

Aula 8

OS GASES E SUAS PROPRIEDADES

META

Apresentar as leis fundamentais dos gases.

OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:
reconhecer as Leis que levaram à compreensão do comportamento dos gases: Lei de Boyle, Lei de Charles e o Princípio de Avogadro.

PRÉ-REQUISITOS

Noções sobre as unidades do SI (Sistema Internacional).
Conceitos de força e energia.
Desenvolvimento das técnicas e estequiometria das reações.

Eliana Midori Sussuchi
Samísia Maria Fernandes Machado
Valéria Regina de Souza Moraes

INTRODUÇÃO

Os gases são as formas de matéria mais facilmente estudadas e entendidas. Ainda que diferentes gases possam ter diferentes propriedades químicas, eles se comportam de maneira bastante similar no que concerne às propriedades físicas. Por exemplo, vivemos em um **atmosfera** composta de certa mistura de gases que chamamos ar. Respiramos o ar para absorver o oxigênio, O_2 , que dá suporte à vida humana. O ar também contém nitrogênio, N_2 , que tem propriedades diferentes do oxigênio. A atmosfera, igualmente, contém pequenas quantidades de outras substâncias gasosas, no entanto, comporta-se fisicamente como um material gasoso. A relativa simplicidade do estado gasoso propicia um bom ponto de partida à proporção que procuramos entender as propriedades da matéria em termos de constituição atômica e molecular.

Ver glossário no final da Aula



O hidrogênio é utilizado como combustível em Zepelins (Fonte: <http://www.aguaforte.com>).

AS PROPRIEDADES DOS GASES

Uma notável característica dos gases é que muitas de suas propriedades físicas são bastante semelhantes, particularmente a baixas pressões. Como resultado, ao invés de estudarmos as propriedades de cada gás, individualmente, podemos descrever todos os gases em conjunto. Assim, nossa primeira tarefa será descobrir quais são estas características comuns a todos eles.

OBSERVANDO OS GASES

A própria atmosfera é difícil de estudar, em grande parte porque não é uniforme em composição, temperatura ou densidade. Uma razão para esta não uniformidade é o efeito da radiação solar, que causa diferentes reações químicas em altitudes diferentes. A densidade do ar também varia com a altitude, em parte porque a temperatura varia, mas também como resultado da compressibilidade do ar, que é a facilidade de ser comprimido a um volume menor.

O ar, ao nível do mar, é comprimido pelo peso do ar que está acima, fazendo com que seja mais denso. O ar no exterior de um avião, viajando a uma altitude de 10 km, tem 25% da densidade ao nível do mar.

Podemos começar a construir um modelo de um gás a partir das nossas observações de gases em nosso dia-a-dia. A observação que gases são facilmente compressíveis sugere que existe muito espaço entre as suas moléculas. Também sabemos, por experiência cotidiana, que um gás se expande rapidamente para preencher todo o espaço disponível. Esta observação sugere que as moléculas de um gás se movem muito rapidamente e que estão em incessante movimento aleatório.

A PRESSÃO

A **pressão** P de um gás é a força, F , exercida pelo gás dividida pela área, A , sobre a qual ela atua:

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

Ver glossário no final da Aula

Em termos do nosso modelo de um gás, a pressão que ele exerce nas paredes do recipiente que o contém é o resultado das colisões das moléculas com a superfície do recipiente. Uma tempestade caótica e vigorosa de moléculas sobre uma superfície resulta em uma força forte e uma pressão alta. Uma tempestade modesta, nestas mesmas condições, resulta em uma pressão baixa.

A pressão atmosférica surge do movimento incessante das moléculas no ar. Qualquer objeto na superfície da Terra encontra-se no meio de uma tempestade invisível de moléculas que se chocam incessantemente e exercem uma força em toda a sua superfície. A pressão atmosférica é medida com um barômetro. Este instrumento foi inventado no século XVII por Evangelista Torricelli. Ele fabricou uma coluna de mercúrio líquido, que é muito denso, de acordo com a Figura 42.

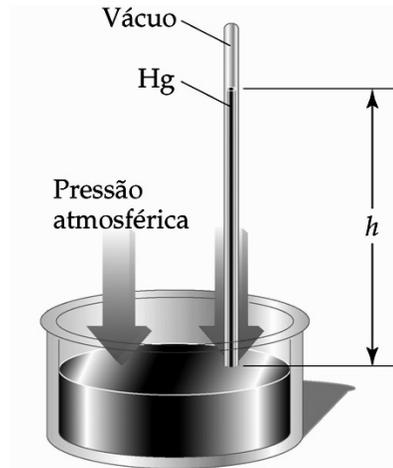


Figura 42 - Barômetro de mercúrio. A pressão da atmosfera na superfície de mercúrio (representada pela seta azul) é igual à pressão da coluna de mercúrio (seta vermelha). (Livro – Química: A ciência central Bibliografia 4)

Ele lacrou um tubo de vidro longo de um lado, encheu com mercúrio e o inverteu em uma cuba. A coluna de mercúrio caiu até que a pressão que ela exercia em sua base se igualou à pressão atmosférica. A relação entre a altura da coluna de mercúrio e a pressão pode ser derivada da seguinte maneira:

$$P = \frac{F}{A} = \frac{mg}{A} = \frac{dhAg}{A} = dhg$$

onde h é a altura da coluna de mercúrio, A é a área da base da coluna, d a densidade do mercúrio e g é a aceleração da gravidade.

Exemplo:

Suponha que a altura da coluna de mercúrio em um barômetro seja 760 mm. Dado que a densidade do mercúrio a 20o é $13,546 \text{ g cm}^{-3}$ (correspondendo a $13,546 \text{ kg m}^{-3}$) e a aceleração da gravidade na superfície da Terra é $9,81 \text{ m s}^{-2}$, podemos concluir que a pressão atmosférica é:

$$P = dhg = (13,546 \text{ kg m}^{-3}) \times (0,760 \text{ m}) \times (9,81 \text{ m s}^{-2})$$

$$P = 1,01 \times 10^5 \text{ kg m}^{-1} \text{ s}^{-2}$$

Um *manômetro* é um dispositivo usado em laboratório para medir a pressão dentro de um recipiente. Consiste em um tubo em U conectado ao sistema experimental. O outro lado do tubo pode ser aberto à atmosfera ou selado. Para um manômetro de tubo aberto, a pressão no sistema é igual à atmosférica quando ambas as colunas de mercúrio estão no mesmo nível (Figura 43).

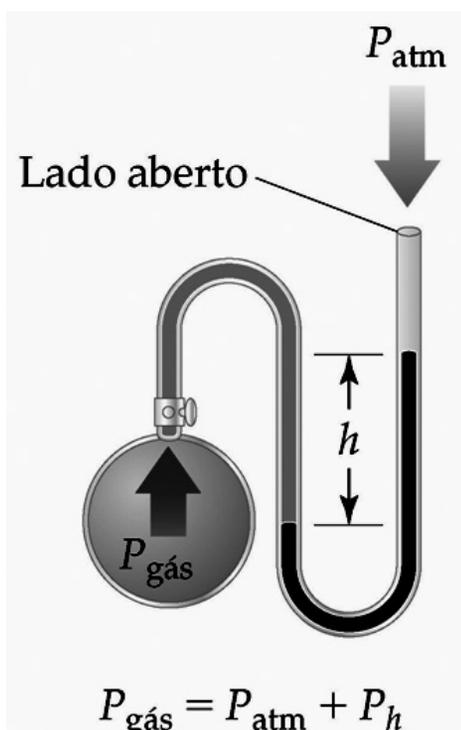


Figura 43: Um manômetro, algumas vezes empregado no laboratório para medir pressões de gases próximas à pressão atmosférica. (Livro – Química: A ciência central Bibliografia 4)

Exemplo:

A altura do mercúrio na coluna do lado do sistema de manômetro de mercúrio de tubo aberto estava 10 mm acima daquela do lado aberto quando a pressão atmosférica correspondia a 756 mmHg. A pressão no sistema corresponde, então, a $756 \text{ mmHg} - 10 \text{ mm} = 746 \text{ mmHg}$. Para expressar a pressão em **pascals**,

$$P = (13,546 \text{ kg m}^{-3}) \times (0,746 \text{ m}) \times (9,81 \text{ m s}^{-2})$$

$$P = 0,991 \times 10^5 \text{ kg m}^{-1} \text{ s}^{-2} = 0,991 \times 10^5 \text{ Pa}$$

Poderíamos ainda usar o fato de que uma pressão de 760 mmHg corresponde a 101 kPa e usar a aproximação do fator de conversão:

$$(760 \text{ mmHg}) \times (101 \text{ kPa} / 760 \text{ mmHg}) = 99,1 \text{ kPa}$$

Uma vez que lidamos comumente com substâncias perto da **pressão atmosférica**, é conveniente usarmos a unidade atmosfera (atm), onde: $1 \text{ atm} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa}$. A relação entre atmosfera e pascals é numericamente pouco usual, assim os cientistas usam uma unidade chamada bar: $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$. Além disto, existe ainda a unidade 1 Torr (nomeada por Torricelli) sendo: $1 \text{ Torr} = 1 \text{ mmHg}$. Resumidamente:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa} = 101,325 \text{ kPa}$$

Ver glossário no final da Aula

AS LEIS DOS GASES

A LEI DE BOYLE

Ver glossário no final da Aula

As primeiras medidas confiáveis das propriedades dos gases foram feitas pelo químico britânico **Robert Boyle** em 1662, quando ele estudou o efeito da pressão de um gás e seu volume.

Para realizar seus experimentos com gases, Boyle pegou um tubo longo de vidro em forma de J, com o lado menor lacrado (Fig. 44). Ele então verteu mercúrio no tubo, prendendo o ar no lado menor do J. Quanto mais mercúrio ele adicionava, mais o gás era comprimido. Boyle então concluiu que o volume de uma quantidade fixa de gás diminui quando a pressão sobre ele aumenta.

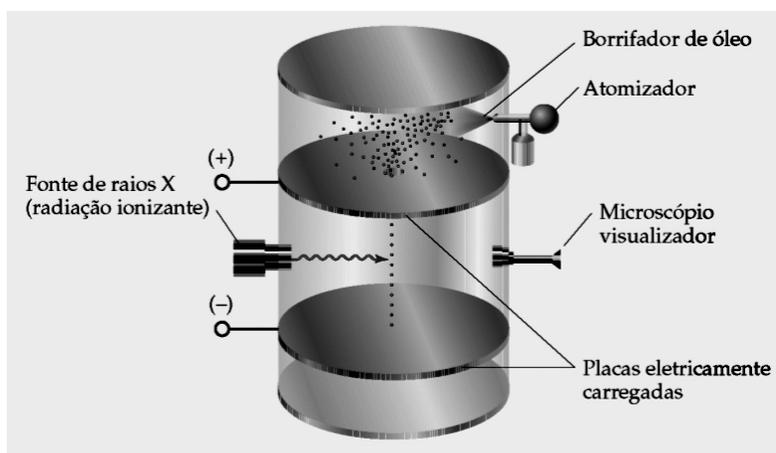


Figura 44 - Ilustração do experimento de Boyle. Em (a) o volume de um gás preso no tubo em J é 60 mL quando a pressão do gás for 760 torr. Quando se adiciona mais mercúrio, como mostrado em (b), o gás preso é comprimido. O volume é 30 mL quando sua pressão total for 1,520 torr, correspondendo à pressão atmosférica mais a pressão exercida pela coluna de 760 mm de mercúrio. (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

Um gráfico desta dependência é mostrado na Figura 4 (a). A curva mostrada é uma *isoterma*, que é um termo geral para um gráfico que mostra a variação de uma propriedade à temperatura constante. Os cientistas procuram, com freqüência, colocar os dados experimentais em gráficos, de maneira a que sejam obtidas linhas retas, porque tais gráficos são mais fáceis de serem identificados, analisados e interpretados. Boyle encontrou que os dados dele eram uma linha reta quando os representou como V versus $1/P$ (Fig. 45b)

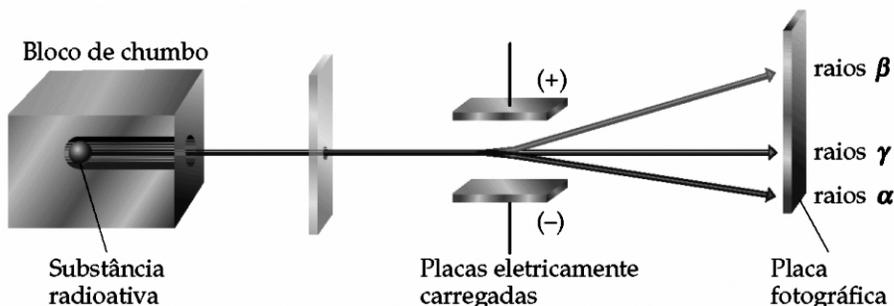


Figura 45 - Gráficos baseados na lei de Boyle: (a) volume versus pressão; (b) volume versus $1/P$.
Fonte: Livro – Química: A ciência central

A implicação deste resultado é que, para uma quantidade fixa de gás, à temperatura constante, o volume é inversamente proporcional à pressão.

$$V \propto \frac{1}{P}$$

A lei de Boyle pode ser escrita como

$$P = \frac{\text{Cons tan te}}{V} \quad \text{ou} \quad PV = \text{constante}$$

Exemplo: Quando você empurra o pistão de uma bomba de bicicleta, o volume dentro da bomba diminui de 100 cm^3 para 20 cm^3 , antes do ar comprimido fluir para o pneu. Suponha que a compressão seja isotérmica; calcule a pressão do ar comprimido na bomba, dada uma pressão inicial de $1,00 \text{ atm}$.

$$PV = \text{constante}, \quad \begin{array}{l} P_1 V_1 = \text{constante} \quad (\text{inicial}) \\ P_2 V_2 = \text{constante} \quad (\text{final}) \end{array}$$

$$\begin{array}{l} P_1 V_1 = P_2 V_2 \\ P_2/P_1 = V_1/V_2 \end{array}$$

$$P_1 = 1,00 \text{ atm}; V_1 = 100 \text{ cm}^3; V_2 = 20 \text{ cm}^3.$$

$$P_2/1,00 \text{ atm} = 100 \text{ cm}^3/20 \text{ cm}^3$$

$$P_2 = 5 \times 1,00 \text{ atm}$$

$$P_2 = 5,00 \text{ atm}$$

A LEI DE CHARLES

Os balões de ar quente sobem porque o ar expande-se à proporção que é aquecido. O ar mais quente é menos denso que o ar da vizinhança, e mais fria à mesma pressão. Essa diferença na densidade faz com que o

balão suba. De maneira inversa, um balão encolhe quando um gás dentro dele é resfriado.

A relação entre o volume de um gás e temperatura foi descoberta em 1787 pelo cientista Jacques **Charles** e Gay-Lussac. Charles descobriu que o volume de certa quantidade fixa de gás, à pressão constante, aumenta linearmente com a temperatura. Alguns dados típicos estão mostrados na Figura 46. Observe que a linha (que está tracejada) extrapolada passa pelo valor $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$.

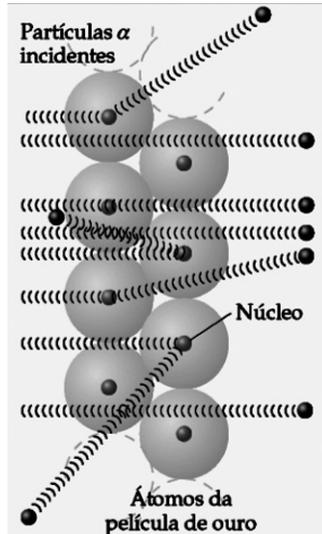


Figura 46 - Volume de um gás em um sistema fechado como função da temperatura à pressão constante. A linha tracejada é uma extrapolação para temperatura nas quais a substância não é mais um gás. (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

Ver glossário no final da Aula

A **lei de Charles** pode ser expressa como segue: o volume de certa quantidade fixa de um gás mantido à pressão constante é diretamente proporcional à respectiva temperatura absoluta. Portanto, ao se dobrar a temperatura absoluta, digamos de 200 K para 400 K, o volume do gás dobrará. Matematicamente, a lei de Charles assume a seguinte forma:

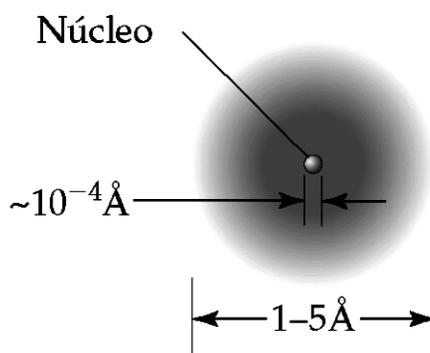
$$V = \text{constante} \times T \quad \text{ou} \quad V/T = \text{constante}$$

O valor da constante depende da pressão e da quantidade de gás.

A LEI DE AVOGADRO

A relação entre quantidade de gás e respectivo volume resultou do trabalho de Gay-Lussac (1778-1823) e Amadeo Avogadro (1776-1856).

Gay-Lussac estava interessado em balões mais leves que o ar e em 1804 fez com que um deles subisse até uma altura aproximada de 7.000m – façanha que manteve o recorde de altitude por várias décadas. Para melhor controlar balões mais leves que o ar, os volumes dos gases que reagem entre si estão na proporção dos menores números inteiros. Por exemplo, dois volumes de gás hidrogênio reagem com um volume de gás oxigênio para formar dois volumes de **vapor** de água, como mostrado na Figura 47.



Ver glossário no final da Aula

Figura 47: Observação experimental de Gay-Lussac sobre os volumes combinantes anexada à explicação de Avogadro sobre esse fenômeno (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

Três anos depois, Amadeo Avogadro interpretou a observação de Gay-Lussac propondo o que atualmente é conhecido como **hipótese de Avogadro: volumes iguais de gases, à mesma temperatura e pressão, contêm números iguais de moléculas**. Por exemplo, experimentos mostram que 22,4L de um gás a 0 °C e 1 atm contém $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de gás (isto é, 1 mol), como mostrado na Figura 48.

A lei de Avogadro resulta da hipótese de Avogadro: o volume de um gás mantido a temperatura e pressão constantes é diretamente proporcional à quantidade de matéria do gás. Isto é,

$$V = \text{constante} \times n$$

Portanto, dobrando-se a quantidade de matéria do gás, o volume também dobra e se T e P permanecerem constantes.

H -73							He >0
Li -60	Be >0	B -27	C -122	N >0	O -141	F -328	Ne >0
Na -53	Mg >0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar >0
K -48	Ca -2	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0
Rb -47	Sr -5	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A

Figura 48: Comparação ilustrando a hipótese de Avogadro. Observe que o gás hélio consiste de átomos de hélio. Cada gás tem o mesmo volume, temperatura e pressão, conseqüentemente, contém o mesmo número de moléculas. Como uma molécula de certa substância difere em massa de outra molécula, as massas dos gases nos três recipientes são diferentes.
(Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

A EQUAÇÃO DO GÁS IDEAL

Neste ponto, temos três leis diferentes. Idealmente, deveríamos estar aptos a combiná-las em uma relação matemática entre pressão (P), volume (V), temperatura (T) e número de moles (n) do gás.

Como fazemos isto?

Quando a temperatura e a quantidade de gás são constantes, Lei de Boyle,

$$V \propto 1/P$$

Quando a pressão e quantidade são constantes, Lei de Charles,

$$V \propto T$$

De acordo com a lei de Avogadro, sob pressão e temperaturas constantes, o volume é proporcional a n,

$$V \propto n$$

Estas relações podem ser combinadas e a constante de proporcionalidade para as leis escritas como R, resultam na equação do gás mais geral:

$$PV = nRT$$

Essa equação é conhecida como **equação do gás ideal**. Um gás ideal é um gás hipotético cujos comportamentos da pressão, volume e da temperatura são completamente descritos pela equação do gás ideal.

Ver glossário no final da Aula

A lei do gás ideal é um exemplo de uma equação de estado, uma expressão que mostra como a pressão de uma substância está relacionada à temperatura, ao volume e à quantidade de substância na amostra. Então, a lei do gás ideal é um exemplo de uma lei limite, uma lei que é somente válida dentro de certos limites, neste caso $p \rightarrow 0$.

O valor da **constante dos gases (R)** pode ser encontrado pela medida de P, V, n e T e pela relação:

$$R = \frac{PV}{nT}$$

Ver glossário no final da Aula

Os valores de R para diferentes unidades de pressão são dados na Tabela abaixo:

Tabela 13: Valores numéricos da constante dos gases, R, em várias unidades.

Unidades	Valores numéricos
L atm/mol ⁻¹ K ⁻¹	0,08206
J/mol ⁻¹ K ^{-1a}	8,314
cal/mol ⁻¹ K ⁻¹	1,987
m ³ Pa/mol ⁻¹ K ^{-1a}	8,314
L torr/mol ⁻¹ K ⁻¹	62,36

^aUnidade SI.

AS APLICAÇÕES DA LEI DE GÁS IDEAL

A lei do gás ideal tem muitas aplicações em química, algumas das quais discutiremos a seguir. Para começar, podemos retornar ao exemplo da utilização da bomba para encher o pneu da bicicleta. Nós já o utilizamos, supondo que a temperatura fosse constante. Entretanto, quando enchemos o pneu, a temperatura do gás na bomba aumenta quando apertamos o pistão. Assim, a compressão não é estritamente isotérmica.

Para calcularmos novamente, notamos que, se as condições iniciais de um gás são P_1 , V_1 e T_1 , então, a partir da equação da lei dos gases, podemos escrever que $P_1V_1 = nRT_1$, ou que:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = nR$$

Depois da mudança, as condições se tornam P_2 , V_2 e T_2 , ou, quando a lei do gás ideal se aplica, $P_2V_2 = nRT_2$, ou,

$$\frac{P_2V_2}{T_2} = nR$$

como a quantidade de gás permanece a mesma, nR é uma constante e podemos igualar as duas equações acima:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

que é uma expressão que combina as leis de Boyle e de Charles.

Exemplo: Em uma experiência para investigar as propriedades do gás refrigerante usado em um sistema de ar-condicionado, uma amostra de volume de 500 mL a 28,0 °C foi encontrada exercendo uma pressão de 92,0 kPa. Que pressão exercerá a amostra quando for comprimida a 300 mL e resfriada a -5 °C?

Resolução: Transformando as unidades, teremos as seguintes condições iniciais e finais:

	Pressão, P	Volume, V	Temp. T	Quantidade N
1. Início	92,0 kPa	0,5 L	301,2 K	mesma
2. Final	?	0,3 L	268,2 K	mesma

Com a equação dada:

$$P_2 = P_1 \times \frac{V_1}{V_2} \times \frac{T_1}{T_2}$$

$$= (92,0 \text{ kPa}) \times \frac{0,5 \text{ L}}{0,3 \text{ L}} \times \frac{268,2 \text{ K}}{301,2 \text{ K}} = 137 \text{ kPa}$$

O resultado é um aumento na pressão. Assim, neste caso, a compressão tem um efeito maior do que o resfriamento.

A lei do gás ideal também pode ser usada para prever o volume molar (V_m) de um gás ideal sob quaisquer condições de temperatura e pressão. Para fazer isto, temos:

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{nRT/P}{n} = \frac{RT}{P}$$

A concentração molar de um gás e a quantidade relacionada à densidade de um gás são de grande interesse para meteorologistas, como também para engenheiros. A **concentração molar (C_m)** é o número de moles de moléculas dividido pelo volume da amostra. Da lei do gás ideal temos que, para um gás que se comporte idealmente,

$$\text{Concent. molar} = \frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

Esta equação mostra que, para um determinado conjunto de condições, a concentração molar é a mesma para todos os gases.

A densidade de um gás (d), como para qualquer substância, é a massa da amostra dividida por seu volume, $d = m/V$. Ela é normalmente medida em gramas por litro. Como a massa da amostra é igual ao número de moles multiplicado pela massa molar, segue que:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{nM}{V} = \frac{MP}{RT}$$

Exemplo: O composto orgânico volátil, geraniol, um componente do óleo de rosas, é usado em perfumaria. A densidade do vapor a 260 °C é 0,480 g L⁻¹ quando a pressão é 103 Torr. Para achar a massa molar do geraniol, rearranjamos a equação acima para M e substituímos os dados.

Para este problema, $d = 0,480 \text{ gL}^{-1}$, $P = 103 \text{ Torr}$ e $T = (273,15 + 260) \text{ K} = 533 \text{ K}$.

$$M = \frac{dRT}{P} = \frac{(0,480 \text{ gL}^{-1}) \times (62,364 \text{ TorrK}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times (533 \text{ K})}{103 \text{ Torr}}$$

$$M = 155 \text{ g mol}^{-1}$$

AS MISTURAS DE GASES E PRESSÕES PARCIAIS

Muitos dos gases que encontramos na vida cotidiana são, na verdade, misturas de gases, por exemplo, a atmosfera. Entretanto, este feito não interfere muito no nosso modelo de gases. Pelo menos a baixas pressões, uma mistura de gases que não reagem entre si comporta-se como um gás único puro. John Dalton mostrou como calcular a pressão de uma mistura de gases. Ele mostrou que se, num recipiente totalmente vazio, adicionamos O₂ até que exista uma pressão de 0,60 atm, a seguir esvaziamos o recipiente e colocamos 0,40 atm de N₂. Quando adicionamos os dois gases, nas mesmas condições e no mesmo recipiente, a pressão que os dois apresentarão juntos será de 1,00 atm.

Dalton resumiu suas observações no que ele chamou de **pressão parcial** de cada gás, a pressão que o gás exerceria se somente ele ocupasse todo o recipiente. Dalton descreveu o comportamento de misturas gasosas pela sua **Lei das Pressões Parciais**:

“A pressão total de uma mistura de gases é a soma das pressões parciais de seus componentes”.

Se escrevermos as pressões parciais dos gases A e B como P_A e P_B , e a pressão total da mistura como P , a Lei de Dalton pode ser escrita:

$$P = P_A + P_B + \dots$$

Ver glossário no final da Aula

A informação adicional que obtemos da Lei de Dalton é que as moléculas dos diferentes gases componentes da mistura não devem interagir entre si.

Como visto anteriormente, se os números de moles de gases presentes são: n_A , n_B , e assim sucessivamente, a **fração molar** (X) de qualquer um dos gases é:

$$X_j = n_j / n_A + n_B + \dots$$

Assim, se expressamos a pressão parcial P_j do gás J, em termos da quantidade de moléculas de J presente, n_j , o volume V que elas ocupam e a temperatura T:

$$P_j = n_j RT / V$$

Agora, fazemos a mesma coisa para a pressão total em termos de n, o número total de moles de moléculas presente:

$$P = nRT / V = (n_A + n_B + \dots)RT / V$$

Podemos rearranjar esta relação para:

$$RT/V = P / (n_A + n_B + \dots)$$

e, então, substituir RT/V da primeira relação desta derivação, para obter:

$$P_j = n_j P / n_A + n_B + \dots = X_j P$$

Assim, a relação que obtivemos é:

$$P_j = X_j P$$

“A pressão parcial de um gás é a pressão que exerceria se estivesse sozinho no recipiente; a pressão total de uma mistura de gases é a soma das pressões parciais dos componentes; a pressão parcial está relacionada à pressão total pela fração molar: $P_j = X_j P$ ”.

CONCLUSÃO

Os gases são o estado mais simples da matéria, logo, as ligações entre as propriedades das moléculas e da matéria são relativamente simples de identificar. As características distintas dos gases, como as de líquidos e sólidos, foram descritas, bem como a pressão do gás, como ela é medida e as unidades usadas para expressá-la. Da mesma forma consideraremos a atmosfera da Terra e a pressão que ela exerce.

O estado de um gás pode ser expresso em termos de volume, pressão, temperatura, e quantidade de gás. Examinamos várias relações empíricas que relacionam essas variáveis entre si. Colocadas lado a lado, tais relações gerais fundamentais levam à equação do gás ideal: $PV = nRT$.

Enquanto a equação do gás ideal não é obedecida por nenhum gás real, outros gases aproximam-se de obedecê-la nas condições de temperatura e pressão de maior interesse. Consequentemente, podemos usar a equação do gás ideal para fazer muitos cálculos úteis. Como todos os gases se comportam de maneira semelhante, o mesmo conjunto de equações pode ser usado para prever seu comportamento.



RESUMO

Estudos têm revelado várias leis simples dos gases: lei de Boyle, lei de Charles e lei de Avogadro. Cada uma dessas leis é um caso especial da equação do gás ideal. A equação do gás ideal, $PV = nRT$, é a equação de estado para um gás ideal. Podemos usar a equação do gás ideal para calcular as diversificações ~~em uma variável quando uma ou mais das outras varia.~~ Muitos gases nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP) obedecem à equação do gás ideal razoavelmente bem. Usando a equação do gás ideal podemos relacionar a densidade de um gás à massa molar. Podemos também usar a equação do gás ideal para resolver problemas envolvendo os gases como reagentes ou produtos em reações químicas. Em misturas de gases, a pressão total é a soma das pressões de parciais que cada gás exerceria se ele estivesse sozinho sob as mesmas condições (lei da Dalton das pressões parciais). A pressão parcial de um componente de uma mistura é igual à sua fração em quantidade de matéria multiplicada pela pressão total.

Ver glossário no final da Aula



ATIVIDADES

1. Você, alguma vez, desejou saber qual a pressão dentro de um tubo de imagem da televisão? Calcule a pressão (em atmosferas), dado que o volume do tubo é 0,5 L, sua temperatura é 23 °C e contém 0,010 mg de nitrogênio gasoso.

Resolução: A massa molar do N_2 é de 28,02 g mol⁻¹ e a temperatura de 23 °C corresponde a $T = (273 + 23) K = 296 K$. Queremos a pressão em atmosferas, assim usamos o valor de R da tabela acima de 8,206x10⁻² L atm K⁻¹ mol⁻¹.

Assim:

$$P = (1,0 \times 10^{-5} \text{ g}) \times \left(\frac{1 \text{ mol}}{28,02 \text{ g}} \right) \times \frac{(8,206 \times 10^{-2} \text{ LatmK}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times 296 \text{ K}}{5,0 \text{ L}}$$

$$P = 1,7 \times 10^{-6} \text{ atm.}$$

2. O ar é usado como fonte de reagentes em muitos processos químicos e físicos: o oxigênio é usado para combustão e respiração e o nitrogênio é usado como um material inicial para a produção de amônia. Para tratar estes gases quantitativamente, precisamos conhecer a composição do ar e, em algumas aplicações, as pressões parciais dos seus componentes. Uma amostra de ar seco de massa total 1,00 g consiste quase completamente em 0,76 g de nitrogênio e 0,24 g de oxigênio. Calcule as pressões parciais destes gases quando a pressão total for 1 atm.

Resolução: As massas molares de N_2 e O_2 são 28,02 e 32,00 g mol⁻¹, respectivamente. Os números de moles que correspondem às massas dadas são:

$$n_{N_2} = (0,76 \text{ g}) \times (1 \text{ mol} / 28,02 \text{ g}) = 0,027 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = (0,24 \text{ g}) \times (1 \text{ mol} / 32,00 \text{ g}) = 0,0075 \text{ mol}$$

As frações molares são:

$$\chi_{N_2} = \frac{0,027 \text{ mol}}{(0,027 + 0,0075) \text{ mol}} = 0,78$$

$$\chi_{O_2} = \frac{0,0075 \text{ mol}}{(0,027 + 0,0075) \text{ mol}} = 0,22$$

Para achar as pressões parciais, multiplica-se cada fração molar por 1,00 atm e obtemos:

$$P_{\text{N}_2} = 0,78 \times (1,00 \text{ atm}) = 0,78 \text{ atm}$$
$$P_{\text{O}_2} = 0,22 \text{ atm}$$

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

Um tubo de imagem de televisão é uma forma de tubo de raios catódicos no qual o feixe de elétrons é direcionado para o fósforo colorido da tela. Uma pressão muito baixa é exigida para minimizar as colisões entre os elétrons do feixe e as moléculas de gás. Colisões e defleções dos elétrons dariam uma imagem escura e borrada.

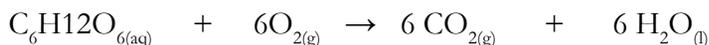
Note que a pressão total, a soma das pressões parciais, é igual a 1,00 atm, como no exemplo dado.



ATIVIDADES

1. Permite-se que uma amostra de neônio, de volume $1,00 \times 10^{-2}$ L a 200 Torr se expanda a 298 K, em um tubo evacuado com um volume de 0,200 L. Qual é a pressão do neônio no tubo?
2. Uma amostra de gás em um cilindro de uma máquina de teste a 80 cm³ e 1,00 atm é comprimida isotermicamente empurrando um pistão no cilindro. A pressão final a 298 K é 3,20 atm. Qual o volume final da amostra?
3. Um tanque de oxigênio armazenado fora de um edifício tem uma pressão de 20,00 atm às 6 horas, quando a temperatura é de 10 °C. Qual será a pressão no tanque às 18 horas, quando a temperatura chega a 30 °C?
4. Uma amostra de gás hidrogênio a 760 mmHg e 20 °C é aquecida a 300 °C em um recipiente de volume constante. Qual a pressão final da amostra?
5. Calcule a pressão (Kcal) exercida por 1,0 g de dióxido de carbono em um frasco de volume de 1,0 L a 300 °C.
6. Um balão de tempo é cheio com gás hélio a 20 °C e 1,00 atm. O volume do balão é de 250 L. Quando o balão sobe a uma camada de ar onde a temperatura é -30 °C, ele expande para 800 L. Qual é a pressão atmosférica neste ponto?
7. Mergulhadores, explorando um naufrágio e desejando evitar a narcose associada ao uso de nitrogênio na mistura de gás, mudaram para uma mistura de neônio-oxigênio que contém 141,2 g de oxigênio e 335,0 g de neônio. A pressão dos tanques é de 50,0 atm. Qual é a pressão parcial do oxigênio nos tanques?

8. (a) Calcule a densidade do gás NO_2 a 0,970 atm e 35 °C. (b) Calcule a massa molar de um gás se 2,50 g ocupam 0,875 L a 685 torr e 35 °C.
9. A oxidação metabólica da glicose, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, no corpo produz CO_2 , que é expelido dos pulmões como um gás:



Calcule o volume de CO_2 seco produzido à temperatura corporal (37°C) e 0,970 atm quando 24,5 g de glicose são consumidos nessa reação.

10. Uma mistura de gases contém 0,75 mol de N_2 , 0,30 mol de O_2 e 0,15 mol de CO_2 . Se a pressão total é 1,56 atm, qual é a pressão parcial de cada componente?

REFERÊNCIAS

ATKINS, P.; Jones, L. **Princípios de Química. Questionando a vida moderna e o meio ambiente.** 3 ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.

KOTZ, J. C.; Treichel Jr., P. M. **Química Geral.** v. 1 e 2. 5 ed. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2003.

MAHAN, B. M.; Myers, R. J. **Química: um curso universitário.** 4 ed. São Paulo: Edgard Blucher, 1995.

GLÓSSARIO

Atmosfera: Unidade de pressão igual a 760 torr; 1 atm = 101,325 kPa.

Pressão: Medida de força exercida em uma unidade de área. Em química, a pressão geralmente é expressa em unidades de atmosferas (atm) ou torr: 760 torr = 1 atm; em unidades de SI, a pressão é expressa em pascals (Pa).

Pascal: Unidade SI de pressão: 1 Pa = N/m².

Pressão Atmosférica: Pressão típica ao nível do mar, com valores como 760 torr ou, em unidades SI, 101,325 kPa.

Bar: Unidade de pressão igual a 105 Pa.

Lei de Boyle: Lei que afirma que, à temperatura constante, o produto do volume pela pressão de uma determinada quantidade de gás é uma constante.

Lei de Avogadro: Lei que afirma que o volume de um gás mantido à temperatura e pressão constantes é diretamente proporcional à quantidade do gás.

Vapor: Estado gasoso de qualquer substância que normalmente existe como líquido ou sólido.

Hipótese de Avogadro: Afirmativa de que volumes iguais de gases, à mesma temperatura e pressão, contêm números iguais de moléculas.

Equação do gás ideal: Gás hipotético cujo comportamento de pressão, volume e temperatura é descrito pela equação do gás ideal.

Constante dos gases (R): Constante de proporcionalidade na equação de gás ideal.

Pressão parcial: Pressão exercida por um componente em particular de certa mistura de gases.

Lei das pressões parciais: Lei que afirma que a pressão total de uma mistura de gases é a soma das pressões que cada gás exerceria se ele estivesse sozinho.

Fração em qtde. de matéria: Razão entre a quantidade de matéria de um componente da mistura e a quantidade de matéria total de todos os componentes.

Torr: Unidade de pressão (1 torr = 1 mm Hg).