

Aula 3 – Gases ideais ou perfeitos

1. Equações de Estado

Como vimos na aula anterior, o estado de qualquer amostra de uma substância pode ser especificado pelas seguintes propriedades:

- i. O volume que a amostra ocupa (V);
- ii. A pressão da amostra (p);
- iii. A temperatura da amostra (T);
- iv. O número de moles da substância na amostra (n);

Porém, experimentalmente se verifica que na natureza essas quatro grandezas não são independentes entre si. Ou seja, as substâncias obedecem a uma **equação de estado** da forma $p = f(n, V, T)$ que relaciona uma das quatro propriedades com as outras três.

As equações de estado da maioria das substâncias não são conhecidas, entretanto certas equações de estado são.

2. Equação de estado do gás perfeito

A equação de estado de um gás em baixas pressões foi um dos primeiros resultados estabelecidos na físico-química. As experiências de Boyle (século XVII), e as de seus sucessores, conduziram à formulação da **equação de estado do gás perfeito**:

$$\boxed{pV=nRT} \quad (1)$$

onde R é uma constante conhecida como constante dos gases, cujo o valor, determinado experimentalmente, é o mesmo para todos os gases.

$$\begin{aligned}
R &= 8,31451 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1} \\
&8,31451 \text{ kPa L K}^{-1}\text{mol}^{-1} \\
&8,20578 \times 10^{-2} \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \\
&62,364 \text{ Torr K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \\
&1,98722 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}
\end{aligned}$$

A equação de estado do gás perfeito, abreviada como “lei do gás perfeito”, é assim denominada por ser uma **idealização** das equações de estado que os gases obedecem na realidade. Todos os gases obedecem a essa equação de forma aproximada e essas aproximações tornam-se cada vez menores à medida que a pressão tende a zero.

Uma substância hipotética que obedece a equação 1 em todas as pressões é denominada **gás perfeito (ou gás ideal)**. Um gás que existe na natureza, chamado **gás real**, comporta-se cada vez mais como um gás perfeito à medida que sua pressão vai sendo reduzida, e se comporta exatamente como um gás perfeito no limite de pressão nula. Na prática, a pressão atmosférica ao nível do mar ($p \approx 100 \text{ kPa}$) já é suficientemente baixa para que a maioria dos gases reais se comporte quase perfeitamente.

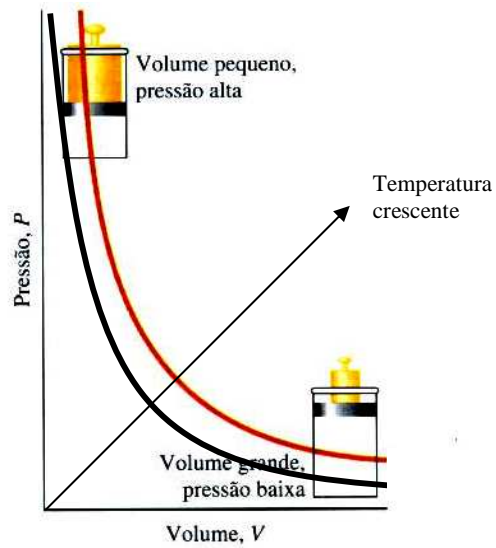
A lei do gás perfeito (equação de estado do gás perfeito) resume três conjuntos de observações experimentais:

- i. **Lei de Boyle:** *À temperatura constante, a pressão de uma determinada quantidade de gás é inversamente proporcional ao seu volume.*

$$\boxed{p \propto \frac{1}{V}} \quad (2)$$

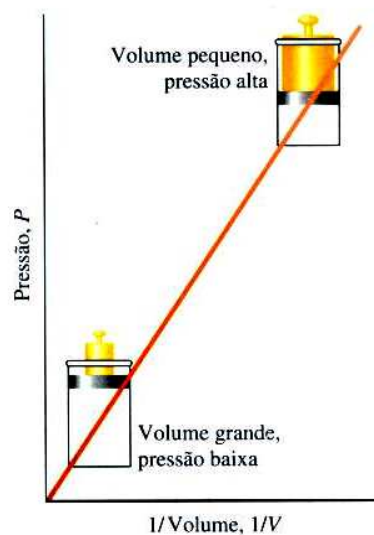
Podemos verificar que a equação 1 é consistente com a lei de Boyle fazendo n e T constantes.

A lei de Boyle implica que, se uma determinada quantidade de um gás for comprimida, à temperatura constante, de modo que seu volume inicial seja reduzido à metade, então sua pressão dobrará.



Cada uma das curvas observadas no gráfico acima é denominada de isoterma, pois mostra a variação de uma propriedade (neste caso a pressão) numa temperatura constante.

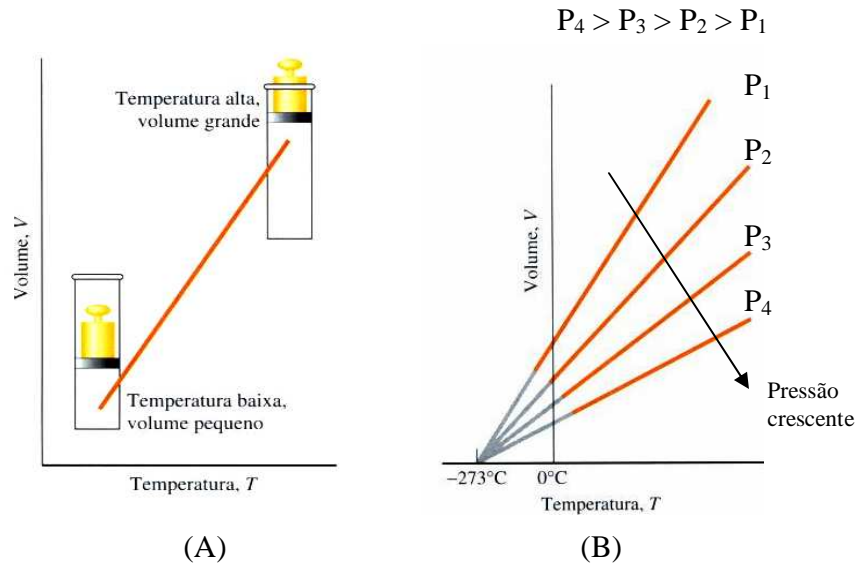
É difícil, a partir desse gráfico, dizer se a lei de Boyle é válida, entretanto quando se faz o gráfico de p versus $1/V$, observa-se retas como seria esperado da lei de Boyle.



- ii. **Lei de Charles:** À pressão constante, o volume de uma determinada quantidade de gás varia linearmente com a temperatura.

$$V = A + B \cdot \theta \quad (3)$$

onde θ é a temperatura na escala Celsius.



O gráfico (A) mostra claramente a validade da lei de Charles. A figura (B) mostra gráficos típicos do volume versus a temperatura para uma série de amostras de gases em diferentes pressões. Pode-se mais uma vez verificar que o volume varia linearmente com a temperatura na escala Celsius.

Pode-se também observar na figura (B) que quando o volume é extrapolado para zero, todas as retas tendem para uma mesma temperatura ($\theta = -273,15 \text{ }^\circ\text{C}$) independente da natureza do gás. Como o volume não pode ser negativo, essa temperatura mínima representa o **zero absoluto** de temperatura, ou seja, uma temperatura abaixo da qual é impossível resfriar um objeto.

Assim, em termos de temperatura Kelvin, a Lei de Charles toma uma forma mais simples, ou seja, dobrando a temperatura (em Kelvin) o volume também dobra, desde que a pressão permaneça constante.

- iii. **Princípio de Avogadro:** *Numa determinada temperatura e pressão, gases com volumes iguais contêm o mesmo número de moléculas.*

Exemplo: 1L de oxigênio a 100 kPa e 300K contém o mesmo número de moléculas que 1L de dióxido de carbono na mesma temperatura e pressão.

O princípio de Avogadro implica que se dobrarmos o número de moléculas, mantendo a temperatura e a pressão constantes, o volume da amostra também duplicará.

Obs: o enunciado de Avogadro é um princípio e não uma lei, pois é baseado num modelo de como uma substância é constituída, ou seja, como um conjunto de moléculas.

Volume molar (V_m): O volume molar de qualquer substância (não apenas de um gás) é o volume que um mol de moléculas da substância ocupa e é calculado dividindo-se o volume da amostra pelo número de moles que ela contém:

$$V_m = \frac{V}{n} \quad (4)$$

Assim, o princípio de Avogadro implica que o volume molar de um gás deve ser o mesmo para todos os gases na mesma pressão e temperatura. À temperatura ambiente (25 °C) e à pressão atmosférica (1bar ou 100 kPa) – **Condições Normais Ambientais de Temperatura e Pressão (CNATP)** – o volume molar dos gases é de 24,79 L.mol⁻¹.

Nas Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP* – T = 273,15 K e p = 101.325 Pa) o volume molar de um gás é igual a 22,4141 L.mol⁻¹.

* CNTP era mais usado antigamente, atualmente utiliza-se mais CNATP.

3. Uso da Lei do Gás Perfeito

Exemplo 1 (determinação da pressão de uma amostra de gás):

Um químico está investigando a conversão de nitrogênio atmosférico numa forma que possa ser utilizada pelas bactérias que se localizam nas raízes de certos legumes e, para isso, necessita saber a pressão em kPa (quilopascal) exercida por 1,25 g de nitrogênio gasoso num frasco de volume igual a 250 mL, a 20 °C.

Resposta:

Informações iniciais:

$$m = 1,25 \text{ g}$$

$$V = 250 \text{ mL}$$

$$\theta = 20 \text{ }^\circ\text{C}$$

transformando

$$m = 1,25 \text{ g}$$

$$V = 250 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}}$$

$$T = 20 + 273,15$$

Dados:

$$m = 1,25 \text{ g}$$

$$V = 0,250 \text{ L}$$

$$T = 293,15 \text{ K}$$

$$pV = nRT \quad \rightarrow \quad p = \frac{nRT}{V}$$

Calculando n:

$$n_{N_2} = \frac{m}{M_{N_2}} = \frac{1,25 \text{ g}}{28,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cong 0,045 \text{ moles}$$

Calculando p:

$$p = \frac{0,045 \text{ mol} \times 8,31451 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 293,15 \text{ K}}{0,250 \text{ L}} = 435 \text{ kPa}$$

Exercício 1: Calcule a pressão exercida por 1,22 g de dióxido de carbono (CO₂) contido num frasco de volume iguala 500 mL, a 37 °C.

$$m = 1,22 \text{ g}$$

$$V = 500 \text{ mL} = 0,5\text{L}$$

$$\theta = 37 \text{ }^\circ\text{C} = 37 + 273,15 = 310,15 \text{ K}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{1,22\text{g}}{44,01\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}} \cong 0,0277\text{moles}$$

$$p = \frac{0,0277\text{mol} \times 8,31451\text{kPa}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 310,15\text{K}}{0,50\text{L}} = 143\text{kPa}$$

Às vezes a pressão para um determinado conjunto de condições é conhecida, no entanto deseja-se saber a pressão para um conjunto de condições diferentes. Para esses casos deve-se proceder da seguinte maneira:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = nR \quad (5)$$

supondo que as condições mudam para T₂ e V₂. Em virtude disso teremos uma nova pressão a qual chamaremos de p₂. Assim:

$$\frac{p_2 V_2}{T_2} = nR \quad (6)$$

como o produto nR permanece constante então:

$$\boxed{\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}} \quad (7)$$

Essa expressão é conhecida como equação combinada dos gases e pode ser manipulada de forma a exprimir uma das variáveis em função das outras.

Exercício 2: Qual é o volume final atingido por uma amostra de gás que foi aquecida de 25 °C até 1000 °C e cuja a pressão aumentou de 10,0 kPa até 150,0 kPa? Admita que o volume inicial da amostra fosse de 15 mL.

Dados

$$\theta_1 = 25 \text{ °C} \rightarrow T_1 = 298,15 \text{ K}$$

$$\theta_2 = 1000 \text{ °C} \rightarrow T_2 = 1273,15 \text{ K}$$

$$p_1 = 10,0 \text{ kPa}$$

$$p_2 = 150,0 \text{ kPa}$$

$$V_1 = 15 \text{ mL}$$

$$V_2 = ?$$

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

$$\frac{10,0 \times 15}{298,15} = \frac{150,0 \times V_2}{1273,15}$$

$$\frac{150}{298,15} = \frac{150}{1273,15} \times V_2$$

$$V_2 = 4,3 \text{ mL}$$

- Cálculo do volume molar utilizando a lei do gás perfeito:

$$pV = nRT$$

$$\frac{V}{n} = \frac{RT}{P}$$

como:

$$V_m = \frac{V}{n}$$

tem-se:

$$\boxed{V_m = \frac{RT}{p}} \quad (8)$$

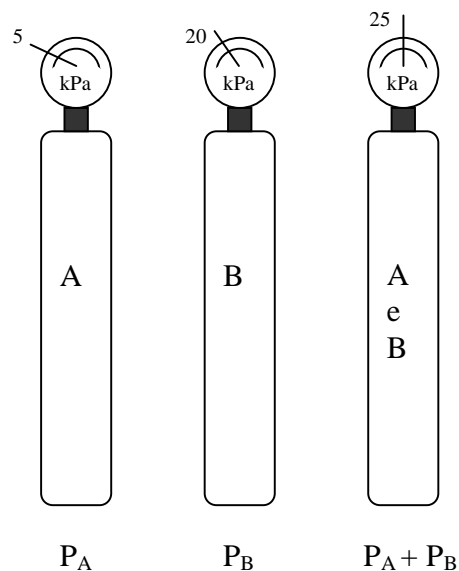
Essa expressão permite o cálculo do volume molar de qualquer gás (admitindo-se que ele se comporta como gás perfeito) a partir da sua pressão e da sua temperatura.

Pode-se verificar também que para uma determinada pressão e temperatura, todos os gases têm o mesmo volume molar.

4. Pressões parciais em mistura de gases

É grande o interesse em sistemas que são constituídos por misturas de gases. Podemos citar como exemplo a investigação de propriedades atmosféricas na meteorologia e misturas de hidrogênio e nitrogênio para a síntese de amônia na engenharia química.

John Dalton, no início do século XIX, realizou uma série de experiências que o possibilitou formular o que atualmente conhecemos como **lei de Dalton**. Segundo essa lei, *a pressão exercida por uma mistura de gases perfeitos é a soma das pressões que cada gás exerceria se ocupasse sozinho o recipiente na mesma temperatura em que se encontra a mistura.*



Observando a ilustração acima podemos verificar que se o gás A ocupasse todo o recipiente que a mistura esta ocupando, na mesma temperatura, a pressão seria de 5 kPa, se considerarmos o gás B a pressão seria de 20 kPa. Assim, segundo a lei de Dalton, a pressão da mistura dos gases A e B é a soma das pressões individuais, ou seja, $p = 25$ kPa.

Para qualquer tipo de gás (real ou perfeito) numa mistura, a pressão parcial (p_j) é definida como:

$$P_J = \chi_J \times p \quad (9)$$

onde χ_J é a fração molar do gás J na mistura.

A **fração molar** de J é o número de moles de J dividido pelo número total de moles presentes na mistura. Em termos matemáticos:

$$\chi_J = \frac{n_J}{n} \quad \text{onde: } n = n_A + n_B + \dots$$

Considerando uma mistura binária, que é constituída pelas espécies A e B, essa expressão geral fica:

$$\chi_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} ; \quad \chi_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} \quad \text{e} \quad \chi_A + \chi_B = 1$$

Exemplo 2: Calcule as frações molares do N_2 , do O_2 e do Ar no ar seco ao nível do mar, sabendo que 100,0 g de ar consistem em 75,5 g de N_2 , 23,2 g de O_2 e 1,3 g de Ar.

Calculando o número de moles em cada componente:

$$n_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{M_{N_2}} = \frac{75,5}{28,02} = 2,695 \text{ moles}$$

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{23,2}{32} = 0,725 \text{ moles}$$

$$n_{Ar} = \frac{m_{Ar}}{M_{Ar}} = \frac{1,3}{39,95} = 3,25 \times 10^{-2} \text{ moles}$$

Calculando as frações molares:

$$\chi_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{N_2} + n_{O_2} + n_{Ar}} = \frac{2,695}{2,695 + 0,725 + 3,254 \times 10^{-2}} = \frac{2,695}{3,452} = 0,780$$

$$\chi_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{N_2} + n_{O_2} + n_{Ar}} = \frac{0,725}{2,695 + 0,725 + 3,254 \times 10^{-2}} = \frac{0,725}{3,452} = 0,210$$

$$\chi_{Ar} = \frac{n_{Ar}}{n_{N_2} + n_{O_2} + n_{Ar}} = \frac{3,254 \times 10^{-2}}{2,695 + 0,725 + 3,254 \times 10^{-2}} = \frac{3,254 \times 10^{-2}}{3,452} = 0,009$$

Exercício 3: A pressão parcial do oxigênio no ar exerce um importante papel na aeração (ato de arejar) da água, permitindo o desenvolvimento da vida aquática, e na absorção do oxigênio pelo sangue nos nossos pulmões. Calcule a pressão parcial de uma amostra de gás consistindo em 2,50 g de oxigênio e 6,43 g de dióxido de carbono, e tendo uma pressão total de 88 kPa.

Calculando o número de moles em cada componente:

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{2,50}{32} = 7,813 \times 10^{-2} \text{ moles}$$

$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} = \frac{6,43}{44,01} = 1,461 \times 10^{-1} \text{ moles}$$

Calculando as frações molares:

$$\chi_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{O_2} + n_{CO_2}} = \frac{7,813 \times 10^{-2}}{7,813 \times 10^{-2} + 1,461 \times 10^{-1}} = \frac{7,813 \times 10^{-2}}{2,242 \times 10^{-1}} = 3,485 \times 10^{-1}$$

$$\chi_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n_{O_2} + n_{CO_2}} = \frac{1,461 \times 10^{-1}}{7,813 \times 10^{-2} + 1,461 \times 10^{-1}} = \frac{1,461 \times 10^{-1}}{2,242 \times 10^{-1}} = 6,517 \times 10^{-1}$$

Calculando as pressões parciais:

$$p_{O_2} = \chi_{O_2} \times p = 3,485 \times 10^{-1} \times 88 = 30,67 \cong \boxed{31 \text{ kPa}}$$

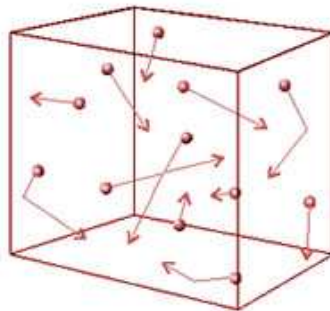
$$p_{CO_2} = \chi_{CO_2} \times p = 6,517 \times 10^{-1} \times 88 = 57,35 \cong \boxed{57 \text{ kPa}}$$

5. O modelo cinético dos gases

Como foi discutido anteriormente, pode-se dizer que um gás pode ser definido como um conjunto de partículas que estão em permanente movimento caótico. Sem dúvida, uma das mais importantes técnicas na ciência é a de propor um modelo qualitativo e então expressar esse modelo matematicamente. O “modelo cinético” dos gases é um excelente exemplo desse procedimento.

O modelo cinético dos gases é baseado em três hipóteses, são elas:

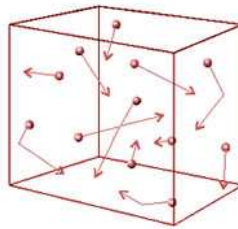
1. Um gás é constituído de moléculas em movimentos aleatório incessante;
2. O tamanho das moléculas é desprezível no sentido de que seus diâmetros são muito menores do que a distância média percorrida pelas moléculas entre duas colisões sucessivas;



3. As moléculas não interagem umas com as outras, exceto quando elas colidem. Isso implica que a energia potencial das moléculas (a energia devido à posição) é independente da distância entre as moléculas e pode ser considerada como sendo igual à zero. Assim, a energia total de uma amostra de gás é a soma das energias cinéticas (energia devido ao movimento) de todas as moléculas presentes na amostra. Pode-se então concluir que quanto mais rápido as moléculas se deslocarem, maior será a energia total do gás.

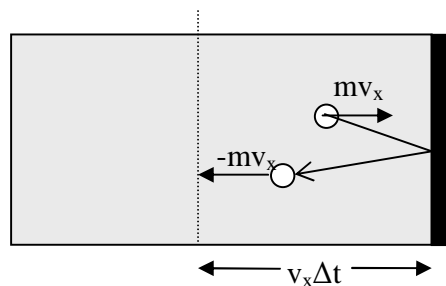
6. A pressão de um gás de acordo com o modelo cinético

De acordo com a teoria cinética, a pressão exercida por um gás é devida as colisões que as moléculas do gás fazem com as paredes do recipiente onde o gás está armazenado.



Cada colisão faz com que se manifeste uma força instantânea sobre a parede do recipiente. Como ocorrem bilhões de colisões a cada segundo, a força sobre a parede é praticamente constante e, portanto, o gás exerce uma pressão uniforme.

Considere o seguinte arranjo:



$$\vec{p} = m \times \vec{v} \quad (1)$$

- Quando a partícula de massa “m” colide com a parede à direita, a componente do seu momento linear (que é o produto entre sua massa e sua velocidade) muda de mv_x para $-mv_x$, ou seja, seu momento linear varia de $2mv_x$ em cada colisão.
- O número de colisões em um intervalo Δt é igual ao número de partículas capazes de alcançar a parede naquele intervalo.
- Sabemos que uma partícula com velocidade v_x percorre uma distância $v_x \Delta t$ num intervalo Δt , todas as partículas que se encontram até uma distância $v_x \Delta t$ da parede atingirão a parede no intervalo Δt , desde que elas estejam se deslocando na direção da parede.

- Portanto, se a parede tem uma área A , então todas as partículas num volume $Av_x\Delta t$ alcançarão a parede.

- Se a densidade de partículas (número de partículas dividido pelo volume total) é N ;

Então o número de partículas no volume $Av_x\Delta t$ é $NAv_x\Delta t$.

- Em média, metade das partículas estão se movendo para a direita e metade estão se movendo para a esquerda, assim o número médio de colisões com a parede no intervalo Δt é $\frac{1}{2}NAv_x\Delta t$.

- A variação do **momento “total”** no intervalo Δt é o produto entre esse número e a variação $2mv_x$ (variação do momento linear de uma única molécula).

$$\frac{1}{2}NAv_x\Delta t \times 2mv_x \quad (2)$$

$$\frac{1}{2}NAv_x\Delta t \times 2mv_x = mNAv_x^2\Delta t \quad (3)$$

- A velocidade de variação do momento é igual à variação do momento ($\frac{1}{2}NAv_x\Delta t \times 2mv_x$) dividido pelo intervalo de tempo durante o qual ela ocorre (Δt), ou seja é igual a:

$$mNAv_x^2 \quad (4)$$

- De acordo com a segunda lei de Newton (do movimento) a velocidade de variação do momento é igual à força. Assim pode-se dizer que a força exercida pelo gás sobre a parede do recipiente é:

$$F = mNAv_x^2 \quad (5)$$

- Sabendo-se que pressão é a força sobre a área em que ela está atuando, temos:

$$p = mNv_x^2 \quad (6)$$

- A pressão detectada, p , é a média (simbolizada por $\langle \dots \rangle$) da grandeza anterior, ou seja: $p = mN \langle v_x^2 \rangle$.

- A raiz quadrada da **média dos quadrados das velocidades** das partículas, c , é: $c = \langle v_x \rangle^{1/2} = \left(\langle v_x^2 \rangle + \langle v_y^2 \rangle + \langle v_z^2 \rangle \right)^{1/2}$

- Como as partículas estão se movendo aleatoriamente, a média de v_x^2 é igual à média das grandezas análogas nas direções y e z . Como $\langle v_x^2 \rangle$, $\langle v_y^2 \rangle$, $\langle v_z^2 \rangle$, são iguais, então: $c = \left(3 \cdot \langle v_x^2 \rangle \right)^{1/2} \rightarrow c^2 = \left[\left(3 \cdot \langle v_x^2 \rangle \right)^{1/2} \right]^2 \rightarrow c^2 = 3 \cdot \langle v_x^2 \rangle \rightarrow \langle v_x^2 \rangle = \frac{1}{3} c^2$.

- Como: $p = mN \langle v_x^2 \rangle$ então:
$$p = \frac{1}{3} N m c^2 \tag{7}$$

- A densidade de partículas, N , também pode ser calculada como sendo o produto do número de moles, n , pelo número de Avogadro, N_A , dividido pelo volume.

$$N = \frac{n N_A}{V} \tag{8}$$

- Assim pode-se reescrever a equação anterior da seguinte forma:

$$pV = \frac{1}{3} n N_A m c^2 \tag{9}$$

Como a massa molar das moléculas, M , é o produto da massa (m) pelo número de Avogadro, N_A , tem-se por fim a seguinte equação:

$$pV = \frac{1}{3} n M c^2 \tag{10}$$

7. A velocidade média das moléculas de um gás

Se admitirmos que a expressão (10) obtida da teoria cinética é realmente a equação de estado do gás perfeito tem-se a seguinte situação:

$$pV = \frac{1}{3}nMc^2 \quad \text{e} \quad pV = nRT, \text{ ou seja, } \frac{1}{3}nMc^2 = nRT \rightarrow \frac{1}{3}Mc^2 = RT$$

Esta equação pode agora ser reescrita de modo a obter uma fórmula para a velocidade média quadrática das moléculas de um gás numa temperatura qualquer:

$$c = \left(\frac{3RT}{M} \right)^{1/2} \quad (11)$$

Obs: A velocidade média quadrática é introduzida naturalmente na teoria cinética como uma medida da energia cinética média das moléculas. Portanto, sempre que “c” aparece, pensamos nela como uma medida da energia cinética média das moléculas do gás.

A velocidade média quadrática (c), tem um valor muito próximo de uma outra velocidade molecular cujo significado é mais fácil de se ver. Essa outra velocidade é a velocidade média \bar{c} das moléculas ($\bar{c} = \frac{v_1 + v_2 + \dots + v_n}{N}$).

Para amostras que contêm um número grande de moléculas, a velocidade média é um pouco menor que a velocidade média quadrática. A relação entre elas é dada por:

$$\bar{c} = \left(\frac{8}{3\pi} \right)^{1/2} .c \approx 0,921.c$$

Portanto, para propósitos elementares e para objetivos qualitativos essas duas grandezas não apresentam diferença.

Uma importante conclusão que se pode obter a partir da equação (11) é que: *A velocidade média quadrática (c) das moléculas num gás é proporcional à raiz quadrada da temperatura.*

Como a **velocidade média** é proporcional à **velocidade média quadrática**, o mesmo é verdade também para o caso da velocidade média das moléculas num gás. Assim dobrando-se a temperatura (em Kelvin) aumenta-se a velocidade média e a velocidade média quadrática de um fator de $2^{1/2} = 1,4142\dots$

Anexo 1

A cada choque o momento linear da partícula muda de mv_x para $-mv_x$, ou seja, seu **momento linear varia de $2mv_x$** em cada colisão

número de colisões = número de partículas capazes de alcançar a parede no intervalo Δt

se a velocidade das partículas é v_x percorre uma **distância $v_x\Delta t$** num intervalo Δt

Portanto, se a parede tem uma área A , então todas as partículas num **volume $Av_x\Delta t$** alcançarão a parede.

Se a densidade de partículas $N = \frac{\text{número de partículas}}{\text{volume total}}$ então, o número de partículas no volume $Av_x\Delta t$ é **$NAv_x\Delta t$**

Em média, metade das partículas estão se movendo para a direita e metade estão se movendo para a esquerda.

Assim, o número médio de colisões com a parede no intervalo Δt é **$\frac{1}{2}NAv_x\Delta t$** .

$$\text{A variação do momento "total" no intervalo } \Delta t = \boxed{\frac{1}{2}NAv_x\Delta t \times 2mv_x} \quad (2)$$

$$\frac{1}{2}NAv_x\Delta t \times 2mv_x = \boxed{mNAv_x^2\Delta t} \quad (3)$$

$$\text{A velocidade de variação do momento} = \frac{mNAv_x^2\Delta t}{\Delta t} = \boxed{mNAv_x^2} \quad (4)$$

$$\text{A velocidade de variação do momento é igual à força. Assim: } \boxed{F = mNAv_x^2} \quad (5)$$

$$p = \frac{F}{A} = \frac{mNAv_x^2}{A} = mNv_x^2 \rightarrow \boxed{p = mNv_x^2} \quad (6)$$

A pressão detectada, p , é a média (simbolizada por $\langle \dots \rangle$) da grandeza anterior: $p = mN\langle v_x^2 \rangle$.

A raiz quadrada da média dos quadrados ($\langle v_x \rangle$) das velocidades das partículas, c , é:

$$c = \langle v_x \rangle^{1/2} = \left(\langle v_x^2 \rangle + \langle v_y^2 \rangle + \langle v_z^2 \rangle \right)^{1/2}$$

Como as partículas estão se movendo aleatoriamente então $\langle v_x^2 \rangle$, $\langle v_y^2 \rangle$, $\langle v_z^2 \rangle$, são iguais,

$$\text{portanto: } c = \left(3 \cdot \langle v_x^2 \rangle \right)^{1/2} \rightarrow c^2 = \left[\left(3 \cdot \langle v_x^2 \rangle \right)^{1/2} \right]^2 \rightarrow c^2 = 3 \cdot \langle v_x^2 \rangle \rightarrow \langle v_x^2 \rangle = \frac{1}{3} c^2.$$

$$\text{Como: } p = mN\langle v_x^2 \rangle, \text{ então: } \boxed{p = \frac{1}{3} Nmc^2} \quad (7)$$

$$\text{Sabendo-se que a densidade de partículas } (N) = \frac{nN_A}{V} \quad (8)$$

$$\text{A equação } p = \frac{1}{3} Nmc^2 \text{ pode ser modificada para: } pV = \frac{1}{3} nN_A mc^2 \quad (9)$$

Como: a massa molar das moléculas (M) = $n \cdot m$

A equação final assume a forma:

$$\boxed{pV = \frac{1}{3} nMc^2} \quad (10)$$

Exercícios – Lista 2

- 1) Qual a pressão que é exercida por uma amostra com 2,045 g de nitrogênio gasoso num recipiente de volume igual a 2,00 L, a 21°C?
- 2) Uma amostra de neônio, de massa igual a 255 mg, ocupa 3,00L a 122K. Qual a pressão que ela exerce?
- 3) Para surpresa de muitas pessoas, descobriu-se que o monóxido de nitrogênio (NO) atua como neurotransmissor. Para estudar o seu efeito, uma amostra foi coletada num recipiente de volume igual a 250,0 mL. A 19,5°C, observou-se que a sua pressão era de 24,5 kPa. Que quantidade (em moles) de NO foi coletada?
- 4) Um equipamento doméstico para gaseificar água usa cilindros de aço de dióxido de carbono de volume igual a 250 mL. Cada um dos cilindros pesa 1,04 kg quando está cheio e 0,74 kg quando está vazio. Qual é a pressão de gás em cada cilindro, a 20°C?
- 5) O efeito das pressões altas sobre organismos, inclusive humanos, é estudado com o objetivo de se obter informações sobre mergulhos em águas profundas e sobre a anestesia. Uma amostra de ar ocupa 1,00 L a 25°C e 1,00 atm. Que pressão é necessária para comprimir essa amostra a 100 cm³, nessa temperatura?
- 6) Existe uma advertência para não se descartar latas pressurizadas lançando-as ao fogo. O gás em um recipiente desse tipo exerce uma pressão de 125 kPa, a 18°C. Quando o recipiente é lançado ao fogo a sua temperatura sobe a 700 °C. Qual é a pressão nessa temperatura?
- 7) Até que se ache um modo econômico de extrair oxigênio da água do mar ou de rochas lunares, ele tem que ser transportado com as pessoas quando estas vão para lugares onde ele não existe ou está presente numa concentração abaixo das necessidades dos seres humanos. O transporte de oxigênio é feito em tanques onde ele se encontra comprimido. Uma amostra de oxigênio na pressão de 101

- kPa é comprimida, a temperatura constante, de 7,20 L até 4,21 L. Calcule a pressão final do gás.
- 8) A que temperatura deve ser resfriada uma amostra de hélio gasoso, inicialmente a 22,2 °C, de modo a reduzir seu volume de 1,00L para 100 cm³?
 - 9) Balões de ar quente conseguem ascender devido ao abaixamento da densidade do ar que ocorre quando o ar no balão é aquecido. A que temperatura se deveria aquecer uma amostra de ar, inicialmente a 340K, para aumentar seu volume de 14%?
 - 10) Ao nível do mar, onde a pressão é 104 kPa e a temperatura 21,1 °C, uma massa de ar ocupa 2,0 m³. Que volume essa massa de ar ocupará quando subir para uma altitude onde a pressão e a temperatura são respectivamente, (a) 52 kPa, -5,0°C; (b) 880 Pa, -52,0°C?
 - 11) O volume de ar num sino de mergulho, quando ele está em cima de um barco, é de 3,0 m³. Qual o volume de ar quando o sino atingir uma profundidade de 50 m? Considere a densidade média da água do mar como sendo 1,025 g.cm⁻³ e admita que a temperatura seja a mesma da superfície (temperatura constante).
 - 12) Um balão meteorológico tinha um raio de 1,0 m quando foi lançado, ao nível do mar a 20 °C, e se expandiu até um raio de 3,0 m ao atingir a sua altitude máxima, onde a temperatura era de -20 °C. Qual a pressão dentro do balão naquela altitude?
 - 13) Uma mistura gasosa, que é usada para simular a atmosfera de outro planeta, consiste em 320 mg de metano, 175 mg de argônio e 225 mg de nitrogênio. A pressão parcial do nitrogênio, a 300 K, é 15,2 kPa. Calcule (a) o volume e (b) a pressão total da mistura.
 - 14) A pressão de vapor da água, na temperatura do sangue, é 47 Torr. Qual é a pressão parcial do ar seco em nossos pulmões quando a pressão total é 760 Torr?
 - 15) A determinação da densidade de um gás ou de um vapor pode fornecer uma estimativa rápida de sua massa molar, embora a espectrometria de massa seja

- muito mais precisa. Determinou-se, a 300 K e 25,5 kPa, que a densidade de um determinado composto gasoso é $1,23 \text{ g.L}^{-1}$. Qual é a massa molar desse composto?
- 16) Numa experiência para a medida da massa molar de um gás, 250 cm^3 do gás foram confinados num recipiente de vidro. A pressão era 152 Torr, a 298 K, e a massa do gás era 33,5 mg. Qual é a massa molar do gás?
- 17) Um recipiente de volume igual a 22,4 L contém 2,0 mols de H_2 e 1,0 mol de N_2 , a 273,15 K. Calcule (a) as suas pressões parciais e (b) a pressão total.
- 18) A composição das atmosferas planetária é, em parte, fixada pelas velocidades das moléculas dos gases que as constituem, pois moléculas que se movem mais rapidamente podem alcançar a velocidade de fuga e assim deixar o planeta. Calcule a velocidade média dos átomos de He e das moléculas de CH_4 nas temperaturas (i) 77 K, (ii) 298 K e (iii) 1000 K.

RESPOSTAS:

1º) 89,3 kPa

2º) $4,22 \times 10^{-2}$ atm

3º) $2,52 \times 10^{-3}$ mols

4º) $6,65 \times 10^4$ kPa

5º) 10 atm

6º) 418 kPa

7º) 173 kPa

8º) 29,54 K

9º) 388 K

10º) a) $3,65 \text{ m}^3$ b) 178 m^3

11º) $0,5 \text{ m}^3$

12º) $3,19 \times 10^{-2}$ atm

13º) a) 1,32 L b) 61,3 kPa

14º) 713 Torr

15º) $120,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

16º) $16,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

17º) a) $P_{\text{H}_2} = 2 \text{ atm}$; $P_{\text{N}_2} = 1 \text{ atm}$

b) $P_{\text{total}} = 3 \text{ atm}$

18º) He(77K) $c = 693 \text{ m/s}$

CH₄(77K) $c = 346 \text{ m/s}$

He(298K) $c = 1363 \text{ m/s}$

CH₄(298K) $c = 681 \text{ m/s}$

He(1000K) $c = 2497 \text{ m/s}$

CH₄(1000K) $c = 1247 \text{ m/s}$