

# Propriedades dos gases

AULA

# 2

## Meta da aula

Apresentar a origem e as aplicações da equação de estado que representa o comportamento dos gases ideais.

## objetivos

Esperamos que, após o estudo do conteúdo desta aula, você seja capaz de:

1. utilizar manômetros e termômetros simples para medir a pressão e a temperatura de gases;
2. definir gás ideal e equação de estado;
3. descrever e utilizar as leis empíricas que levaram ao desenvolvimento da lei dos gases ideais;
4. explicar e prever o comportamento de um gás ideal através de sua equação de estado, a lei dos gases ideais.

## Pré-requisito

Conhecimento dos conceitos de grandezas, medidas e unidades.

## INTRODUÇÃO

Nesta aula, iniciaremos os estudos sobre as propriedades dos gases, que participam de diversos processos físicos e químicos de grande interesse. Nós vivemos imersos numa grande mistura de gases, a atmosfera (onde se encontra o oxigênio que respiramos), fundamental para nossa existência e para a maior parte dos seres vivos.

Ao longo desta disciplina, para introduzir e desenvolver uma série de conceitos importantes (equilíbrio, eletroquímica, funções orgânicas, leis da termodinâmica, entre outros), usaremos freqüentemente como exemplo os efeitos das ações do homem sobre a atmosfera terrestre, principalmente os resultantes da geração de diversos tipos de poluentes.

## O ESTADO GASOSO

O estado gasoso é um dos estados fundamentais da matéria. As propriedades dos gases diferem das dos líquidos e sólidos em diversos aspectos. Nos gases, as moléculas estão muito mais afastadas entre si a maior parte do tempo, fazendo com que a influência das interações intermoleculares seja muito menos relevante do que no caso dos líquidos e sólidos. Como resultado, gases diferentes comportam-se de forma razoavelmente similar no que diz respeito a suas propriedades físicas. As moléculas do gás movem-se de forma livre, ocupando inteiramente o volume do recipiente em que se encontram, porém a fração do volume total efetivamente ocupado é baixa. Isso faz com que os gases sejam altamente compressíveis, ou seja, pequenas variações de pressão causam grandes variações de volume, o que não ocorre com líquidos e sólidos. Os gases formam misturas homogêneas entre si, independentemente da natureza química e das proporções das substâncias presentes.

## EQUAÇÕES DE ESTADO

O estado de um gás puro é determinado quando são conhecidos os valores de propriedades como pressão ( $p$ ), volume ( $V$ ), temperatura ( $T$ ) e quantidade da substância (número de moles,  $n$ , por exemplo). Empiricamente (ou seja, através de experimentos), observou-se que basta determinar o valor de três destas variáveis para que o estado da amostra seja fixado, isto é, há apenas um valor possível para a quarta variável. A equação matemática que descreve a relação entre estas variáveis é chamada de equação de estado. A forma geral de uma equação de estado pode ser escrita como:

$$p = f(V, T, n)$$

ou seja, a pressão é uma função do volume, da temperatura e do número de moles. Em outras palavras, conhecendo-se os valores de volume, temperatura e número de moles para uma dada situação e a relação matemática descrita pela equação de estado, é possível calcular o valor da pressão correspondente, sendo este valor o único possível para o sistema nesta situação.

Antes de entrarmos no estudo das equações de estado, discutiremos um pouco mais sobre a natureza de algumas das variáveis envolvidas e como estas são medidas.

## VOLUME

É a medida do espaço tridimensional ocupado pelo gás. O volume de um gás sempre será igual ao do recipiente em que se encontra.

A unidade de volume no Sistema Internacional de Unidades (SI) é o metro cúbico ( $m^3$ ), que corresponde ao volume de um cubo de 1 m de aresta. Outra unidade muito utilizada é o litro (L), que corresponde a um decímetro cúbico ( $dm^3$ ). Há mil mililitros (mL) em um litro, sendo que um mililitro tem o mesmo volume que um centímetro cúbico ( $cm^3$ ).



Preste atenção na maneira correta de fazer conversões de unidades que estão elevadas a algum expoente diferente de um:

$$1 m^3 = 1 (10 dm)^3 = 10^3 dm^3 = 1.000 dm^3 = 1.000 L$$

$$1 dm^3 = 1 (10 cm)^3 = 10^3 cm^3 = 1.000 cm^3 = 1.000 mL = 1 L$$

## PRESSÃO

É a medida da força (F) exercida pelo gás por unidade de área (A) das paredes do recipiente que o gás ocupa. A origem desta força está nas colisões das moléculas do gás com as paredes do recipiente.

$$P = \frac{F}{A}$$

A unidade de pressão no SI é o pascal (Pa), em homenagem ao cientista francês Blaise Pascal (1623-1662), definido como a pressão exercida por uma força de 1 N sobre uma superfície de 1  $m^2$ .

$$1 Pa = 1 N.m^{-2} = 1 kg.m^{-1}.s^{-2}$$

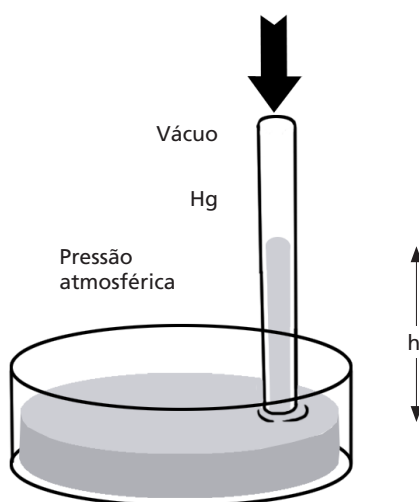
Outras unidades, indicadas na **Tabela 2.1**, também são comumente utilizadas.

**Tabela 2.1:** Unidades mais comuns de pressão

Nome	Símbolo	Valor
pascal	Pa	1 N.m <sup>-2</sup>
bar	bar	10 <sup>5</sup> Pa
atmosfera	atm	101325 Pa
milímetro de mercúrio	mmHg	133,322 Pa
torr	torr	133,322 Pa
libra-força por polegada quadrada	psi	6894,757 Pa

A pressão exercida pela atmosfera terrestre, que é uma mistura de gases, pode ser medida utilizando um aparelho denominado barômetro.

O primeiro barômetro foi idealizado por Evangelista Torricelli (1608-1647), discípulo de Galileu, no início do século XVII, quando ainda havia controvérsias sobre se a atmosfera tinha peso. Torricelli demonstrou experimentalmente o efeito do peso da atmosfera, enchendo completamente um tubo de vidro (fechado em uma das pontas) com mercúrio e invertendo-o dentro de um reservatório com mercúrio, de modo que a extremidade aberta ficasse imersa, como mostrado na **Figura 2.1**.



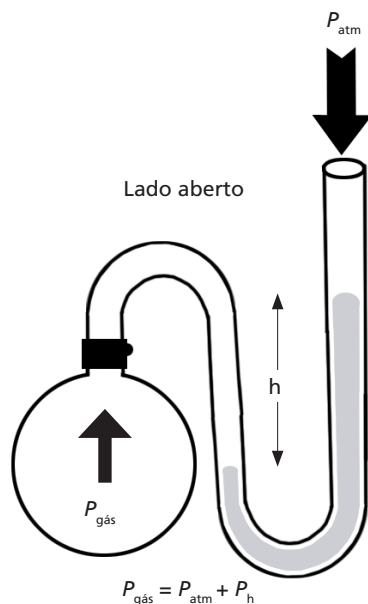
**Figura 2.1:** Barômetro de Torricelli.

Parte do mercúrio escoa até estabilizar-se a uma determinada altura acima da superfície do reservatório. A altura da coluna de mercúrio independe do diâmetro e da altura do tubo de vidro. O espaço vazio sobre o mercúrio dentro do tubo é um vácuo. Quando um sistema como este está em equilíbrio, pontos localizados no mesmo nível horizontal encontram-se submetidos à mesma pressão. No nível correspondente ao da superfície do reservatório, fora do tubo invertido, a pressão é causada pelo peso da atmosfera, enquanto dentro do tubo a pressão é resultado do peso da coluna de mercúrio. A altura desta coluna, portanto, é uma medida da pressão atmosférica. A unidade de pressão torr é uma homenagem a Torricelli e equivale à pressão exercida por uma coluna de mercúrio de 1 mm de altura (1 torr = 1 mmHg).

A pressão atmosférica padrão (1 atm) é definida como a pressão que pode ser equilibrada por uma coluna de mercúrio de 760 mm de altura, ao nível do mar, à temperatura de 0°C.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr} = 101,325 \text{ kPa}$$

A pressão de um gás em um sistema fechado pode ser medida com o auxílio de um manômetro. Um dos tipos mais simples, mostrado na **Figura 2.2**, está baseado no mesmo princípio do barômetro, sendo usado para pressões próximas da atmosférica.



**Figura 2.2:** Manômetro em U.

Consiste de um tubo em U, contendo algum líquido, com uma extremidade ligada ao sistema cuja pressão se deseja medir, podendo a outra estar aberta para a atmosfera ou selada. A pressão do gás ( $p$ ) é equilibrada pela pressão exercida pela coluna de líquido ( $\rho gh$ , onde  $\rho$  é a densidade do líquido, igual a  $13,6 \text{ g.cm}^{-3}$  no caso do mercúrio;  $g$  é a aceleração da gravidade, igual a  $9,8 \text{ m.s}^{-2}$ ; e  $h$  é a altura da coluna) mais a pressão externa ( $p_{\text{ext}}$ ), no caso do tubo com extremidade aberta. Assim:

$$p = p_{\text{ext}} + \rho gh$$

Nos manômetros onde a outra extremidade é selada, a pressão do sistema é equilibrada apenas pela pressão exercida pela coluna de líquido,  $\rho gh$ .



### ATIVIDADE

#### Atende ao Objetivo 1

1. Uma amostra é colocada em um recipiente ligado a um manômetro de mercúrio em U com uma extremidade aberta para a atmosfera. A coluna de mercúrio na extremidade ligada ao recipiente tem altura de 105 mm e, na extremidade aberta, 140 mm, medidos a partir da base do tubo. Qual é a pressão do gás em atm e em kPa?

---



---



---



---



---



---



---



---



---



---

#### RESPOSTA COMENTADA

Como podemos ver na **Figura 2.2**, a pressão exercida pelo gás será equilibrada pela soma da pressão atmosférica ( $p_{\text{ext}} = p_{\text{atm}} = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101,325 \text{ kPa}$ ) com a exercida pela coluna de líquido manométrico (no caso, mercúrio),  $\rho gh$ . A altura desta coluna é dada pela diferença entre as alturas das colunas de mercúrio nos dois ramos do tubo em U ( $h = 140 - 105 = 35 \text{ mm}$ ).

A pressão no recipiente pode ser calculada da seguinte forma:

$$p = p_{atm} + \rho_{Hg}gh = 760 \text{ mmHg} + 35 \text{ mmHg} = 795 \text{ mmHg}$$

$$p = 795 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 1,046 \text{ atm}$$

$$p = 1,046 \text{ atm} \times \frac{101,325 \text{ kPa}}{1 \text{ atm}} = 106,0 \text{ kPa}$$

Calculando a pressão, em kPa, de outra maneira:

$$p = p_{atm} + \rho_{Hg}gh = 101,325 \text{ kPa} + 13,6 \times 10^3 \text{ kg.m}^{-3} \times 9,8 \text{ m.s}^{-2} \times 35 \times 10^{-3} \text{ m}$$

$$p = 101,325 \text{ kPa} + 4664,8 \text{ kg.m}^{-1}.\text{s}^{-2} = 101,325 \text{ kPa} + 4664,8 \text{ Pa}$$

$$p = 101,325 \text{ kPa} + 4,665 \text{ kPa} = 106,0 \text{ kPa}$$

## TEMPERATURA

A temperatura (T) é uma propriedade que indica qual é o sentido espontâneo de transferência de energia na forma de calor. Quando dois corpos estão em contato, o calor irá fluir espontaneamente do corpo de temperatura mais elevada para aquele de temperatura mais baixa. A transferência cessa quando ambos os corpos estiverem em equilíbrio térmico, ou seja, com a mesma temperatura.

Um dos instrumentos mais comuns para a medição da temperatura são os termômetros baseados na expansão de um líquido (geralmente mercúrio ou álcool com um corante) no interior de um **TUBO CAPILAR**. Uma escala de temperaturas pode ser definida colocando-se o termômetro em contato com sistemas em situações de equilíbrio bem definidas.

A escala Celsius de temperatura tem seu zero definido pela posição do líquido no capilar quando este está em contato com uma mistura de água e gelo. A posição assumida quando em contato com água em ebulição corresponde à temperatura de 100 graus Celsius (°C). Para definir a escala, basta marcar as duas posições no tubo e dividir o espaço intermediário em cem partes iguais. Contudo, líquidos diferentes se expandem de forma diferente. Além disso, para um mesmo líquido o grau de expansão muda com a faixa de temperatura considerada. Por isso, a escala varia com o líquido e com a temperatura em que se trabalha.

### TUBO CAPILAR

Tubo de pequeno diâmetro.

Uma escala de temperatura que independe do fluido de trabalho pode ser definida utilizando-se certas propriedades de gases que se comportam idealmente, o que será demonstrado com mais detalhes em aula posterior. É a escala termodinâmica de temperatura, conhecida como escala Kelvin (K) ou absoluta. O zero nesta escala é a temperatura mais baixa que pode ser atingida, conhecida como zero absoluto, que equivale a  $-273,15^{\circ}\text{C}$ . Não se utiliza o sinal de grau ( $^{\circ}$ ) com temperaturas na escala Kelvin. A conversão de temperaturas entre as escalas Celsius e Kelvin é feita da seguinte maneira:

$$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$$

Analisando esta equação, podemos observar que uma variação de temperatura de 1 K corresponde a uma variação de  $1^{\circ}\text{C}$ .

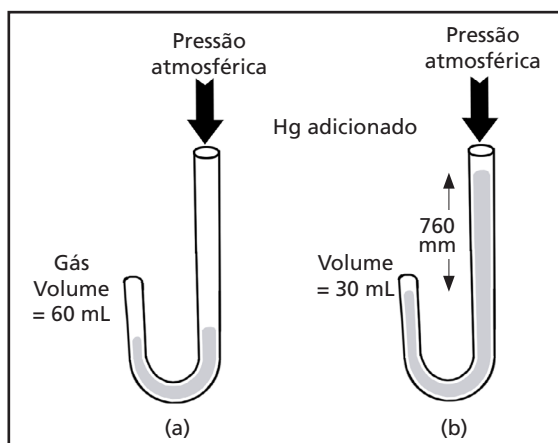
Nos países que adotam o sistema inglês de unidades, a escala de temperatura mais comum é a Fahrenheit ( $^{\circ}\text{F}$ ). Nela, o ponto de congelamento da água é de  $32^{\circ}\text{F}$ , e o de ebulição é de  $212^{\circ}\text{F}$ . A conversão de temperaturas entre as escalas Celsius e Fahrenheit é feita da seguinte maneira:

$$T(^{\circ}\text{F}) = 1,8 \cdot T(^{\circ}\text{C}) + 32$$

## AS LEIS DOS GASES

### Lei de Boyle: relação entre pressão e volume

O químico britânico Robert Boyle (1627-1691), por volta de 1662, realizou uma série de experimentos, nos quais determinou o efeito da pressão sobre o volume de uma certa massa de gás, empregando um aparelho similar ao mostrado na **Figura 2.3**.



**Figura 2.3:** Aparelhagem utilizada nos experimentos de Boyle.



Uma certa quantidade de gás fica presa pela coluna de mercúrio no ramo esquerdo do tubo. A pressão a que o gás é submetido pode ser variada adicionando-se mercúrio ao ramo direito. Boyle constatou que, à medida que a pressão exercida sobre o gás aumenta, seu volume diminui. Mais especificamente, observou que, mantendo-se a temperatura constante, o volume da amostra é inversamente proporcional à pressão, ou seja:

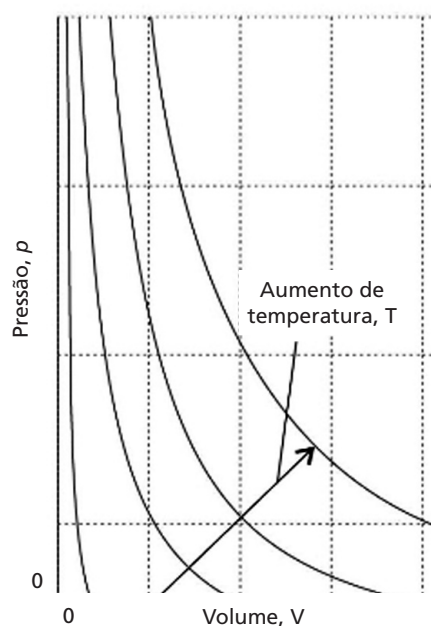
$$V \propto \frac{1}{p} \quad \text{ou seja, } V = \frac{\text{constante}}{p} \quad \text{ou } pV = \text{constante}$$

O valor da constante depende da temperatura e da quantidade de gás no aparelho.

Empregamos este princípio em diversas situações de nossa vida diária. Uma bomba manual para encher um pneu de bicicleta é um bom exemplo. Quando deslocamos o pistão da bomba para baixo, diminuímos o volume da câmara, elevando a pressão do gás. Este, ao ser suficientemente comprimido, é expulso da bomba, enchendo o pneu. Outro exemplo é nossa respiração. Na inspiração, o movimento do diafragma causa um aumento do volume da caixa torácica, fazendo a pressão do ar no interior dos pulmões cair abaixo da pressão atmosférica, o que faz com que o ar flua para dentro dos pulmões. Na expiração, ocorre o fenômeno inverso. O diafragma diminui o volume da caixa torácica, comprimindo

o ar nos pulmões de forma que sua pressão fique maior que a atmosférica, causando sua expulsão.

Os processos realizados à temperatura constante são chamados de isotérmicos. Os dados obtidos são, em geral, representados em um gráfico  $p$  contra  $V$ , obtendo-se uma série de curvas hiperbólicas (cada uma delas representa uma **ISOTERMA**), como a da **Figura 2.4**.



**Figura 2.4:** Variação da pressão com o volume, à temperatura constante (cada curva é uma isoterma).

#### ISOTERMA

Curva que descreve a variação de uma propriedade à temperatura constante.

**ATIVIDADE****Atende aos Objetivos 1 e 2**

2. Uma bomba manual para pneu de bicicleta tem um pistão de 75,0 cm em comprimento. Se, ao puxar o êmbolo, o ar é admitido na bomba à pressão de 101,325 kPa, em quanto deve este êmbolo ser deslocado para que a pressão do ar atinja 500 kPa, se a temperatura permanecer constante?

---



---



---



---

**RESPOSTA COMENTADA**

Para encher o pneu da bicicleta, é preciso elevar a pressão do ar por compressão. Se a temperatura for constante, sabemos que o produto  $pV$  é constante. Além disso, o volume interno da bomba é dado pelo produto da área de sua seção transversal ( $A$ ) pelo comprimento da câmara ( $L$ ), determinado pela posição do êmbolo. Assim:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \quad \therefore \quad p_1 A L_1 = p_2 A L_2 \quad \therefore \quad p_1 L_1 = p_2 L_2$$

$$101,325 \text{ kPa} \times 75 \text{ cm} = 500 \text{ kPa} \times L_2 \quad \therefore \quad L_2 = 15 \text{ cm}$$

O deslocamento é dado pela variação da posição do êmbolo, antes e depois da compressão:

$$L_1 - L_2 = 75 - 15 = 60 \text{ cm}$$

**Lei de Charles: relação entre temperatura e volume**

Mais de um século depois, os pesquisadores franceses Jacques Alexandre Cesar Charles, em 1787, e Joseph Louis Gay-Lussac, em 1808, desenvolveram, de forma independente, uma relação entre a temperatura e o volume de uma amostra de gás mantida à pressão constante. Eles observaram que o volume de uma quantidade fixa de gás aumenta linearmente com a temperatura, independentemente da sua natureza, desde que a pressão seja baixa.

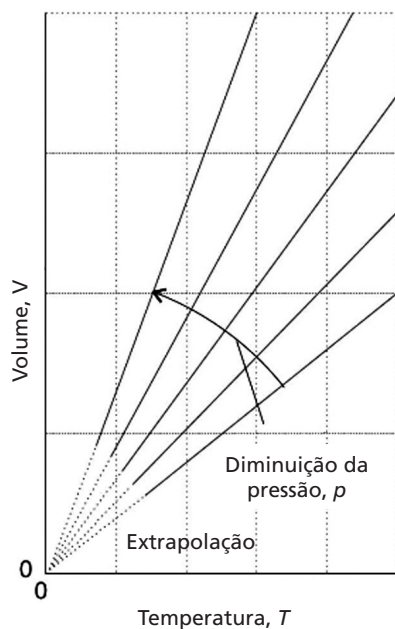
$$V \propto T \quad \text{ou} \quad \frac{V}{T} = \text{constante}$$

Colocando-se os dados na forma de um gráfico de volume  $\times$  temperatura, como mostrado na Figura 2.5, a seguir, obtém-se uma reta (é um exemplo de **ISÓBARA**) para cada pressão estudada. Quando as retas obtidas são extrapoladas na faixa de temperaturas mais baixas, todas indicam um volume nulo na mesma temperatura, de  $-273,15^\circ\text{C}$ .

**ISÓBARA**

Curva que descreve a variação de uma propriedade à pressão constante.

Esta temperatura seria a mais baixa possível de ser alcançada, determinando a origem da escala de temperatura Kelvin, ou absoluta, como já comentado anteriormente.



**Figura 2.5:** Variação do volume com a temperatura, à pressão constante (todas as isóbaras extrapolam para volume nulo à temperatura de zero absoluto).

Outra maneira de enunciar esta lei é considerar como variam pressão e temperatura a volume constante. Observa-se que a pressão de uma quantidade fixa de gás é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta, se o volume for mantido constante.

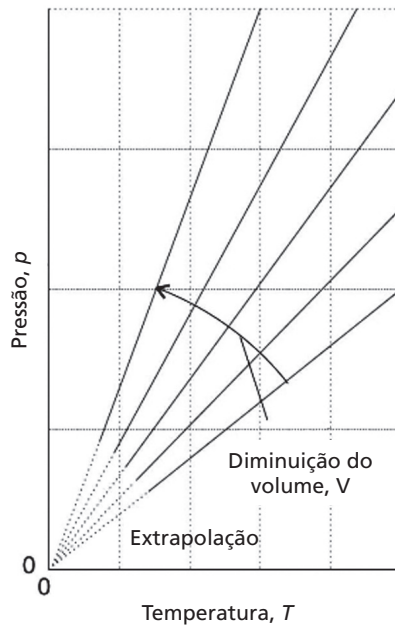
$$p \propto T \quad \text{ou} \quad \frac{p}{T} = \text{constante}$$

Este tipo de comportamento é a razão das advertências que vemos nas latas de aerossóis, dizendo que estas não devem ser jogadas no fogo. O aumento da temperatura provoca a elevação da pressão, podendo levar à ruptura do recipiente, o que pode causar acidentes.

Ao fazer um gráfico de pressão  $\times$  temperatura, como o da **Figura 2.6** a seguir, obtêm-se retas (são exemplos de **ISOCÓRICAS**) que, extrapoladas para temperaturas baixas, indicam todas um valor nulo para a pressão na temperatura correspondente ao zero absoluto.

#### ISOCÓRICA

Curva que descreve a variação de uma propriedade a volume constante.



**Figura 2.6:** Variação da pressão com a temperatura, a volume constante (todas as isocóricas extrapolam para pressão nula à temperatura de zero absoluto).



**ATIVIDADE**

**Atende aos Objetivos 2 e 3**

3. A pressão do gás numa lata de aerossol é de 2,0 atm a 30°C. Se a lata for jogada no fogo, atingindo a temperatura de 500°C, qual será a pressão?

---



---



---



---

**RESPOSTA COMENTADA**

Considerando que, enquanto não houver deformação devido ao aquecimento, o volume da lata é constante; sabemos que a razão  $p/T$  permanece constante. Lembre-se de que os valores das temperaturas devem estar na escala absoluta:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \quad \therefore \quad \frac{2\text{atm}}{303\text{k}} = \frac{p_2}{773\text{k}} \quad \therefore \quad p_2 = 5,1\text{ atm}$$

## Lei de Avogadro: relação entre quantidade e volume

Gay-Lussac observou experimentalmente que, quando hidrogênio e oxigênio reagem entre si para formar vapor d'água, dois volumes de hidrogênio sempre reagem com um volume de oxigênio para formar dois volumes de vapor d'água. Observações experimentais deste tipo levaram-no a propor a lei de combinação dos volumes. Tal lei diz que os volumes das substâncias gasosas, consumidas ou produzidas numa reação química, estão numa razão entre si de números inteiros pequenos, desde que os volumes sejam medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão.

A partir das observações de Gay-Lussac, Avogadro propôs o que ficou conhecido como hipótese ou princípio de Avogadro: volumes iguais de gases diferentes, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas.

A lei de Avogadro é um resultado desta hipótese: o volume de um gás mantido à temperatura e pressão constantes é diretamente proporcional à quantidade de matéria do gás, ou seja:

$$V \propto n \quad \text{ou} \quad V = \text{constante} \times n$$

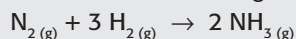
Desta forma, se triplicarmos o número de moles de gás, mantendo pressão e temperatura constantes, iremos igualmente triplicar o volume da amostra.



### ATIVIDADE

#### Atende aos Objetivos 2 e 3

4. Nitrogênio e hidrogênio formam amônia segundo a reação:



Sob certas condições de temperatura e pressão, 1,5 L de  $\text{N}_2$  reage completamente com 4,5 L de  $\text{H}_2$ . Qual o volume de  $\text{NH}_3$ , à mesma temperatura e pressão, que será formado?

---



---



---



---



---

**RESPOSTA COMENTADA**

Segundo as observações de Gay-Lussac e Avogadro, estas substâncias devem reagir nas seguintes proporções molares (e volumétricas):

$N_2 : H_2 : NH_3 = 1 : 3 : 2$ . Aplicando-se essas proporções às quantidades envolvidas no problema proposto:

$1 \times 1,5 : 3 \times 1,5 : 2 \times 1,5 = 1,5 : 4,5 : 3,0$ , são obtidos 3,0 L de amônia.

**A lei dos gases ideais**

Nos itens anteriores, discutimos uma série de leis derivadas de observações empíricas do comportamento dos gases, descrevendo as relações entre as variáveis que definem o estado de um gás ( $p$ ,  $V$ ,  $T$  e  $n$ ). Em cada caso, duas variáveis eram mantidas constantes, para que se pudesse observar a dependência entre as duas restantes. Podemos expressar cada lei como uma relação de proporcionalidade:

$$\text{Lei de Boyle: } V \propto \frac{1}{p} \quad (n, T \text{ constantes})$$

$$\text{Lei de Charles: } V \propto T \quad (n, p \text{ constantes})$$

$$\text{Lei de Avogadro: } V \propto n \quad (p, T \text{ constantes})$$

Podemos combinar estas relações para chegar a uma expressão mais geral que descreva o comportamento dos gases estudados:

$$V \propto n \left( \frac{1}{p} \right) T \quad \text{ou} \quad V \propto \frac{nT}{p}$$

Para transformar a relação de proporcionalidade numa igualdade, introduzimos uma constante ( $R$ ):

$$V = R \left( \frac{nT}{p} \right), \text{ ou, na forma mais usual: } pV = nRT$$

Esta equação é conhecida como lei dos gases ideais (ou dos gases perfeitos). Um gás ideal, ou perfeito, pode ser definido como um gás hipotético cujo comportamento é perfeitamente descrito, em quaisquer condições, por esta equação.

A constante  $R$  é denominada constante dos gases ideais (ou simplesmente constante dos gases). O valor e a unidade de  $R$  dependem das unidades de  $p$ ,  $V$ ,  $n$  e  $T$ . A **Tabela 2.2** a seguir mostra valores numéricos de  $R$  em diversas unidades. O valor específico escolhido em uma dada situação deve ser tal que haja coerência de unidades nos dois lados da igualdade, ou seja, o produto  $pV$  deve ter as mesmas unidades que  $nRT$ . O valor da temperatura deve sempre ser expresso em escala absoluta.

**Tabela 2.2:** Valores da constante dos gases ideais ( $R$ ) em diferentes unidades

Valores numéricos ( $R$ )	Unidades
8,314	$\text{Pa}\cdot\text{m}^3\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
8,314	$\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
0,08206	$\text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
1,987	$\text{cal}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
62,36	$\text{torr}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
0,08314	$\text{bar}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Quando se lida com gases, é muito comum o uso de um estado de referência, com pressão e temperatura padronizadas. Dizer que estamos trabalhando com 100 L de hidrogênio não quer dizer nada, pois, para diferentes condições de temperatura e pressão da amostra, teremos números de moles (ou massas) da substância completamente diferentes.

As condições normais de temperatura e pressão (CNTP), que correspondem a 273,15 K (0°C) e 1 atm, são o estado de referência mais tradicional. Nessas condições, o volume ocupado por um mol de gás ideal (denominado volume molar,  $V_m$ ) é de 22,41 L.

Em textos mais recentes, encontram-se também as chamadas condições normais ambientes de temperatura e pressão (CNATP), 298,15 K (25°C) e 1 bar (10<sup>5</sup> Pa). Nessas condições, o volume molar de um gás ideal é de 24,79 L.

Estudos teóricos mostram que um gás só irá se comportar exatamente como o previsto pela lei dos gases ideais se as seguintes condições forem satisfeitas:

- ausência total de interações intermoleculares;
- volume ocupado pelas moléculas do gás for desprezível;
- os choques entre moléculas forem elásticos, ou seja, ocorrerem sem dissipação de energia.

Embora nenhum gás real atenda exatamente a todos estes requisitos, o uso da lei dos gases ideais geralmente fornece uma aproximação razoável para aplicações que não necessitem de grande precisão dos dados.

O comportamento dos gases reais se aproxima cada vez mais do ideal conforme a pressão tende a zero e a temperatura se eleva. Com o abaixamento da pressão, as moléculas do gás ficam em média cada vez mais afastadas entre si, diminuindo assim a interação entre elas. Além disso, a fração de espaços vazios vai aumentando, o que contribui para que o volume ocupado pelas moléculas do gás possa vir a ser considerado desprezível em relação ao volume total do recipiente. A elevação da temperatura aumenta a energia cinética média das moléculas, o que diminui a influência das interações intermoleculares atrativas.

A lei dos gases ideais também pode ser usada para estimar a densidade ou a massa molar dos gases. Podemos reescrever a equação da seguinte forma:

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

Multiplicando ambos os lados desta equação pela massa molar (M) do gás, teremos:

$$\frac{nM}{V} = \frac{pM}{RT}$$

O produto nM representa a massa do gás. Ao dividi-lo pelo volume, obtemos a densidade (d):

$$d = \frac{pM}{RT}$$

Também é possível estimar a massa molar sabendo-se a densidade:

$$M = d \frac{RT}{p}$$





### ATIVIDADE

#### Atende aos Objetivos 2, 3 e 4

5. Um balão cheio tem volume de 10,0 L ao nível do mar, a 1 atm e 25°C. Ao subir até uma certa altitude, a pressão e a temperatura caem a 0,5 atm e -10°C. Calcule o número de moles de gás no balão e o volume na altitude final. Qual é a razão entre as densidades do gás antes e depois da ascensão?

---



---



---



---



---



---

#### RESPOSTA COMENTADA

Considerando que o número de moles de gás no balão não se altera e que o gás se comporta idealmente, sabemos que  $PV/T = nR = \text{constante}$ :

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \quad \therefore \quad \frac{1 \text{ atm} \times 10,0 \text{ L}}{298 \text{ K}} = \frac{0,5 \text{ atm} \times V_2}{263 \text{ K}} \quad \therefore \quad V_2 = 17,7 \text{ L}$$

$$n = \frac{p_1 V_1}{RT_1} = \frac{1 \text{ atm} \times 10,0 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 298 \text{ K}} = 0,41 \text{ mol}$$

Conferindo este valor, usando as condições em altitude para o cálculo:

$$n = \frac{p_2 V_2}{RT_2} = \frac{0,5 \text{ atm} \times 17,7 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 263 \text{ K}} = 0,41 \text{ mol}$$

Finalmente, para calcular a razão entre as densidades:

$$\frac{d_1}{d_2} = \frac{\frac{p_1 M}{RT_1}}{\frac{p_2 M}{RT_2}} = \frac{p_1}{T_2} \cdot \frac{T_1}{p_2} = \frac{1 \text{ atm}}{298 \text{ K}} \cdot \frac{263 \text{ K}}{0,5 \text{ atm}} = 1,8$$

## ATIVIDADE FINAL

O que é um gás ideal? Descreva resumidamente como se chegou à lei dos gases ideais e quais são suas aplicações. Em que condições o comportamento de um gás real se aproxima do de um ideal?

Qual é a pressão exercida por 2,0 moles de nitrogênio que ocupam um volume de 50,0 L a 0°C e se comportam como um gás ideal? Qual é a pressão exercida pela mesma quantidade de vapor d'água, nas mesmas condições? Compare os resultados obtidos.

Se mantivermos a temperatura constante e dobrarmos o volume, qual será a nova pressão em ambos os casos? Compare os resultados obtidos.

### RESPOSTA COMENTADA

*Um gás ideal é um gás que obedece exatamente, em quaisquer condições, à equação de estado conhecida como lei dos gases ideais ( $pV = nRT$ ).*

*Esta equação resultou de uma série de observações experimentais: o volume é inversamente proporcional à pressão, mantendo-se a temperatura e o número de moles constantes; o volume é diretamente proporcional à temperatura, quando a pressão e o número de moles são constantes; o volume é diretamente proporcional ao número de moles, mantendo-se a pressão e a temperatura constantes. Estas leis são úteis para prever o comportamento dos gases ideais.*

*No gás ideal, não há interações intermoleculares, e o volume ocupado pelas moléculas é desprezível. Os gases reais vão se aproximando destas condições conforme a pressão tende a zero (as moléculas vão ficando mais afastadas entre si, diminuindo o grau de interação entre elas; a fração de espaços vazios vai aumentando, fazendo com que o espaço ocupado pelas moléculas possa vir a ser considerado desprezível em relação ao volume total) e a temperatura se eleva (o aumento da energia cinética média diminui a influência das interações intermoleculares).*

*Para o nitrogênio:*

$$p = nRT/V = 2,0 \text{ mol} \times 0,0821 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \times 273 \text{ K} / 50,0 \text{ L} = 0,90 \text{ atm}$$

*Para a água:*

$$p = nRT/V = 2,0 \text{ mol} \times 0,0821 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \times 273 \text{ K} / 50,0 \text{ L} = 0,90 \text{ atm}$$

Os resultados obtidos em ambos os casos são idênticos. Se os gases se comportam idealmente, não há interações intermoleculares. Assim, a natureza química das moléculas não tem influência sobre o resultado. Isso é confirmado pelo fato de nenhum dos termos da equação dos gases ideais estar ligado à natureza química do gás.

Pelas mesmas razões discutidas, a natureza química do gás não irá influenciar o resultado. Mantendo temperatura e número de moles inalterados, temos  $PV = \text{constante}$ , logo:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

$$\text{Como } V_2 = 2 V_1: p_2 = p_1 \cdot V_1 / 2 V_1 = p_1 / 2 = 0,45 \text{ atm}$$

## RESUMO

Os gases representam um estado da matéria em que as partículas ficam muito afastadas entre si, tendo alto grau de liberdade de movimento, minimizando o efeito das interações intermoleculares quando comparado aos sólidos e líquidos. Os gases assumem tanto a forma quanto o volume de seu recipiente e são altamente compressíveis. O estado de um gás fica caracterizado pelo conhecimento de três entre quatro variáveis: pressão ( $p$ ), volume ( $V$ ), temperatura ( $T$ ) e quantidade de matéria (geralmente número de moles,  $n$ ). A expressão matemática que correlaciona estas variáveis é chamada de equação de estado. Através de uma série de leis empíricas, deduziu-se a chamada lei dos gases ideais ( $pV = nRT$ , onde  $R$  é uma constante), equação de estado que descreve o comportamento de gases hipotéticos onde não há interações intermoleculares e o volume ocupado pelas moléculas é desprezível. O comportamento dos gases reais aproxima-se do ideal conforme a pressão tende a zero e a temperatura se eleva.

## INFORMAÇÕES SOBRE A PRÓXIMA AULA

Na próxima aula, discutiremos como aplicar às misturas de gases ideais os conceitos já discutidos para os gases puros e apresentaremos algumas noções básicas sobre como avaliar o comportamento dos gases reais.

