

LEIS DOS GASES IDEAIS: GERAL, BOYLE, GAY-LUSSAC, CHARLES E CLAYPERON

META

Fazer que o estudante comece a pensar no ensino de ciências como algo “orgânico” que está em profunda transformação. Fazer com que os alunos percebam através de um texto básico complementado com atividades lúdicas, applets de ensino, vídeos, que a lei dos gases ideais pode ser apreendida de forma simples e divertida. Que os estudantes aprendam a ligar a física aprendida na escola à física das coisas.

OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:

Estar cientes das novas possibilidades e dos desafios que envolvem o ensino de ciências em geral. Estes, também, devem ter compreendido que as ciências naturais estão baseadas na experimentação e que esta é feita de ensaios, experiências e medidas e que estas levam a compreensão e matematização dos conceitos físicos (naturais em geral). Que a terminologia é de fundamental importância na compreensão dos fenômenos naturais, tais como o vento e as correntes marítimas.

PRÉ-REQUISITOS

Os alunos deveram ter cursado psicologia da educação física A e B.

INTRODUÇÃO

Para se estudar o gás usa-se um modelo que é denominado Gás Ideal ou Perfeito. Esse gás é hipotético cujas moléculas não apresentam volume próprio e não há a existência de forças coesivas entre suas moléculas [Portugal].

As variáveis que caracterizam o estado de um gás são:

- a) Volume (V) - Os gases não tem volume e nem forma próprios. Por definição, o volume de um gás é o volume do recipiente que o contém.
- b) Pressão (p) - A pressão de um gás é devida aos choques das moléculas contra as paredes do recipiente.
- c) Temperatura (T) - É o estado de agitação das partículas do gás. No estado dos gases usa-se muito a temperatura absoluta em Kelvin (K).

Os gases perfeitos obedecem a três leis bastante simples, que são a lei de *Boyle*, a lei de *Gay-Lussac* e a lei de Charles [Bisquolo]. Essas leis são formuladas segundo o comportamento de três grandezas que descrevem as propriedades dos gases: o volume, a pressão e a temperatura absoluta.

A LEI DE BOYLE [BISQUOLO]

Essa lei foi formulada pelo químico irlandês Robert Boyle (1627-1691) e descreve o comportamento do gás ideal quando se mantém sua temperatura constante (transformação isotérmica) [Portugal]. Considere um cilindro com um embolo (uma espécie de tampa móvel) que contém certa quantidade de gás.

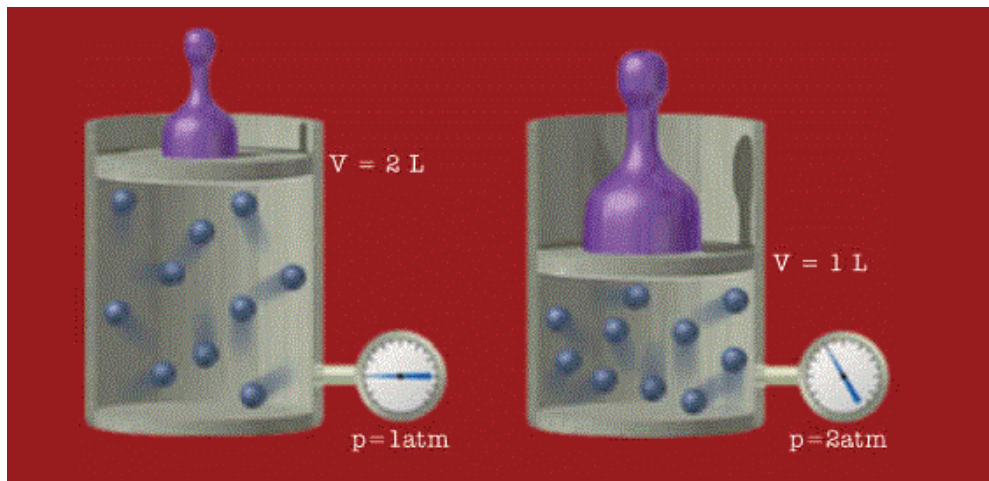


Figura.5.1 – Figura ilustrativa da lei de Boyle - (Fonte: <http://www.qmc.ufsc.br>).

Aumenta-se lentamente a força (pressão) sobre esse embolo aumentando o peso sobre este. Neste processo coloca-se o cilindro em um banho térmico de modo a não alterarmos a temperatura do gás.

Observa-se um aumento da pressão à medida que o volume do gás diminui. Ou seja, mantendo-se a temperatura do gás constante a pressão e o volume são grandezas inversamente proporcionais. Essa é a lei de *Boyle*, que pode ser expressa matematicamente do seguinte modo:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

ou de forma geral

$$p \cdot V = k \quad \text{ou} \quad \frac{k}{V} = p$$

Onde k é uma constante que depende da temperatura, da massa e da natureza do gás. A transformação descrita é representada na figura a seguir em um diagrama de pressão por volume:

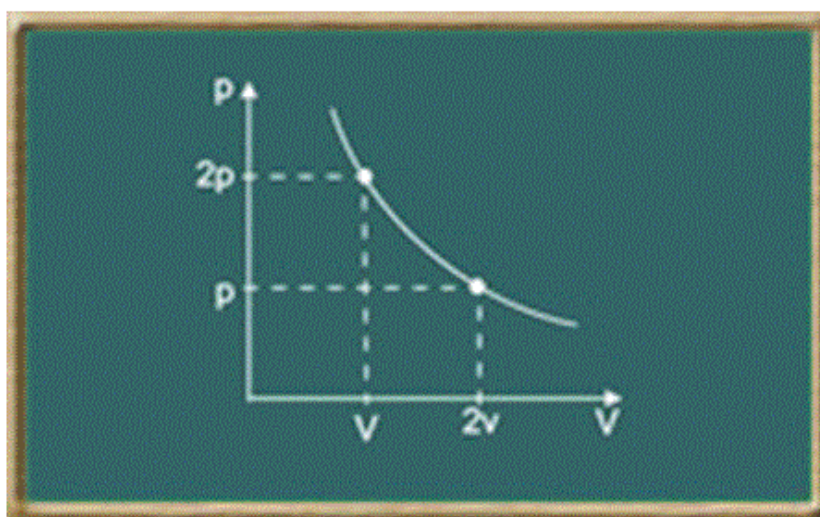


Figura.5.2 – Gráfico PxV [Bisquolo]

A LEI DE GAY-LUSSAC

A lei de *Gay-Lussac* descreve o comportamento de um gás quando a sua pressão é mantida constante e variam-se as outras duas grandezas: temperatura e volume. Para entendê-la, considere novamente um gás em um cilindro com um embolo móvel. Dessa vez, nós aqueceremos o gás e deixaremos o embolo livre, como mostra a figura abaixo:

Lei de Gay-Lussac

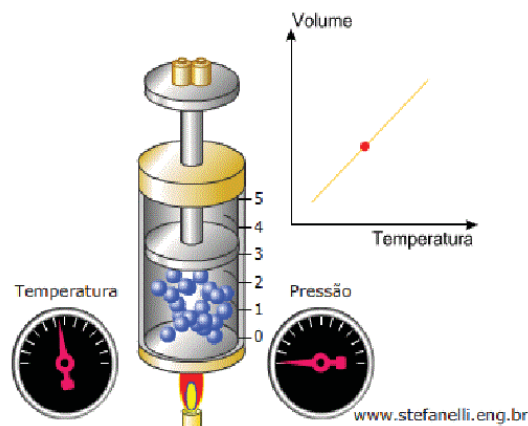


Figura.5.3 – Animação do experimento de Gay-Lussac. (Fonte: <http://www.stefanelli.eng.br>).

Feito isso, veremos que o gás se expande elevando a altura do embolo do pistão, junto com o aumento de temperatura. O resultado será um aumento de volume. Observe que a pressão sobre a tampa - nesse caso a pressão atmosférica - se mantém constante.

A lei de *Gay-Lussac* diz que em uma transformação isobárica (pressão constante), temperatura e volume são grandezas diretamente proporcionais. Essa lei é expressa matematicamente da seguinte forma:

$$V = k \cdot T \quad \text{ou} \quad \frac{V}{T} = k$$

Onde k é uma constante que depende da pressão, da massa e da natureza do gás.

Em um gráfico do volume em função da temperatura, teremos o seguinte resultado:

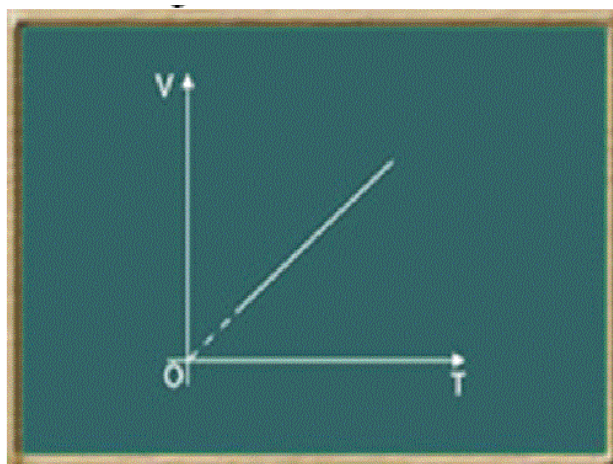


Figura.5.4 – Gráfico VxT [Bisquolo]

A LEI DE CHARLES

Nos casos anteriores, mantivemos a temperatura do gás constante e depois a sua pressão. Agora manteremos o volume constante e analisaremos os resultados desse procedimento.

Considere novamente o nosso cilindro com embolo. Agora vamos aquecer nosso cilindro mantendo o embolo fixo, isto é, seu volume do gás constante. Após isso iniciaremos o seu aquecimento, como ilustra a figura abaixo.

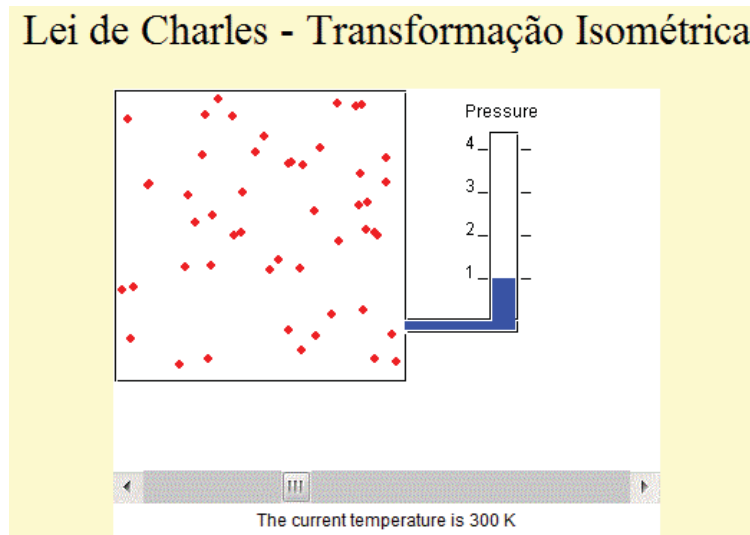


Figura.5.5 – Transformação Isométrica - (Fonte: <http://br.oocities.com>).

Ao sofrer esse aquecimento nota-se um aumento na pressão do gás. Verifica-se, ainda, que este aumento é linear. A explicação para isto é que o gás irá tentar se expandir, mas isso é algo que não ocorre, pois o embolo está travado. O resultado será o aumento da pressão do gás sobre as paredes do recipiente.

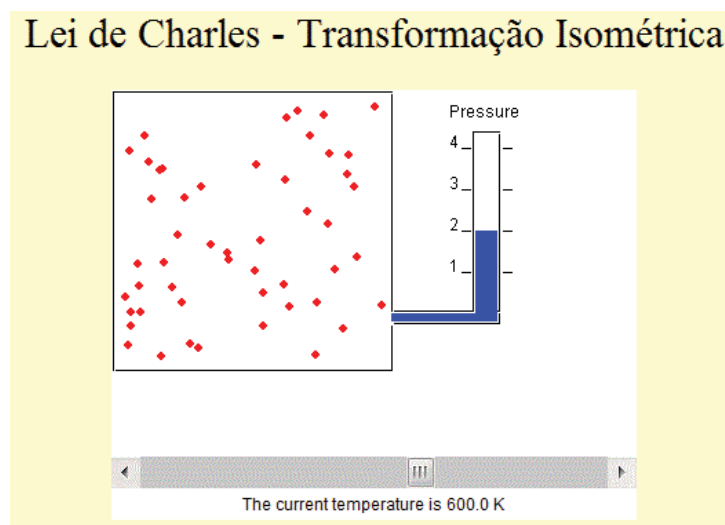


Figura.5.6 – Transformação Isométrica (Fonte: <http://br.oocities.com>).

A lei de *Charles* descreve essa situação, ou seja, em uma transformação isométrica (volume constante), a pressão e a temperatura serão grandezas diretamente proporcionais. Matematicamente, a lei de *Charles* é expressa da seguinte forma:

$$p = k \cdot T \quad \text{ou} \quad \frac{p}{T} = k$$

Onde k é uma constante que depende do volume, da massa e da natureza do gás. O gráfico da pressão em função da temperatura absoluta fica da seguinte forma:

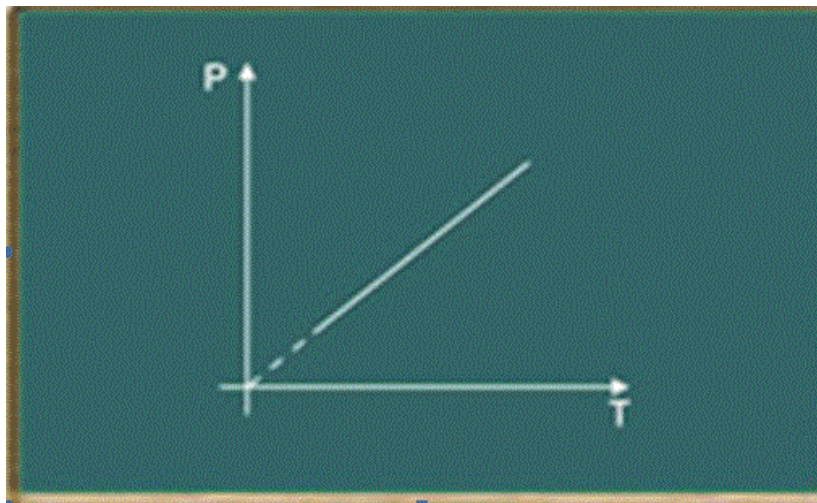


Figura.5.7 – Gráfico P x T [Bisquolo]

A EQUAÇÃO DE CLAPEYRON

A equação de *Clapeyron* tem este nome em homenagem ao Físico Francês Benoit Paul Émile Clapeyron que viveu entre os anos de 1799 e 1864. Clapeyron foi um dos criadores da Termodinâmica. Vimos através das três leis anteriores como um gás perfeito se comporta quando mantemos uma variável constante e variamos as outras duas. A equação de *Clapeyron* pode ser entendida como uma síntese dessas três leis, relacionando pressão, temperatura e volume.

Clapeyron notou que em uma transformação isotérmica pressão e volume são inversamente proporcionais e que em uma transformação isométrica pressão e temperatura são diretamente proporcionais. Dessas observações ele concluiu que a pressão é diretamente proporcional à temperatura e inversamente proporcional ao volume.

Mas isto não é tudo. Ele também observou que o número de moléculas influencia na pressão exercida pelo gás, ou seja, a pressão também depende diretamente da massa do gás. Considerando esses resultados Clapeyron estabeleceu uma relação entre as variáveis de estado com a seguinte expressão matemática:

$$P.V = n.R.T$$

Onde:

P = pressão do gás

V = volume do gás

R = a constante universal dos gases, cujo valor pode ser escrito das seguintes formas:

$$R = 8,31 \text{ Joule/ (mol.K)}$$

$$R = 0,082 \text{ atm . l / (mol . K)}$$

n = número de mol do gás, cujo valor pode ser determinado a partir da razão entre a massa do gás e a massa molar do mesmo: $n = m/M$

T = temperatura do gás, que deve ser medida em uma escala termométrica absoluta (Kelvin).

A EQUAÇÃO GERAL DOS GASES PERFEITOS

Como foi descrito acima o número de mols n e R são constantes. Conclui-se então que:

$$\frac{p.V}{T} = \text{constante}$$

Isto é, se variarmos a pressão, o volume e a temperatura do gás com massa constante, a relação acima sempre dará o mesmo resultado. Para entender melhor o que isso significa, observe a figura abaixo:

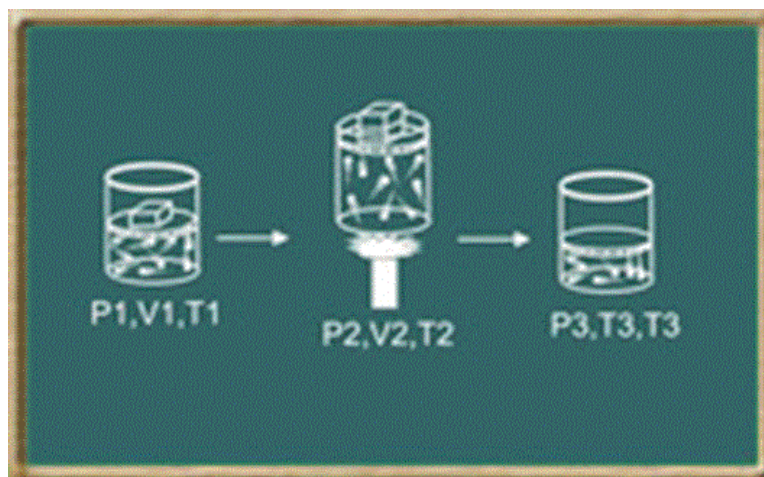


Figura.5.8 – Figura ilustrativa da relação $p.V/T = \text{cte}$ [Bisquolo]

Temos o gás ideal em três estados diferentes, mas se estabelecermos a relação de pressão, volume e temperatura descritos na primeira equação, chega-se aos seguintes resultados.

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = nR$$

$$\frac{p_2 V_2}{T_2} = nR$$

$$\frac{p_3 V_3}{T_3} = nR$$

Figura.5.9 – Figura ilustrativa da relação $p.V/T = \text{cte}$ [Bisquolo]

Observe que as três equações dão o mesmo resultado, o que significa que elas são iguais. Então, podemos obter a seguinte equação final:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} = \frac{p_3 V_3}{T_3}$$

Essa relação é conhecida como a equação geral dos gases perfeitos.

Applets de Ensino

1. Projeto *Wolfram* - <http://demonstrations.wolfram.com/topic.html?topic=Physics&start=21&limit=20&sortmethod=recent>

Experiment Verifying Charles's Law



2. Site de ensino de Stefanelli - http://www.stefanelli.eng.br/webpage/p_gay_lc.html

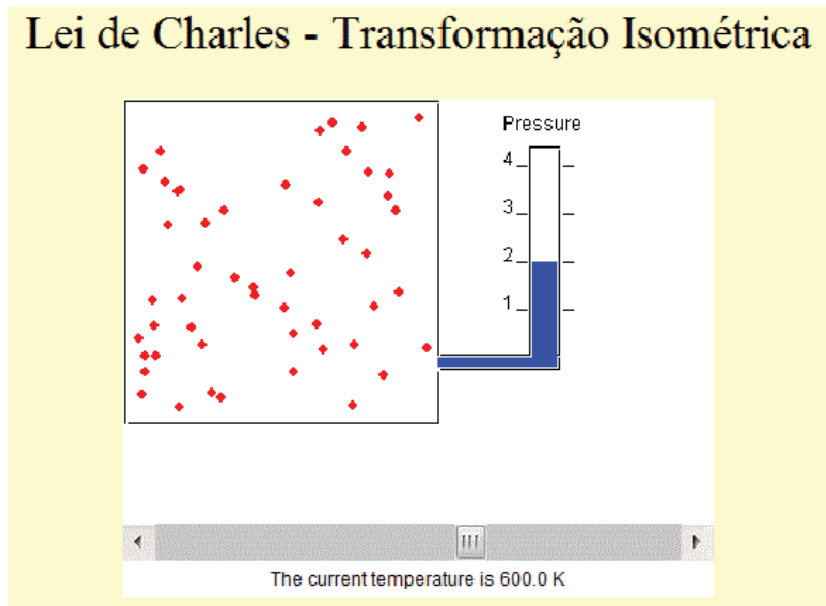
Termodinâmica

- ▶ Lei de Boyle
- ▶ **Gay-Lussac**
- ▶ Ciclo Diesel
- ▶ Ciclo Otto
- ▶ Simulador

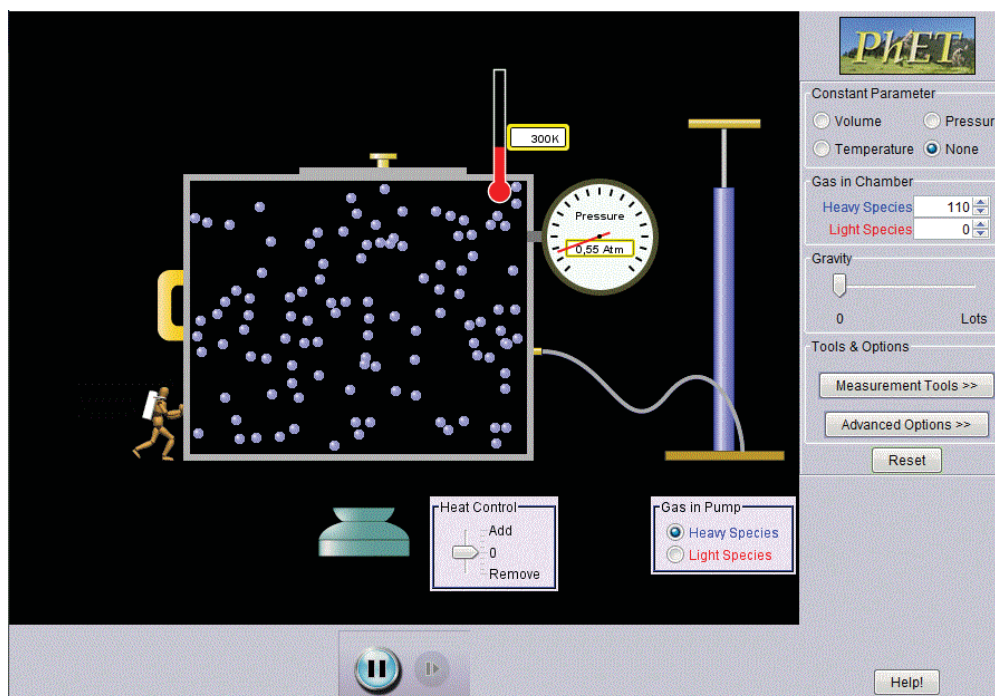
Lei de Gay-Lussac

Techmeter-Medidor Vazão
Completa linha-medidores de vazão p/ Industrias tel.

3. Página de Ensino - <http://br.oocities.com/saladefisica3/laboratorio/isometrica/isometrica.htm>



4. Excelente página da coleção *Contemporary College Physics* - http://www.mhhe.com/physsci/physical/jones/graphics/jones2001phys_s/ch12/others/12-4/simulation.html
5. Simuladores de Experimentos de Física – Phet. Você tem que fazer o *download* (free). Você bombeia a bomba de bicicleta. Você puxa ou empurra o homenzinho. Você aquece ou esfria o recipiente.



6. Calculadora que faz os gráficos da equação dos gases. Walter-Fendt

© W. Fendt 1999, CEPA 2000

7. Calculadora que faz o cálculo da equação dos gases. <http://jersey.uoregon.edu/Piston/index.html>

LUDOTECA

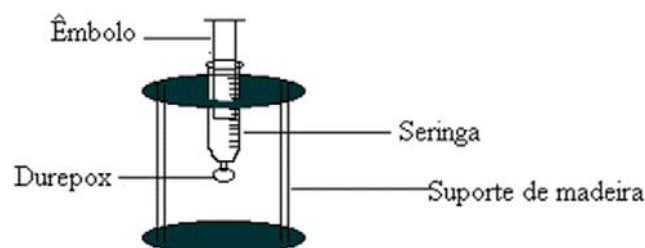
Experimento 1 [Portugal].

Material Utilizado

- 1 suporte de madeira;
- 1 seringa de vidro;
- Pesos diferentes e calibrados;
- Durepox.

Procedimento Experimental

- Tampou-se a ponta da seringa com durepox, para que ela ficasse vedada, formando um êmbolo fechado;
- Colocou-se a seringa na vertical com a ponta para baixo no suporte;
- Colou todos os pesos em cima da seringa, variando (um de cada vez, todos juntos, apenas alguns, etc.) para se obter pesos diferentes;
- Anotou-se o volume em que a seringa marcou em cada um dos casos, formando uma tabela de M (massa do corpo) x V (volume da seringa).
- Traçou-se o gráfico dessa tabela (MxV).



CONCLUSÃO

Concluimos através do gráfico, a comprovação da Lei de *Boyle*, ou seja, que a pressão é inversamente proporcional ao volume de um gás mantido a temperatura constante, e com isso, obtemos uma parábola no gráfico (apesar dos erros).

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

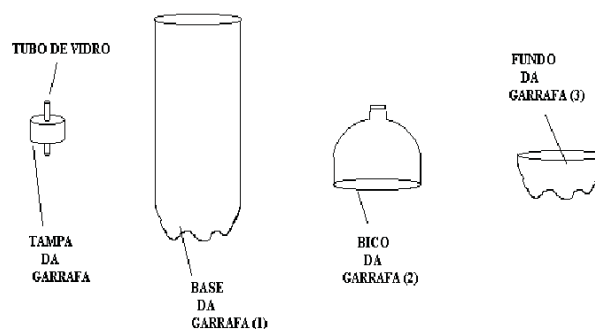
Nesse experimento, o gráfico não saiu perfeito, pois existem alguns erros da parte do experimento e talvez de nossa parte. Em primeiro lugar, o gás que se encontra dentro da seringa não é um gás ideal, mas sim uma mistura de gases como Hidrogênio, Oxigênio, etc. outra coisa que levamos em consideração, é o escape (vazamento) de ar pela seringa. O atrito existente entre o êmbolo da seringa com sua parede também é relevante.

Experimento 2 [Portugal].

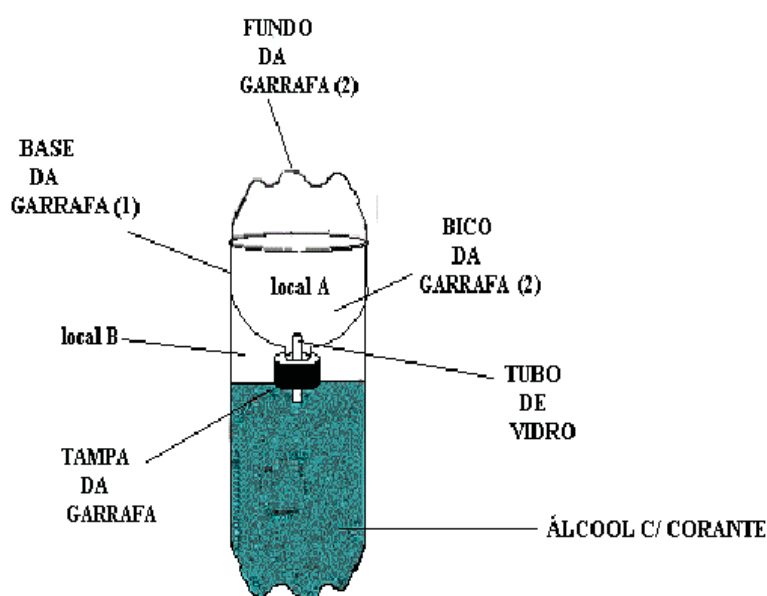
- 2 garrafas plásticas de 600 ml.;
- 1 tampa dessas garrafas;
- 1 tubo de vidro
- Cola (araldite);
- Álcool;
- Corante (anilina).

Procedimento Experimental

- Furou-se a tampa da garrafa, colocando o tubo de vidro através dela, vedando bem com a cola;
- Cortou-se uma das garrafas ao meio (apenas a base foi utilizada);
- Cortou-se a outra garrafa um pouco para cima do meio, ou seja, fazendo-se com que a parte do bico ficasse um pouco menor que a base. Desta base, cortou-se o fundo;
- Os materiais que foram utilizados ficaram parecidos com a figura abaixo:



- Colocou-se a tampa no bico da garrafa, e depois, vedou-se com a cola;
- Misturou-se o corante com o álcool;
- Colocou-se o álcool no interior da base da garrafa, e deixou-se aproximadamente uns 3 centímetros de profundidade;
- Colocou-se o bico da garrafa de ponta-cabeça na base da garrafa (1), fazendo-se com que a ponta do tubo de vidro passasse pelo nível do álcool aproximadamente uns 2 centímetros e vedou-se para que o álcool não tenha lugar para sair (em forma de vapor);
- Logo após, colocou-se o fundo da garrafa em cima da base, "fechando" o experimento e vedou-se com cola.
- Colocou-se a mão envolta do experimento e observou-se o que aconteceu.



CONCLUSÃO

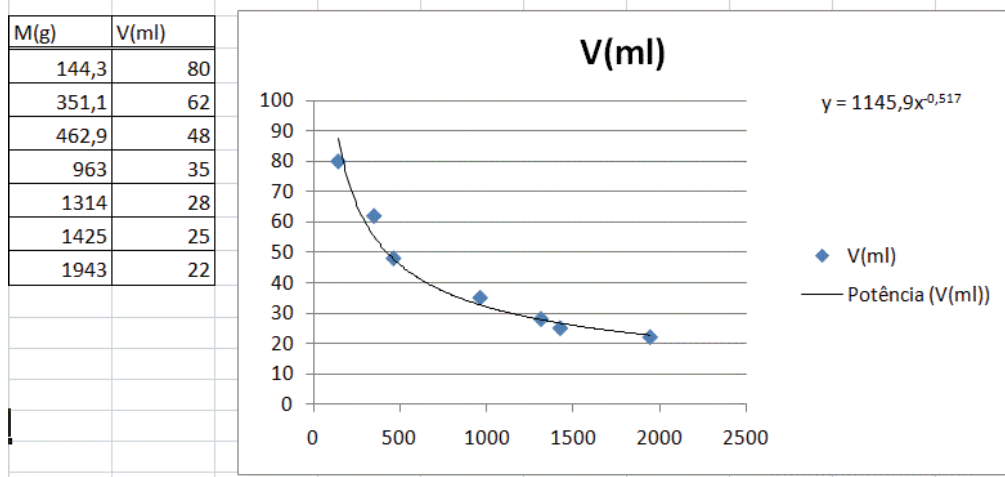
Ao colocar a mão em volta do experimento, percebemos que o álcool começa a subir pelo tubo de vidro.

Ao observarmos esse fato, concluímos que, devido a temperatura de nossa mão, o álcool começa a evaporar, e nesse processo, a pressão no local B aumenta com relação ao local A, fazendo com que o nível do álcool na base da garrafa baixe e o nível do álcool no tubo de vidro aumente, equilibrando novamente a pressão no local A e B, devido a mudança no volume do gás em B e em A.

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

Mantendo a mão constantemente em volta do experimento, nota-se que o álcool começará a transbordar pelo tubo de vidro. E nesse caso, ele transbordará até que o nível do álcool na base da garrafa baixe mais do que o do tubo de vidro.

Também, é interessante lembrar que esse é um experimento "fechado", ou seja, se você vedou bem o experimento, poderá ver quantas vezes quiser o seu processo, pois o álcool depois de evaporado, quando o sistema esfria, condensa-se, voltando ao seu estado anterior (líquido). Nesse experimento pode haver alguma dúvida em relação ao material da garrafa. O seu plástico é flexível e alguém pode alegar que quando coloca a mão em volta dela, aperta-se o plástico pressionando-o, assim fazendo o álcool subir pelo tubo de vidro. Essa hipótese é de fácil comprovação. Basta por a mão perto do experimento, sem encostar e verá que ocorre o mesmo processo. Outra coisa, é que a pressão no local B não é somente gerada pela evaporação do álcool, e também pelo aquecimento das moléculas do gás que ali se encontram, devido a temperatura de nossa mão.



Experimento 3 – Lei de *Boyle* [Feira de Ciências]

Objetivo

O dispositivo, bastante simples, permite:

- verificar a lei de *Boyle* e Mariotte, em seu aspecto qualitativo;
- estudar o escoamento de um líquido de um recipiente fechado e,
- estudar a ação de aspiração.

Material

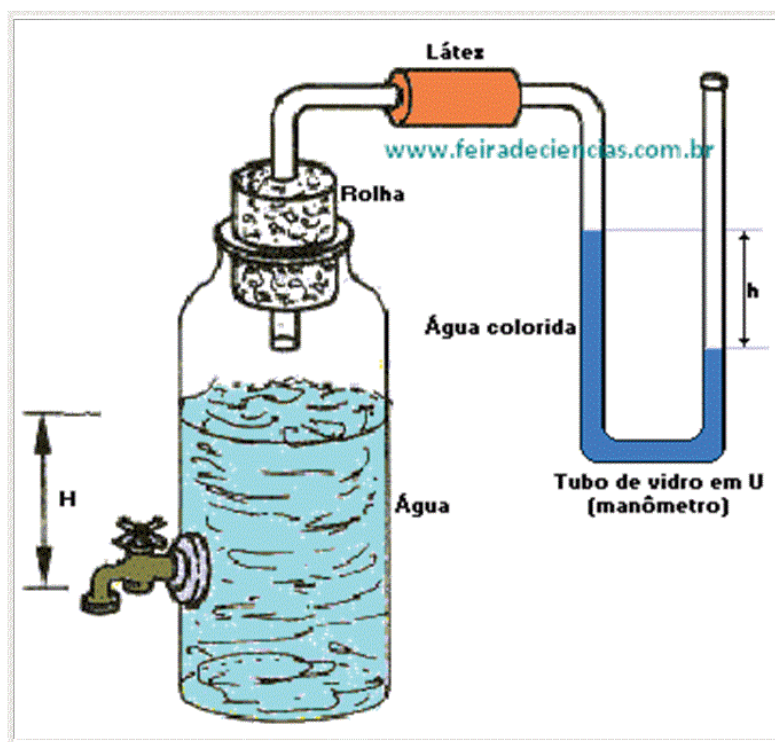
Garrafão (de vidro ou plástico transparente) dotado de torneira; tubo de vidro em U e em L; pedaço de tubo de látex, rolha, água e corante.

Montagem

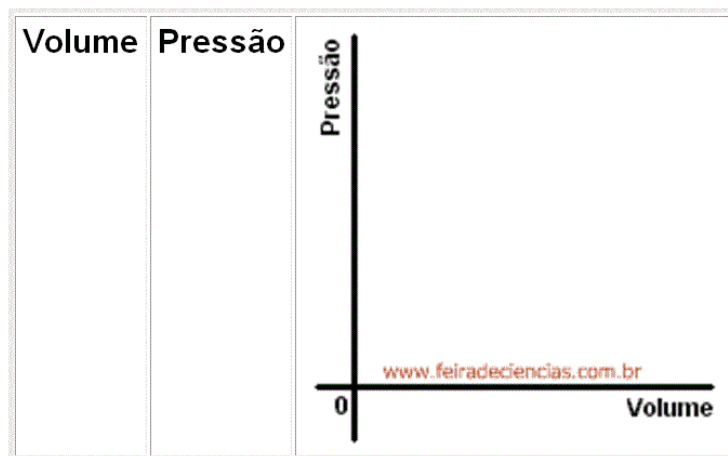
A figura ilustra a montagem:

Procedimento

Lei de *Boyle*: Em transformação isotérmica de dada massa gasosa, pressão e volume são grandezas inversamente proporcionais.



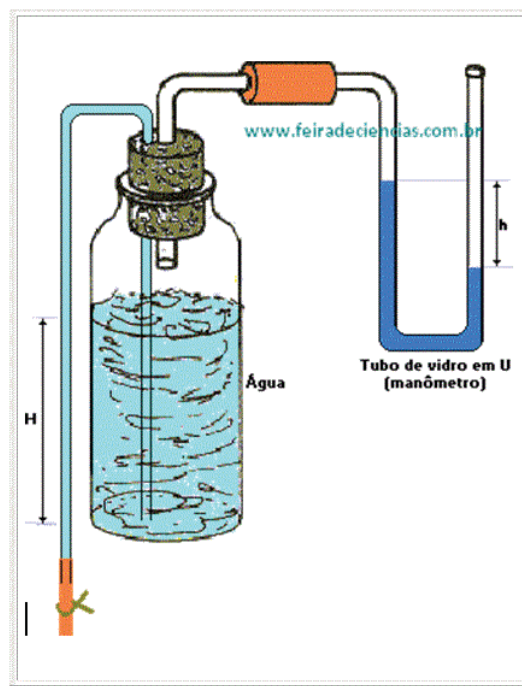
O procedimento básico consiste no preenchimento de uma tabela com colunas, volume e pressão. Os dados dessa tabela podem ser levados a um gráfico cartesiano (diagrama de *Clapeyron*, $P \times V$) para o exame da isoterma que caracteriza a transformação gasosa.



Se o frasco é cilíndrico, torna-se fácil medir-se V (volume do ar) através da medição de H . A pressão P (pressão efetiva do ar interno) é lida no manômetro, pelo desnível h , em “centímetro de água”. Para pressões pequenas, pode-se constatar experimentalmente, que $PV = \text{const.}$

Verifique o escoamento do líquido nas condições da montagem. Uma das observações a ser posta em destaque é que o escoamento cessa quando $H = h$.

Garrafas plásticas transparentes (de paredes relativamente ‘rígidas’) podem ser dotadas de pequenas torneiras para aquários ou filtros. Outra adaptação interessante é dispensar o recurso da torneira, substituindo-a por um sifão de vidro com a extremidade externa dotada de pequeno tubo de látex e presilha, como se ilustra:



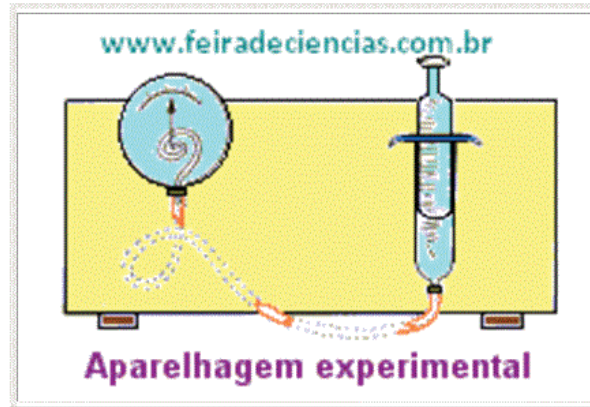
Experimento 4 - Lei de Boyle II [Feira de Ciências]

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 Bourdon, conforme se ilustra abaixo.



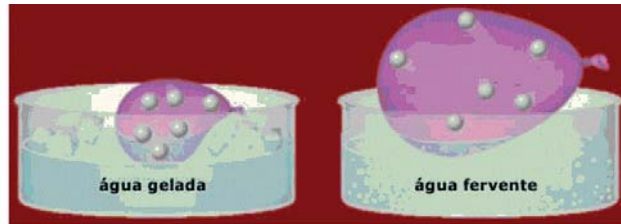
Procedimento

- 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 decimal da unidade.
- Faça os gráficos P x V e P x PV.

V (êmbolo)	V (total)	P	PV
20			
15			
10			
7,5			
20			
25			
30			
35			

Experimento 5 - Volume x Temperatura: A Lei de Charles [4]

Encha um balão (de festa) até metade de sua capacidade. Depois prepare duas bacias (ou panelas) com água gelada (água + gelo) e água quente (fervente). A seguir mergulhe o balão na água gelada e observe o seu volume. Em seguida retire o balão da água gelada e o insira na água quente. Observou o volume do balão aumentar? Foi estabelecendo uma relação precisa entre volume e temperatura dos gases, que Charles estabeleceu sua lei.



Numa extensão do experimento acima, você pode provocar uma diminuição ainda mais drástica do volume do balão caso tenha um refrigerante, tal como nitrogênio líquido. Neste caso, o balão fica com aparência de "vazio", tamanha a diferença de temperatura. Isto porque, tal como observado por Charles, **o volume de um gás é diretamente proporcional à temperatura**, desde que a pressão do gás seja constante.

Jacques Charles, 1746-1823

Charles gostava de voar de balões de ar quente; inventou vários equipamentos de voo, muitos baseados em propriedades dos gases. Estudou a relação entre temperatura e volume de 10 diferentes gases, isto em 1780!

Aplicação da Lei de Boyle no entendimento do processo de respiração.

Lei de Boyle na Respiração:

Na respiração, a lei de Boyle pode ser observada. Na etapa da inalação, o diafragma se expande deixando o volume do pulmão maior. Como o produto pV deve ser constante, a pressão interna do pulmão diminui com este aumento de volume. Como a pressão atmosférica é maior, ar entra no pulmão até equalizar as pressões. O processo inverso ocorre na exalação.

Na sucção, usamos o diafragma para aumentar o volume do pulmão e diminuir sua pressão interna. Só que, agora, usamos esta diferença de pressão com a pressão externa para sugar alguma coisa, tal como o refrigerante com um canudo.

VIDEO AULAS

1. Aula muito boa - http://www.youtube.com/watch?v=s2_id6beiuo
2. Telecurso 2000: Aula 27 1 e 2 - http://www.youtube.com/watch?v=15_O_xoudQA&feature=related
3. Prof. Wanys Rocha. GASES PERFEITOS PARTE 1 e 2 - <http://www.youtube.com/watch?v=6bNA-yIRTAo&feature=related>

ATIVIDADES

- 1 – Faça uma análise dos vídeos aulas e comente se elas cumprem o seu papel de reforço ou substituição da aula presencial.
- 2 – Faça uma análise dos applets de ensino e comente qual ou quais complementam realmente as aulas presenciais.
- 3 – Tirando os experimentos 4 (muito difícil) e 5 (muito fácil) tente fazer e mande fotos de um dos três primeiros experimentos.
- 4 – Você concorda que a realização de experimentos de baixo custo ilustra a teoria ou conceito a ser aprendido?
- 5 – Por que se é tão simples a idéia de hora fixar a pressão, ora o volume, ora a temperatura, nem Boyle, nem Charles e nem Gay-Lussac chegaram a lei geral dos gases perfeitos?



COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

Os alunos e futuros professores devem ter sentido dificuldade em fazer o experimento sugerido pelo professor Luiz Ferraz Neto. Isso é normal já que nem todos nós temos facilidade em manusear ou adquirir alguns dos materiais. Mas devem ter observado pelos experimentos aqui propostos que podemos fazer muita coisa de forma simples e engenhosa. Que não precisamos ficar presos à literatura.

Eles devem ter percebidos que existe muito material de apoio na *internet*, principalmente *applets* de ensino. Que o tema lei dos gases pode ser muito bem explorado em sala de aula.

Estes devem, através de vídeo aulas, ter percebido que mesmo alguns projetos sérios não conseguem se afastar do conceito das aulas teóricas baseadas na exposição de conceitos e na resolução de exercícios.