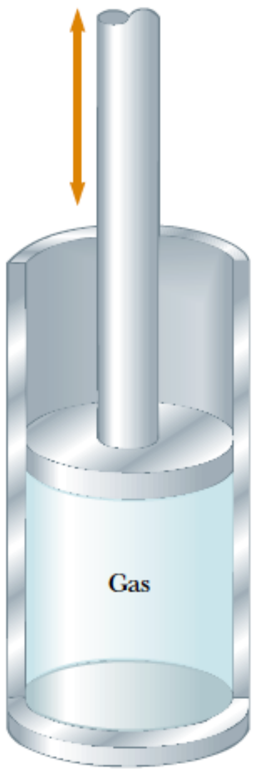
Gás Ideal:

Equação de Estado – II

Equações de Estado



$$pV = nRT$$

Equação de Estado
de um Gás Ideal

– R = 8.314472 J/mol.K é a constante dos gases ideais.

– n é o número de mols, definido pela razão entre o número de moléculas e a constante de Avogadro:
$N_A = 6.02214 \times 10^{23}\ \mathrm{mol}^{-1}$.

Q1) Uma quantidade fixa de gás está contida em um recipiente cujo coeficiente de expansão térmica é desprezível. Inicialmente, o gás tem pressão p e temperatura de $20^{o}C$. Caso a temperatura seja elevada para $40^{o}C$, a pressão final será

(a) maior que $2p$.
(b) menor que $2p$.
(c) $2p$.

$$\frac{p_i V_i}{T_i} = \frac{p_f V_f}{T_f} \implies \frac{pV}{293} = \frac{p_f V}{313}$$

$$p_f = \frac{313}{293}\, p$$

(a) maior que $2p$.
(b) menor que $2p$.
(c) $2p$.

Q2) Um número de moléculas em um mol de uma dada substância

(a) depende da massa molar da substância.
(b) depende do peso atômico da substância.
(c) depende da densidade da substância.
(d) depende da temperatura da substância.
(e) é igual para todas as substâncias.

Q2) Um número de moléculas em um mol de uma dada substância

(a) depende da massa molar da substância.
(b) depende do peso atômico da substância.
(c) depende da densidade da substância.
(d) depende da temperatura da substância.
(e) é igual para todas as substâncias.

P1) Um tanque com capacidade de 11.0 litros contém ar a 21.0^{o}C e pressão absoluta de 1.000 atm (1.013×10^{5} Pa). Por meio de um compressor, a pressão no interior do recipiente é elevada a 2.100×10^{7} Pa. Nesse processo, a temperatura do ar contido no tanque é elevada a 42.0^{o}C. Quantos mols de ar adicionados na compressão? Lembre-se que R = 8.314 J/mol.K

Número de moles na situação inicial:

$$n_1 = \frac{p_1 V_1}{RT_1} = \frac{(1.013 \times 10^5 \text{ Pa})(11.0 \times 10^{-3} \text{ m}^3)}{(8.314 \text{ J/mol} \cdot \text{K})(294 \text{ K})} = 0.46 \text{ mol}$$

Número de moles na situação final:

$$n_2 = \frac{p_2 V_2}{RT_2} = \frac{(2.11 \times 10^7 \text{ Pa})(11.0 \times 10^{-3} \text{ m}^3)}{(8.314 \text{ J/mol} \cdot \text{K})(315 \text{ K})} = 88.6 \text{ mol}$$

Foram adicionados:

$$n_2 - n_1 = 88.6 \text{ moles} - 0.46 \text{ moles} = 88.1 \text{ moles}$$

P3) Admitindo que a temperatura ao nível do mar esteja em torno de 10ºC, e em torno de –20ºC no pico de uma montanha muito alta (verão no Everest), percebemos que a variação da temperatura absoluta com a altitude, desde 283K a 253 K, não é muito grande (cerca de 11%). A gravidade também varia pouco, cerca de 1%, numa escala de 10km de altitude (bem acima do Everest, 8.8 km).

Assim, não cometeremos erro muito grande caso consideremos a gravidade e a temperatura da atmosfera independentes da altitude, numa escala de alguns quilômetros acima do nível do mar.

(a) Admitindo g = 9.8 m/s^2 e T = 273K (constantes), deduza uma expressão para a variação da pressão atmosférica em função da altitude, $p(y)$. <u>Dicas</u>: Utilize o modelo de gás ideal e a relação conhecida para variação da pressão em um fluido, $dp/dy = -\rho g$ (ver Young & Freedman, cap. 14). A massa molar média do ar é cerca de 28g/mol.

(b) Em geral, desprezamos a energia potencial gravitacional no estudo de gases. Por que esse é uma aproximação razoável?

(a) Relação entre pressão e densidade (M é a massa molar):

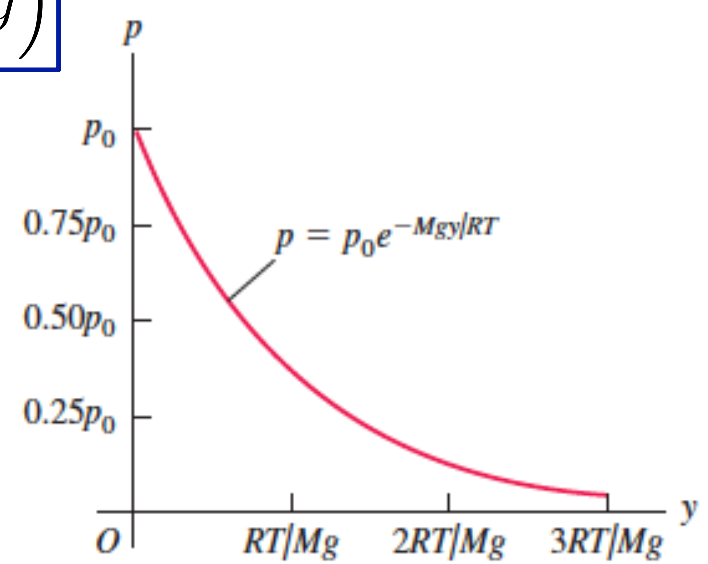
$$pV = nRT = \frac{nM}{M}RT = \frac{m}{M}RT \Longrightarrow p = \rho\frac{RT}{M}$$

– Variação da pressão com a altitude ($y = 0$ no nível do mar):

$$\frac{dp}{dy} = -g\rho = -\frac{Mg}{RT}p$$

$$\frac{dp}{p} = -\frac{Mg}{RT}dy \Longrightarrow \int_{p_0}^{p_1} dp = -\frac{Mg}{RT}\int_0^{y_1} dy$$

$$\ln\left(\frac{p_1}{p_0}\right) = -\frac{Mg}{RT}y \Longrightarrow \boxed{\frac{p_1}{p_0} = \exp\left(-\frac{Mg}{RT}y\right)}$$



(b) Sendo $Mg/RT = 0.00012\ \text{m}^{-1}$, vemos que a pressão varia de $(p_1/p_0) = e^{-1} = 0.36$ a cada 8271 metros de altitude. Em qualquer recipiente ordinário ($h \sim 1$m), a variação é desprezível.