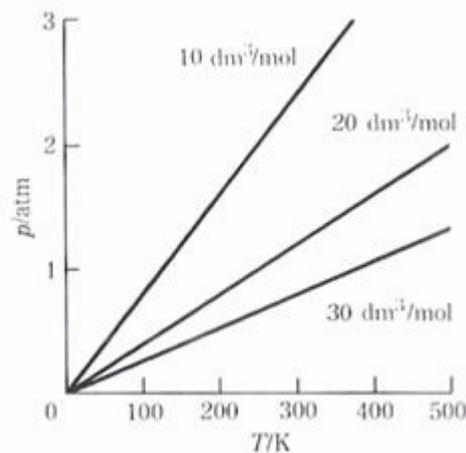


Fig. 2.6 Isométricas do gás ideal.

Um exame cuidadoso das Figs. 2.4, 2.5 e 2.6 e das Eqs. (2.17), (2.18) e (2.19) nos leva a conclusões um tanto quanto estranhas acerca do gás ideal. Por exemplo, a Fig. 2.5 e a Eq. (2.18) dizem que o volume de um gás ideal mantido sob pressão constante é zero a $T = 0\text{K}$. Semelhantemente, a Fig. 2.4 e a Eq. (2.17) nos dizem que o volume de um gás ideal, mantido a temperatura constante, aproxima-se de zero, à medida que a pressão se torna infinitamente grande. Essas previsões não correspondem ao comportamento observado para os gases reais a baixas temperaturas e altas pressões. À medida que um gás real sob pressão constante é resfriado, observamos uma diminuição de volume, mas numa certa temperatura

definida o gás se liquefaz; depois que a liquefação ocorreu, não se observa grande diminuição do volume continuando-se a diminuição de temperatura. Similarmente, uma compressão isotérmica de um gás real pode produzir liquefação e, depois disso, um aumento de pressão produz uma pequena variação de volume. É por tudo isso que existe uma boa razão para se referir à expressão $pV = RT$ como lei dos gases *ideais*. A discussão acima nos mostra que podemos esperar que a lei dos gases ideais falhe na previsão de propriedades dos gases reais a baixas temperaturas e altas pressões. A experiência mostra que o comportamento de todos os gases reais aproxima-se do caso ideal, à medida que a pressão se aproxima de zero.

Essa aproximação é em muitos casos bastante boa; talvez dentro de 5%. A lei dos gases ideais, que é de aplicação tão ampla, é surpreendentemente precisa em muitas situações práticas.

A lei dos gases ideais é tanto mais precisa quanto maior for a temperatura, em relação à temperatura crítica, e quanto mais baixa for a pressão em relação à pressão crítica* da substância.. A lei dos gases ideais nunca é usada em trabalhos de precisão.

3- Parte Experimental

a) Aparato Fabricado

i) Adaptador para Lata

O adaptador para lata de alumínio é uma peça cilíndrica em material de latão. Esse adaptador apresenta um orifício superior para o sensor de pressão e dois orifícios laterais para as seringas, onde foram soldados três pequenos cilindros (de 4 mm de diâmetro) para conexão das mangueiras de plástico. O adaptador possui uma superfície que permite a colagem do mesmo sobre o topo da lata de alumínio vedando a mesma, através de cola de silicone.



Figura 3.1 – Adaptador de latão para lata de alumínio

ii) Adaptador para bexiga ou balão

O adaptador para o balão é composto de duas peças cilíndricas de diâmetros diferentes com um orifício central de mesmo diâmetro e com um orifício lateral na porção cilíndrica de maior diâmetro, onde foi soldado um pequeno cilindro de metal para conexão da mangueira de plástico acoplada ao sensor de pressão.



Figura 3.2 - Adaptador de latão para bexiga ou balão de borracha

b) Aparato de apoio

i) Mangueiras



Figura 3.3 – Mangueiras de plástico

ii) Seringas



Figura 3.4 – Seringas de plástico

iii) Recipiente para Água



Figura 3.5 – Recipiente de vidro borosilicato

iv) Termopar (Aquecedor)



Figura 3.6 - Termopar

v) Gelo



Figura 3.7 - Gelo

c) Equipamentos de Medição

i) Sensor de Pressão absoluta PASCO

O sensor de pressão absoluta PASCO (CI-6532A) consegue medir pressão de um gás através de medição de corrente elétrica, sendo capaz de medir de 0 até 700 kPa de pressão.



Figura 3.8 – sensor de pressão absoluta PASCO (CI-6532A)

O sensor de pressão deve ser conectado na interface SCIENCE WORKSHOP INTERFACE, previamente configurada para plataforma de sistema operacional Windows 98. A interface 500 SCIENCE WORKSHOP INTERFACE é a existente em nossos laboratórios.



Figura 3.9 – interface PASCO 500 SCIENCE WORKSHOP INTERFACE
Obs: Para familiarização com a interface, consulte referencias bibliográficas [2]

ii) Termômetro

Termômetro simples de temperatura com bulbo de mercúrio e escala em °C.



Figura 3.10 – termômetro de mercúrio

c) Procedimento Realizado

Faremos aqui, uma breve explicação sobre o procedimento realizado. Detalhes pormenorizados serão melhores descritos através da leitura do “Guia de Experimento sobre Pressão”, na seção “Parte Experimental” que apresenta todos os procedimentos e montagens experimentais. (ANEXO 1)

Como indicado, foi desenvolvido um experimento que consta de duas partes: a primeira com uma lata de refrigerante ou cerveja, basicamente um cilindro de alumínio no qual foi acoplado um adaptador para duas seringas e um sensor de pressão. O primeiro procedimento experimental foi de variação do volume da lata através dos êmbolos das seringas acopladas a mesma, e o registro da pressão em seu interior, feitos a temperatura ambiente, a fim de elucidar de maneira qualitativa, a Lei de Boyle-Mariotte (Temperatura =cte).



Figura 3.11 – Parte I – Procedimento 1

Depois, foi realizado um segundo procedimento experimental denominado de Banho Térmico (Frio ou Quente), através da variação de temperatura acompanhada por um termômetro e concomitante registro das pressões (em cada Temperatura) dentro da lata, a fim de elucidar de maneira também qualitativa a Lei de Gay-Lussac (Volume=cte), através da boa observação experimental que o procedimento oferece.



Figura 3.12 – Parte I – Procedimento 2



Figura 3.13 – Parte I – BT Frio



Figura 3.14 – Parte I – BT Quente

A segunda parte do experimento consta da observação da pressão em um balão ou bexiga de plástico, o qual se pretende determinar a pressão limite suportada pelo mesmo. O procedimento é realizado inflando-se o balão até estourá-lo e acompanhando a pressão durante todo o processo. Tal procedimento serve somente para mostrar de maneira quantitativa, o quanto de pressão cabe num balão, objeto tão comum em nosso cotidiano, capaz de nos fornecer uma melhor representação da grandeza física pressão em termos de quantidade. O segundo procedimento realizado nessa parte é o mesmo do segundo procedimento aplicado à lata, onde o balão ou bexiga de plástico é também colocado em Banho Térmico (Frio e Quente), e acompanhado do termômetro, assim elucidada pela observação do registro das pressões em cada diferente banho a Lei de Charles (Pressão=cte), oferecendo também uma boa observação experimental que o procedimento oferece.



Figura 3.15 – Parte II

d) Resultados Encontrados

Os resultados buscados pelo experimento focam em uma análise qualitativa do mesmo, sendo que não foram considerados os erros relativos à tomada de dados, bem como erros de precisão dos aparelhos de medida, que no caso como o do sensor de pressão, fica difícil estipular. A análise de erros é pouco relevante nesse experimento já que o modelo teórico proposto, nada mais é que uma primeira e considerável aproximação do modelo real dos gases em si.

Parte I – Procedimento 1

A figura 3.11 indica o resultado obtido pelo procedimento I.1 (Lei de Boyle-Mariotte). Percebe-se que o gráfico se aproxima um pouco ao esperado pelo modelo teórico de gases ideais, indicando que o mesmo só é razoável para determinadas condições como temperaturas superiores a temperaturas críticas dos gases e baixas pressões como citado no modelo teórico aqui exposto. A análise da curva característica $P \times V$, permite observar que o modelo falha nos limites de Volumes tendendo a zero pois a pressão assim, tenderia a infinito.

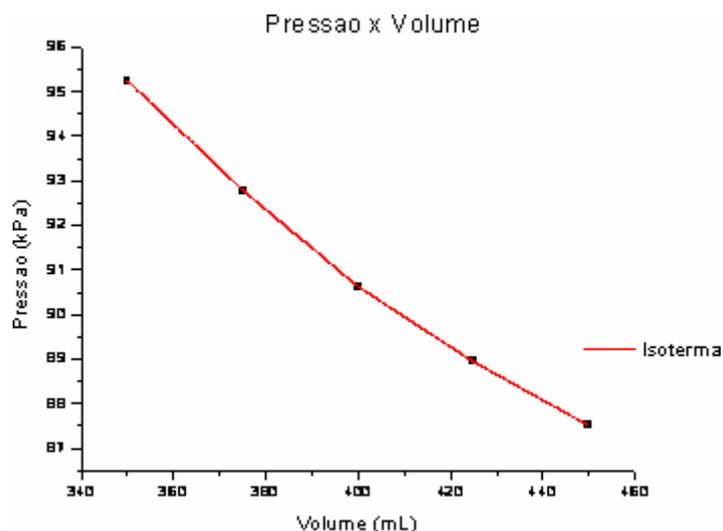


Figura 3.16 – Isoterma de Pressão x Volume

Parte I – Procedimento 2

As figuras 3.12 e 3.13 indicam os resultados obtidos pelo procedimento I.2 (Lei de Gay-Lussac). Percebe-se que para temperaturas mais baixas (de 0°C a 25°C), os dados são mais fáceis de serem registrados já que uma mudança de temperatura da ordem de grandeza de 5 graus leva um tempo considerável para ocorrer, sendo que a temperatura mais altas, a leitura de temperatura se torna mais difícil a medida que a temperatura aumenta. Assim, percebe-se que os coeficientes das duas retas das figuras 3.12 e 3.13 são diferentes, quando deveriam ser iguais por se tratar do mesmo gás e mesmas condições de volume. Porém pode se atribuir um diferente coeficiente angular de reta para figura 3.13, se considerarmos por algum motivo desconhecido ou descontrole do sistema, que o volume de ar na lata durante o banho quente, era um pouco maior (um embolo posicionado num volume diferente de zero pode ter trazido tal diferença no volume e diferença no coeficiente angular da reta)

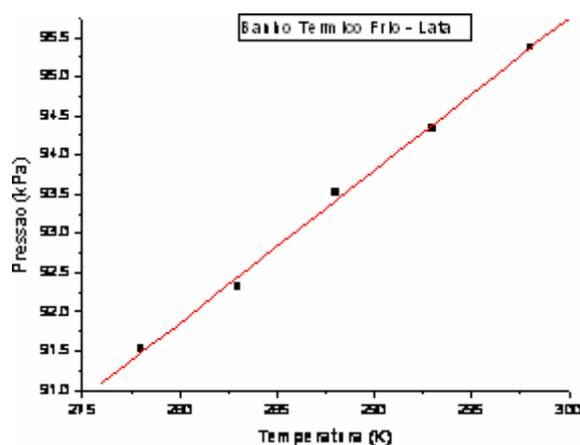


Figura 3.17 – Pressão x Temperatura em BT Frio

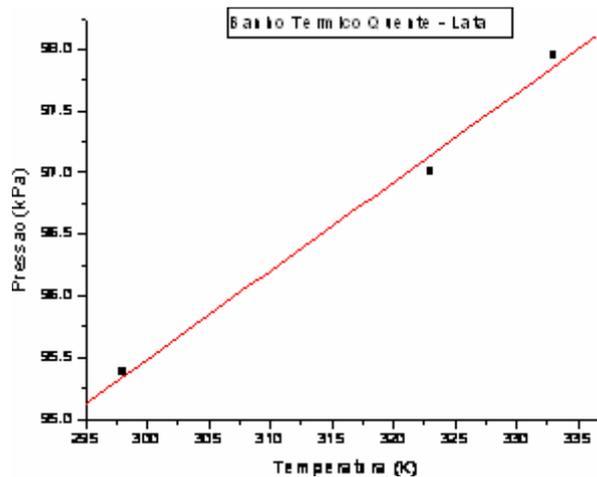


Figura 3.18 - Pressão x Temperatura em BT Quente

Parte II – Procedimento 1

O resultado observado por tal procedimento experimental foi de que o limite Máximo de pressão suportada pelo mesmo é diferente para cada balão. Assim, diferentes tipos de balão (material, tamanho) mostraram diferentes tipos de pressão limite. Mesmo assim, os balões possibilitaram mensurar em termos de ordem de grandeza o quanto um balão de borracha ou bexiga plástica suporta (a pressão máxima suportada por um bexiga de plástico comum e tamanho médio é de aproximadamente menos que 1 atm ou 0,95 atm).

Parte II – Procedimento 2

O resultado observado por tal procedimento (Banho Térmico Frio e Quente) permitiu constatar que o processo ocorre a pressão constante, já que os valores de pressão permaneceram inalterados durante todo o processo, ilustrando a famosa lei de Charles. Já que esse processo não justifica o uso de um sensor de pressão por não haver variações para se registrar, o procedimento foi repetido sem o sensor de pressão de maneira a poder analisar a Lei de Charles, através de um procedimento capaz de medir aproximadamente as variações de volume da bexiga ou balão com a variação da temperatura. O método escolhido foi pesar o balão após o banho térmico. A figura 3.14 indica o resultado obtido pelo banho térmico frio. Nota-se que o gráfico condiz com o modelo teórico esperado mas falha no limite de temperaturas muito pequenas e também leva em conta uma aproximação utilizada de que a densidade do gás seria a mesma em diferentes temperaturas o que na realidade não é verdade. Porém, para o intervalo de temperatura do procedimento, isso pode ser considerado uma boa aproximação.

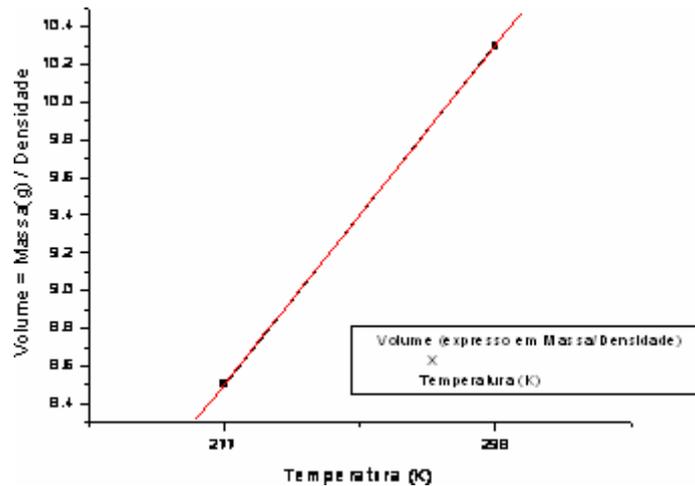


Figura 3.19 – Volume (expresso em Massa g) x Temperatura em BT Frio

4- Fechamento

a) Conclusão

A Teoria Molecular Cinética de um gás, ainda que difícil de ser abstraída pelo estudante de Física Básica e Ensino Médio, é encontrada com certa familiaridade por esse estudante através de sua simplificação denominado de Modelo de Gases Ideais, onde como primeira aproximação (consensualmente e historicamente falando), ele seja razoável e aplicável em determinadas situações de processos envolvendo gases reais. Porém, assim como todo modelo teórico, pode-se contemplar situações em que o mesmo falhe ou situações não previstas pelo modelo, como por exemplo: à medida que um gás real sob pressão constante é resfriado, observamos uma diminuição de volume, mas numa certa temperatura definida o gás se liquefaz e depois que isso ocorre, não se observa grande diminuição do volume apesar da diminuição contínua de temperatura; e similarmente, numa compressão isotérmica de um gás real o gás pode ser liquefeito e, depois disso, um aumento de pressão produzira apenas uma pequena variação de volume.

Assim, o experimento traz ao estudante, ainda que detentor desses conceitos já familiares, uma possibilidade de constatar empiricamente esses conceitos e ainda aprimora-los. Ainda mais, traz a possibilidade, como um exercício de pensamento e mudança conceitual, de refutação de uma teoria base para outras teorias, que buscam descrever o comportamento de gases reais e seus desdobramentos. O fato do cotidiano do aluno é levado muito em conta, já que o conhecimento só se torna um conhecimento quando uma informação é interiorizada pelo sujeito por sua motivação e gosto.

O guia redigido procura de forma clara, atentar para tal objetivo de maneira a fornecer, novamente, uma maneira qualitativa de pensamento acerca dos conceitos físicos envolvidos no experimento. Estima-se então que uma aula de laboratório de 4 horas seja suficiente para realização do experimento, bem como análise e discussão de seus dados.

5- Referências Bibliográficas

- [1] G. Castellan. Fundamentos de Físico-Química, Ed. Livros Técnicos e Científicos. 1ª edição
- [2] P. W. Atkins. Físico-Química, Ed. Livros Técnicos e Científicos. 6ª edição
- [3] P.A. Tipler. Física Vol 1 e 2, Ed. Guanabara Dois.
- [4] W. J. Moore – Físico Química, Ed. E. Blucher, 2ª edição
- [5] <http://educar.sc.usp.br/licenciatura/2003/eg/index.html>
- [6] http://www.feiradeciencias.com.br/sala08/08_09.asp
- [7] http://www.ualg.pt/fct/fisica/PDFdoc/Leis_dos_Gases_Ideais.pdf
- [8] http://www.feiradeciencias.com.br/sala08/08_25.asp
- [9] http://www.feiradeciencias.com.br/sala08/08_13.asp
- [10] <http://www.if.ufrgs.br/fis183/exp3/experimento3.htm>
- [11] <http://www.cobra.pages.nom.br/fm-boyle.html>
- [12] <http://www.brasilecola.com/fisica/estudo-dos-gases.htm>
- [13] <http://www.mec.puc-rio.br/~wbraga/fentran/termo/hist1.htm>
- [14] <http://web.rcts.pt/~pr1085/Fisicos/Boyle.htm>
- [15] <http://www.gluon.com.br/fq/textos/gases-ideais.htm>
- [16] http://pt.wikibooks.org/wiki/Curso_de_termodin%C3%A2mica:Equa%C3%A7%C3%A3o_de_estado_dos_gases_perfeitos
- [17] http://www.qmc.ufsc.br/~minatti/aulas/qmc5108_qmc5105/aula_gases1.pdf

ANEXOS

Anexo 1

Medidas de Pressão – Relação com Temperatura e Volume (Lei de Gay-Lussac, Lei de Charles e Lei de Boyle-Mariotte)

Bruno de André Mazzoco

O principal objetivo desse experimento é de ajudar o aluno de física experimental básica II (F229) na capacidade de abstração sobre o conceito de pressão e de aproximá-lo aos conceitos envolvidos com grandezas físicas como temperatura, volume e nesse caso pressão, e também às suas inter-relações. O experimento apóia-se para tal, no cotidiano do aluno e na familiaridade dos materiais utilizados nesse experimento.

Pretende-se realizar um método experimental para demonstrar qualitativamente e quantitativamente as leis envolvendo as grandezas física (pressão, temperatura e volume) de gases ditos de ideais, envolvidas na termodinâmica, mais especificamente as seguintes leis: Lei de Gay-Lussac, Lei de Boyle-Mariotte e Lei de Charles.

Este experimento esta dividido em duas partes distintas, que conterão alguns procedimentos iguais conforme parte experimental deste guia.

Modelo Teórico

O modelo teórico para gases chama-se Teoria Molecular Cinética. Essa teoria é uma aproximação da natureza real dos gases e pressupõe os seguintes princípios para gases ditos de ideais:

- 1) Gases são coleções de partículas (moléculas) em constante movimento browniano (aleatório);
- 2) Forças Atrativas e Repulsivas entre as partículas são “nulas” e os choques entre as mesmas são ditos de elásticos;
- 3) Espaço entre as partículas considerado muito maior que o tamanho das mesmas;
- 4) Velocidade média das partículas aumenta com o aumento da temperatura

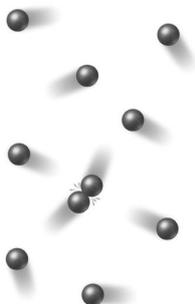


Figura 1 – Modelo Molecular Cinético de gases

Pressão – Conceito

Sempre que uma molécula do gás atinge uma superfície ela exerce um pequeno empurrão nessa região da parede. A força média total sobre uma dada área superficial

define a pressão do gás. Em um recipiente fechado, qualquer que seja sua forma, um gás exerce pressão igual em todos os pontos.

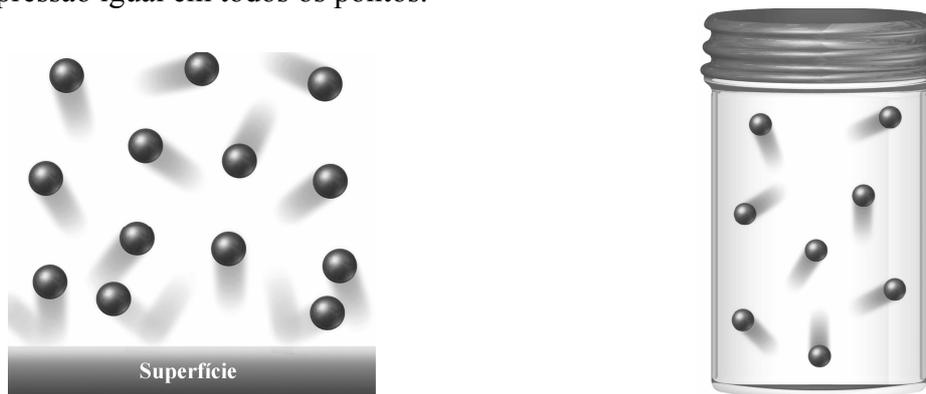


Figura 2 – Pressão exercida por um gás em uma superfície é a mesma para qualquer superfície independentemente da forma do volume ocupado pelo mesmo

O estado de um gás é caracterizado pelo valor de três grandezas físicas: o volume V , a pressão p e a temperatura T , que são denominadas variáveis de estado de um gás. O volume de um gás é devido aos choques das suas moléculas contra as paredes do recipiente, e a sua temperatura mede o grau de agitação de suas moléculas. Em geral, a variação de uma dessas variáveis de estado provoca alteração em pelo menos uma das outras variáveis, apresentando o gás uma transformação e conseqüentemente um estado diferente do inicial.

As transformações mais conhecidas são:

Isotérmica-Ocorre à temperatura constante

Isobárica-Ocorre sob pressão constante.

Isométrica ou Isocórica - Ocorre a volume constante.

Adiabática - Ocorre sem troca de calor com o meio externo.

As relações dessas grandezas proporcionais (direta ou inversamente) podem ser reunidas na equação geral de gases ideais:

$$PV = nRT \quad (1)$$

Onde $R = 0,082057 \text{ L.atm.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ é a constante universal dos gases e n , o número de moles (em mol).

Lei de Boyle-Mariotte

A lei de Boyle-Mariotte é um caso particular da lei geral dos gases ($PV=nRT$) em que a temperatura e o número de moles do gás são mantido constantes (transformação isotérmica). Nesta situação pode-se simplificar a sua expressão, e dizer que a pressão é inversamente proporcional ao volume, ou seja: $PV=\text{const}$.

$$P_1V_1 = P_2V_2 \quad (2)$$

Lei de Gay-Lussac

A lei de Gay-Lussac é um caso particular da lei geral dos gases ($PV = nRT$) em que o volume e o número de moles do gás são mantidos constantes (transformação isométrica). Nesta situação pode-se simplificar a sua expressão, e dizer que a pressão é diretamente proporcional à temperatura, ou seja: $P/T = \text{const.}$

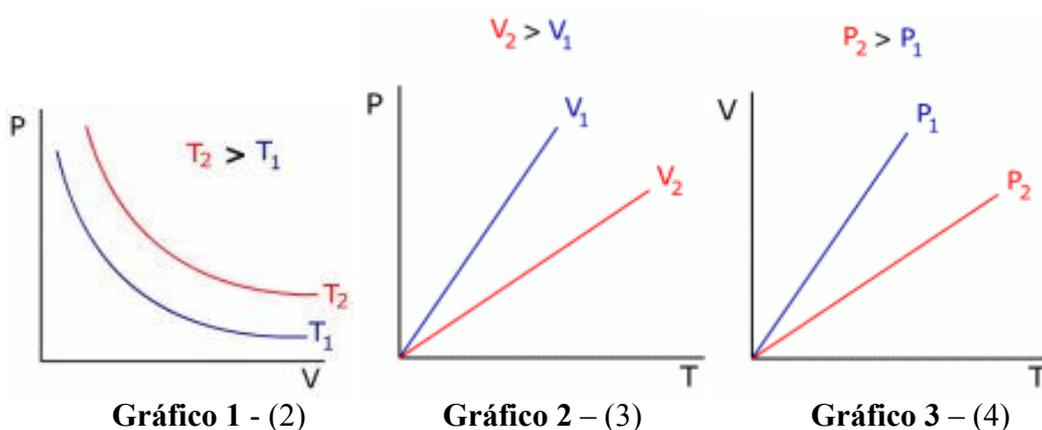
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad (3)$$

Lei de Charles

A lei de Charles é um caso particular da lei geral dos gases ($PV = nRT$) em que a pressão e o número de moles do gás são mantidos constantes. Nesta situação pode-se simplificar a sua expressão, e dizer que a pressão é inversamente proporcional ao volume, ou seja: $V/T = \text{const.}$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad (4)$$

As relações explicitadas em (2), (3), (4) podem ser melhores representadas pelos seguintes gráficos:



Juntando-se as três relações (2, 3, 4), essas três leis podem ser rearranjadas na seguinte equação:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} \quad (5)$$

Essa relação é a equação geral de gases ideais mantendo-se constante o número de moles do gás dentro de um recipiente, e pode ser melhor representada pelo seguinte gráfico.

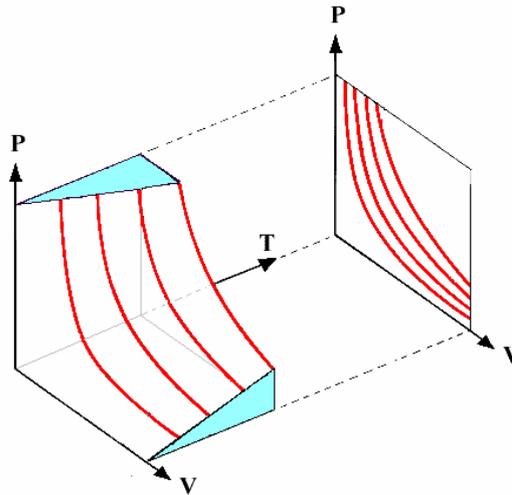


Gráfico 4 – (5): Os isotermos $P(V)$ (linhas vermelhas) com duas dimensões são as projeções desta área azul sobre um plano

Material Utilizado

- Sensor de Pressão Absoluta (PASCO Scientific) com interface para PC (Plataforma Windows 98)
- Latas de Alumínio (Refrigerante) preparadas para acoplagem do sensor e duas seringas
- Seringas de plástico
- Bexiga ou Balão de Borracha
- Recipiente com gelo
- Recipiente com água quente (aquecedor elétrico ou termopar)
- Termômetro

Procedimento Experimental

Nota: Para utilizar a interface e o programa:

- Inicie o Programa “Science Workshop”, ligando o sensor na interface PASCO 500 em qualquer um dos canais analógicos (A, B, C).
- Configure o canal escolhido com o dispositivo “Sensor de Pressão Absoluta” (se necessário, mude para precisão média do sensor para obter uma melhor coleta de dados)
- Escolha “Gráfico” no tipo de amostragem e arraste até o canal onde o sensor foi conectado.
- Escolha “Tempo em segundos” em um dos eixos para graficar “pressão x tempo”
- Inicie a coleta de dados pressionando “Record”.

Obs: Ajuste corretamente a escala para melhor observação dos pontos traçados durante o experimento. Para esse experimento ajuste a escala de pressão entre valor min = 90kPa e valor max = 100 kPa).

Parte I – Lata

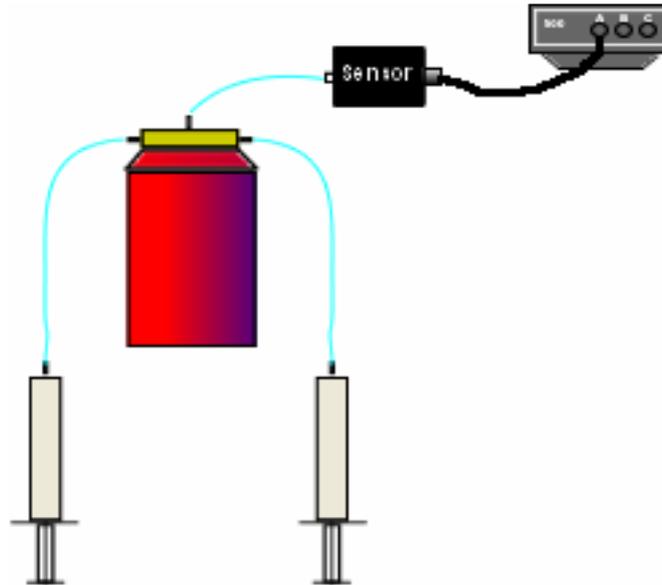


Figura 3 - Montagem Experimental I

Para essa parte experimental, serão utilizadas duas latas de alumínio de refrigerante ou cerveja (uma lata para cada procedimento), previamente preparadas com o adaptador para o sensor de pressão e as seringas de plástico.

Procedimento I-1

- Acople o sensor e as seringas (com seus êmbolos posicionados em volume 0mL) através dos tubos de plástico em uma lata previamente preparada.
- Puxe os êmbolos das seringas variando o volume (de forma medida) e observe a lata.

Procedimento I-2 – Banho Térmico

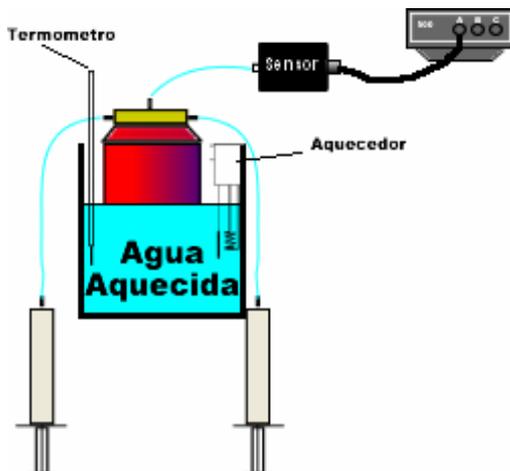


Figura 4 – Banho Térmico Quente

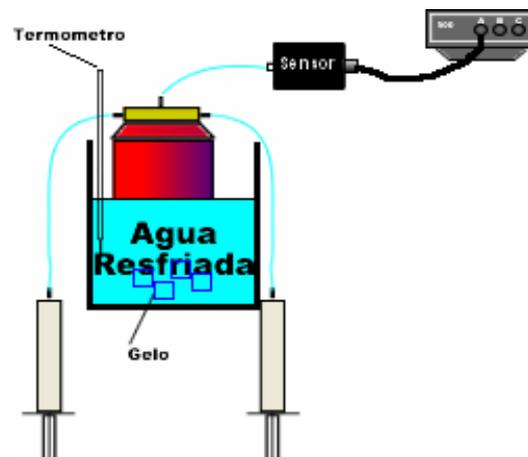


Figura 5 – Banho Térmico Frio

- Acople o sensor e as seringas (com seus êmbolos posicionados em volume 0mL) através dos tubos de plástico em uma outra lata previamente preparada. Cuide para que durante o processo de banho térmico quente, os êmbolos não comecem a se movimentar (ou seja, mantenha o volume constante).

- Mergulhe a lata primeiramente no banho quente em um recipiente com água em Temperatura ambiente (25° C) e aqueça gradativamente a água com aquecedor ou termostato, para poder registrar as pressões conforme o aumento da temperatura. OBS: Não ultrapasse temperaturas maiores que a de ebulição da água evitando assim, possíveis riscos de queimaduras. (Montagem conforme Figura 4)

- Após registrar as pressões em aquecimento, repouse a lata por 2 a 5 minutos a temperatura ambiente (até o re-estabelecimento da pressão inicial de equilíbrio na lata, P_{atm}) e após isso, coloque a lata no recipiente com gelo e água em equilíbrio térmico. (Montagem conforme Figura 5). Registre as pressões e temperaturas.

Relatório

- 1) Descreva o processo envolvido no Procedimento I-1.
- 2) Obtenha 10 diferentes valores de volume e anote a pressão para cada um deles conforme o procedimento e obtenha um gráfico com os dados coletados.
- 3) Estime a pressão suportada pela latinha.
- 4) Analise o modelo teórico de Gases Ideias pelo gráfico obtido no item 2. Dica: Use extrapolação de limites de um gráfico.
- 5) Descreva o processo envolvido no Procedimento I-2.
- 6) Pelo Procedimento I-2, registre de 5 a 7 valores de pressão e temperatura e obtenha um gráfico com os dados coletados.

Parte II – Bexiga ou Balão de Plástico

Procedimento II-1

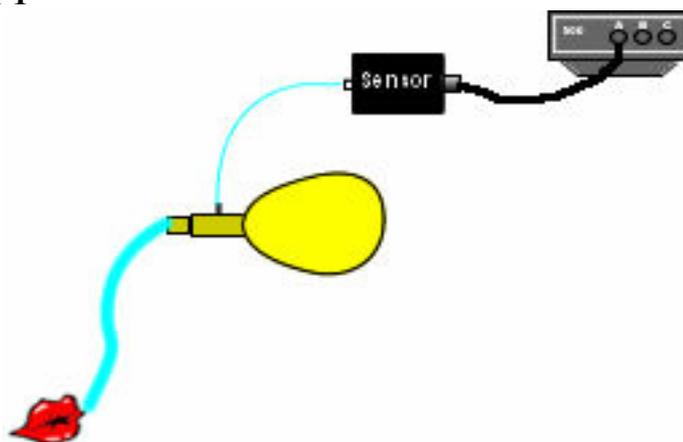


Figura 6 – Montagem Experimental II

- Acople o sensor e a bexiga ou balão pelo adaptador.

- Infle o balão ou bexiga até estourá-lo observando a pressão limite que o mesmo suporta. Observe pelo gráfico de Pressão x Tempo.

- Repita esse procedimento 5 vezes para coleta qualitativa da pressão limite, já que cada balão fabricado pode suportar pressões limites diferentes.

Procedimento II-2 – Banho Térmico

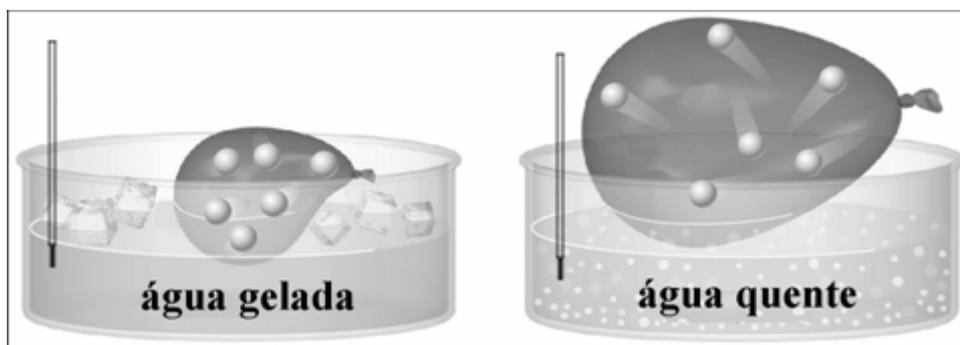


Figura 7 - Banho Térmico Frio e Quente

- Acople o sensor e uma bexiga ou balão pelo adaptador.
- Infe o balão ou bexiga até uma pressão intermediária suficiente para que seu volume caiba no recipiente de banho térmico.
- Mergulhe o balão no banho térmico quente tomando o cuidado de não estoura-lo. Observe o balão e o gráfico de Pressão x Tempo
OBS: Não ultrapasse temperaturas maiores que a de 80° C da água evitando assim, possíveis riscos de queimaduras e estouro do balão. (Montagem conforme Figura 7)
- Mergulhe o balão no banho térmico frio. Observe o balão e o gráfico de Pressão x Tempo. Caso o volume após o banho térmico quente seja muito maior que o do recipiente, espere um tempo determinado para fazer o banho térmico frio.

Relatório

- 1) O que impede um balão de borracha, cheio de ar, murchar?
- 2) Descreva o processo envolvido no Procedimento II-1
- 3) Qual a pressão máxima suportada pela bexiga ou balão? Utilize os dados coletados no Procedimento II-1.
- 4) Descreva o processo envolvido no Procedimento II-2.
- 5) Pela observação do Procedimento II-2, repita o mesmo procedimento SEM o sensor de pressão, registrando as variações de Volume com variações de Temperatura. Faça um gráfico com os dados coletados. Analise o modelo teórico de Gases Ideais pelo gráfico obtido.

Nota: Utilize um método para o cálculo do volume do balão em determinada temperatura. Dica: você pode utilizar o Princípio de Arquimedes de deslocamento de volume de água ou ainda, usar uma balança de precisão para pesar a bexiga ou balão, e utilizar a densidade do ar em cada temperatura.

ANEXO 2

Curso de termodinâmica:Equação de estado dos gases perfeitos

From Wikibooks

Ir para: [navegação](#), [pesquisa](#)

Equação de estado				
Gases perfeitos	Gases reais	V der Waals	Est. corresp.	Outras

Tabela de conteúdo

[[esconder](#)]

- 1 [Lei de Avogadro](#)
- 2 [Lei de Boyle-Mariotte](#)
- 3 [Lei de Charles](#)
- 4 [Lei de Gay-Lussac](#)
- 5 [Equação de estado dos gases perfeitos](#)
- 6 [Equação barométrica](#)
- 7 [Mistura de gases. Pressão parcial. Lei de Dalton](#)

[[editar](#)]

Lei de Avogadro

A uma temperatura e pressão constantes, o número de moléculas de gás contido num certo volume é o mesmo qualquer seja o gás. Então, o volume V é directamente proporcional ao número de moléculas (a P e a T constantes) ou ainda, em termos de número de mols ($1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23}$ moléculas), V é directamente proporcional ao número de mols (a P e a T constantes)

$$V = k_1 \cdot n$$

[[editar](#)]

Lei de Boyle-Mariotte

A temperatura constante (isotermia), os volumes ocupados por uma mesma massa gasosa são inversamente proporcionais às pressões que suportam. Por inversamente proporcional entenda que, quando a pressão aumenta, o volume decresce na mesma proporção e vice-versa.

Imagem:[Eqdeboyle.gif](#)

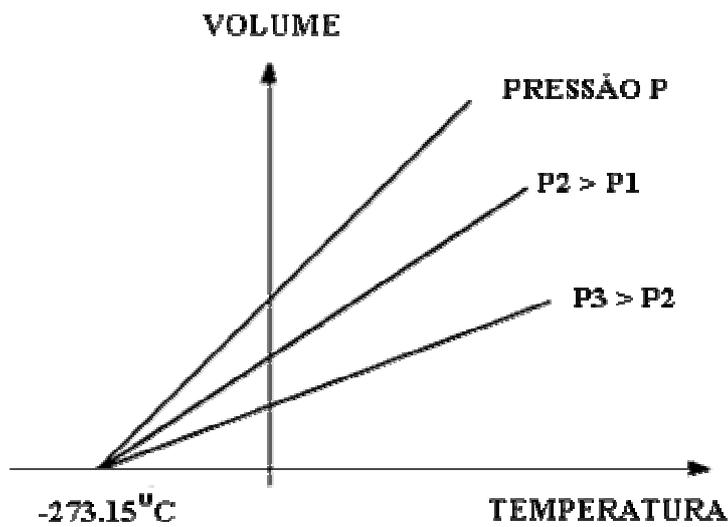
Se representarmos a pressão em ordenadas e volume em abcissas, o gráfico da eq. de Boyle-Mariotte é uma curva denominada hiperbole equilátera.

Se a transformação isotérmica se realizar numa temperatura $T' > T$, valor do produto pV será mais elevado, e portanto a hiperbole representativa ficará mais afastada dos eixos.

$$PV = k_2 \cdot f(T)$$

[[editar](#)]

Lei de Charles



A pressão constante (condições isóbaras), o volume de uma quantidade constante de gás aumenta proporcionalmente com a temperatura.

Para pressões suficientemente baixas, este comportamento é observado para todos os gases. O volume é diretamente proporcional à temperatura T , isto é:

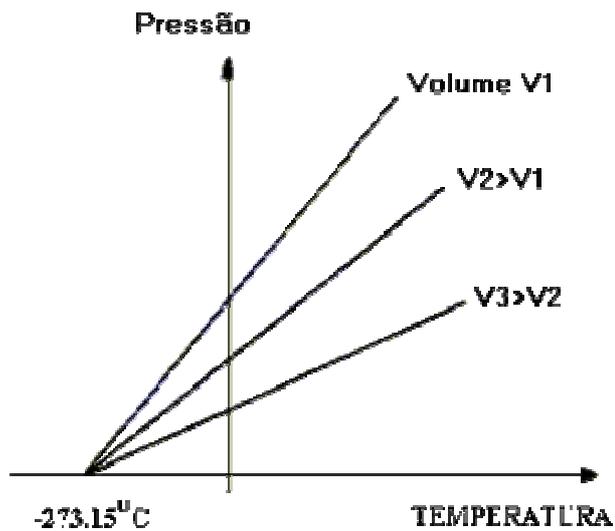
$$PV = k_2 \cdot f(T)$$

se a temperatura é expressa numa nova unidade : o Kelvin (K), ligado ao grau Celsius por :

$$T(K) = T(C) + 273,16$$

[editar]

Lei de Gay-Lussac



A volume constante, a pressão a que está sujeita uma certa quantidade constante de gás aumenta proporcionalmente com a temperatura.

[editar]

Equação de estado dos gases perfeitos

Os gases que obedecem às 3 últimas leis são ditos perfeitos (tem uma polémica : estes gases são perfeitos ou ideais? Usaremos o termo perfeito) . A combinação destas leis fornece :

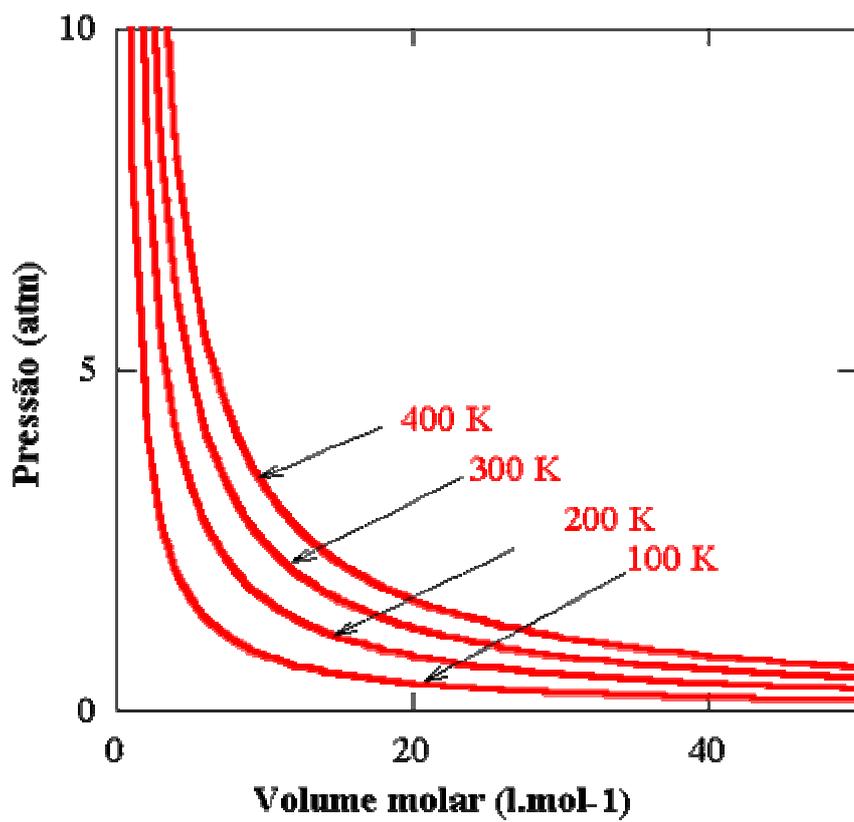
$$\frac{PV}{nT} = \text{Constante}$$

A constante é chamada constante dos gases perfeitos (símbolo **R**). A dimensão de **PV** é de uma energia .

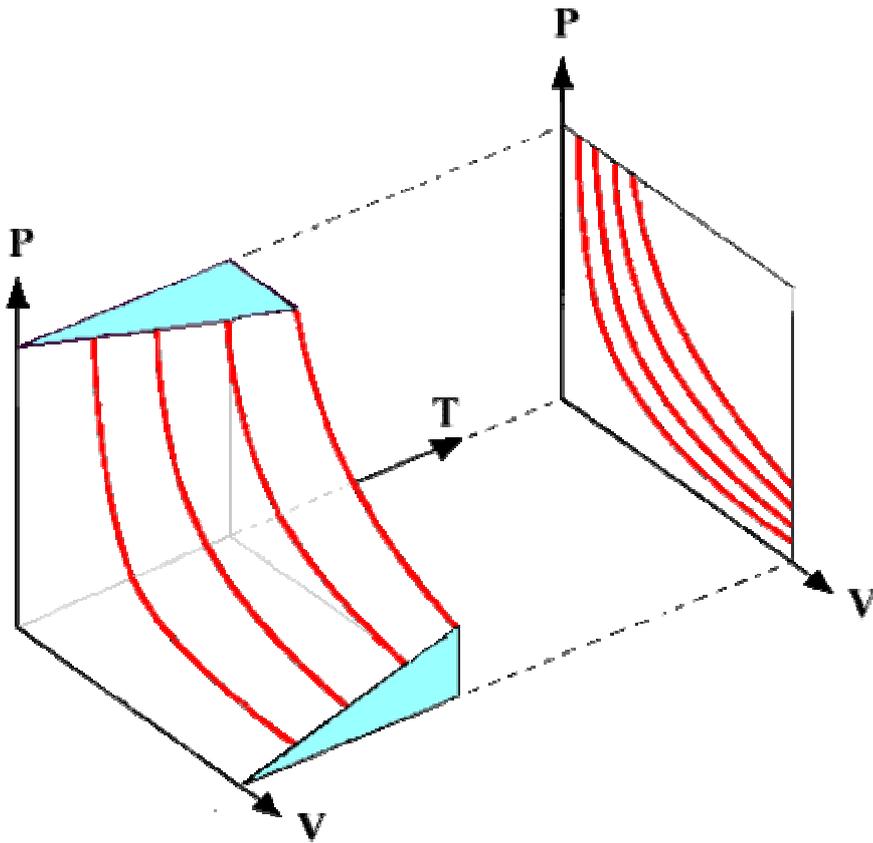
$$[R] = \frac{[\text{energia}]}{[\text{temperatura}][\text{quantidade de matéria}]}$$

$$R = 8.314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1} = 0.08206 \text{ L.atm.K}^{-1}.\text{mol}^{-1} = 1.9872 \text{ cal.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

Um traçado da pressão em relação ao volume (a temperatura constante) $P = nRT / V$ se chama um isotermo e, como é uma função da forma $f(x) = \text{constante}/x$, possui aparência de uma hipérbole.



Podemos também representar o estado de um gás perfeito (para uma certa quantidade de matéria por área) num diagrama a três dimensões P, V e T . Os isotermos $P(V)$ com duas dimensões são as projeções desta área sobre um plano.



[editar]

Equação barométrica

A pressão exercida por uma coluna de líquido (por exemplo o mercúrio) é calculada a partir de sua densidade que supomos constante qualquer seja a altura na coluna. No caso de uma coluna de gás de seção A , a densidade varia com a altitude. A pressão P na altura z , P_z , é devida ao peso da coluna de gás entre z e $z+dz$. Em consequência, a pressão diminui quando a altitude aumenta.

Quando a altura aumenta de uma pequena quantidade dz , a pressão aumenta de uma quantidade dP :

$$dP = P_{z+dz} - P_z$$

$$dP = \frac{\text{massa do gás de } z + dz \text{ até } \infty}{A} \cdot g - \frac{\text{massa de gás de } z \text{ até } \infty}{A} \cdot g$$

$$dP = \frac{\text{massa do gás de } z \text{ até } z + dz}{A} \cdot g$$

$$dP = -\frac{\rho_z \cdot A \cdot dz}{A} \cdot g = -\rho_z \cdot g \cdot dz$$

onde g é a aceleração da gravidade e ρ_z a densidade do gás, que supomos ser idêntica de z até $z + dz$. Além disso, para um gás perfeito de massa molar M :

$$\rho_z = \frac{MP_z}{RT}$$

o que conduz à equação barométrica:

$$P = P_0 e^{\frac{-Mg(z-z_0)}{RT}}$$

onde P_0 é a pressão na altitude z_0

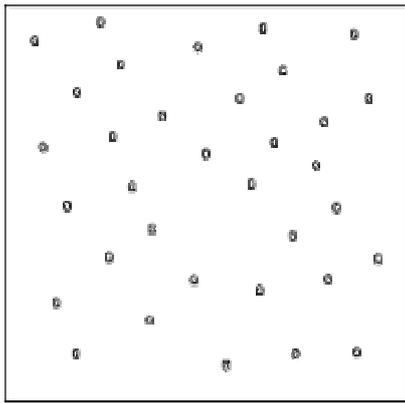
[\[editar\]](#)

Mistura de gases. Pressão parcial. Lei de Dalton

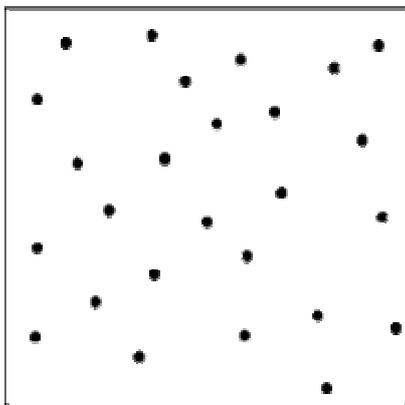
Seja uma mistura de diversos gases contida num volume V , colocada a uma temperatura T e submetida a uma pressão P . Anotamos por n_i , o número de mols do gás i .

Por definição, a pressão parcial P_i do componente i da mistura é a pressão que o gás iria produzir se for sozinho no recipiente.

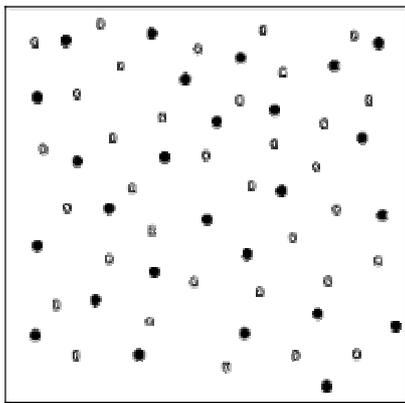
No caso de um gás perfeito, a pressão total exercida por uma mistura é igual à soma das pressões parciais dos componentes. É a lei de Dalton, consequência da equação dos gases perfeitos, para qual o estado do gás depende só do número de moléculas e não da sua natureza.



$$P_1 = \frac{n_1 RT}{V}$$



$$P_2 = \frac{n_2 RT}{V}$$



$$P_{total}$$

$$P_{total} = \frac{n_{total} RT}{V} = \frac{(n_1 + n_2) RT}{V} = \frac{n_1 RT}{V} + \frac{n_2 RT}{V} = P_1 + P_2$$

No caso de uma mistura de mais de dois constituintes:

$$P_i = \frac{n_i RT}{V}$$

$$P = \sum_i P_i = \sum_i \frac{n_i RT}{V} = \frac{RT}{V} \sum_i n_i$$

$$\frac{n_i}{\sum n_i} = \frac{P_i}{P} = x_i$$

onde x_i é a fração molar do constituinte i da mistura .

Retirado de

"http://pt.wikibooks.org/wiki/Curso_de_termodin%C3%A2mica:Equa%C3%A7%C3%A3o_de_estado_dos_gases_perfeitos"

Anexo 3

EXPERIMENTO 3

Termodinâmica: Lei dos Gases

O objetivo principal é verificar as leis de Boyle e Mariotte e de Charles e Gay-Lussac que levam ao estabelecimento da equação de estado dos gases ideais.

Teoria	Experimento
<p>A pressão, o volume, a temperatura e a energia interna de um gás estão relacionadas com a energia cinética das moléculas que o compõe. Se temos n moles de um gás de massa molecular M em um volume V, a massa específica do gás é definida como:</p> $\rho = \frac{nM}{V}$ <p>A massa específica (ou densidade do gás) pode ser diminuída aumentando V e/ou diminuindo n. Para densidades suficientemente pequenas todos os gases apresentam a mesma relação entre p, V e T, e são chamados de gases ideais. Na realidade não há na natureza nenhum gás verdadeiramente ideal, mas todos os gases aproximam-se deste estado para densidades suficientemente baixas, isto é, quando as moléculas que compõe o gás estão suficientemente separadas.</p> <p>Dada uma massa de gás nM fixa em equilíbrio térmico pode-se medir p, T e V. A experiência mostra que entre estas grandezas macroscópicas existem as seguintes leis;</p> <hr/> <p>Lei de Boyle e Mariotte para $T = \text{cte.}$ $p \sim 1/V$</p> <p>Lei de Charles e Gay-Lussac para $p = \text{cte.}$ $V \sim T$</p> <hr/> <p>Estas leis combinadas podem ser expressas por: $pV = nRT$ que é a equação de estado de um gás ideal e R é a chamada constante dos gases cujo valor é: $R = 8,31 \text{ J/mol.K.}$</p>	<p data-bbox="1018 887 1190 920">Equipamento</p> 
Procedimento e Análise	

a. Lei de Boyle-Mariotte

A massa de gás Argônio limitada pelas duas colunas de Hg é constante. O objetivo é medir a variação do volume deste gás (V) como função da pressão (p) mantida a temperatura constante, que no caso será a temperatura ambiente. Para isso, prenda, com auxílio de fita adesiva, o tubo capilar sobre a escala da régua que tem divisões de 0,5 mm. Como o diâmetro d do tubo onde se encontra o Argônio é fixo ($d = 1$ mm), a leitura da altura ℓ por ele ocupada é suficiente para fornecer o seu volume.

A pressão aplicada sobre o gás pode ser variada inclinando-se o tubo com relação à vertical, pois desta maneira estamos alterando a componente da força peso da coluna superior de Mercúrio que atua perpendicularmente à superfície de separação Mercúrio-Argônio.

Seja p_0 a pressão atmosférica local, α o ângulo que mede a inclinação do tubo com relação a vertical, ρ_{Hg} a massa específica do Mercúrio e h a o comprimento da coluna superior de Mercúrio, a pressão que atua no Argônio pode ser calculada em função de α como:

$$p(\alpha) = p_0 + \rho_{\text{Hg}} g h \cos \alpha$$

ou expressando p_0 e a pressão da coluna h em mm de Hg:

$$p(\alpha) = p_0 + h \cos \alpha \text{ (em mm de Hg).}$$

Meça ℓ em função de α para cinco valores distintos de α : 0° , 45° , 90° , 135° e 180° . Com os dados obtidos construa a tabela abaixo fornecendo α , $p(\alpha)$ e ℓ .

Baixe o manual resumido de laboratório aqui 

b. Lei de Charles e Gay-Lussac

Será novamente usado o tubo capilar contendo o Argônio. Como se deseja agora analisar o comportamento do volume do gás em função da temperatura, mantendo a pressão constante, o suporte será mantido fixo na posição vertical. A temperatura será variada por meio das fontes fria (gelo) e quente (aquecedor).

Inicialmente, retire o tubo capilar de régua e prenda-o no suporte esquerdo do tripé. Coloque o tubo paralelo e junto a escala vertical. Coloque ambos dentro da proveta graduada que contém água. Faça variar a temperatura da água evitando ultrapassar os 70°C para não danificar a régua. Anote 6 pares de pontos (T , ℓ), faça o gráfico $T \times \ell$ que deverá verificar a Lei de Charles e Gay-Lussac. Quando for fazer o gráfico deixe a escala de forma que a reta obtida possa ser extrapolada para $V=0$.

Questões e Conclusões

Dos gráficos obtidos, além da verificação das leis enunciadas acima, é possível estimarmos o valor em Célsius da temperatura do zero absoluto. Para isto devemos extrapolar o gráfico obtido para $V \times T$ no limite em que V vai a zero.

ANEXO 4



[Dúvidas? Pergunte ao Professor](#) | [Lista Geral](#) | [Página Inicial](#) | [Envie essa página a um amigo](#)

[Tudo sobre Feiras](#) | [Projetos 5a/8a séries](#) | [Aparelhos indispensáveis](#) | [Cinemática](#) | [Dinâmica](#) | [Estática](#) | [Fluidos](#) | [Física](#) | [Óptica](#) | [Ondas e Acústica](#) | [Eletrostática](#) | [Eletrodinâmica](#) | [Eletromagnetismo](#) | [Corrente Alternada](#) | [Eletrônica](#) | [Energia](#) | [Sugestões Didáticas](#) | [Artigos](#) | [Leituras Recomendadas](#) | [Fichas de Laboratório](#) | [Eletroquímica](#) | [Motores Gerais](#) | [Mecânica](#) | [Relatividade](#) | [Astronomia](#) | [Perpetuum Móbile](#) | [Corredor dos Links](#)

Gases II - Lei de Boyle

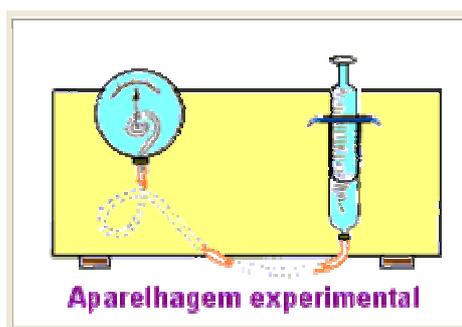
Prof. Luiz
leobarretos

Apresentação

A técnica agora apresentada permite uma verificação quantitativa da lei de Boyle: **“nas transformações isotérmicas dos gases, é constante o produto de sua pressão pelo volume que ocupa”**.

Material

Consta de: uma seringa hipodérmica, em plástico, de 200 mililitros e de um manômetro tipo Boyle conforme se ilustra abaixo.

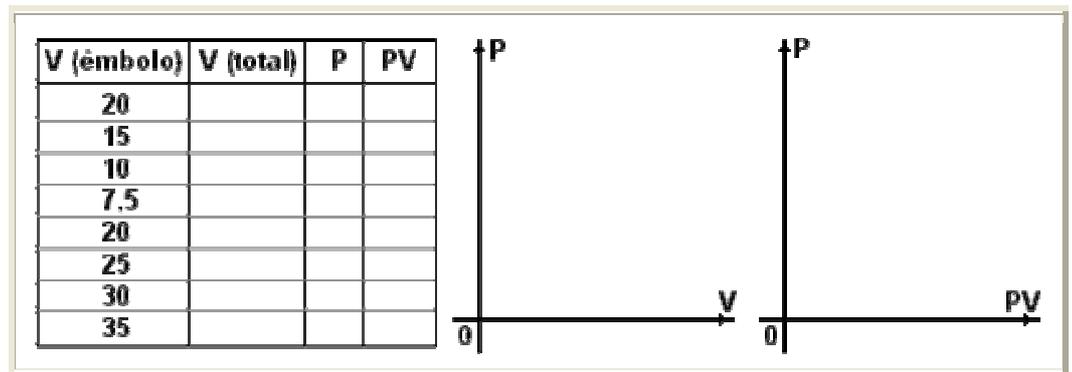


Procedimento

- Desconectar a seringa do manômetro, levantando o anel de acoplamento de uns 5 mm.
- Posicionar o êmbolo em 20 cc; reconectar a seringa no medidor de pressão.
- Mova o êmbolo para as seguintes posições de volume: 20 cc, 15 cc, 10 cc, 7,5 cc, 20 cc, 35 cc, 20 cc. A posição original (20 cc) é usada três vezes para conferir a sensibilidade e justificar a linearidade.
- Registrar na tabela os pares correspondentes P e V; essas leituras devem ser arredondadas para o menor número de algarismos significativos.

mais próximo decimal da unidade.

e) Faça os gráficos $P \times V$ e $P \times PV$.



[TOPO DA PÁGINA](#) | [HALL](#)

Copyright © Luiz Ferraz Netto - 2000-2005 © - Web Master: Todos os Direitos Reservados

ESTATÍSTICA

acessos clique

Clique aqui e adquira já:

Manual das Feiras de Ciências Vol II

Prof. Luiz Ferraz Netto

Mais de 270 experimentos!

Atualizando a Física

Prof. Pedro Paulo Carboni Muniz

Compreenda a Física Moderna!



ANEXO 5

Estudo dos Gases

- Características dos gases ideais

- Variáveis de estado de um gás.

Pressão

Temperatura

Volume

- Lei de Charles

- Lei de Gay Lussac

- Lei de Boyle

- Lei geral dos gases

- Equação de Clapeyron

- Transformações gasosas

isobárica

isocórica

isoterma

- Diagramas $P \times V$ para as três transformações acima



"Na natureza, nada se cria,
nada se perde, tudo se transforma"
Lavoisier

Estudo dos gases



Os gases estudados neste capítulo são idealizados (Gases Ideais), mesmo porque seria muito difícil se levássemos em conta todos os detalhes referentes a cada gás que existe na natureza. Para facilitar vamos simplificar as coisas.

Características dos gases ideais

- é formado por muitas partículas em movimento constante e caótico(desordenado);
- as partículas que formam o gás são todas idênticas (pontuais, rígidas e com mesma massa);
- as forças de atração e repulsão entre as partículas são desprezíveis, elas só interagem entre si quando uma choca-se contra a outra (lei da ação e reação);
- os choques entre as partículas são considerados elásticos (ideais);

Variáveis de estado de um gás

Para você saber caracterizar um gás, e resolver a maioria dos problemas que surgirem pela frente, relacionados a este tema, é necessário entender e saber trabalhar com três grandezas que são importantíssimas para um gás: a sua TEMPERATURA, o seu VOLUME e a sua PRESSÃO.

Você já deve saber o que significa cada uma destas grandezas, mas não custa nada uma pequena revisão.

- Temperatura: mede o nível de agitação das partículas do gás (átomos ou moléculas). A unidade usada aqui para esta grandeza, no sistema internacional (SI), é o kelvin (K).

- Volume: é a medida do espaço tridimensional ocupado pelo gás. A sua unidade, no SI é o m³, mas algumas vezes o litro (l) será utilizado. Obs: o volume de um gás sempre será igual ao volume do

recipiente ocupado pelo mesmo.

- Pressão: é a medida da força aplicada pelo gás em cada m² das paredes do recipiente ocupado pelo mesmo. Obs: Esta força é aplicada pelas partículas do gás que se chocam contra as paredes do recipiente. A sua unidade no SI é o N/m², mas outra unidade também utilizada é a atmosfera.

(1 atm = 105 N/m²)

Lei de Charles



Jacques Alexandre Cesar Charles(1746-1823)

Lei de Charles - Transformação isométrica

Quando o volume permanece constante, a pressão de um gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta ($P/T = \text{constante}$).

Lei de Gay Lussac



Lei de Gay Lussac - A volume constante, a pressão de uma quantidade constante de gás aumenta proporcionalmente com a temperatura.

Ou

Lei de Charles e de Gay Lussac

Lei de Charles e Gay-Lussac - A volume constante, a pressão de uma massa fixa de um gás varia linearmente com a temperatura do gás em graus Celsius.

A pressão constante, o volume de uma massa fixa de um gás varia linearmente com a temperatura do gás em graus Celsius.

Com a introdução da escala absoluta, as leis de Charles e Gay-Lussac foram assim enunciadas:

- A volume constante, a pressão de uma massa fixa de gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta do gás.
- A pressão constante, o volume de uma massa fixa de gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta do gás.

Lei de Boyle



Lei de Boyle - A temperatura constante, o volume ocupado por uma quantidade fixa de um gás é inversamente proporcional à sua pressão.

$$P \cdot V = k = \text{constante}$$

Lei geral dos gases

Esta lei é válida somente quando o número de mols do gás não muda, ou seja, quando sua quantidade dentro do recipiente não muda.

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

P_1 ; V_1 ; T_1 = pressão, volume e temperatura antes de se mudar qualquer uma destas variáveis de estado.
 P_2 ; V_2 ; T_2 = pressão, volume e temperatura depois de se mudar alguma destas variáveis de estado.

Equação de Clapeyron



Esta equação foi formulada quando se descobriu que volumes iguais de dois gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas.

$PV=nRT$, Esta equação também é conhecida como equação de estado.

Transformações gasosas

Transformação isobárica = a pressão do sistema se mantém constante durante a transformação.

Transformação isovolumétrica (isométrica ou isocórica) = o volume do sistema se mantém constante durante a transformação.

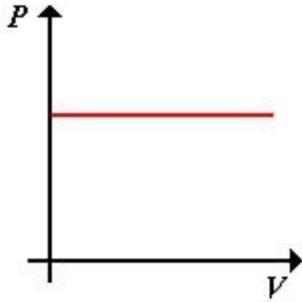
Transformação isotérmica = a temperatura do sistema se mantém constante durante a transformação.

Diagramas $P \times V$ para as três transformações acima

São gráficos que mostram a relação entre a pressão e o volume em cada um dos tipos de transformações estudadas acima.

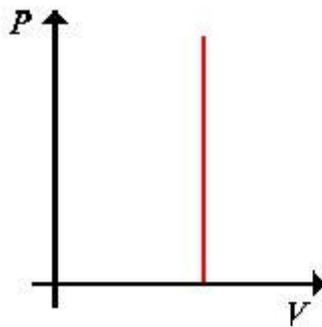
1. Diagrama $P \times V$ para a transformação isobárica

Como na transformação isobárica a pressão se mantém constante, o diagrama acaba ficando da maneira como está representada ao lado.



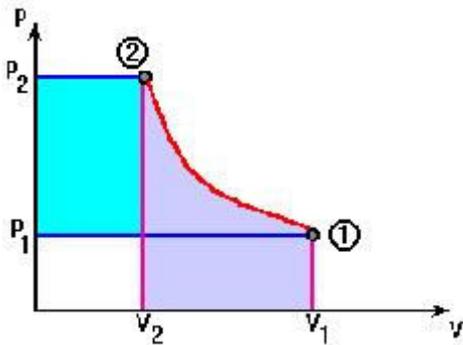
2. Diagrama P x V para a transformação isovolumétrica

Como na transformação isovolumétrica, também conhecida como isocórica ou isométrica, o volume permanece sempre o mesmo, o diagrama acaba ficando da maneira como está representado ao lado.



3. Diagrama P x V para a transformação isotérmica

Neste caso é a temperatura que se mantém constante durante a transformação, e a pressão e o volume variam de acordo com o gráfico representado ao lado.



ANEXO 6

Física Geral II ADF - Universidade do Algarve
Protocolos das Aulas Práticas

LEIS DOS GASES IDEAIS

1. Resumo geral

Neste trabalho pretende-se verificar experimentalmente, em condições de baixa densidade (gás ideal) que: a pressão é inversamente proporcional ao volume num processo isotérmico (Lei de Boyle-Mariotte) e que o volume ocupado por um gás é directamente proporcional à temperatura num processo isobárico (Lei de Charles).

2. Tópicos teóricos

Em condições de pressões baixas ou moderadas, e de temperaturas não muito baixas, muitos gases comuns (ar, azoto, oxigénio, etc) podem ser considerados ideais. Quase todos os gases quimicamente estáveis comportam-se como ideais se estiverem longe das condições de liquefacção ou solidificação, i.e., se os seus átomos ou moléculas estiverem suficientemente afastados uns dos outros, para que as suas interacções possam ser desprezadas. Em geral, à temperatura ambiente, $t=20\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($T=293,15\text{ K}$), e pressão atmosférica padrão, $P_0=1,013\times 10^5\text{ Pa}$, a maioria dos gases podem ser considerados como ideais.

2.1 Lei de Boyle-Mariotte ($T=const.$)

Os estudos mais pormenorizados do comportamento dos gases ideais remontam ao século dezassete. Em 1662 Robert Boyle descobriu uma lei que relaciona linearmente a pressão e o inverso do volume se a temperatura se mantiver constante. Nalguns países da

Europa a descoberta desta lei é atribuída a Edme Mariotte que, no entanto, só publicou os seus

trabalhos em 1676. Em grande parte da literatura, a lei é conhecida como Lei de Boyle-Mariotte e tem o seguinte aspecto:

$$PV = k_T. \quad (1)$$

Segundo (1), se o volume do recipiente que contém o gás aumenta, a pressão decresce e viceversa. Porquê? Suponha que o volume aumenta. Isto significa que as moléculas têm mais

espaço livre para percorrer e, portanto, a frequência dos choques com as paredes do recipiente

diminui. Sendo assim, a pressão será menor. O processo inverso também se verifica.

De que depende o valor de k_T ? Experimentalmente foi determinado que k_T é directamente proporcional à temperatura, T , e ao número de moles de gás, $n=m/M$ (m -

massa do gás, M - massa molar),

$$k_T = nRT, \quad (2)$$

em que R , é uma constante de proporcionalidade.

2.2 Lei de Gay-Lussac ($V=const.$)

Esta lei, descoberta por Joseph Louis Gay-Lussac nos princípios do século XIX, relaciona linearmente a pressão e a temperatura de um gás ideal, se o volume se mantiver constante, i.e.,
 $P \propto T_v$. (5)

*Física Geral II ADF - Universidade do Algarve
Protocolos das Aulas Práticas*

Se a temperatura aumenta o mesmo acontece com a pressão e vice-versa. Suponha que a temperatura aumenta. Como o volume é mantido constante, o aumento de T provocará, pelas razões antes expostas, um aumento da pressão. Experimentalmente foi determinado que k_v é inversamente proporcional ao volume, V , e directamente proporcional ao número de moles de gás n e a uma constante de proporcionalidade R_v , i.e.,
 $k_v = nR / V$. (6)

2.3 Lei de Charles ($P=const.$)

Esta lei, descoberta em 1787 por Jacques Charles, descreve a relação linear existente entre o volume e a temperatura de um gás ideal quando a pressão se mantém constante. Está relação é
 $V \propto T_P$. (3)

Suponha que a temperatura aumenta. Isto significa que as moléculas dentro do recipiente movem-se mais depressa (a energia cinética aumenta) e, portanto, a frequência dos choques com as paredes do recipiente também aumenta. Sendo assim, a pressão será maior. Este aumento de pressão provocará um aumento de volume do recipiente (para este fim concebido), o que, por sua vez, pelas razões antes explicadas, se reflectirá numa diminuição da pressão até esta atingir o seu valor constante. Assim, se a temperatura aumenta, o mesmo acontece com o volume e vice-versa. Experimentalmente foi determinado que k_P é inversamente proporcional à pressão, P , e directamente proporcional ao número de moles de gás, n ,
 $k_P = nR / P$. (4)
em que R_P , é a constante de proporcionalidade.

2.4 Equação de estado dos gases ideais

Em geral, a equação que relaciona as grandezas termodinâmicas P , T e V denomina-se equação de estado e pode ser escrita como:
 $f(P, V, T) = 0$. (7)

Para os gases reais a equação (7) é geralmente bastante complexa, no entanto, para os gases ideais as grandezas, P, T e V , como já vimos, estão relacionadas de forma bastante mais simples. Experimentalmente verificou-se que $R_T=R_P=R_V=R$ (ver equações (2), (4) e (6)). Sendo assim, as leis de Boyle-Mariotte, de Gay-Lussac e de Charles, podem ser combinadas numa só equação,
 $PV = nRT$, (8)
denominada equação de estado dos gases ideais. A constante R denomina-se constante universal dos gases, $R=8.314 \text{ J.mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

2

Física Geral II ADF - Universidade do Algarve
Protocolos das Aulas Práticas

3. Problemas propostos

Pretende-se verificar experimentalmente as seguintes leis:

3.1 Lei de Boyle-Mariotte ($T=const.$)

3.2 Lei de Charles ($P=const.$)

4 Verificação experimental da Lei de Charles ($P=const.$)

4.1 Resumo

Pretende-se verificar que, à pressão constante P_0 , o volume varia proporcionalmente à temperatura ($V= k_P T$). Para isto, um recipiente com um volume de ar inicial V_0 e à temperatura

T_{amb} , é aquecido até uma dada temperatura, T . Com o aumento da temperatura, o volume do ar

aumenta até um valor, V , correspondente ao estado em que a pressão no interior do recipiente

será igual a P_0 . Repetindo este processo para várias temperaturas obtemos a função $V(T)$.



Figura 1- Cilindro com pistão e recipiente de alumínio para a verificação das Leis dos gases ideais. A

massa e o diâmetro do pistão são $m_p=35 \text{ g}$ e $d_p=32,5 \text{ mm}$. O volume do cilindro com pistão é $V_{ce}= 100$

ml. O volume interior da mangueira é de $V_{man}=5 \text{ ml}$.

4.2 Material

2 recipientes de alumínio ($V_{cat}=141,8 \text{ ml}$) (ver figura 1)

1 banho térmico (daqui em diante BT)

- 1 termopar
- 1 multímetro
- 2 rolhas de borracha
- 2 mangueiras de borracha
- 1 suporte de bancada
- 1 Recipiente isolado termicamente com sistema de controlo de temperatura.

3
Física Geral II ADF - Universidade do Algarve
Protocolos das Aulas Práticas

- 2 cruzetas
- 1 termómetro
- 1 *beaker* de 1 l
- 1 cilindro com pistão (êmbolo) com duas conexões (ver figura 1)

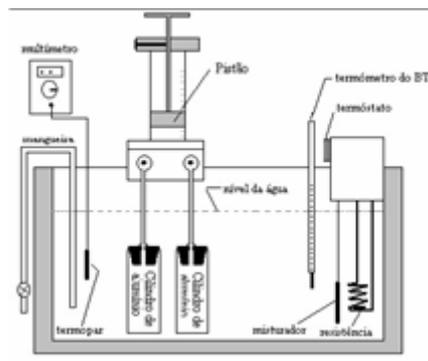


Figura 2- Instalação experimental para a verificação da Lei de Charles.

4.3 Notas importantes

4.3.1 Para temperaturas que rondam os 20°C, perto do nível do mar (como é o caso da região de Faro) as variações de pressão normalmente não excedem os 2% de P_{atm} . A pressão escolhida é a atmosférica cujo valor assumiremos constante e sempre igual a $P_{atm}=1.013 \times 10^5$ Pa (760 mm da coluna de Hg).

4.3.2 Para validar os resultados com as fórmulas conhecidas é importante registar os valores iniciais (antes do aquecimento) da temperatura e o volume, T_{amb} e V_0 , do ar contido no sistema². Para aumentar o volume de ar decidiu-se conectar dois recipientes de alumínio ao dispositivo com pistão (ver figura 1). O volume de ar deve contemplar o volume inicial do cilindro com pistão (zero neste caso) mais o volume das duas mangueiras e o dos dois recipientes de alumínio. Portanto, o volume inicial V_0 , à temperatura T_{amb} e pressão P_0 , é dado por $V_0=2(V_{man}+V_{cAl})$.

4.3.3 A pressão P_0 deve considerar o facto de o pistão ter massa não desprezável ($m_p=35$ g) O diâmetro do pistão é $d_p=32,5$ mm (podemos calcular a área do pistão, S_p). A força resultante da combinação do peso do pistão, do efeito do atrito deste nas paredes do cilindro e da resistência do ar, na sua passagem pelas conexões, foi estimado em 2% do peso do pistão, i.e., um valor equivalente a $\Delta P_p=8$ Pa. Este valor pode ser desprezado, i.e., a pressão constante P_0 é aproximadamente igual à pressão atmosférica P_{atm} .

² A notação usada para a temperatura é: t em °C e T em K. $T=t+273.15$ K.

4
Física Geral II ADF - Universidade do Algarve
Protocolos das Aulas Práticas

4.3.4 Quando o multímetro marca a mesma temperatura durante algum tempo (aproximadamente 5 minutos) desliga-se. É preciso voltar a ligá-lo.

4.3.5 Considera-se que o sistema está em equilíbrio térmico quando a temperatura da água contida no BT não muda. Note-se que a temperatura do ar contido no sistema deve ser ligeiramente inferior à da água porque existe sempre alguma diferença de temperatura na parede do recipiente de alumínio.

4.3.6 Apesar de o BT térmico possuir uma resistência para aquecer a água até à temperatura escolhida na escala do termóstato (ver figura 2), e para mantê-la constante nesse valor, podemos acelerar o processo de aquecimento. Para isto, basta retirar um pouco de água através da mangueira submergida no BT para esse fim, e adicionar um pouco de água quente da torneira com ajuda do *beaker* (use o pano para não se queimar). Deite pouca água de cada vez, misture e espere algum tempo, até que a distribuição de temperatura no BT seja a mais homogênea possível.

4.4 Procedimento experimental

4.4.1 Desligue uma das mangueiras do cilindro com pistão e a seguir leve o pistão até à marca dos $V_{cei} = 0$ ml. Depois feche o sistema de maneira a ficar totalmente hermético e introduza os cilindros de alumínio no BT (ver a instalação experimental mostrada na figura 2).

4.4.2 Deite água da torneira no BT de tal modo que os dois recipientes de alumínio fiquem submersos. Veja se o sistema tem fugas de ar (ausência de bolhas de ar na água). Faça isto durante toda a experiência.

4.4.3 Registe V_0 , T_{amb} e P_{atm} .

4.4.4 Coloque o termóstato do BT numa temperatura igual a $T_i = T_{amb} + 5^\circ\text{C}$ e para acelerar o processo de aquecimento, faça como indicado na alínea **4.3.6**.

4.4.5 Quando o sistema atingir o equilíbrio térmico (ver alínea **4.3.5**), registe os valores de t_i e V_{cei} numa tabela (o subíndice *ce* refere-se a cilindro com êmbolo).

4.4.6 Proceda de modo semelhante ao descrito no ponto **4.4.5**, variando a temperatura com um intervalo de 5°C até atingir os 60°C .

Tenha o cuidado de anotar os erros de leitura de escala associados a todos os aparelhos de medida que usar.

5 Verificação experimental da Lei de Boyle-Mariotte ($T = \text{const.}$)

5.1 Resumo

Pretende-se verificar que à temperatura constante T_{amb} o volume é inversamente proporcional à pressão ($V = k_T/P$). Para isto, aumenta-se a pressão do ar contido num sistema

de volume variável e mede-se o volume correspondente a esta pressão. Repetindo este procedimento para várias pressões obtemos a dependência $V = k_T/P$.

5.2 Material

2 recipientes

2 rolas de borracha

2 mangueiras de borracha

5

Física Geral II ADF - Universidade do Algarve

Protocolos das Aulas Práticas

1 cilindro com pistão (êmbolo) com duas conexões (ver figura 1)

5.3 Notas importantes

5.3.1 Ver ponto 4.3.3.

5.3.2 O dispositivo experimental desta experiência é idêntico ao mostrado na figura 1 mas em lugar do cilindro de alumínio decidiu-se conectar um recipiente com maior volume (V_{recip}) para tornar o sistema mais “compressível”. O volume do sistema sem contar o cilindro com êmbolo (V_{ce}) é $V_0 = V_{man} + V_{recip}$.

5.3.3 A experiência deve ser executada com rapidez para atenuar o efeito adverso das fugas de ar no cilindro com pistão.

5.4 Procedimento experimental

5.4.1 Destape o recipiente e a seguir coloque o pistão na marca dos 100 ml.

5.4.2 Registe os valores de t_{atm} e V_0 . Pese todas as massas.

5.4.3 Coloque uma das massas de 100 g no suporte do pistão (ver figura 1). Registe rapidamente m_i e V_{cei} numa tabela.

5.4.4 Proceda de modo semelhante ao descrito no ponto 5.4.3, aumentando a massa, 100 g de cada vez, até atingir os 800 g. Note que não é preciso variar as massas com intervalos regulares.

Tenha o cuidado de anotar os erros de leitura de escala associados a todos os aparelhos de medida que usar.

6 Análise dos resultados obtidos

6.1 Lei de Charles ($P=const.$)

6.1.1 Calcule o volume total para cada valor de temperatura ($T=t+273.15$ [K]), $V_i = V_{cei} + V_0$ em que $V_0 = 2(V_{man} + V_{cAl})$ é o volume inicial (ver figura 1)

6.1.2 Construa o gráfico de V_i vs T_i .

6.1.3 Ajuste a recta para determinar o declive e a ordenada na origem.

6.1.4 Para validar os resultados da experiência, calcule com V_0 , T_{amb} e P_{atm} o número de moles $n=const.$, usando a expressão $()_{atm} \text{ }_0 \text{ }_{amb} n = P V R T$.

6.1.5 A seguir calcule k_P usando a expressão (4) e compare o valor obtido com o declive da recta experimental.

6.2 Lei de Boyle-Mariotte ($T=const.$)

6.2.1 Calcule o volume total correspondente a cada massa, $V_i = V_0 + V_{cei}$ (m³).

6.2.2 Calcule a pressão associada ao peso de cada massa, $\Delta P_i = m_i g / S_p$ e a pressão total $P_i = P_0 + \Delta P_i$ (ver ponto 5.3.4). Assuma que os erros de S_p e g são desprezáveis.

6.2.3 Construa o gráfico de V_i vs $1/P_i$

6.2.4 Ajuste a recta para determinar o declive e a ordenada na origem.

6

Física Geral II ADF - Universidade do Algarve

Protocolos das Aulas Práticas

6.2.5 Para validar os resultados da experiência, calcule o número de moles n com P_{amb} , T_{amb} e V_0 .

6.2.6 A seguir calcule k_T usando a expressão (2) (com $T=T_{amb}$) e compare o valor obtido com o declive da recta experimental.

Critique os resultados. Quais são, na sua opinião, as causas das discrepâncias verificadas?

7

ANEXO 7



Duvidas? Pergunte ao Professor | Lista Geral | Página Inicial | Envie essa página a um amigo

[Tudo sobre Feiras](#) | [Projetos 5a/8a séries](#) | [Aparelhos indispensáveis](#) | [Cinemática](#) | [Dinâmica](#) | [Estática](#) | [Fluidos](#) | [Física Térmica e Acústica](#) | [Eletrostática](#) | [Eletrodinâmica](#) | [Eletromagnetismo](#) | [Corrente Alternada](#) | [Eletrônica](#) | [Estroboscopia](#) | [Sugestões Didáticas](#) | [Leituras Recomendadas](#) | [Fichas de Laboratório](#) | [Eletroquímica](#) | [Motores Gerais](#) | [Mundo Atômico e Relatividade](#) | [Astronomia](#) | [Móvil](#) | [Corredor dos Links](#)

Gases II - Lei de Boyle

Prof. Luiz Ferraz Netto

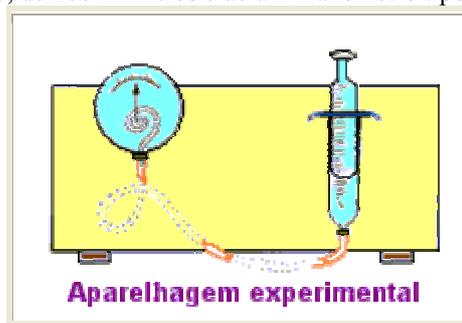
leobarretos@uol.com.br

Apresentação

A técnica agora apresentada permite uma verificação quantitativa da lei de Boyle: “nas transformações isotérmicas dos gases, o produto de sua pressão pelo volume que ocupa”.

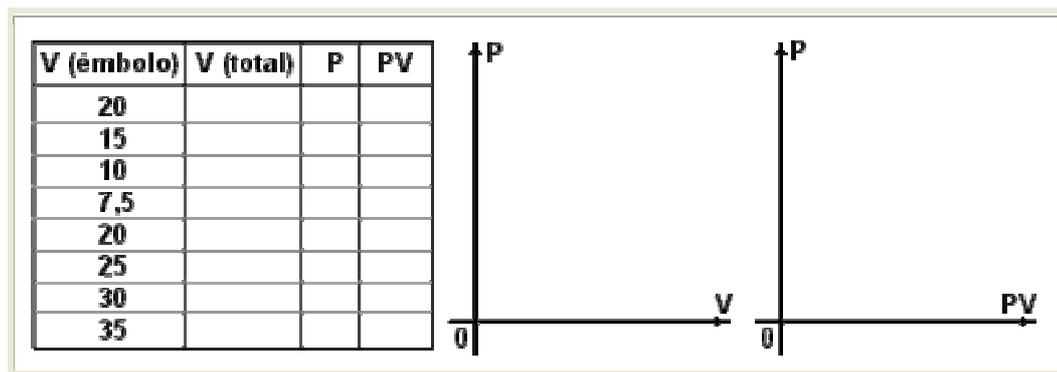
Material

Consta de: uma seringa hipodérmica, em plástico, de 200 mililitros e de um manômetro tipo Bourdon, conforme se ilustra abaixo.



Procedimento

- Desconectar a seringa do manômetro, levantando o anel de acoplamento de uns 5 mm.
- Posicionar o êmbolo em 20 cc; reconectar a seringa no medidor de pressão.
- Mova o êmbolo para as seguintes posições de volume: 20 cc, 15 cc, 10 cc, 7,5 cc, 20 cc, 25 cc, 30 cc, 35 cc, 20 cc. A posição original (20 cc) é usada três vezes para conferir a sensibilidade e justeza.
- Registrar na tabela os pares correspondentes P e V; essas leituras devem ser arredondadas para o mais próximo decímetro cúbico.
- Faça os gráficos P x V e P x PV.



Clique aqui e adquira já:

Manual das Feiras de Ciências Vol II
 Prof. Luiz Ferraz Netto
 Mais de 270 experimentos!

Atualizando a Física
 Prof. Pedro Paulo Carboni Muniz
 Compreenda a Física Moderna!



ANEXO 8

<p>COBRA PAGES e seus objetivos</p> <p>--</p> <p>Quem somos</p>		<p>COBRA PAGES: 522 páginas em Educação e Cultura</p> <p>Filosofia Moderna - Filosofia Contemporânea - Temas de Filosofia - Psicologia e Educação Boas Maneiras e Etiqueta - Contos - Restauro - Genealogia - Geologia - Livros do Autor - CONTACTO</p>	<p>PMF- perguntas mais frequentes</p> <p>ÍNDICE</p>
--	--	---	--

Vultos e episódios da Época Moderna

Para retornar à página de COBRA PAGES em que estava, use a seta de volta do seu navegador

Boyle, Robert. Nascido a 25 janeiro 1627 em Lismore, condado Waterford, Irlanda, faleceu em 30 de Dezembro de 1691 em Londres. Boyle estudou no Colégio de Eton de 1635 a 1639. Leu trabalhos de Galileu quando em uma excursão européia de cinco anos com um tutor particular, iniciada em 1639 quando tinha 12 anos de idade. Depois da excursão, gasta na maior parte na Suíça, retornou a Dorset, na Inglaterra, onde começou seu trabalho científico experimental e escreveu ensaios morais. A partir de 1656 viveu em Oxford onde colaborou com Hooke. Considerado um dos fundadores da química moderna fez contribuições importantes à física e à química e é melhor conhecido pela "lei de Boyle" (às vezes chamada "lei de Mariotte") que descreve um gás ideal e estabelece que, a temperatura constante o volume de um gás é inversamente proporcional à pressão. Boyle tinha preocupações religiosas, sustentando que o estudo científico da natureza era um dever religioso; foi um membro fundador da Sociedade Real de Londres. Publicou resultados sobre as propriedades físicas do ar através desta sociedade. A lei de Boyle

aparece em um apêndice escrito em 1661 ao trabalho *New Experiments Physio-Mechanicall, Touching the Spring of the Air and its Effects*, de 1660. No *The Sceptical Chymist*, de 1661, Boyle discorre contra o ponto de vista de Aristóteles sobre os quatro elementos terra, ar, fogo e água. Argumentou que a matéria era composta de corpúsculos os quais eles mesmos eram construídos diferentemente a partir de diferentes configurações de partículas preliminares. Seu trabalho em química foi orientado no sentido de estabelecê-la como uma ciência matemática baseada em uma teoria mecanicista da matéria. Boyle influenciou a Newton e a muitos cientistas posteriores.

R.Q.Cobra
00/00/1997

Para citar este texto: Cobra, Rubem Queiroz - NOTAS: Vultos e episódios da Época Moderna. Site www.cobra.pages.nom.br, INTERNET, Brasília, 1997 ("www.geocities.com/cobra_pages" é "Mirror Site" de www.cobra.pages.nom.br)

ANEXO 9

18 de junho de 2006

- História da Copa do Mundo
- Ecologia
- História da Copa
- Petróleo
- Alemanha
- Democracia e Populismo
- Brasil
- Dia dos Namorados
- Receita Federal

CANALS

DESTAQUES

Faça download do software de fotografia do Google

[HOME . Estudo dos Gases](#)

Publique seu trabalho escolar

Diagrama de Estado:

Denomina-se diagrama de estado o gráfico da pressão em função da temperatura de uma determinada substância.

Publique seu trabalho escolar

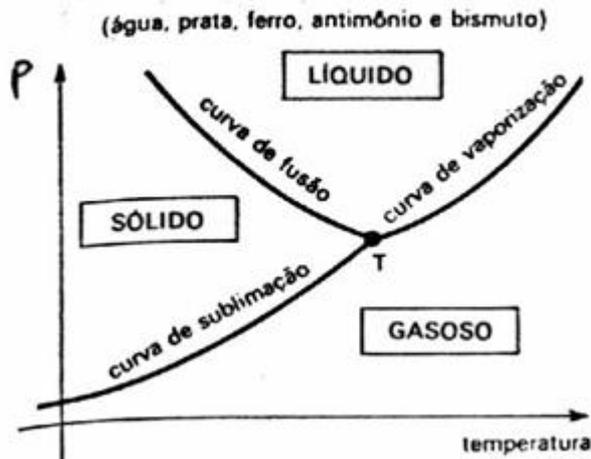
Navegue mais rápido. Faça

download do Firefox com o Google Toolbar.

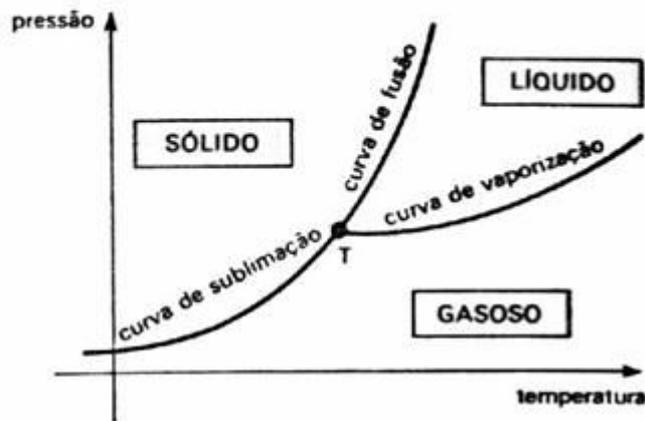
- Amebíase
- Combustíveis
- Daltonismo
- Dissertação
- Feudalismo
- Guerra dos Farrapos
- Hemofilia
- Histologia Animal
- Idade Média
- Independência do Brasil
- Inconfidência Mineira
- Leucemia
- Meningite
- Nazismo
- População Mundial
- O que é Psicologia?
- Primeira Lei de Newton
- Protocolo de Kyoto

Temos dois casos:

● **Substância que diminui de volume ao se fundir**



● **Substância que aumenta de volume ao se fundir**



Observe que, conforme a pressão e a temperatura da substância, ela pode se apresentar nos estados: sólido, líquido ou gasoso.

Um ponto da curva de fusão representa as condições de existência dos estados sólido e líquido; da mesma forma, um ponto da curva de vaporização representa as condições de coexistência dos estados líquido e gasoso.

O ponto T chamado ponto triplo representa as condições de temperatura e pressão para as quais os estados sólidos, líquido e gasoso coexistem em equilíbrio.

Os gráficos mostram que podemos variar o estado físico de uma substância através de variações de pressão, de temperatura ou ambos.

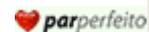
Suponha por exemplo, uma substância no estado A(p A , t A) da figura.

RELACIONAMENTOS

Procuo:

Idade:

Estado:



MP3 Player

Tocador MP3 Player, MP4 e Multifuncionais. A Partir de R\$84,90



Celulares

Celulares GSM, TDMA, CDMA, multi-marcas e operadora. A Partir de R\$ 75,00



Livro Escolar

Livros escolares, literatura e diversos. Em Promoção

Cabo de Celulares

Cabos para celulares, originais e semi-novos. A Partir de R\$ 5,00

Webcams

Cursos On Line



Curso de Logística



Gerência Financeira



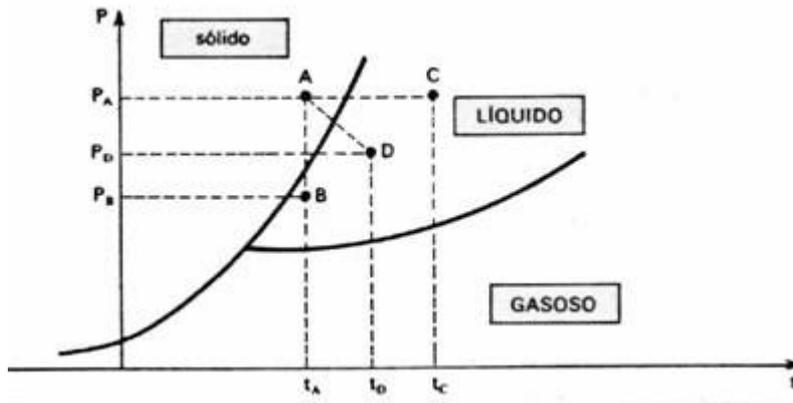
Gestão de Projetos



Contabilidade Financeira

Grande Promoção em Webcams, a partir de R\$ 29,90. Compre Já!

A Dieta do Abdômen
Saiba como ter um corpo definido, livro em promoção. R\$ 21,50



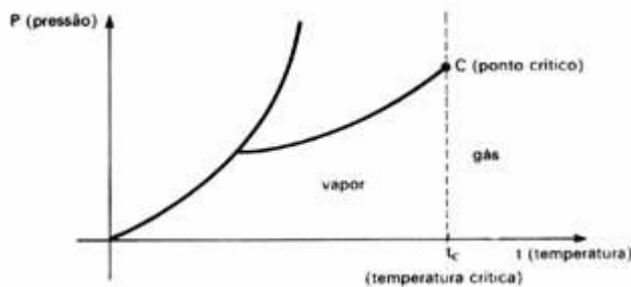
Essa substância, inicialmente no estado sólido, poderá passar ao estado líquido das seguintes maneiras:

- diminuindo-se a pressão (p A @ p B), mantendo-se a temperatura constante (t A);
- aumentando-se a temperatura (t A @ t C) e mantendo-se a pressão (p A);
- aumentando-se a temperatura (t A @ t D) e diminuindo-se a pressão (p A @ p D).

- Gás e Vapor:

A partir de uma determinada temperatura, característica de cada substância, denominada temperatura crítica (t C), não pode mais ocorrer a vaporização e a condensação.

Isto é, para uma temperatura maior que a temperatura crítica, a substância encontra-se sempre no estado gasoso, qualquer que seja o valor da pressão.



Através da temperatura crítica podemos estabelecer a diferença entre gás e vapor.

Gás : é a substância que, na fase gasosa, se encontra em temperatura superior à sua temperatura crítica e que não pode ser liquefeita por compressão isotérmica.

Vapor : é a substância que, na fase gasosa, se encontra em temperatura abaixo de sua temperatura crítica e que pode ser liquefeita por compressão isotérmica.

- Estudo dos Gases

Os gases são constituídos de pequenas partículas denominadas moléculas que se movimentam desordenadamente em todas as direções e sentidos.

O estado de um gás é caracterizado pelo valor de três grandezas físicas: o volume V, a pressão p e a temperatura T, que são denominadas variáveis de estado de um gás.

O volume de um gás é devida aos choque das suas moléculas contra as paredes do recipiente, e a sua temperatura mede o grau de agitação de suas moléculas.

Em geral, a variação de uma dessas variáveis de estado provoca alteração em pelo menos uma das outras variáveis, apresentando o gás uma transformação e conseqüentemente um estado diferente do inicial.

As transformações mais conhecidas são:

Isotérmica
Ocorre à temperatura constante

Isobárica
Ocorre sob pressão constante.

Transformação

Isométrica ou Isocórica
Ocorre a volume constante.

Adiabática
Ocorre sem troca de calor com o meio externo.

OBS.: A pressão 1 atm e a temperatura 273K ou 0°C caracterizam as condições normais de pressão e temperatura que indicamos CNPT.

- Leis das Transformações dos Gases:

a) Lei de Boyle - Mariotte: Suponha que uma determinada massa gasosa contida em um recipiente de volume V é submetida à pressão p . Como já foi visto, esta pressão p é devido aos choques das moléculas do gás contra as paredes do recipiente. Se diminuirmos o volume V , a frequência de choques aumenta e, portanto, a pressão também aumenta.

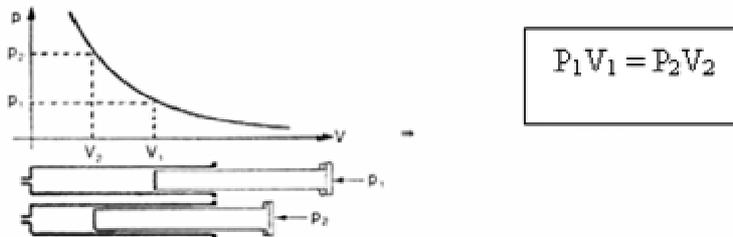
Se durante o processo mantivermos a temperatura T constante, pode-se verificar que a pressão varia de uma forma inversamente proporcional ao volume. Esta conclusão representa a lei de Boyle-Mariotte e pode ser enunciada da seguinte forma:

Em uma transformação isotérmica, a pressão de uma dada massa de gás é inversamente proporcional ao volume ocupado pelo gás.

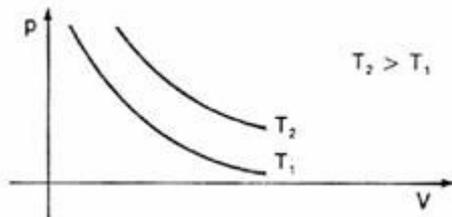
$$PV = \text{constante}$$

Esta constante depende da massa e da natureza do gás, da pressão e das unidades usadas.

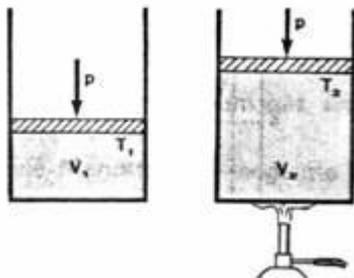
A representação gráfica da pressão em função do volume é uma hipérbole equilátera chamada Isoterma.



Com o aumento da temperatura, o produto $P.V$ torna-se maior e as isotermas se agastam da origem dos eixos.



- Lei de Gay - Lussac: Suponha que uma determinada massa gasosa está contida em um cilindro provido de um êmbolo móvel, sujeito a uma pressão constante p exercida pela atmosfera.



Com o aquecimento do sistema, as moléculas do gás se agitam mais rapidamente, aumentando o número de choque contra as paredes do recipiente, deslocando o êmbolo móvel para cima até que haja um equilíbrio entre a pressão interna e a externa.

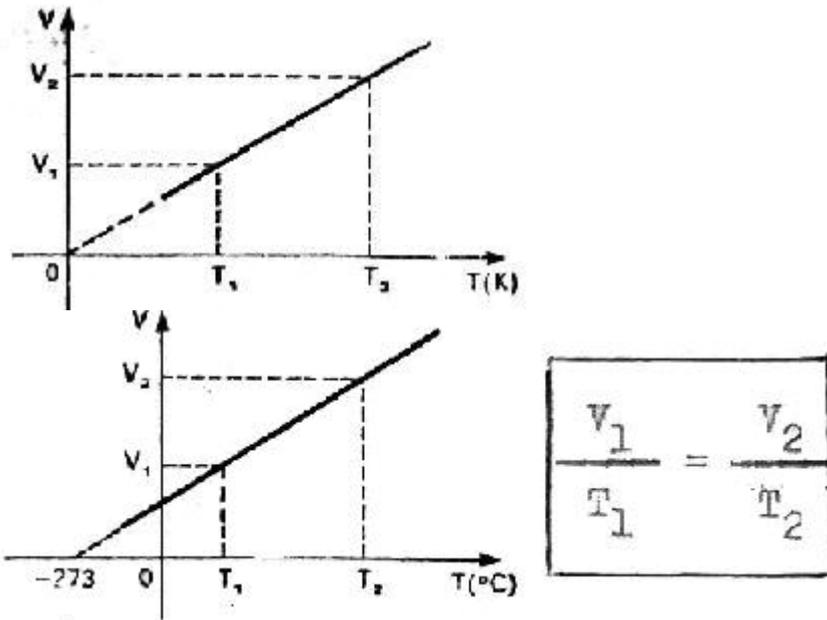
Desta maneira, à medida que aumentamos a temperatura do gás, ocorre aumento do volume por ele ocupado no cilindro, enquanto a pressão permanece constante.

Esta conclusão representa a lei de Gay-Lussac enunciada da seguinte forma:

Em uma transformação isobárica, o volume ocupado por uma dada massa gasosa é diretamente proporcional à temperatura.

= constante Nessa fórmula a temperatura deve ser dada em Kelvin

A representação gráfica de uma transformação isobárica é uma reta.



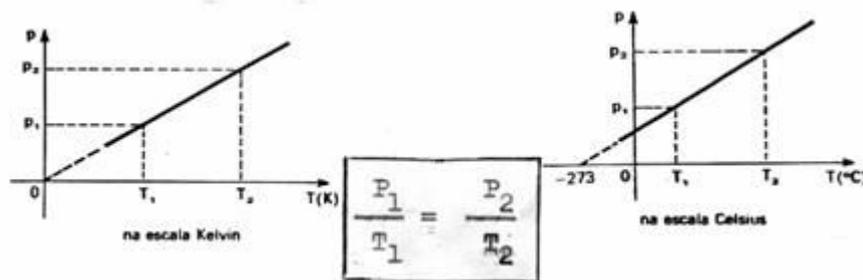
• Lei de Charles: : Esta lei diz respeito às transformações isocóricas ou isométricas, isto é, aquelas que se processam a volume constante, cujo enunciado é o seguinte:

O volume constante, a pressão de uma determinada massa de gás é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta, ou seja:

$$\frac{P}{T} = \text{constante}$$

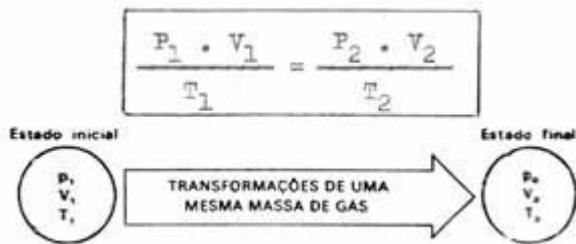
Desta maneira, aumentando a temperatura de um gás a volume constante, aumenta a pressão que ele exerce, e diminuindo a temperatura, a pressão também diminui. Teoricamente, ao cessar a agitação térmica das moléculas a pressão é nula, e atinge-se o zero absoluto.

A representação gráfica da transformação isométrica é uma reta:

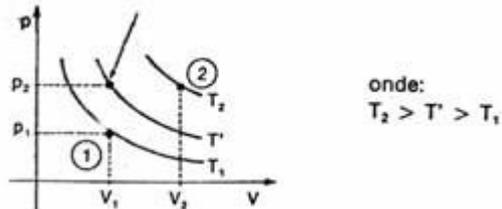


Equação Geral dos Gases Perfeitos:

Quando as três variáveis de estado de uma determinada massa de gás, pressão volume e temperatura, apresentarem variações, utiliza-se a equação geral dos gases que engloba todas as transformações vistas anteriormente.



A representação gráfica desta transformação pode ser mostrada em um gráfico de dois eixos cartesianos, considerando-se um feixe de isotermas, cada uma delas correspondendo a uma temperatura.



OBS.: Para o estudo dos gases criou-se um modelo teórico, chamado gás perfeito ou ideal, com as seguintes características:

- O movimento das moléculas é caótico, isto é, não existem direções privilegiadas. Seu movimento é regido pelos princípios da Mecânica Newtoniana.
- Os choques entre as moléculas e as paredes e entre as próprias moléculas são perfeitamente elásticos.
- Não existem forças de atração entre as moléculas, e a força gravitacional sobre elas é desprezível.
- O diâmetro da molécula é desprezível em comparação com a distância média que percorre entre as colisões.
- Equação de Clapeyron:

A equação de Clapeyron relaciona as variáveis da pressão, do volume e da temperatura, incluindo também a massa m da substância gasosa como variável, durante uma transformação.

Para se chegar à sua expressão analítica, é necessário relembrar os seguintes conceitos:

- O mol de qualquer gás contém o mesmo número de moléculas, chamado número de Avogadro ($N = 6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas)
- Moléculas-grama (M) é a massa em gramas de um mol, isto é, a massa em gramas de $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- Volume molar é o volume ocupado por um mol de gás, independentemente da natureza desse gás. Nas condições normais de pressão e temperatura, o volume de um mol de um gás perfeito vale 22,4 litros .
- O volume V_0 de um gás pode ser expresso pelo produto do número de moléculas-grama pelo, ou seja: $V_0 = n v_0$ onde $n = n^\circ$ de moléculas grama do gás. $V_0 =$ volume do mol
- O número de mols de uma determinada massa m de um gás pode ser expresso por: $n = m/M$, onde $n =$ número de mols

$M =$ massa da molécula-grama

$m =$ massa do gás

Consideremos a transformação de uma massa m de gás, de um estado qualquer (p, V, T) para estado definido pelas condições normais de pressão e temperatura (p_0, V_0, T_0) .

Aplicando a equação geral dos gases perfeitos, vem:

$$\frac{p V}{T} = \frac{p_0 V_0}{T_0} \Rightarrow \frac{pV}{T} = \frac{p_0 n v_0}{T_0} \Rightarrow \frac{pV}{T} = n \cdot \frac{p_0 v_0}{T_0}$$

As grandezas p_0, V_0 e T_0 são constantes, pois referem-se às condições normais de pressão e

temperatura. Logo, a expressão $\frac{p_0 v_0}{T_0}$ também é uma constante.

Fazendo-se $R = \frac{p_0 v_0}{T_0}$, vem $\frac{pV}{T} = nR$ ou $pV = nRT$ Equação de Clapeyron

Como $p_0 = 1,0 \text{ atm}$; $v_0 = 22,4$ e $T_0 = 273 \text{ K}$, o valor de R é:

$$R = \frac{p_0 v_0}{T_0} \Rightarrow R = \frac{1,0 \cdot 22,4}{273}$$

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \ell}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

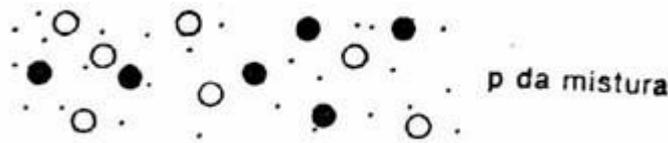
Constante universal dos gases perfeitos

O valor de R é o mesmo para todos os gases, dependendo apenas das unidades a serem utilizadas.

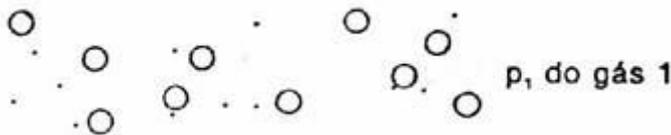
- Lei de Dalton

A Lei de Dalton refere-se às pressões parciais dos vários gases componentes de uma mistura gasosa.

Consideremos uma mistura gasosa contida em um recipiente rígido de volume V. Seja p a pressão exercida pela mistura.



Se por um processo qualquer deixamos no recipiente apenas as partículas de um dos gases componentes da mistura, retirando todas as outras, o gás que permaneceu ocupará sozinho todo o volume V do recipiente (propriedade dos gases) e exercerá uma pressão p_1 menor que p.



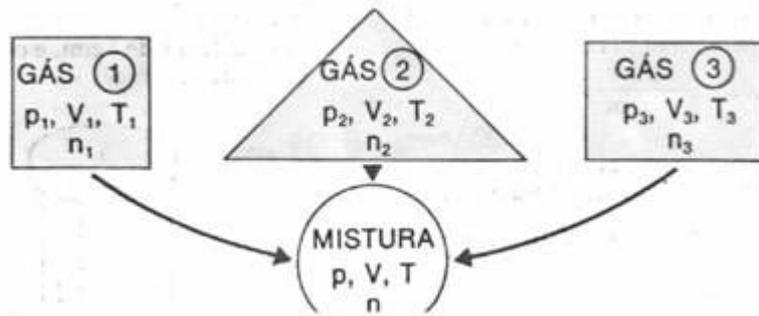
A esta pressão denominamos pressão parcial do gás 1 na mistura gasosa.

Pressão parcial de um gás é a pressão que este exerceria se ocupasse sozinho, a mesma temperatura, todo o volume da mistura gasosa a qual pertence.

Dalton chegou à conclusão que a soma das pressões parciais dos gases componentes de uma mistura gasosa é igual à pressão total exercida pela mistura, desde que os gases não reajam entre si.

$$P_{\text{total}} = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n$$

Cálculo da Pressão Total: Num mesmo recipiente, misturamos os gases 1, 2 e 3 em diferentes condições, conforme indica a figura:



Determinemos a pressão total p da mistura gasosa, admitindo que os gases não reajam entre si.

O número de mols total da mistura é: $n = n_1 + n_2 + n_3$

Pela equação de Clapeyron, temos

$$p_1 V_1 = n_1 R T_1 \Rightarrow n_1 = \frac{p_1 V_1}{R T_1}$$

Substituindo-se em 1, vem:

$$p_2V_2 = n_2RT_2 \quad p_1V_1 = n_1RT_1 \quad p_3V_3 = n_3RT_3$$

$$p_3V_3 = n_3RT_3 \quad p_1V_1 = n_1RT_1 \quad p_2V_2 = n_2RT_2$$

$$pV = nRT$$

- Teoria Cinética do Gás Perfeito:

• Introdução: A teoria cinética do gás perfeito foi desenvolvida a partir da aplicação das leis da Mecânica de Newton a sistemas microscópicos dos gases, ou seja, às suas partículas.

• Hipóteses: Algumas hipóteses foram atribuídas ao comportamento das moléculas de um gás perfeito:

- Todas as moléculas são idênticas, tendo a forma de "esferas rígidas"
- Todas as moléculas estão em movimento desordenado, em todas as direções.
- Os choques entre as moléculas e contra as paredes do recipiente são perfeitamente elásticos.
- Entre os choques as moléculas se movem em MRU.
- As moléculas não exercem forças de ação mútua entre si, exceto durante os choques.
- As moléculas têm dimensões desprezíveis em comparação com os espaços vazios que as separam.

• Pressão de um gás: As moléculas de um gás estão em constante e desordenado movimento, chocando-se com as paredes do recipiente, causando o aparecimento de uma força F, que age contra as paredes.

A relação entre a força f e a área A da parede corresponde à pressão p que o gás exerce sobre o recipiente ($p = F/A$).

$$p = \frac{1}{3} \frac{m}{V} \cdot v^2$$

onde: m = massa do gás.

V = volume da massa do gás.

v = velocidade média das moléculas do gás

Termologia - Física - Brasil Escola



[Home](#) [Canais](#) [Fórum](#) [Anuncie](#) [Empregos](#) [Cursos OnLine](#) [Fale Conosco](#)

web by: café a

Copyright by [Brasil Escola.com](#) © - Todos os direitos reservados. É proibida a cópia total ou parcial, salvo para trabalhos escolares. Nosso catálogo serve apenas para pesquisas e consultas e sugerimos que você não copie, modifique o conteúdo existente e adquira mais conhecimentos. Todo conteúdo deste site é para fins educacionais.

[RSS](#) [FEED](#)

:: Físico

Química

:: Prof. Luís Brudna

 Pesquisas Google

 Web gluon.com.br

:: Início

:: Textos

:: Imagens

:: Experimentos

:: Notas (restrito)

:: Material exclusivo (restrito)

:: Links

:: Wikipedia

:: Bibliografia

:: Glossário

:: Aulas

:: Constantes e unidades

:: Biografias

:: Humor na FQ

:: Contato

:: Agradecimentos

Gluon /blog

- [Simulador de circuitos em JAVA](#)
- [Semana Nacional de](#)

Modelo dos gases ideais

O modelo dos gases ideais é uma aproximação bastante simplificada do comportamento dos gases. As relações entre as variáveis são dadas apenas por relações proporcionais diretas e inversas. As propriedades básicas de um gás são pressão, volume, massa e temperatura.

Se fixarmos duas das propriedades, podemos determinar uma relação entre as outras duas. Estas relações foram estudadas e a prática demonstrou que se a pressão e temperatura forem constantes, o volume de um gás depende de sua massa (quantidade de mols). Se massa e temperatura forem mantidas constantes, a multiplicação da pressão e do volume resulta em um valor aproximadamente constante. Esta última relação é conhecida como Lei de Boyle, em homenagem a Robert Boyle que a observou em 1660. Ainda, se massa e pressão forem mantidas constantes, o volume será diretamente proporcional à temperatura, e esta relação foi observada por Charles e Gay-Lussac.

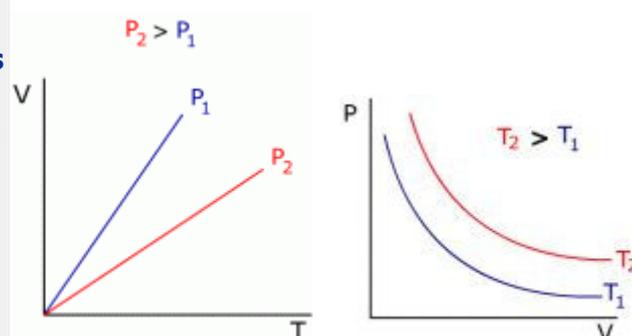
Podemos esquematizar as informações acima da seguinte forma:

volume \propto massa (número de mols) (o símbolo alfa significa proporcionalidade)

$PV = \text{constante}$ (lei de Boyle)

$V \propto T$ (Lei de Charles)

Estas relações podem ser representadas nos gráficos abaixo



- Toque de celular inaudível para adultos
- Cozinhando com ampulhetas

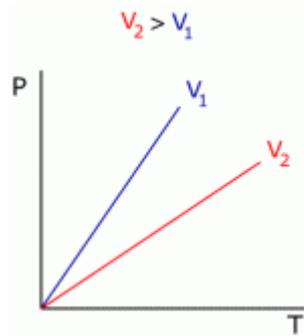


Gráfico 1

Gráfico 2

Gráfico

3

Reunindo estas informações podemos montar uma equação simples e elegante

$$PV = nRT$$

Na equação acima é possível perceber a existência da constante R, que é chamada de constante universal dos gases. O valor desta constante é apresentado abaixo em várias unidades.

R=	0,082057 L.atm.K ⁻¹ . mol ⁻¹
	8,31451 J.K ⁻¹ .mol ⁻¹
	1,9872 cal.K ⁻¹ .mol ⁻¹
	8,31451.10 ² L.bar.K ⁻¹ .mol ⁻¹
	82,057 cm ³ .atm.K ⁻¹ .mol ⁻¹
	62,36 L.torr.K.mol ⁻¹

Em todos os casos a constante é apresentada em relação ao Kelvin, por isso devemos tomar o cuidado de ao trabalhar com gases ideais de sempre fazer a conversão adequada de escala de temperatura.

Observando o Gráfico 1, é possível constatar que para temperaturas muito baixas o volume do gás diminui até encontrar o valor zero. É óbvio que não é possível existir um volume zero para um gás, então este é um dos motivos pelo qual a equação dos gases ideais falha para condições muito severas, como baixas temperaturas e altas pressões. Para casos mais extremos e de maior precisão devemos utilizar [modelos de gases reais](#).

Texto criado em 25/09/2005
Revisado em ---

2005

Outros sites interessantes

| [Ciencialist](#) | [Humor na ciência](#) | [Glúon/blog](#) |

Tot p. views 38676  ShinyStat™ Online 1

Tot p. views 38678  ShinyStat™ Online 2

Este site não tem relação com as universidades Unijuí e UFRGS, sendo de inteira responsabilidade de Luís Brudna o material aqui apresentado.
As informações apresentadas neste site não foram submetidas à avaliação de pares, portanto verifique em fontes tradicionais antes de utilizá-las.