

Resumo da aula

A palavra gás (do grego *chaos* = espaço vazio e do holandês *gaesen* = efervescer ou fermentar) foi criada no século XVII, pelo médico e químico belga Van Helmont (1577-1644), para designar um dos esta dos físicos da matéria, o estado **gasoso**.

Helmont descobriu que a fumaça remanescente da combustão era diferente do ar e do vapor da água, apresentando características da substância queimada. Descobriu também a existência de diversos tipos de gases, que requeriam investigação para serem identificados. Pesquisas e experimentos realizados no decorrer do tempo fizeram progredir muito o conhecimento sobre os gases. Hoje sabemos, por exemplo, que:

- podem existir regiões, como o vácuo, onde o gás não está presente; o dióxido de carbono é um gás liberado tanto naturalmente pelas florestas, que depois o reabsorvem, em parte, através da fotossíntese, como artificialmente pelo escapamento dos veículos, pelas queimadas e pelas chaminés das fábricas, poluindo o ar que respiramos;
- são gases os clorofluorcarbonos, terríveis poluentes atmosféricos usa dos em *sprays*, aparelhos de refrigeração e embalagens plásticas; a fermentação da matéria orgânica em aterros e depósitos de lixo gera o gás metano, que vem sendo pesquisado como combustível substituto do petróleo;
- o ozônio é um gás que tanto beneficia nosso planeta, quando se encontra nas alturas, como prejudica enormemente, quando aparece em baixas altitudes, liberado pela queima de combustíveis;
- a cor de certas pedras preciosas, como a esmeralda e o topázio, é determinada pela existência de gases entre suas partículas.

Como você pode perceber, os gases estão em quase todas as partes, inclusive dentro de nosso organismo. Quando sua ação é natural, tornam possível a vida; manipulados erroneamente pelo homem, podem causar a destruição do planeta. Os gases, como já vimos anteriormente, são corpos que se caracterizam por não apresentarem forma nem volume próprios; eles tomam a forma e ocupam todo o volume do recipiente onde estão contidos. Assim, os corpos gasosos têm uma grande compressibilidade, pois podem sofrer grandes variações de volume, quando submetidos a pequenas variações de pressão, e uma grande expansibilidade, pois ocupam todo o volume disponível.

Os conceitos e leis desenvolvidos nas aulas são válidos apenas para os chamados gases **ideais ou gases perfeitos** — gases que, naturalmente, não existem na prática.

O gás ideal ou gás perfeito é um modelo que deve satisfazer às seguintes hipóteses:

- as moléculas de um gás ideal estão num constante estado de movimentação, que é caótica e desordenada;
- suas moléculas (apesar de, na realidade, elas apresentarem velocidades diferentes uma da outra) movimentam-se com velocidade média equivalente à velocidade média de todas as partículas;
- as moléculas do gás ideal não exercem ações mútuas umas sobre as outras, exceto durante as colisões;
- os choques entre moléculas, ou entre moléculas e as paredes do recipiente onde estão contidas, são choques perfeitamente elásticos e, portanto, não há perda energética durante as colisões;
- o volume próprio de cada molécula é desprezível, portanto o volume total das moléculas é desprezível quando comparado com o volume do recipiente onde estão contidas.

Um gás real pode ter um comportamento próximo ao de um gás ideal quando sob certas condições. Essas duas condições favorecem o cumprimento das hipóteses assumidas para um gás ideal:

- as altas temperaturas do gás real elevam a velocidade média de suas moléculas, e assim tornam a energia potencial (relacionada às forças de campo) desprezível em relação à energia cinética (relacionada com as forças de colisão);
- as baixas pressões, resultado dos choques de suas moléculas contra as paredes do recipiente onde estão contidas, implicam um gás mais rarefeito, ou seja, com pequeno volume total das moléculas em comparação com o volume do recipiente; assim, o aumento da distância entre as moléculas do gás também reduz a intensidade média das forças de campo.

Conclusão:

Um gás real comporta-se, aproximadamente, como um gás ideal a altas temperaturas e a baixas pressões.

A **Pressão**, o **Volume** e a **Temperatura** são as grandezas macroscópicas que definem o estado gasoso e, por isso, recebem o nome de **Variáveis de Estado** de um gás. São essas variáveis de estado que são estudadas aqui, nas **Transformações Gasosas**.

A pressão de um gás é o resultado da colisão das moléculas do gás contra as paredes do recipiente que o contém.

Analisemos agora o efeito que a temperatura tem na pressão: **se diminuirmos a temperatura**, diminuiremos a energia cinética das moléculas.

Com pouca velocidade, as moléculas colidem com menos força nas paredes. O que se espera que aconteça com a pressão? Espera-se que a pressão aumente ou diminua? A resposta é que

diminua a pressão. Mas se **aumentarmos a temperatura, esperaremos que a pressão aumente**, pois a velocidade das moléculas aumentará e elas colidirão com mais força nas paredes do recipiente.

No caso de um gás, o **volume** é o do recipiente que o contém. O volume pode ser expresso através das unidades a seguir (mais comuns).

cm^3 = centímetro cúbico

m^3 = metro cúbico

ℓ = litro

$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml}$

$1000 \text{ cm}^3 = 1000 \text{ ml} = 1 \text{ litro}$

$1000 \ell = 1 \text{ m}^3$

A **temperatura** é uma medida da energia cinética das moléculas que constituem o gás. Quanto mais alta a temperatura do gás, mais altas serão as velocidades das moléculas que o formam. A escala Kelvin considera como ponto zero a situação de total ausência de movimento das partículas que constituem a matéria.

Na nossa escala cotidiana (celsius), essa temperatura corresponde a -273°C . Por isso, para converter a temperatura Celsius em Kelvin (temperatura absoluta), devemos usar a relação a seguir:

$$T = \theta_c + 273$$

A escala Kelvin é utilizada no estudo do comportamento dos gases. Nos cálculos envolvendo gases, costuma-se definir as condições normais de temperatura e pressão (CNTP), que seria o gás na temperatura de 0°C (273 K) e **1 atm** de pressão.

A **pressão** é resultante da colisão das moléculas do gás com as paredes do recipiente que o contém, é força por unidade de área.

Normalmente a pressão é medida em atmosfera (atm), newton por metro quadrado ($\text{N/m}^2 = \text{Pa}$) ou milímetros e centímetros de mercúrio.

$$1 \text{ atm} \cong 1 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 76 \text{ cmHg}$$

Observação:

Um gás encontra-se no estado normal, ou nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), ou, ainda, em temperatura e pressão normais (TPN), quando essas variáveis assumem os seguintes valores:

CNTP:

temperatura (T) = 273 K (0°C) pressão (p) = 1 atm.



Exercícios



01 – Certa massa de um gás ocupa um volume de 49,2 ℓ sob pressão de 3 atm e temperatura de 27°C. Qual a temperatura desse gás na escala Kelvin?

- (A) 100 K
- (B) 200 K
- (C) 300 K
- (D) 400 K
- (E) 500 K

02 – Tem-se 24,6 litros de oxigênio a – 123°C, sob pressão de 4,0 atm. Expressando o volume em m³ e a temperatura em Kelvin, encontramos, respectivamente:

- (A) $24,6 \times 10^{-3} \text{ m}^3$; 150 K
- (B) $24,6 \times 10^{-1} \text{ m}^3$; 150 K
- (C) $24,6 \times 10^{-2} \text{ m}^3$; 396 K
- (D) $24,6 \times 10^{-4} \text{ m}^3$; 150 K
- (E) $24,6 \times 10^{-3} \text{ m}^3$; 396 K

03 – (UNIVALI-SC) O comportamento de um gás real aproxima-se do comportamento de gás ideal quando submetido a:

- (A) baixas temperaturas e baixas pressões.
- (B) altas temperaturas e altas pressões.

(C) baixas temperaturas independente da pressão.

(D) altas temperaturas e baixas pressões.

(E) baixas temperaturas e altas pressões.

04 – No interior de um balão volumétrico indeformável e indilatável, encontram-se 8,0 mols de moléculas de um gás perfeito à temperatura de 327°C e exercendo a pressão de $2,0 \times 10^5 \text{ N/m}^2$. Expressando essa temperatura em Kelvins e a pressão em atm, encontramos como resposta a alternativa

Dado: $1 \text{ atm} \cong 1 \times 10^5 \text{ Pa}$

- (A) 600 K e 1 atm
- (B) 400 K e 2 atm
- (C) 6000 K e 2 atm
- (D) 600 K e 2 atm
- (E) 500 K e 1 atm

05 – Um gás ideal encontra-se confinado em um cilindro provido de êmbolo, ocupando um volume de $20 \times 10^{-3} \text{ m}^3$ e à temperatura de 300 K. O gás é aquecido até atingir a temperatura de 357°C. É correto afirmar que o volume, em litros, desse gás e a sua temperatura final, após o aquecimento, em Kelvins, valem, respectivamente:

- (A) 20 ℓ e 573 K
- (B) 20 ℓ e 84 K
- (C) 20 ℓ e 630 K
- (D) $20 \times 10^{-3} \text{ ℓ}$ e 630 K
- (E) $20 \times 10^3 \text{ ℓ}$ e 573 K

06 – Um gás encontra-se no estado normal, ou nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), ou, ainda, em temperatura e pressão normais (TPN). Logo, pode-se afirmar que:

- (A) Sua temperatura vale 0 K.
- (B) Sua pressão vale 10 atm.
- (C) Sua temperatura vale – 273 K.
- (D) Sua pressão vale cerca de $1 \times 10^3 \text{ Pa}$.
- (E) Sua temperatura vale 273°C.

 Gabarito 

01 – Letra C

02 – Letra A

03 – Letra D

04 – Letra D

05 – Letra C

06 – Letra E