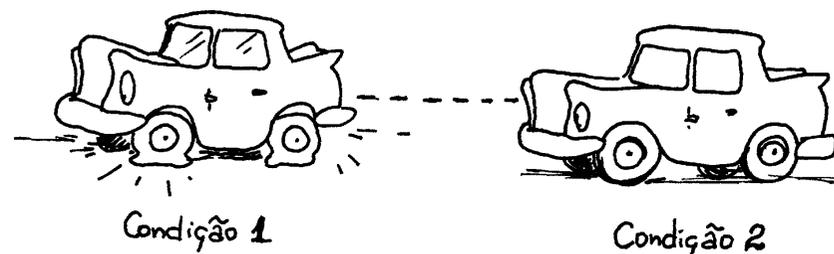
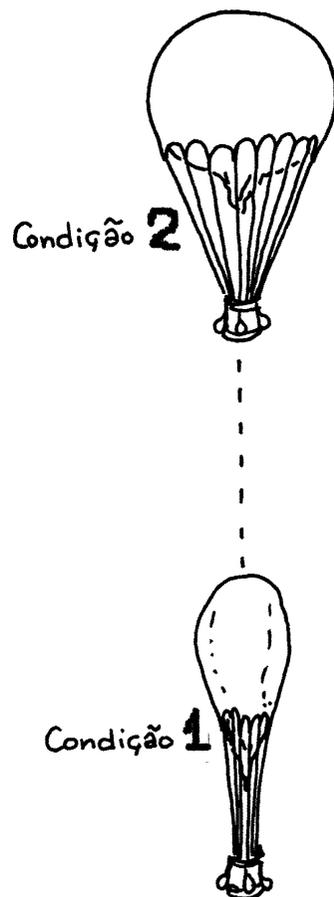


—18—

Transformações gasosas

Em termômetros a gás, bombas de encher pneus e balões, aparelhos respiratórios para submersão etc., ocorrem transformações gasosas.

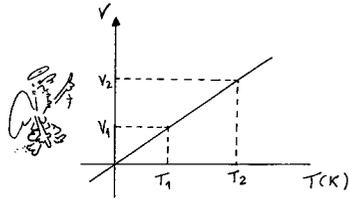


Sempre que um gás é resfriado ou aquecido, os valores de sua pressão e volume se alteram. Há uma regra para essas alterações?

A compressão ou a descompressão de um gás também provocam variações no seu volume e na sua temperatura?

Experiências realizadas com gases mantêm constante uma das grandezas: temperatura, pressão ou volume, avaliando como variam as outras duas e estabelecendo leis para as transformações gasosas.

Como vimos na leitura anterior, é possível descobrir a temperatura absoluta de um gás medindo-se o seu volume.



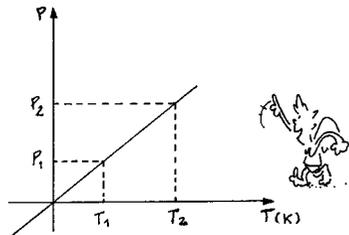
Transformação isobárica

Nesse tipo de transformação gasosa que ocorre a pressão constante (isobárica), o volume do gás é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta, o que pode ser representado pela relação:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{constante}$$

Lei de Charles-Gay Lussac, onde os índices 1 e 2 caracterizam a primeira e a segunda condição do gás.

No entanto, podemos aquecer ou resfriar um gás mantendo constante o seu volume e observando como sua pressão varia. (Veja no quadro ao lado o funcionamento de um termômetro a gás a volume constante.)



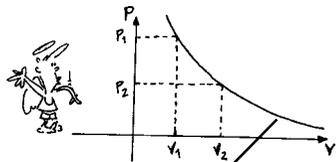
Transformação isovolumétrica

A pressão indicada no manômetro aumenta proporcionalmente com a temperatura absoluta do gás, o que pode ser representado pela equação:

Lei de Charles-Gay Lussac

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \text{constante}$$

Um gás pode ter sua temperatura mantida constante e sofrer uma transformação onde a pressão e o volume variam. Esse estudo foi realizado por Boyle. (Veja no quadro ao lado a sua experiência.)



Transformação isotérmica

ESSA CURVA É CHAMADA ISOTERMA.

Se a pressão do gás aumentar, o seu volume diminui de tal modo que vale a relação:

Lei de Boyle

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = \text{constante}$$

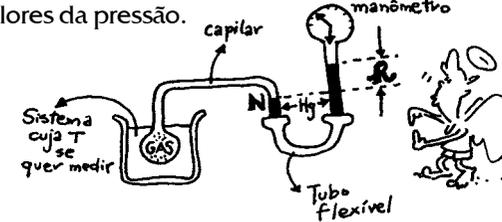
Um gás também pode passar de uma condição (estado) para outra variando ao mesmo tempo a pressão, o volume e a temperatura. Essa transformação obedece ao mesmo tempo às três equações apresentadas, isto é:

Equação Geral dos Gases

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

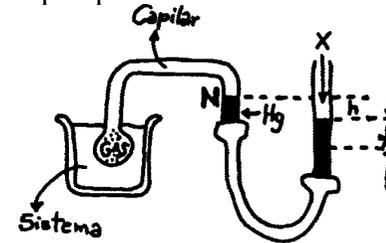
Termômetro a gás a volume constante

Para estudar a variação da pressão de um gás mantido a volume constante utiliza-se um dispositivo contendo uma certa quantidade de gás, isolado do ambiente por um tubo flexível em forma de U com mercúrio, um **termômetro a gás a volume constante**. Um manômetro indica valores da pressão.



Quando o gás é aquecido, o seu volume pode ser mantido constante elevando-se a extremidade do tubo de modo que o ponto N permaneça fixo. A altura h do tubo que contém mercúrio equilibra a pressão do gás contido no reservatório.

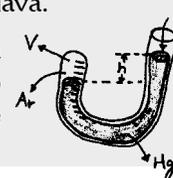
Quando o gás é resfriado, ao contrário, a extremidade do outro tubo deve ser abaixada. A temperatura do gás é calculada pela pressão indicada no manômetro.



A experiência de Boyle.

No estudo dos gases realizado por Boyle foi utilizado um tubo em U fechado em uma extremidade e aberto na outra e contendo gás e mercúrio. Mantendo a temperatura constante, Boyle provocou alterações na pressão e observou como o volume do gás variava.

A pressão pode ser variada alterando-se a altura de mercúrio do ramo direito, mantendo-se constante a temperatura.



Uma importante propriedade dos gases foi apresentada por Avogadro: "um mol de qualquer gás nas condições normais de temperatura e pressão, ocupa sempre o mesmo volume de 22,415 litros e possui $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas (N_0)".

O mol de uma substância é sua massa molecular expressa em gramas. Por exemplo:

um mol de gás de oxigênio (O_2) = 32 g

um mol de gás hidrogênio (H_2) = 2 g

um mol de água (H_2O) = 18 g

Se aplicarmos a equação geral dos gases a **um mol** de gás, o resultado será sempre o mesmo para qualquer gás:

$$\frac{PV}{T} = \frac{1 \text{ atm} \times 22,4 \text{ l}}{273 \text{ K}} = \frac{(1,013 \times 10^5) \text{ N/m}^2 \times 0,0224 \text{ m}^3}{273 \text{ K}}$$

O resultado é a **constante universal dos gases**:

$$R = 8,31 \frac{(\text{N/m}^2) \times \text{m}^3}{\text{mol} \times \text{K}} = 1,986 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \times \text{K}}$$

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{l}}{\text{mol} \times \text{K}}$$

Para um mol de um gás: $\frac{PV}{T} = R$

Para n moles de um gás: $\frac{PV}{T} = n \times R$ ou

$$PV = nRT$$

Equação dos gases perfeitos ou equação de Clapeyron

Teoria cinética dos gases

A pressão de um gás sobre as paredes do recipiente está relacionada com a energia cinética média das moléculas e a temperatura absoluta através das seguintes relações:

$$P = \frac{1}{3} \frac{N \times m \times v_m^2}{V} = \frac{2}{3} \frac{N}{V} E_{c_m}$$

$$E_{c_m} = \frac{3}{2} k \times T \quad \text{onde: } N = n \times N_0 \quad \text{e} \quad k = \frac{R}{N_0}$$

$$k = 1,38 \times 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{molécula} \times \text{K}} \quad \text{Constante de Boltzman}$$

Com essas equações relacionamos pressão e temperatura, que são grandezas macroscópicas, com a energia cinética, que é uma grandeza microscópica. Portanto, é possível estabelecer uma equivalência entre uma grandeza macroscópica e uma grandeza microscópica.

MACROSCÓPICA	MICROSCÓPICA
massa	número de moléculas
temperatura	energia cinética
pressão	choque das moléculas com as paredes
volume	distância média entre as moléculas

n = número de moles
N = número de moléculas
V = volume
m = massa de cada molécula
v = velocidade das moléculas
 N_0 = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas por mol

Exemplo:

1) Qual é a energia cinética média por molécula à temperatura ambiente?

Resolução:

Se: $t = 22^\circ\text{C} = 273 + 22 = 295 \text{ K}$

$$E_{c_m} = \frac{3}{2} k T$$

$$E_{c_m} = \frac{3}{2} \times 295 \times 1,38 \times 10^{-23} \text{ J}$$

$$E_{c_m} = \frac{3}{2} \times 4,07 \times 10^{-21} \text{ J}$$

$$E_{c_m} = 6,105 \times 10^{-21} \text{ J}$$

Exercícios

1) Um químico recolhe um gás a 18°C, cujo volume é de 500 cm³. Para dimensionar a capacidade do recipiente ele precisa conhecer qual será o volume do gás a 0°C se a pressão for mantida constante. Determine o volume do gás.

Resolução:

Como a pressão é constante, a transformação é isobárica. Assim, para a temperatura de 18 °C podemos escrever:

$$T_1 = 18 \text{ °C} = 18 + 273 = 291 \text{ K}$$

$$V_1 = 500 \text{ cm}^3$$

Para a temperatura 0°C, temos:

$$T_2 = 0 \text{ °C} = 0 + 273 = 273 \text{ K}$$

$$V_2 = ?$$

$$\text{Como: } \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{500}{291} = \frac{V_2}{273}$$

$$\text{Portanto: } V_2 = \frac{500 \times 273}{291} = 469 \text{ cm}^3$$

2) Um balão meteorológico contém 75.000 m³ de gás hélio quando está na superfície da Terra à pressão de 1 atmosfera. Ao alcançar uma altitude de 20 km, o seu volume atinge 1.500.000 m³. Admitindo que a temperatura do gás se mantém constante, qual a pressão do gás hélio nessa altura?

Resolução:

$$V_1 = 75.000 \text{ m}^3$$

$$P_1 = 1 \text{ atmosfera} = 10^5 \text{ N/m}^2$$

$$V_2 = 1.500.000 \text{ m}^3$$

$$P_2 = ?$$

Como a temperatura se mantém constante: $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$$10^5 \times 75.000 = 1.500.000 \times P_2$$

$$P_2 = \frac{75.000 \times 10^5}{1.500.000} = 5 \times 10^3 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$$

vinte vezes menor que a pressão inicial.

3) Um *freezer*, regulado para manter a temperatura em seu interior a -19°C, foi fechado e ligado quando a temperatura ambiente estava a 27°C.

a) Determine a pressão em seu interior após um certo tempo de funcionamento.

b) Compare esse valor com o da pressão interna do *freezer* num ambiente cuja temperatura seja 40°C.

Obs.:

- Você pode considerar que o ar no interior do freezer se comporta como um gás ideal.

- Como o volume do ar não se altera, $V_1 = V_2$.

- P_1 é a pressão do local, 1 atmosfera.

- Você deve usar a temperatura absoluta.

4) Considerando que um motor a diesel esteja funcionando a uma taxa de compressão de 14:1 e que a temperatura do ar em seu interior atinja o valor de aproximadamente 700°C, calcule o máximo valor da pressão do cilindro antes da injeção do diesel, sabendo que a temperatura ambiente é de 27°C e a pressão é de 1 atmosfera.

Obs.:

- A pressão inicial do ar na câmara é a do local, 1 atmosfera.

- O volume inicial do ar é V_1 e o final é $V_1/14$.

- Use temperaturas Kelvin.

Considerações sobre o exercício 4

Nos motores a diesel, o combustível é injetado no interior de uma câmara de combustão que contém ar comprimido a alta temperatura e sofre combustão espontânea, dispensando, assim, a vela de ignição.

O ar contido na câmara é retirado do ambiente e altamente comprimido, até que seu volume fique reduzido cerca de 14 a 25 vezes em relação ao volume inicial.