

Universidade Estadual de Campinas – UNICAMP

Instituto de Física “Gleb Wataghin” – IFGW

F 609A - Tópicos de Ensino de Física I

Abridor de Portas de 5000 Anos



Aluno: Thiago Junqueira de Castro Bezerra (tbezerra@ifi.unicamp.br)

Orientador: Prof. Ernesto Kemp (kemp@ifi.unicamp.br)

Coordenador: Prof. José J. Lunazzi

Sumário

Introdução	3
Experimento	4
Explicação teórica	6
Dificuldades Encontradas	7
Fotos	8
Referências	10
Anexos	11
Comentários	21
Agradecimentos	22

Introdução

Misticismo e ciência se confundem muito quando retornamos ao passado da humanidade. Muitos dos atos considerados inexplicáveis ou de origem divina têm uma explicação científica hoje. Da Grécia antiga há relatos sobre como produzir movimento por meio do calor. Existem citações (desde o Egito antigo) sobre como as portas de um templo se abriam "sozinhas" quando era aceso um fogo no altar (o ar dentro do altar era aquecido e se expandia, assim causava o movimento das portas). Obviamente toda a montagem por trás do altar ficava oculta do povo e a abertura da porta era então atribuída à forças místicas e poderes divinos do sacerdote.

Este projeto simula e explica, de maneira simples, o processo da abertura de uma porta utilizando alguns materiais facilmente encontrados e conceitos básicos de termodinâmica, como expansão dos gases e transformação de energia.

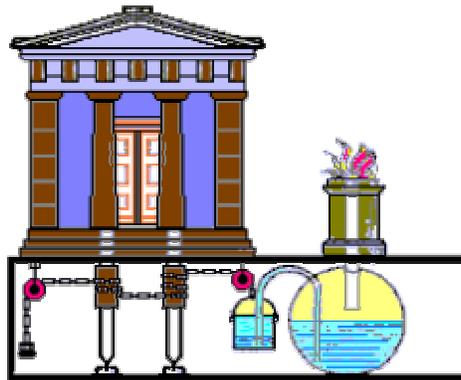


Fig. 1 – Mecanismo de abertura da porta de um templo através de uma pira.

Experimento

Para montar o aparato experimental, para a demonstração de como sacerdotes antigos abriam portas de templos utilizando princípios da termodinâmica, mas atribuindo o evento como poder divino e enganando toda a população, utilizei materiais simples, como:

- Água
- Álcool
- Cano de PVC
- Estruturas metálicas
- Fio de nylon
- Um lastro de peso
- Uma armação de madeira com batentes e porta
- Uma garrafa plástica de 2 litros (PET)
- Uma lata de 5 litros (tinta)
- Uma roda de bicicleta
- Uma lata de 20 litros (tinta)
- Resina epóxi
- Três dobradiças
- Tubos de alumínio
- Tubos de plástico

Fazendo uso estes materiais, montei o sistema como ilustra a figura 2. Fotos da montagem final do experimento encontram-se na página 8 deste relatório. Em vez de utilizar um mancal de esfera para o eixo, como mostra a figura 2, usei três dobradiças para a fixação do eixo da porta no batente através de uma estrutura metálica, onde também fixei a roda de bicicleta para a porta abrir-se através da diferença de dois pesos conectados por um fio de nylon e, ao invés de usar polias, utilizei pedaços de um cano de PVC como caminho para o fio de nylon.

Extraído do Manual das Feiras de Ciências, Vol.1 de Luiz Ferraz Netto.

www.feiradeciencias.com.br

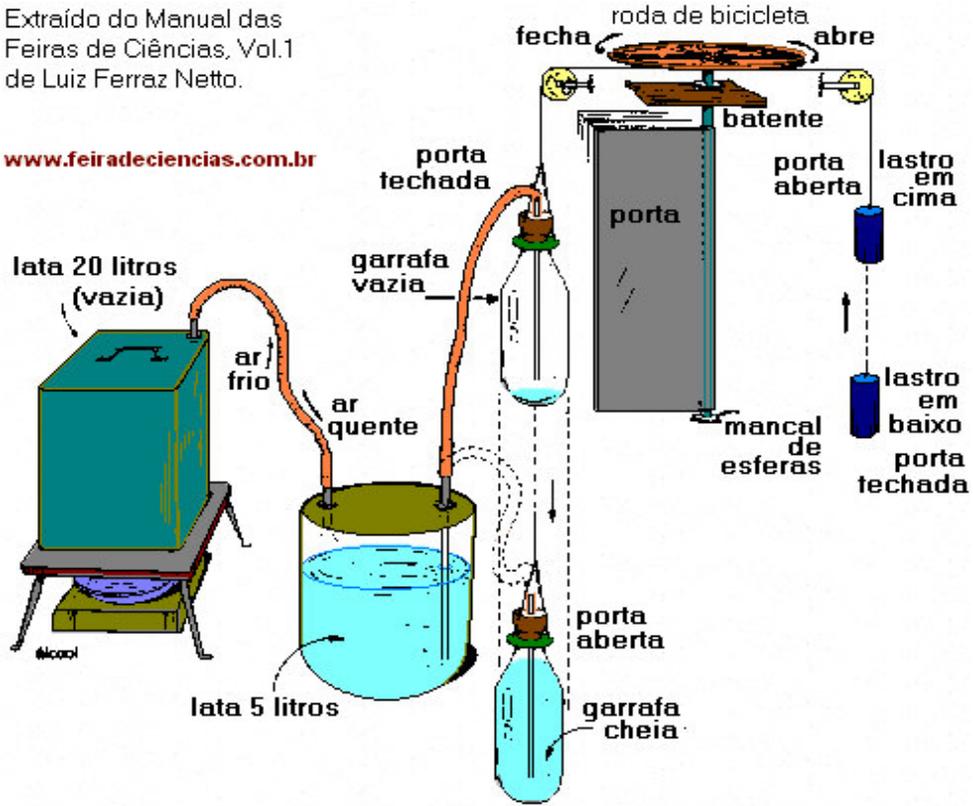


Fig. 2 – Esquema da montagem e funcionamento do experimento

Explicação Teórica

A descrição teórica deste experimento é bastante simples. Para facilitar o entendimento consideramos que o ar dentro do sistema obedeça à lei dos gases ideais, ensinada no colegial, da forma:

$$PV = nRT \quad (I),$$

onde P é a pressão que o gás exerce, V é o volume ocupado, n é o número de moles, R é a constante dos gases e T é a temperatura.

Da equação (I), vemos que três itens não mudam durante o funcionamento do experimento, R, n e V. Quando aquecemos a lata de vinte litros estamos esquentando o gás dentro dela, ou seja, aumentando sua temperatura. Assim, o ar, cuja pressão era a ambiente, expande-se, aplicando uma pressão maior sobre as paredes do sistema. O único caminho livre para a expansão do gás é o tubo que conecta a lata de vinte litros para a de cinco litros que contém água, havendo um fluxo de ar quente por este caminho. Ao chegar na segunda lata o ar ainda está sendo aquecido e tende a expandir mais, aumentando mais a pressão, agora sobre a água. Esta água é empurrada então pelo gás e o único caminho “livre” para ela escoar é o segundo tubo da lata de cinco litros que está conectado à garrafa PET. Desta forma, a pressão dentro da garrafa é a atmosférica, que é menor do que a pressão sofrida pela água devido o ar aquecido, que inicialmente também tinha o mesmo valor da pressão atmosférica. Quando a garrafa enche, e seu peso supera o seu lastro, ela desce aplicando um torque sobre a roda de bicicleta, fazendo-a girar e, subseqüentemente, girando a porta também. Quando o álcool é todo consumido todo o sistema resfria-se com o tempo e há um refluxo da do ar e da água pelo mesmo caminho até que a pressão do gás volte a ter o mesmo valor da atmosférica, entrando novamente em equilíbrio e fazendo com que a porta se feixe. Uma descrição mais detalhada sobre processos termodinâmicos encontra-se na parte dos anexos deste relatório, a partir da página 11.

É importante observar também a transformação de energia, ou seja, calor convertido em trabalho. Primeiramente o calor interno do álcool é transferido para o ar da lata, em forma de energia cinética para as moléculas, através do processo de combustão. Depois parte da mesma é transformada em energia potencial, quando o lastro é erguido ao descer da garrafa pelo enchimento da mesma com água.

Dificuldades Encontradas

Depois que terminei a montagem do experimento, seguindo o esquema da figura 2, testei-o. Durante a fase de testes do sistema algumas dificuldades foram encontradas. A primeira delas é que as referências para a realização do experimento não diziam se a garrafa PET deveria estar vedada ou não, e resolvi vedá-la. Mas, quando realizei o primeiro teste, a vedação da lata de tinta de 20 litros não agüentou a alta pressão interna e houve vazamento do ar quente e, conseqüentemente, perda de pressão. Resolvi, então, fazer um furo na garrafa PET para que o ar dentro dela saísse e para o mesmo não oferecer resistência à subida da água. Feito isso, nos próximos testes, a porta abriu algum tempo depois de eu atear fogo ao álcool, fazendo com que o ar se aquecesse e expandisse. Entretanto, depois que o fogo se extinguiu e o sistema esfriou, a água da garrafa não retornou ao reservatório, fazendo com que a porta não se fechasse novamente, em desacordo com o que era esperado. Depois de pensar muito e perguntar para outras pessoas, compreendi que o problema era com o furo feito na garrafa PET, pois sem ele, o ar dentro da garrafa se comprimiria com a entrada de água e, quando o sistema esfriasse, este ar comprimido da garrafa que é o responsável em empurrar a água de volta para o reservatório. Enfim, com os materiais utilizados, não foi possível fazer com que a porta se fechasse, pois a lata de tinta não agüentou a pressão necessária para encher a garrafa o suficiente para fazer a porta abrir. Fazendo o furo na garrafa, consegui fazer a porta fechar de outra maneira. Coloquei a garrafa e as latas de tinta na mesma altura, depois que a porta se abriu e o sistema esfriou, bastava eu colocar as lata em uma altura menor do que a da garrafa, que a água retornava ao reservatório naturalmente, igual a um sifão.

Por fim, a sugestão que dou para os próximos que quiserem tentar realizar o mesmo experimento é substituir a lata de tinta de 20 litros por uma panela de pressão, que é capaz de agüentar melhor a pressão do sistema. Outra sugestão é tentar utilizar polias para reduzir o atrito do fio de nylon, e assim uma quantidade menor de água precisa preencher a garrafa PET para abrir a porta.

Fotos



Fig. 3 – Visão geral do experimento



Fig. 4 – Sistema de aquecimento do ar e reservatório de água



Fig. 5 – Porta fechada e sistema de pesos (garrafa vazia)



Fig. 6 – Porta aberta e sistema de pesos (garrafa cheia)



Fig. 7 – Zoom no sistema de abertura da porta (garrafa vazia – porta fechada)



Fig. 8 – Zoom no sistema de abertura da porta (garrafa cheia – porta aberta)

Referências

Pareman, J., “Aprenda Física Brincando”, Hemus Livraria e Editora Ltda, 1970.

Netto, L. F., “Manual das Feiras de Ciências”, CEREP, São Paulo, 1992.

Zemansky, M. W. e Dittman, R. H.; “Heat and Thermodynamics”; McGraw-Hill; 7ª edição; 1996.

<http://www.if.ufrj.br/teaching/fis2/calor/calor.html>

http://www.feiradeciencias.com.br/sala07/07_18.asp

http://www.feiradeciencias.com.br/sala08/08_45.asp

Anexos

I) Cópia do sítio <http://www.if.ufrj.br/teaching/fis2/calor/calor.html> onde encontra-se mais detalhes sobre processos termodinâmicos.

Seção 1.01 **1ª lei da termodinâmica**

Seção 1.02 (* Preparado por [C.A. Bertulani](#) para o projeto de **Ensino de Física a Distância**)

Seção 1.03 **Calor**

Vimos que quando dois corpos com mesma massa, mas com diferentes temperaturas entram em contato, a temperatura final é intermediária entre as duas temperaturas. Podemos descrever este resultado algebricamente dizendo que, ao entrar em equilíbrio, a mudança de temperatura, ΔT , dos objetos são iguais e opostas: $\Delta T_g = -\Delta T_p$. Por exemplo, quando diferentes massas de água são misturadas, a temperatura varia inversamente com as massas: $\Delta T_g/\Delta T_p = -(m_p)/(m_g)$. Ou seja, a massa menor muda mais de temperatura, de modo que os produtos $m\Delta T$ permanece com a mesma magnitude:

$$m_p\Delta T_p = -m_g\Delta T_g \quad [5.1]$$

Como as quantidades numéricas nessa equação são fixas e reproduzíveis em qualquer situação, é tentador imaginá-las como medindo algo trocado entre as duas massas de água: algo perdido em um, e ganho em outro. Este foi como se chegou a utilização de expressões como "troca de quantidades de calor", e o produto $m\Delta T$ é utilizado como uma medida de tal quantidade quando diferentes amostras da mesma substância são misturadas, ou trazidas em contato entre si a diferentes temperaturas.

A técnica experimental de observar mudanças de temperatura quando se mistura ou se põe em contato sistemas isolados termicamente, é frequentemente chamado de método das misturas. Um recipiente em que este tipo de experiência é realizado se chama de **calorímetro** e o processo é chamado de *calorimetria*.

A energia que entra em um sistema em forma de calor deve ser também uma característica própria do material que o compõe. Logo, podemos definir a energia em forma de calor necessária para variar a temperatura de um sistema por

$$Q = cm\Delta T \quad [5.2]$$

onde c , a constante de proporcionalidade, depende do material que compõe o sistema. Esta constante é chamada de **calor específico**. As unidades de calor são unidades de energia. Exemplos são o Joule, J , a caloria, cal , a kilocaloria, Cal , e o Btu (British Thermal Units). Historicamente, a caloria foi definida como a energia necessária para aquecer 1g de água de 14,5 para 15,5 °C. O Btu foi definido como a energia necessária para aquecer 1lb de água de 63 para 64 °F. A caloria é frequentemente utilizada em sistemas químicos e biológicos. O Btu ainda é usado em sistemas de aquecimento e resfriamento, por exemplo o ar condicionado. O Joule é a

unidade de energia do sistema MKS. Na tabela abaixo mostramos a equivalência entre as unidades.

1J	0,2389 cal	$9,481 \times 10^{-4}$ Btu
1 Btu	$1,055 \times 10^3$ J	252,0 cal
1 cal	$3,969 \times 10^{-3}$ Btu	4,186 J
1 Cal	10^3 cal	4.186 J

O calor específico é dado em unidades de energia/massa/graude e depende do sistema de unidades utilizado para cada uma dessas grandezas.

Também podemos definir o calor específico por mol de substância, ou **calor específico molar, C**. Lembramos que 1 mol é a quantidade de massa de substância equivalente ao seu número de massa atômico, ou molecular, expresso em gramas. Em um mol existem

$$1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos, ou moléculas} \quad [5.3]$$

(número de Avogadro)

Substância	Calor Específico (cal/g.K)	Calor específico (J/kg.K)
chumbo	0,0305	128
vidro	0,20	840
álcool etílico	0,58	2.430
água	1,00	4,190
alumínio	0,215	900

Existem situações em que energia é transferida para uma dada substância, mas a sua temperatura não varia. A definição [5.3] não se aplica, pois $Q > 0$, mas ΔT é nulo. Isto ocorre quando uma substância sofre uma transição de fase, como por exemplo a água em ebulição. Enquanto a evaporação durar, a água não se aquece. Neste caso, a energia transferida para a água é utilizada para transformar a água do estado líquido para o estado gasoso. Microscopicamente, uma molécula de água necessita de energia para se livrar das outras moléculas que a cercam (este é o processo de evaporação). Assim, a energia transferida para a água é usada na liberação das moléculas de água do meio líquido. O mesmo acontece quando a água passa do estado sólido (gelo) para o estado líquido, e também se aplica a outras substâncias. O calor necessário para esta transição de fase depende da quantidade de massa envolvida, e é chamado de **calor latente**:

$$Q = L m \quad [5.4]$$

onde L é chamado de calor de fusão, L_F , ou de evaporação, L_V . Para a água

$$L_V = 539 \text{ cal/g} = 40,7 \text{ kJ/mol} = 2.260 \text{ kJ/kg} \quad [5.5]$$

$$L_F = 79,5 \text{ cal/g} = 6,01 \text{ kJ/mol} = 333 \text{ kJ/kg} \quad [5.6]$$

Artigo II. Equação de estado

Pressão, temperatura, volume e número de partículas são tudo que precisamos para especificarmos completamente um sistema. A relação entre essas variáveis pode ser expressa em termos de uma equação conhecida como **equação de estado**. Para um gás ideal, a equação de estado é

$$pV = nRT \quad [5.7]$$

onde p é a pressão, V o volume, n o número de moléculas, e T a temperatura do gás. A constante R possui valor 8.314 J/mol.K . Esta equação pode ser usada para resolver problemas com gases ideais quando existe uma quantidade desconhecida.

A equação de estado para um gás de van der Waals é um pouco mais complicada, já que esse modelo leva em consideração as interações devidas ao tamanho finito e as interações das moléculas do gás. a equação de van der Waals é

$$[p + a(n/V)^2] (V/n - b) = RT \quad [5.8]$$

onde a equação foi escrita de forma a se reduzir a equação dos gases ideais quando a e b vão a zero. O termo $a(n/V)^2$ é um efeito da força intermolecular (devido aos momentos de dipolo elétricos induzidos, que levam a uma pequena força de atração entre as moléculas. A pressão do gás deve aumentar devido a essas forças. Ela deve crescer com a densidade (n/V) de moléculas. Encontra-se um crescimento na forma quadrática com a densidade quando o efeito é levado em consideração microscopicamente. Como as moléculas possuem um tamanho finito, o volume por molécula (V/n) deve ser diminuído do volume da própria molécula. Esta é a razão para o segundo termo, b , no segundo parênteses.

Artigo III. Trabalho em sistemas térmicos, diagramas p - V

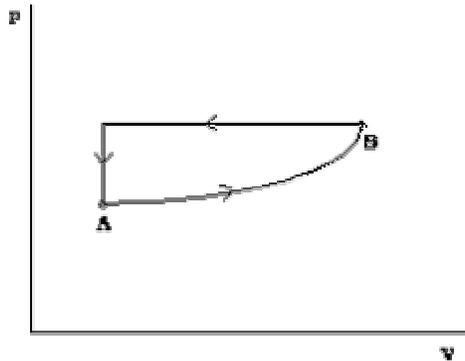
O trabalho realizado por um gás ideal ao ir de um estado **A** para um estado **B** é

$$W = \int_{V_A}^{V_B} p(V, T) dV \quad [5.9]$$

onde é necessário saber exatamente como a pressão muda em função do volume para calcular a integral. A fórmula possui uma origem simples. Se considerarmos um gás empurrando um pistão com pressão p , a força sobre o pistão é o produto da pressão do gás e a área do pistão. Se o gás desloca o pistão de Δx , o trabalho realizado é o produto da força sobre o pistão e a distância que o pistão se moveu, $W = pA\Delta x = p\Delta V$, onde ΔV é a variação de volume do gás (o pistão foi empurrado para trás, permitindo que as moléculas de gás ocupem mais espaço). Note que se o volume do gás aumenta ele faz um trabalho positivo no ambiente externo. Se o gás for comprimido, ele faz um trabalho negativo (em outras palavras, você tem que realizar trabalho para comprimir um gás. Isto é a razão da dificuldade em se encher um balão, ou um pneu de bicicleta).

Uma boa maneira de visualizar o processo de fazer a integral acima é esboçar um gráfico da pressão em função do volume e traçar o caminho do estado **A** (um ponto no diagrama p - V) ao estado **B** (um outro ponto). A área embaixo da curva é o trabalho realizado pelo gás. Também é

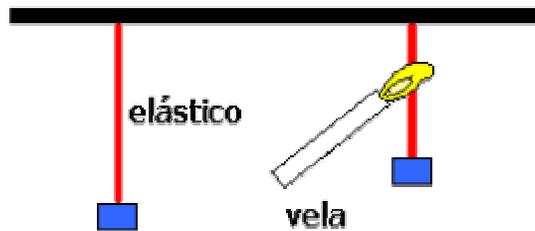
possível voltar ao estado **A**. Esta é chamada de *transformação cíclica*, já que ela o leva de volta ao estado de origem. Se você voltar ao longo do mesmo caminho, o trabalho feito pelo gás é nulo, já que a área positiva no primeiro caminho cancela a área negativa do segundo caminho. No entanto, é possível tomar uma rota totalmente diferente ao ir de **B** voltando para **A**, como mostra a figura abaixo. Se o caminho seguir o sentido dos ponteiros de um relógio, o trabalho feito pelo gás no ambiente externo é justamente a área dentro do caminho. Se a rota segue o sentido contrário aos ponteiros do relógio, o gás faz um trabalho negativo no ambiente externo.



Suponha que queiramos expandir um gás mantendo a pressão constante. Como se faz isso? Pela lei dos gases ideais, a temperatura do gás deve aumentar. Logo, você poderia aumentar lentamente o volume do recipiente em que o gás é mantido, enquanto que simultaneamente o gás é aquecido o suficiente para manter a pressão constante. A densidade do gás diminui, mas as moléculas se movem mais rápido agora que a temperatura é maior, de modo que a pressão permanece constante. A variação de temperatura necessária pode ser calculada da equação dos gases perfeitos.

Também é possível variar a pressão de um gás enquanto o mantemos com volume constante. O gás não realiza trabalho no ambiente externo neste caso, mas você necessita por energia no gás (ou retirá-la) por aquecimento (ou esfriamento) a fim de mudar a pressão de acordo com a equação dos gases perfeitos. O gás não realiza trabalho sobre o ambiente, mas existe um fluxo de calor não nulo para o gás. O fluxo de calor para o gás é positivo se a pressão do gás aumenta a volume constante, e negativo se a pressão diminuir. O fluxo de calor é $dQ = c_V dT$.

Em outros sistemas também podemos transformar calor em trabalho. Um exemplo simples é um elástico suportando um peso. Se aquecermos o elástico com uma vela ele encolherá. Desprezando a parte da energia utilizada para o rearranjo das suas moléculas, o calor é transformado em energia potencial do peso quando o elástico encolhe.



Artigo IV. Primeira lei da termodinâmica

Podemos quantificar as afirmações acima sobre transferência de calor e trabalho realizado em sistemas térmicos, combinando-os em uma expressão, a primeira lei da termodinâmica. Ela nos diz que a energia interna do sistema (por exemplo, um gás ideal) é relacionada ao trabalho realizado sobre o ambiente e ao calor transferido ao sistema

$$U_A - U_B = -W_{A \rightarrow B} + Q_{A \rightarrow B} \quad [5.10]$$

onde $W_{A \rightarrow B}$ é o trabalho realizado pelo gás sobre o ambiente ao ir do estado **A** para o estado **B**, e $Q_{A \rightarrow B}$ é o fluxo de calor para o sistema neste processo. Note que:

- Se o gás realizar trabalho sobre o ambiente, ele perde energia. Isto faz sentido, já que a energia necessária para realizar o trabalho sobre o ambiente se origina do próprio gás.
- Se adicionarmos uma quantidade ΔQ de calor ao gás, sua energia interna aumenta deste mesmo valor.

A primeira lei da termodinâmica pode ser escrita numa forma diferencial (para transformações infinitesimais):

$$dU = -dW + dQ \quad [5.11]$$

A energia interna de um gás é uma função somente de sua temperatura (quando estudarmos a teoria cinética dos gases, veremos que $\Delta U = 3nR\Delta T/2$). A temperatura, e portanto a energia interna, de um gás em expansão livre não muda. Existem duas maneiras de se entender isso. Uma de acordo com a equação dos gases perfeitos e outra numa forma intuitiva. Na primeira maneira, observamos que se um gás expande sem que trabalho seja realizado sobre ele, sua pressão decresce. A pressão decrescente, multiplicada pelo volume crescente, resulta em um produto (proporcional à temperatura) que é constante. Na segunda maneira, observamos que movendo as paredes do recipiente que contém o gás não possui efeito sobre as velocidades individuais sobre as moléculas do gás. Elas terão que viajar mais longe na média antes de bater em outra parede (de modo que a pressão decresce), mas se você adicionar as energias cinéticas individuais de todas as moléculas do gás, você deveria obter o mesmo número inicial. Como nenhuma energia é transferida para o gás numa expansão livre, a temperatura permanece constante.

Seção 4.01 Energia interna e fluxo de calor

Para um volume constante, o fluxo de calor de um gás indo do estado **A** para o estado **B** é

$$\Delta Q = Q_B - Q_A = \int_A^B C_V dT \quad [5.12]$$

Para uma pressão constante, o fluxo de calor é

$$\Delta Q = Q_B - Q_A = \int_A^B C_P dT \quad [5.13]$$

Os coeficientes c_V e c_P são os calores específicos de uma substância com massa m , a pressão e volume constante, respectivamente.

Artigo V. Isotermas e transformações adiabáticas

Dois tipos importantes de transformações serão discutidas nessa seção. Uma é em que a temperatura é mantida constante. A outra em que nenhum calor é transferido para o gás.

Seção 5.01 Transformação isotérmica

Uma transformação isotérmica de um gás ideal ocorre mantendo a temperatura constante e variando a pressão. A pressão em função do volume e temperatura é dada pela equação do gás ideal, de modo que o trabalho realizado em ir do estado **A** para o estado **B** é facilmente calculado:

$$\begin{aligned} W &= \int_{V_A}^{V_B} p dV \\ &= \int_{V_A}^{V_B} \frac{nRT}{V} dV \\ &= nRT \ln V \Big|_{V_A}^{V_B} \\ &= nRT \ln \left(\frac{V_B}{V_A} \right) \end{aligned} \quad [5.14]$$

Note que ela é positiva somente se o gás expande (o volume final é maior do que o inicial). É necessário trabalho para comprimir um gás (o mesmo que dizer que o gás realiza um trabalho negativo sobre o ambiente).

Seção 5.02 Transformação adiabática

Uma transformação adiabática ocorre sem transferência de calor para o sistema. Pela primeira lei da termodinâmica, é possível variar a energia interna do gás ideal sem transferência de calor (simplesmente realizando trabalho sobre o gás). Vamos derivar a dependência temporal da pressão em termos de volume em uma transformação adiabática de um gás ideal, usando a primeira lei da termodinâmica e a equação dos gases ideais.

A primeira lei para $dQ = 0$ é

$$dU = -dW \quad [5.15]$$

Logo,

$$c_V dT = -p dV \quad [5.16]$$

Note que na passagem de [5.15] para [5.16] usamos que $dU = c_V dT$ que é a mesma relação que usamos anteriormente para dQ quando o volume do gás não variava. Isto acontece porque, como veremos na teoria cinética dos gases, a variação da energia interna de um gás só depende da variação de temperatura do mesmo. Ou seja, não importa de o volume ou a pressão variam, se o gás realiza ou não trabalho, a variação da energia interna do gás será sempre dada por essa relação.

A equação dos gases ideais pode ser utilizada para expressar dT em termos de dp e dV :

$$\begin{aligned} pV &= nRT \\ pdV + Vdp &= nRdT \\ dT &= (pdV + Vdp)/nR \end{aligned} \quad [5.17]$$

Usando novamente a equação dos gases ideais, podemos escreve-la na forma:

$$c_V dT = c_V (pdV + Vdp)/nR = -pdV \quad [5.18]$$

Rearrmando a equação podemos obter tudo relacionado com a pressão em um dos lados, e tudo relacionado com o volume no outro:

$$\begin{aligned} -c_V(p/nR)dV - pdV &= c_V(V/nR)dp \\ -p(c_V + nR)dV &= c_V V dp \\ dp/p &= -(c_V + nR)/c_V \cdot (dV/V) \end{aligned} \quad [5.19]$$

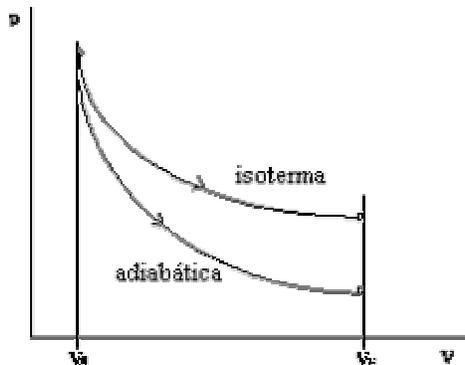
A quantidade $c_V + nR$ é igual a c_P (como veremos mais tarde), e a razão c_P/c_V é chamada de razão de calor específico γ . Para gases mono-atômicos ideais, $\gamma = 5/3$. Agora podemos integrar ambos os lados da equação acima, obtendo:

$$\ln p = -\gamma \ln V + C \quad [5.20]$$

onde C é uma constante de integração. Exponenciando ambos os lados, obtemos uma equação para a pressão em função do volume

$$\begin{aligned} p &= C V^{-\gamma} \quad [5.21] \\ p V^\gamma &= C \quad \text{ou seja} \quad p_i V_i^\gamma = p_f V_f^\gamma \end{aligned} \quad [5.22]$$

Para uma transformação isotérmica, dizemos que a pressão era inversamente proporcional ao volume durante a transformação. Logo, a pressão traça uma hipérbole quando é apresentada na figura abaixo em função do volume. Em uma transformação adiabática, a pressão cai mais rápido à medida que o volume aumenta.



Devido a isso, a energia interna de um gás diminui mais rápido também. Em uma transformação isotérmica, a energia interna do gás permanece constante. Se começarmos a uma pressão p_A e volume V_A , a pressão final é

$$p_B = p_A (V_A/V_B) \quad [5.23]$$

para uma transformação isotérmica, enquanto ela é

$$p_B p_A = C (V_A/V_B)^\gamma \quad [5.24]$$

para uma transformação adiabática. A energia interna permanece constante em uma transformação isotérmica já que o trabalho realizado pelo gás sobre o ambiente é exatamente cancelado pelo calor adicionado ao gás. Em uma transformação adiabática, nenhum calor é adicionado ao gás; logo, o trabalho realizado pelo gás sobre o ambiente é igual a energia interna do gás.

Usando a equação dos gases ideais também podemos re-escrever [5.22] como

$$T_i V_i^{\gamma-1} = T_f V_f^{\gamma-1} \quad [5.25]$$

Projeto: Ensino de Física a distância

Desenvolvido por: [Carlos Bertulani](#)

II) Cópia do site http://www.feiradeciencias.com.br/sala07/07_18.asp que é a primeira referência e motivação para a realização deste experimento.

O truque dos sacerdotes

Prof. Luiz Ferraz Netto
leobarretos@uol.com.br

Apresentação

Antigamente, (5000 anos atrás!), para impressionar a platéia, totalmente inculta e ignorante, os sacerdotes do Egito, evocando "poderes divinos", abriam e fechavam enormes portas de pedra, simplesmente ateando fogo ou jogando, um "incenso explosivo" na pira.

As portas realmente se abriam. Eles apenas 'esqueciam-se' de informar aos 'fiéis' que estavam usando da expansão do ar pelo aquecimento, de contra-pesos, de roldanas e de alavancas.

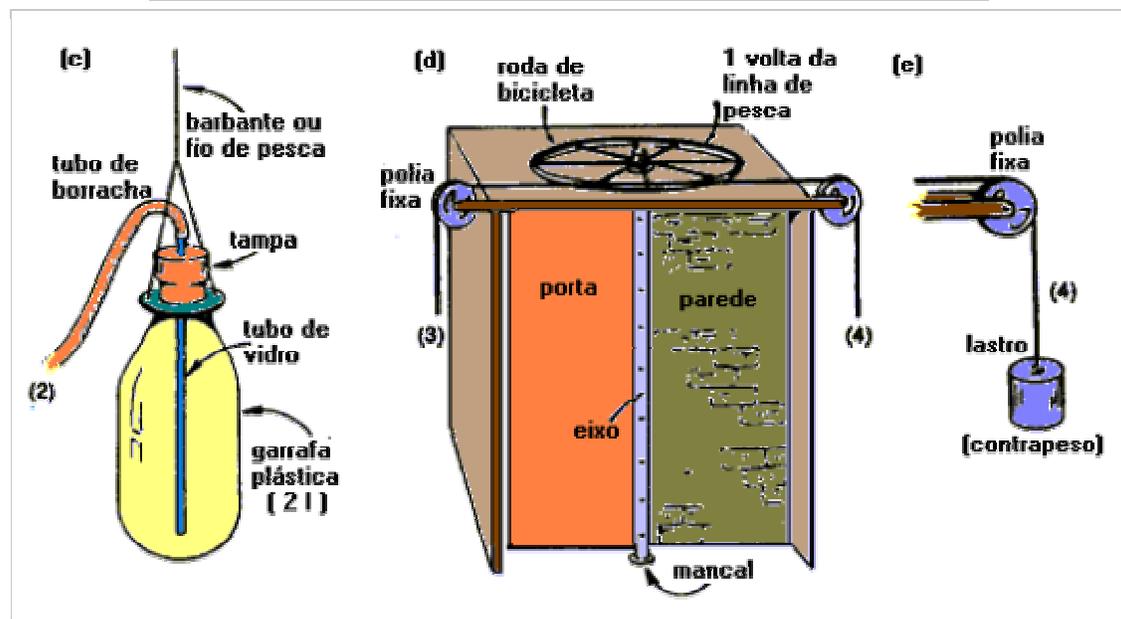
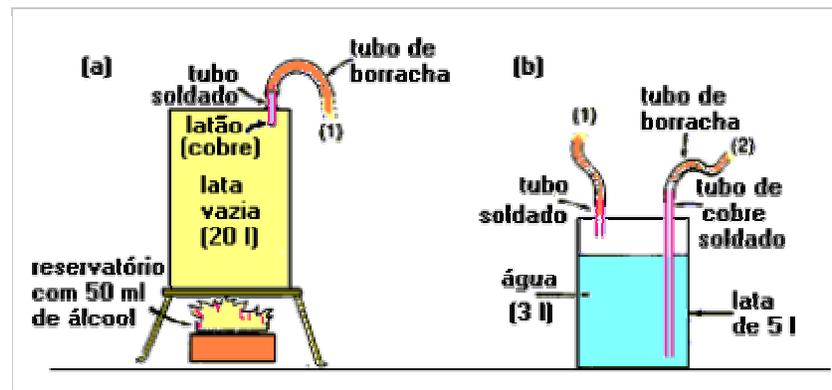
Vejamos um modelo didático para demonstrar o principio de funcionamento 'divino', da abertura e fechamento de tais portas.

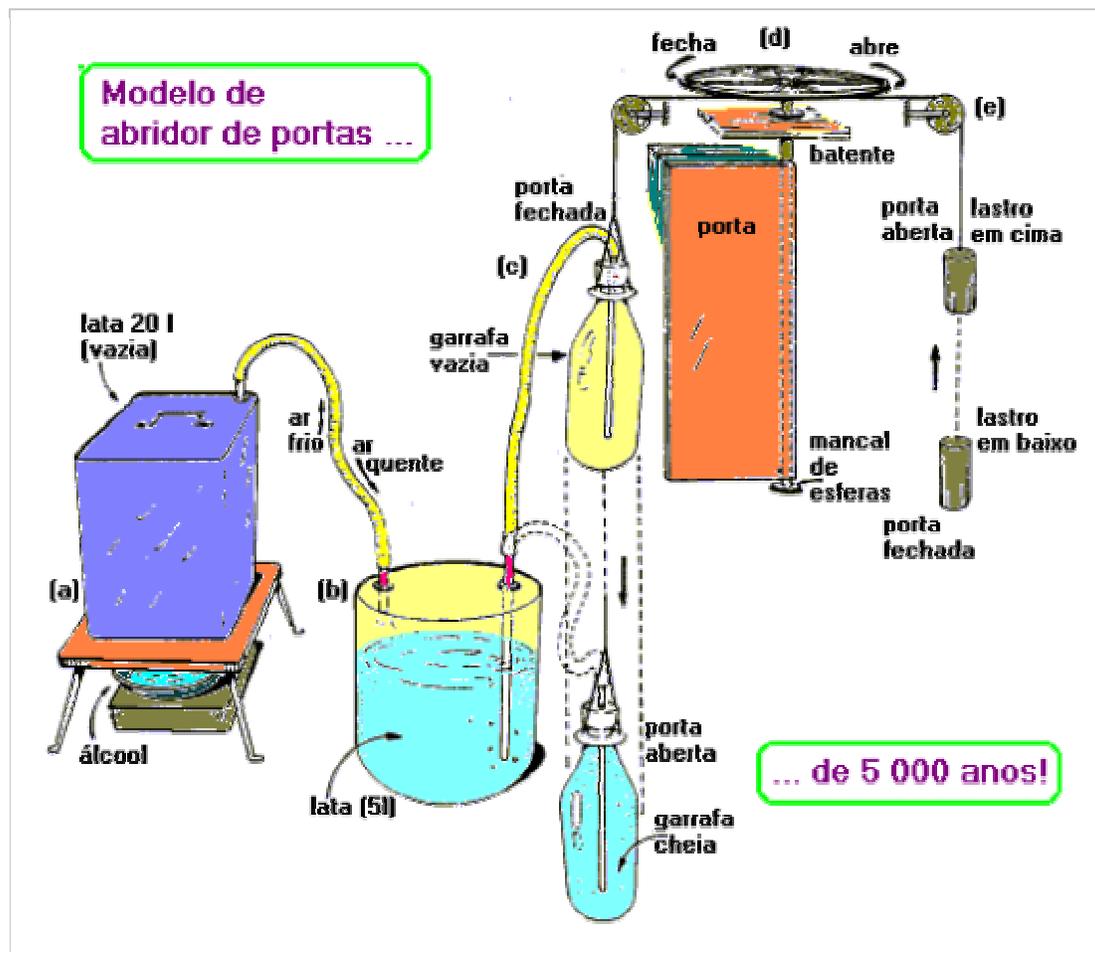
Material

Uma armação de madeira com batentes e porta (pode ser até em tamanho natural); mancais de esferas; roda de bicicleta; 2 polias fixas; um lastro de peso adequado; 1 garrafa plástica de 2 l

(PET); uma lata de 3 a 5 l; 1 lata de 20 l; tubos de borracha ou plástico e tubos de latão (ou cobre) de diâmetro 6 mm .

Montagem





Funcionamento

Ao se atear fogo no álcool aquece-se o ar da lata de 20 l aumentando com isso sua pressão; o ar quente ao se expandir transfere-se, em parte, para a lata de 3 a 5 l.

O aumento da pressão do ar nessa lata transfere a água para a garrafa. Como o seu peso agora supera o peso do lastro, ela desce, fazendo girar a roda de bicicleta no sentido horário. A porta, na ilustração, abre para dentro. Nessas alturas a garrafa plástica está cheia (em baixo) e o lastro está em cima.

Ao ser consumido o pouco de álcool da latinha, o fogo se extingue, a pressão do ar diminui no interior da lata de 20 l; o ar da lata de 3 l retorna à lata grande e o líquido da garrafa retorna a essa lata (refluxo).

Diminuindo o peso da garrafa, o lastro desce, fechando a porta.

O texto de Ira Perelman, no livro *Aprenda Física Brincando*, conta lindamente o histórico desse truque "faraônico".

Hoje usa-se, também, para incultos, "truques" para abrir e fechar portas nos grandes 'shoppings'. Note que para o não adepto das Ciências a coisa continua sendo um "truque", tanto atualmente, como a 5000 anos atrás. Ainda hoje a coisa é justificada como "olho mágico", e não como "sensor fotoelétrico".

Comentários

▪ **Projeto:** Meu orientador, o Prof. Ernesto Kemp, concorda com os termos aqui estabelecidos para o projeto e declara que poderá dispor de todos os elementos necessários a menos de exceções indicadas embaixo.

Exceções: Não há.

Sigilo: Não Solicita.

▪ **Relatório Parcial:** Meu orientador, o Prof. Ernesto Kemp, concorda com o expressado neste relatório parcial e deu a seguinte opinião:

“O projeto é ambicioso e envolve uma razoável complexidade para sua construção. O aluno Thiago tem se dedicado com afinco a solucionar os problemas surgidos nessa fase de projeto e elaboração do experimento. Dada sua complexidade e grande lista de materiais, ainda não foi possível atingir a fase de testes e dimensionamento dos componentes. Entretanto, posso avaliar que os objetivos serão alcançados, visto o empenho do aluno no projeto. Também contamos com a participação do técnico do laboratório Jair A. Botasso, que sempre colabora com idéias construtivas e está disposto a auxiliar em tarefas na oficina mecânica do Laboratório de Leptons do DRCC”.

▪ **Relatório Final:** O meu orientador, Prof. Ernesto Kemp realizou os seguintes comentários:

“Como havia comentado, o projeto era ambicioso devido a sua razoável complexidade construtiva. Mesmo assim, o aluno se empenhou no projeto e conseguiu que o sistema funcionasse a contento. Devo observar suas notáveis características didáticas e o apelo histórico, que enfatiza a explicação científica para fenômenos explorados, por quem os conheciam, como realizações místicas. Ótima escolha de projeto e excelente desempenho na sua realização.”.

Agradecimentos

Quero agradecer as seguintes pessoas que muito me ajudaram na realização deste projeto:

- Jair Adolfo Botasso, técnico do laboratório de Léptons, por toda a ajuda e empenho prestados neste projeto e sem o qual o mesmo não seria possível.
- Ernesto Kemp, por aceitar a orientar essa loucura toda e ter paciência por eu ser um “neurótico”.
- Luis Fernando G. Gonzalez, pelas dicas e sempre pronto a ajudar.