

Objetivo

Avaliar experimentalmente a validade da equação dos gases ideais ($PV=nRT$), determinar a constante dos gases (R) e a pressão atmosférica (P_0) a partir da mesma equação.

Introdução

Um gás ideal é aquele cujo comportamento pode ser descrito com precisão pela equação:

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

sendo a pressão (P), volume (V), número de moles (n) e a temperatura (T) do sistema definidos. R é a constante dos gases ideais.

Este modelo é uma idealização que funciona de maneira mais adequada quando as distâncias entre as moléculas são muito grandes, i. e., em pressões muito pequenas e temperaturas elevadas. Para valores de temperatura entre 0°C e 30°C e pressões próximas a 1 atm (pressão ambiente), esta equação funciona razoavelmente bem e, por este motivo, a estudaremos experimentalmente nestas condições.

Supondo que o ar ambiente, composto aproximadamente de 78% de N_2 , 20% de O_2 e 2% de outros gases como argônio e dióxido de carbono, em temperatura de 25°C ($273,15+25=299,15\text{ K}$) e pressão de 1 atm ($1,013 \times 10^5\text{ Pa}$) se comporte como um gás ideal.

Para um sistema como o apresentado na Figura 3 onde temos um tubo de vidro com uma extremidade aberta e outra fechada, preenchido parcialmente por água, podemos determinar o volume de ar contido na extremidade fechada do volume do cilindro por:

$$V = A \cdot H = (\pi r^2) \cdot H \quad (2)$$

sendo (A) a área da base e (H) a altura da coluna de ar levemente comprimida pela coluna de água e continuamente comprimida com o aumento desta coluna de água. Para calcular a área da base deste cilindro podemos utilizar o diâmetro interno do tubo de vidro, que já foi determinado experimentalmente como 11 mm.

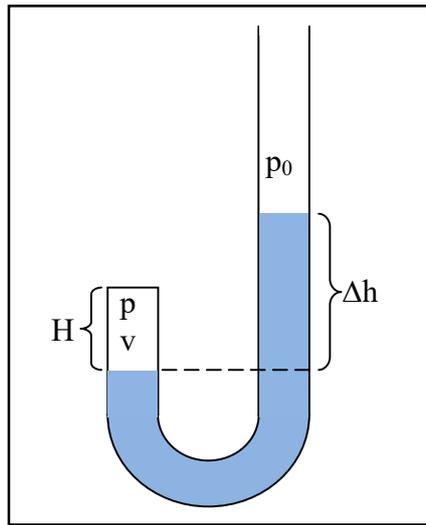


Figura 3 – Desenho correspondente ao tubo de vidro com uma extremidade aberta e outra fechada.

A pressão (**P**) no interior deste volume de ar está relacionada com a pressão na extremidade aberta (**P₀**), pressão atmosférica, e a coluna de água da seguinte forma:

$$P = P_0 + \rho g \Delta h \quad (3)$$

onde **ρ** é a densidade da água (1000 kg/m³), **g** a gravidade (9,8 m/s²) e **Δh** a diferença de altura entre os dois pontos onde se associam as duas pressões, i. e., a diferença de altura entre os dois níveis da água.

Sabe-se da literatura que a pressão atmosférica é próxima de 1 atm. Contudo, neste experimento deixaremos esta variável como uma incógnita, pois poderemos determiná-la experimentalmente considerando que nosso ar seja um gás ideal.

Relacionando as três equações anteriores teremos:

$$\begin{array}{ccc}
 PV = nRT & \longrightarrow & (P_0 + \rho g \Delta h) \cdot (A \cdot H) = nRT \\
 & & \swarrow \\
 P_0 AH + \rho g \Delta h AH = nRT & \longleftarrow & \\
 \rho g \Delta h AH = nRT - P_0 AH & \longleftarrow & \\
 & & \longleftarrow \\
 \Delta h = \frac{nRT}{\rho g A H} - \frac{P_0}{\rho g} & & (4)
 \end{array}$$

Com esta equação podemos relacionar o aumento da coluna de água (**Δh**) com a diminuição da altura da coluna de ar (**H**). Como será apresentado na metodologia, sugere-se reproduzir

um gráfico Δh versus $1/H$, pois assim os resultados experimentais terão uma dependência linear e será possível conduzir um ajuste linear. Após este ajuste linear é possível determinar o coeficiente angular e linear da reta ajustada e associar os coeficientes conforme segue:

$$\text{Coeficiente angular} = \frac{nRT}{\rho g A} \qquad \text{Coeficiente linear} = \frac{P_0}{\rho g}$$

Sabendo as demais constantes pode-se determinar experimentalmente o valor da constante dos gases ideais pela primeira equação e a pressão atmosférica pela segunda equação. Após esta breve introdução seguiremos com nosso experimento.

Lista de Materiais

Água, proveta, tubo de vidro em formato de “U” com uma extremidade fechada e outra aberta, trena, régua, caneta para marcação em vidro e termômetro.

Procedimento Experimental

Fixe o tubo de vidro numa base metálica utilizando garras metálicas apropriadas (Fig. 4).

Despeje um pouco de água para preencher apenas a região inferior do tubo onde se encontra a dobra do vidro e que forme 2 níveis de água aproximadamente horizontais.

Determine a altura H que corresponde ao volume armazenado na alça fechada do tubo e determine a diferença de altura Δh que corresponde a diferença nos níveis de água entre a extremidade fechada e a extremidade aberta. Acompanhe pela Figura 3 a localização da altura (H) do ar preso na extremidade fechada e da diferença de altura (Δh) correspondente a diferença dos níveis de água. Anote estes valores na Tabela 1.

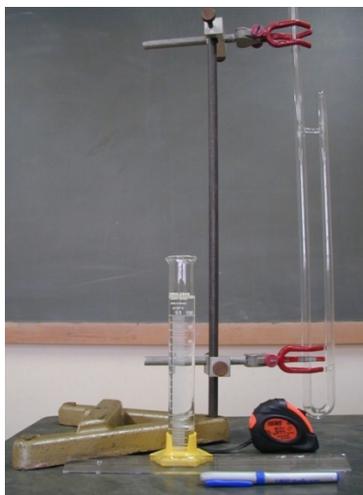


Figura 4 – Materiais utilizados para a comprovação experimental da lei dos gases ideais, com a determinação da constante dos gases e a pressão atmosférica do nosso ambiente.

Despeje mais um pouco de água e determine novamente **H** e **Δh** .

Repita este procedimento para obter no mínimo 6 medidas experimentais de **H** e **Δh** . Estime aproximadamente o acréscimo de água necessário para obter estas 6 medidas experimentais.

Anote a temperatura do ambiente, que será considerada como a temperatura do gás ideal confinado no tubo.

Tabela 1 – Valores experimentais da altura da coluna de ar e da coluna de água.

Medidas experimentais	1	2	3	4	5	6
H (cm) de ar						
Δh (cm) de água						
Temperatura (°C) do gás						

Análise dos dados:

- Calcule o número de moles de ar existente na extremidade fechada do tubo de vidro. Considere que houve condições normais de temperatura e pressão (CNTP; 0°C e 1atm) e, portanto, 1 mol de moléculas de gás ideal ocupa 22,4 litros.
- Faça um gráfico de **Δh** em função do inverso de **H**. Determine a equação da reta deste gráfico.
- Utilizando o coeficiente angular da reta, determine a constante dos gases (**R**).
- Utilizando o coeficiente linear da equação determine a pressão do ambiente (**P₀**).
- Sabe-se que a constante dos gases é **R** = 8,314 J/mol.K e que a pressão ambiente é **P₀**=1,01x10⁵ Pa. Determine a incerteza experimental (%Erro) do nosso cálculo de **R** e **P₀**.
- Aponte os principais erros experimentais e aproximações que ocorreram neste experimento e que foram responsáveis pela divergência observada entre os valores experimentais e os valores encontrados na literatura.