

CAPÍTULO 5

Gases



El primer vuelo tripulado de un globo de aire caliente tuvo lugar en París, en 1783.

Introducción

En ciertas condiciones de presión y temperatura, es posible que la mayoría de las sustancias existan en alguno de los tres estados de la materia: sólido, líquido o gaseoso. Por ejemplo, el agua puede estar en estado sólido como hielo, en estado líquido como agua o en estado gaseoso como vapor. Las propiedades físicas de una sustancia dependen a menudo de su estado.

Los gases, tema de este capítulo, son en diversos aspectos, mucho más sencillos que los líquidos y los sólidos. El movimiento molecular de los gases resulta totalmente aleatorio, y las fuerzas de atracción entre sus moléculas son tan pequeñas que cada una se mueve en forma libre y fundamentalmente independiente de las otras. Sujetos a cambios de temperatura y presión, los gases se comportan en forma más previsible que los sólidos y los líquidos. Las leyes que norman este comportamiento han desempeñado un importante papel en el desarrollo de la teoría atómica de la materia y la teoría cinética molecular de los gases.

- 5.1 Sustancias que existen como gases
- 5.2 Presión de un gas
- 5.3 Las leyes de los gases
- 5.4 La ecuación del gas ideal
- 5.5 La estequiometría de los gases
- 5.6 Ley de Dalton de las presiones parciales
- 5.7 La teoría cinética molecular de los gases
- 5.8 Desviación del comportamiento ideal

5.1 Sustancias que existen como gases

Vivimos en el fondo de un océano de aire cuya composición porcentual en volumen es aproximadamente de 78% de N₂, 21% de O₂ y 1% de otros gases, incluyendo CO₂. En la década de 1990, la química de esta mezcla de gases vitales se volvió un tema muy relevante debido a los perjudiciales efectos de la contaminación ambiental. En el capítulo 17 se analizarán la química de la atmósfera y los gases contaminantes. Estará enfocado al comportamiento de las sustancias que existen como gases en condiciones atmosféricas normales de presión y temperatura, es decir, a 25°C y 1 atmósfera (atm) de presión (véase sección 5.2).

En la figura 5.1 se ilustran los elementos que son gases en condiciones atmosféricas normales. Observe que el hidrógeno, el nitrógeno, el oxígeno, el flúor y el cloro existen como moléculas diatómicas gaseosas: H₂, N₂, O₂, F₂ y Cl₂. Un alótropo de oxígeno, ozono (O₃), también es un gas a temperatura ambiente. Todos los elementos del grupo 8A, gases nobles, son gases monoatómicos: He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn.

Los compuestos iónicos no existen como gases a 25°C y 1 atm, porque los cationes y aniones en un sólido iónico se hallan unidos por fuerzas electrostáticas muy fuertes. Para vencer esas atracciones se necesita aplicar una gran cantidad de energía, que en la práctica significa calentar demasiado al sólido. En condiciones normales, lo único factible es fundir el sólido, por ejemplo, el NaCl se funde a una temperatura alta: 801°C. Para que hierva, se debe elevar la temperatura a más de 1 000°C.

El comportamiento de los compuestos moleculares es más variado; algunos, por ejemplo, CO, CO₂, HCl, NH₃ y CH₄ (metano), son gases, pero la mayoría son líquidos o sólidos a la temperatura ambiente. Sin embargo, por calentamiento se convierten en gases con mayor facilidad que los compuestos iónicos. En otras palabras, los compuestos moleculares por lo regular hierven a temperaturas mucho más bajas que los compuestos iónicos. No hay una regla simple que nos ayude a determinar si cierto compuesto molecular es un gas en condiciones atmosféricas normales. Para hacer tal aseveración se considera necesario entender la naturaleza y magnitud de las fuerzas de atracción entre las moléculas, denominadas *fuerzas intermoleculares* (que se estudian en el capítu-

1A																				8A	
H																					He
Li	Be											B	C	N	O	F					Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl					Ar
		3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B										
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br					Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I					Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At					Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt													

FIGURA 5.1 Elementos que existen como gases a 25°C y 1 atm (en color azul). Los gases nobles (los elementos del grupo 8A) son especies monoatómicas; los otros elementos existen como moléculas diatómicas. El ozono (O₃) también es un gas.

Tabla 5.1 Algunas sustancias que existen en estado gaseoso a 1 atm y 25°C

Elementos	Compuestos
H ₂ (hidrógeno molecular)	HF (fluoruro de hidrógeno)
N ₂ (nitrógeno molecular)	HCl (cloruro de hidrógeno)
O ₂ (oxígeno molecular)	HBr (bromuro de hidrógeno)
O ₃ (ozono)	HI (yoduro de hidrógeno)
F ₂ (flúor molecular)	CO (monóxido de carbono)
Cl ₂ (cloro molecular)	CO ₂ (dióxido de carbono)
He (helio)	NH ₃ (amoníaco)
Ne (neón)	NO (óxido nítrico)
Ar (argón)	NO ₂ (dióxido de nitrógeno)
Kr (kriptón)	N ₂ O (óxido nitroso)
Xe (xenón)	SO ₂ (dióxido de azufre)
Rn (radón)	H ₂ S (sulfuro de hidrógeno)
	HCN (cianuro de hidrógeno)*

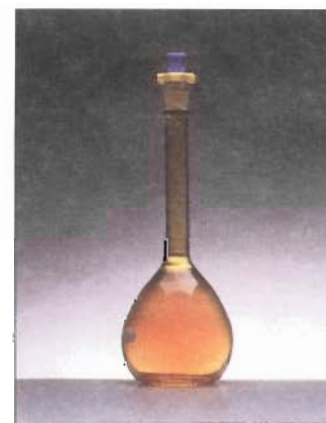
* Aunque el punto de ebullición del HCN es 26°C, se considera como gas en las condiciones atmosféricas ordinarias.

Un gas es una sustancia que normalmente se halla en estado gaseoso a temperaturas y presiones ordinarias; un vapor es la forma gaseosa de cualquier sustancia que es líquida o sólida a temperaturas y presiones normales. Entonces, a 25°C y 1 atm de presión, se habla de vapor de agua y oxígeno gaseoso.

lo 11). En general, mientras más fuertes sean esas atracciones, es menor la posibilidad de que un compuesto exista como gas a las temperaturas ordinarias.

De los gases que se indican en la tabla 5.1, sólo el O₂ es esencial para la vida. El sulfuro de hidrógeno (H₂S) y el cianuro de hidrógeno (HCN) son muy venenosos, en tanto que otros, como el CO, NO₂, O₃ y SO₂, resultan un poco menos tóxicos. Los gases He, Ne y Ar son químicamente inertes, es decir, no reaccionan con ninguna otra sustancia. La mayoría de los gases son incoloros, con excepción del F₂, Cl₂ y NO₂. El color café oscuro del NO₂ es visible a veces en el aire contaminado. Todos los gases poseen las siguientes características físicas:

- Adoptan la forma y el volumen del recipiente que los contiene.
- Se consideran los más compresibles de los estados de la materia.
- Cuando se encuentran confinados en el mismo recipiente se mezclan completa y uniformemente.
- Cuentan con densidades mucho menores que los sólidos y líquidos.



NO₂ gaseoso.

5.2 Presión de un gas

Los gases ejercen presión sobre cualquier superficie con la que entren en contacto, ya que las moléculas gaseosas se hallan en constante movimiento. Los humanos nos hemos adaptado fisiológicamente tan bien a la presión del aire que nos rodea, que usualmente desconocemos su existencia, quizás como los peces son inconscientes de la presión del agua sobre ellos.

La presión atmosférica se demuestra fácilmente. Un ejemplo común es al beber un líquido con un popote. Al succionar el aire del popote se reduce la presión en su interior, el vacío creado se llena con el líquido que es empujado hacia la parte superior del popote por la mayor presión atmosférica.

Unidades del sistema internacional (SI) para la presión

La presión es una de las propiedades de los gases que se mide con mayor facilidad. Para entender cómo se mide la presión de un gas, conviene saber cómo se obtienen las unidades de medición. Para ello, se empezará con la velocidad y la aceleración.

La *velocidad* se define como el cambio en la distancia en función del tiempo; es decir,

$$\text{velocidad} = \frac{\text{distancia recorrida}}{\text{tiempo transcurrido}}$$

La unidad SI de velocidad es m/s, aunque también se utiliza cm/s.

La *aceleración* es el cambio de velocidad en función del tiempo, o

$$\text{aceleración} = \frac{\text{cambio de velocidad}}{\text{tiempo transcurrido}}$$

La aceleración se mide en m/s² (o cm/s²).

La segunda ley del movimiento, formulada por Sir Isaac Newton¹ a finales del siglo XVII, define otro término, llamado *fuerza*, del cual se derivan las unidades de presión. De acuerdo con esta ley,

$$\text{fuerza} = \text{masa} \times \text{aceleración}$$

En este contexto, la *unidad SI de fuerza* es el **newton (N)**, donde

$$1 \text{ N} = 1 \text{ kg m/s}^2$$

Por último, la *presión* se define como la *fuerza aplicada por unidad de área*:

$$\text{presión} = \frac{\text{fuerza}}{\text{área}}$$

La unidad SI de presión es el **pascal (Pa)**², que se define como un *newton por metro cuadrado*:

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$$

De una manera burda, 1 N es equivalente a la fuerza ejercida por la gravedad de la Tierra sobre una manzana.

Presión atmosférica

Los átomos y las moléculas de los gases en la atmósfera, como el resto de la materia, están sujetos a la atracción gravitacional de la Tierra; por consiguiente, la atmósfera es mucho más densa cerca de la superficie de la Tierra que a altitudes elevadas. (El aire fuera de la cabina presurizada de un avión a 9 km es muy ligero para ser respirado.) De hecho, la densidad del aire disminuye muy rápido al aumentar la distancia a la Tierra. Las mediciones señalan que aproximadamente 50% de la atmósfera se encuentra dentro de 6.4 km de la superficie de la Tierra, el 90% dentro de 16 km, y el 99% dentro de 32 km. No sorprende que cuanto más denso sea el aire, mayor es la presión que ejerce. La fuerza que experimenta cualquier superficie expuesta a la atmósfera de la Tierra es igual al peso de la columna de aire que está encima de ella. La **presión atmosférica**, como lo indica su nombre, es la presión que ejerce la atmósfera de la Tierra (figura 5.2). El valor real de la presión atmosférica depende de la localización, la temperatura y las condiciones climáticas.

¿Cómo se mide la presión atmosférica? Probablemente el **barómetro** es el instrumento más común para medirla. Un barómetro sencillo consta en un tubo largo de vidrio, cerrado de un extremo y lleno de mercurio. Si el tubo se invierte con cuidado sobre

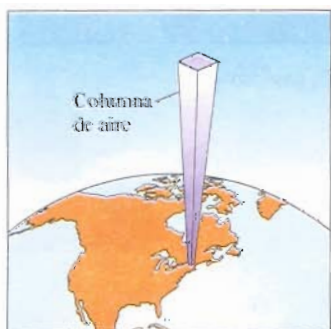


FIGURA 5.2 La presión que se ejerce por una columna de aire se extiende de la superficie de la Tierra (nivel del mar) a la atmósfera superior.

¹ Sir Isaac Newton (1642-1726), matemático, físico y astrónomo inglés, es considerado por muchos como uno de los dos físicos más grandes que ha conocido el mundo (el otro es Albert Einstein). Difícilmente hay una rama de la física en la que Newton no haya hecho una contribución importante. Su libro *Principia*, publicado en 1687, marca una era en la historia de la ciencia.

² Blaise Pascal (1623-1662). Matemático y físico francés. Su trabajo abarcó un campo amplio en las matemáticas y la física, pero su especialidad era el área de la hidrodinámica (el estudio del movimiento de los fluidos). También inventó una calculadora.

un recipiente con mercurio, de manera que no entre aire en el tubo, parte del mercurio saldrá del tubo hacia el recipiente, creando un vacío en el extremo superior (figura 5.3). El peso del mercurio remanente en el tubo se conserva por la presión atmosférica que actúa sobre la superficie del mercurio en el recipiente. La **presión atmosférica estándar (1 atm)** es igual a la presión que soporta una columna de mercurio exactamente de 760 mm (o 76 cm) de altura a 0°C al nivel del mar. En otras palabras, la presión atmosférica estándar es igual a la presión de 760 mmHg, donde mmHg representa la presión ejercida por una columna de mercurio de 1 mm de altura. La unidad de mmHg también se llama *torr*, en honor del científico italiano Evangelista Torricelli³, quien inventó el barómetro. Así

$$1 \text{ torr} = 1 \text{ mmHg}$$

y

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} \\ = 760 \text{ torr}$$

La relación entre atmósferas y pascales (véase apéndice 2) es

$$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa} \\ = 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}$$

y, dado que 1 000 Pa = 1 kPa (kilopascal)

$$1 \text{ atm} = 1.01325 \times 10^2 \text{ kPa}$$

Los siguientes ejemplos muestran la conversión de mmHg a atm y kPa.

Ejemplo 5.1 La presión externa de un avión de propulsión que vuela a gran altitud es considerablemente menor que la presión atmosférica estándar. Por ello, el aire del interior de la cabina debe presurizarse para proteger a los pasajeros. ¿Cuál es la presión (en atm) en la cabina si la lectura del barómetro es 688 mmHg?

Razonamiento y solución Se trata de un problema de conversión de unidades y se necesita el factor unitario (1 atm/760 mmHg). Así, la presión atmosférica es

$$\text{presión} = 688 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \\ = 0.905 \text{ atm}$$

Ejercicio Convierta 749 mmHg en atmósferas.

Ejemplo 5.2 La presión atmosférica en San Francisco en un cierto día fue de 732 mmHg. ¿Cuál fue la presión en kPa?

Razonamiento y solución Como en el ejemplo 5.1, también es un problema de conversión de unidades. Las ecuaciones necesarias son

$$1 \text{ atm} = 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg}$$

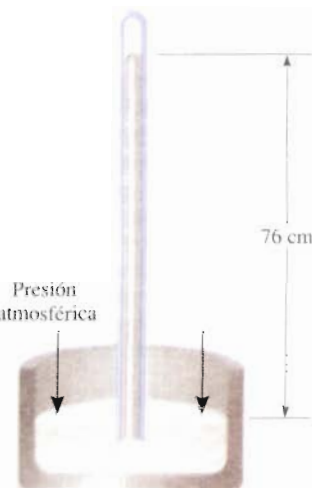
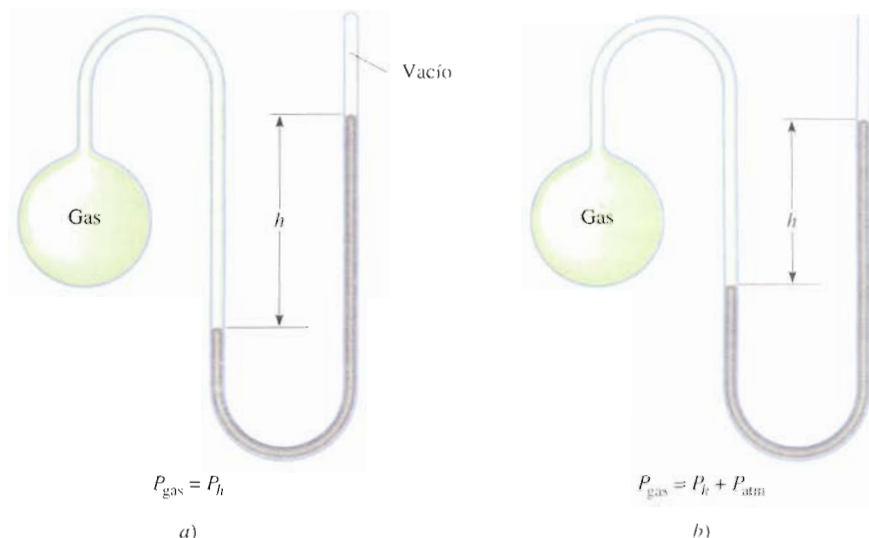


FIGURA 5.3 Un barómetro para medir la presión atmosférica. Encima del mercurio contenido en el tubo hay un vacío. La columna de mercurio se mantiene por la presión atmosférica.

Problema similar: 5.14.

³ Evangelista Torricelli (1608-1674). Matemático italiano. Todo indica que Torricelli fue la primera persona que reconoció la existencia de la presión atmosférica.

FIGURA 5.4 Dos tipos de manómetros utilizados para medir las presiones de los gases. a) La presión del gas es menor que la presión atmosférica. b) La presión del gas es mayor que la presión atmosférica.



que permiten calcular la presión atmosférica en kPa:

$$\begin{aligned} \text{presión} &= 732 \text{ mmHg} \times \frac{1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}}{760 \text{ mmHg}} \\ &= 9.76 \times 10^4 \text{ Pa} \\ &= 97.6 \text{ kPa} \end{aligned}$$

Problema similar: 5.13.

Ejercicio Convierta 295 mmHg en kilopascales.

Un **manómetro** es un dispositivo para medir la presión de los gases distintos a los de la atmósfera. El principio de operación de un manómetro es parecido al de un barómetro. Existen dos tipos de manómetros, que se observan en la figura 5.4. El **manómetro de tubo cerrado** se utiliza comúnmente para medir presiones menores a la presión atmosférica [figura 5.4a)], mientras que el **manómetro de tubo abierto** es más adecuado para medir presiones iguales o mayores que la presión atmosférica [figura 5.4b)].

Casi todos los barómetros y la mayoría de los manómetros emplean mercurio como fluido de trabajo, a pesar de que es una sustancia tóxica, al igual que sus vapores. La razón es que el mercurio tiene una densidad muy alta (13.6 g/mL) en comparación con la mayoría de los líquidos. Como la altura de la columna de un líquido es inversamente proporcional a su densidad, esta propiedad permite construir barómetros y manómetros pequeños que se manipulan con facilidad.

5.3 Las leyes de los gases



Leyes de los gases

Las leyes de los gases que se estudiarán en este capítulo son producto de incontables experimentos que se realizaron sobre las propiedades físicas de los gases durante varios siglos. Cada una de las generalizaciones en cuanto al comportamiento macroscópico de las sustancias gaseosas representa una etapa importante en la historia de la ciencia. En conjunto, tales generalizaciones han tenido un papel muy destacado en el desarrollo de muchas ideas de la química.

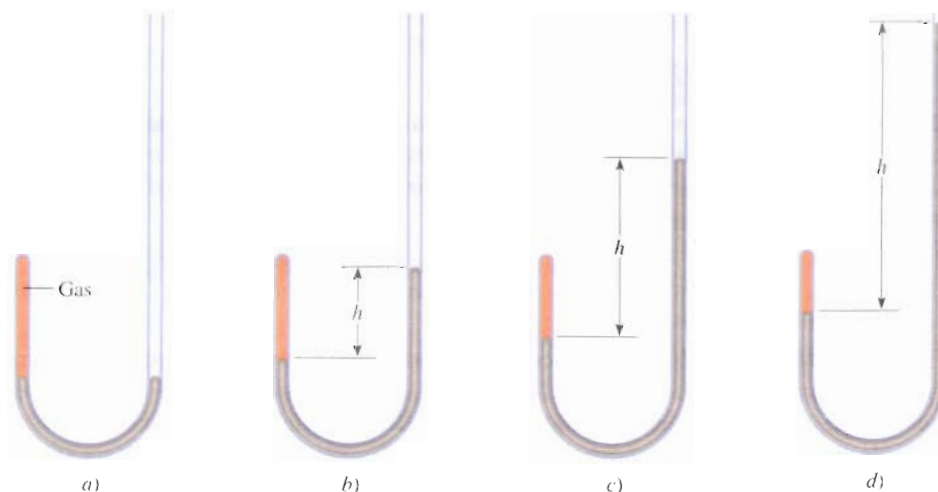


FIGURA 5.5 Aparato para estudiar la relación entre la presión y el volumen de un gas. En a) la presión del gas es igual a la presión atmosférica. La presión ejercida sobre el gas aumenta desde a) hasta d) a medida que se agrega mercurio, y el volumen del gas disminuye, como lo predice la ley de Boyle. La presión adicional ejercida sobre el gas se observa por la diferencia entre los niveles de mercurio (h mmHg). La temperatura del gas se mantiene constante.

La relación presión-volumen: ley de Boyle

En el siglo XVII, Robert Boyle⁴ estudió sistemática y cuantitativamente el comportamiento de los gases. En una serie de experimentos, Boyle analizó la relación que hay entre la presión y el volumen de una muestra de un gas, por medio de un aparato como el que se ilustra en la figura 5.5. La presión ejercida sobre el gas por el mercurio que se agrega al tubo, como se presenta en la figura 5.5a), es igual a la presión atmosférica. En tanto en la 5.5b) se aprecia que un aumento en la presión, debido a la adición mayor de mercurio, conduce a una disminución del volumen del gas y a un desnivel en la columna de mercurio. Boyle notó que cuando la temperatura se mantiene constante, el volumen (V) de una cantidad dada de un gas se reduce cuando la presión total que se aplica (P) —la presión atmosférica más la presión debida al mercurio añadido—, aumenta. Esta relación entre presión y volumen es clara en las figuras 5.5b), c) y d). Por el contrario, si la presión que se aplica decrece, el volumen del gas aumenta. En la tabla 5.2 se indican los resultados de algunas mediciones de presión y volumen.

Los datos de P y V registrados en la tabla 5.2 son congruentes con esta expresión matemática que señala la relación inversa entre la presión y el volumen:

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

donde el símbolo \propto significa *proporcional a*. Para cambiar el signo \propto por el de igualdad se escribe

La presión aplicada a un gas es igual a la presión del gas.

Tabla 5.2 Relaciones típicas de presión y volumen obtenidas por Boyle

P (mmHg)	724	869	951	998	1230	1893	2250
V (unidades arbitrarias)	1.50	1.33	1.22	1.16	0.94	0.61	0.51
PV	1.09×10^3	1.16×10^3	1.16×10^3	1.16×10^3	1.2×10^3	1.2×10^3	1.1×10^3

⁴ Robert Boyle (1627-1691). Químico y filósofo británico. Aunque se le asocia comúnmente con la ley de los gases que lleva su nombre, Boyle, realizó muchas otras contribuciones importantes a la química y a la física. Aun cuando estuvo en desacuerdo frecuente con sus contemporáneos científicos, su libro *El químico escéptico* (1661) ha influido en diversas generaciones de químicos.

$$P = k_1 \times \frac{1}{V} \quad (5.1a)$$

donde k_1 es una constante llamada *constante de proporcionalidad*. La ecuación (5.1a) es una expresión de la **ley de Boyle**, la cual establece que *la presión de una cantidad fija de un gas mantenido a temperatura constante es inversamente proporcional al volumen del gas*. Reordenando la ecuación (5.1a) se obtiene

$$PV = k_1 \quad (5.1b)$$

Esta forma de la ley de Boyle establece que el producto de la presión y el volumen de un gas a temperatura y cantidad del gas constantes, es una constante. En la figura 5.6 se observa una representación esquemática de la ley de Boyle. La cantidad n es el número de moles del gas y R es una constante, que se definirá en la sección 5.4. Así, la constante de proporcionalidad, k_1 , de la ecuación (5.1) es igual a nRT .

El concepto de una cantidad proporcional a otra y el uso de una constante de proporcionalidad se explica con la siguiente analogía. El ingreso diario de un cine depende tanto del precio de los boletos (en pesos por boleto) como del número de boletos vendidos. Si se supone que el cine cobra por todos los boletos al mismo precio, se escribe

$$\text{ingreso} = (\text{pesos/boleto}) \times \text{número de boletos vendidos}$$

Como el número de boletos vendidos varía diariamente, se dice que el ingreso en un día determinado es proporcional al número de boletos vendidos:

$$\begin{aligned} \text{ingreso} &\propto \text{número de boletos vendidos} \\ &= C \times \text{número de boletos vendidos} \end{aligned}$$

donde C , la constante de proporcionalidad, es el precio por boleto.

En la figura 5.7 se muestran dos formas convencionales de expresión gráfica de los descubrimientos de Boyle. La figura 5.7a) es un gráfico de la ecuación $PV = k_1$; la figura 5.7b) es un gráfico de la ecuación equivalente $P = k_1 \times 1/V$. Observe que esta última es una ecuación lineal de la forma $y = mx + b$, donde $b = 0$.

Aunque los valores individuales de presión y volumen pueden variar mucho para una muestra dada de un gas, siempre que la temperatura permanezca constante y la cantidad de gas no cambie, el producto $P \times V$ será igual a la misma constante. Por consiguiente, para una muestra de un gas bajo dos condiciones distintas a temperatura constante, se tiene

$$P_1V_1 = k_1 = P_2V_2$$

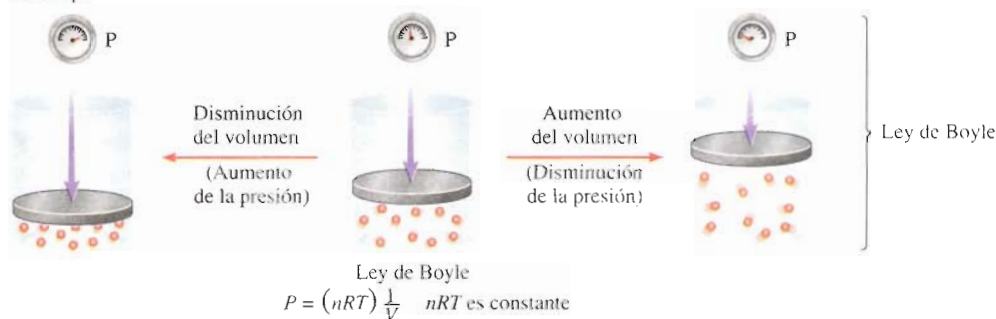
o

$$P_1V_1 = P_2V_2 \quad (5.2)$$

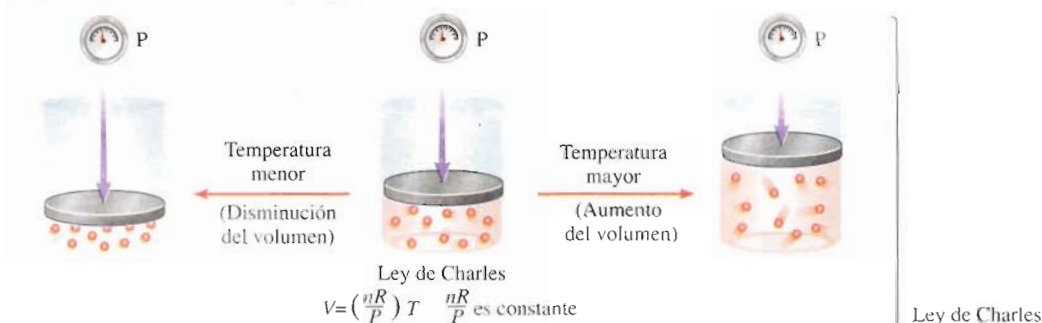
donde V_1 y V_2 son los volúmenes a las presiones P_1 y P_2 , respectivamente.

Una aplicación común de la ley de Boyle, es predecir, con base en la ecuación (5.2), en qué forma se afectará el volumen de un gas por un cambio de presión, o cómo impactará la presión ejercida por un gas mediante el cambio de volumen. En el ejemplo 5.3 se ilustra el procedimiento para resolver problemas con la ley de Boyle.

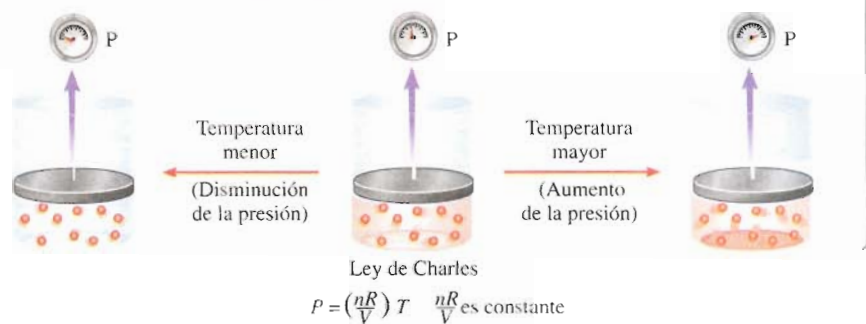
Aumento y disminución del volumen de un gas a temperatura constante



Calentamiento o enfriamiento de un gas a presión constante



Calentamiento o enfriamiento de un gas a volumen constante



Dependencia del volumen de la cantidad de un gas a temperatura y presión constantes

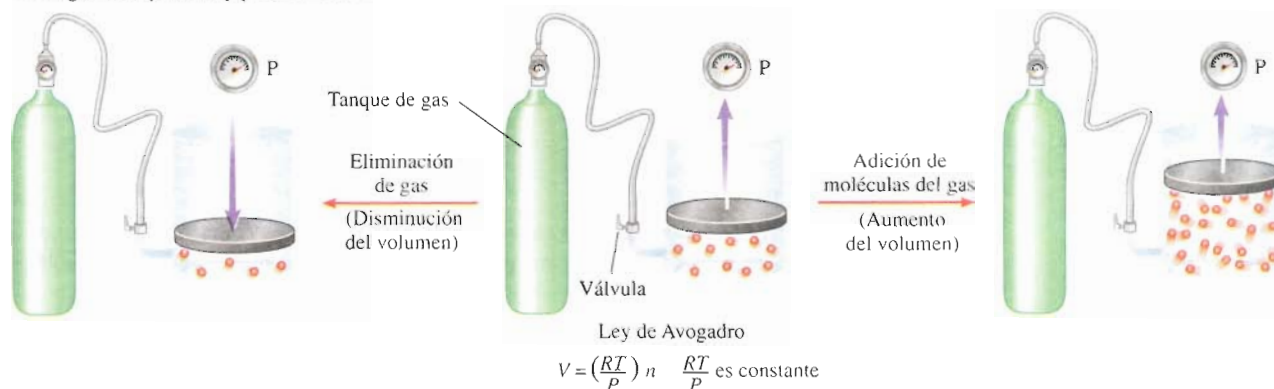
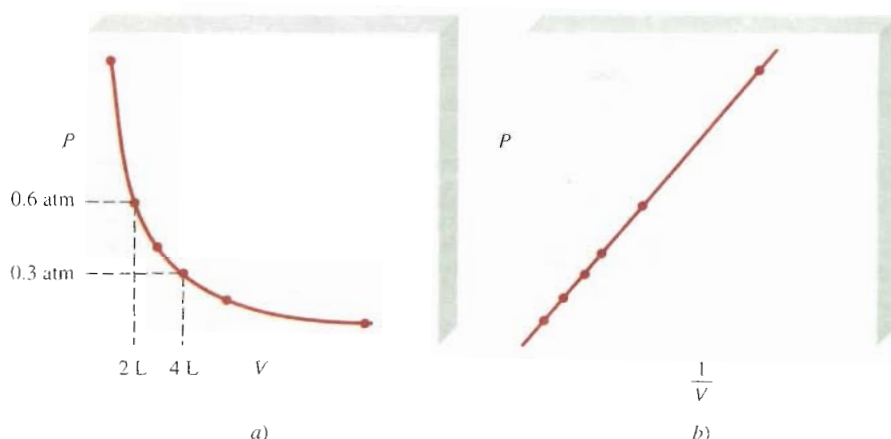


FIGURA 5.6 Representación esquemática de las leyes de Boyle, Charles y Avogadro.

FIGURA 5.7 En estos gráficos se representa la variación del volumen de una muestra de gas con la presión que se ejerce sobre él a temperatura constante. a) P contra V . Observe que el volumen del gas se duplica cuando la presión se reduce a la mitad; b) P contra $1/V$.



Un globo de investigación científica.

Ejemplo 5.3 Un globo inflado con un volumen de 0.55 L al nivel del mar (1.0 atm) se deja elevar a una altura de 6.5 km, donde la presión es de casi 0.40 atm.

Suponiendo que la temperatura permanece constante, ¿cuál es el volumen final del globo?

Razonamiento y solución Observe que el número de moles y la temperatura del gas se mantienen constantes; por tanto, se utiliza la ley de Boyle. A partir de la ecuación (5.2):

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

donde

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$P_1 = 1.0 \text{ atm}$	$P_2 = 0.40 \text{ atm}$
$V_1 = 0.55 \text{ L}$	$V_2 = ?$

Así

$$\begin{aligned} V_2 &= V_1 \times \frac{P_1}{P_2} \\ &= 0.55 \text{ L} \times \frac{1.0 \text{ atm}}{0.40 \text{ atm}} \\ &= 1.4 \text{ L} \end{aligned}$$

Comentario Cuando la presión se reduce (a una temperatura constante), el volumen aumenta. El volumen final es mayor que el inicial, de modo que la respuesta resulta razonable.

Ejercicio Una muestra de cloro gaseoso ocupa un volumen de 946 mL a una presión de 726 mmHg. Calcule la presión del gas (en mmHg) si el volumen se reduce a temperatura constante a mL.

Problema similar: 5.17.

La relación temperatura-volumen: ley de Charles y de Gay-Lussac

La ley de Boyle depende de que la temperatura del sistema permanezca constante. Pero suponga que cambia la temperatura. ¿Cómo afectará el cambio de la temperatura al volumen y la presión de un gas? Veamos por principio de cuentas el efecto de la temperatura sobre el volumen de un gas. Los primeros investigadores que estudiaron esta relación fueron los científicos franceses, Jacques Charles⁵ y Joseph Gay-Lussac⁶. Sus estudios demostraron que, a una presión constante, el volumen de una muestra de gas se expande cuando se calienta y se contrae al enfriarse (figura 5.8). Las relaciones cuantitativas implicadas en estos cambios de temperatura y volumen del gas resultan notablemente congruentes. Por ejemplo, se observa un fenómeno interesante cuando se estudia la relación entre temperatura y volumen a varias presiones. A cualquier presión dada, el gráfico de volumen contra temperatura es una línea recta. Extrapolando la recta al volumen cero, se encuentra que la intersección en el eje de temperatura tiene un valor de -273.15°C . A cualquier otra presión se obtiene una recta diferente para el gráfico de volumen y temperatura, pero se alcanza la *misma* intersección de -273.15°C para la temperatura correspondiente al volumen cero (figura 5.9). (En la práctica, se puede medir el volumen de un gas sólo en un intervalo limitado de temperatura, ya que todos los gases se condensan a bajas temperaturas para formar líquidos.)

En 1848, Lord Kelvin⁷ comprendió el significado de dicho fenómeno. Identificó la temperatura de -273.15°C como el **cero absoluto**, teóricamente *la temperatura más baja posible*. Tomando el *cero absoluto como punto de partida*, estableció entonces una **escala de temperatura absoluta**, conocida ahora como **escala de temperatura Kelvin** (véase sección 1.7). En la escala Kelvin, un kelvin (K) es igual en *magnitud* a un grado Celsius. La única diferencia entre la escala de temperatura absoluta y la de Celsius es la posición del cero. Los puntos importantes de las dos escalas se comparan del siguiente modo:

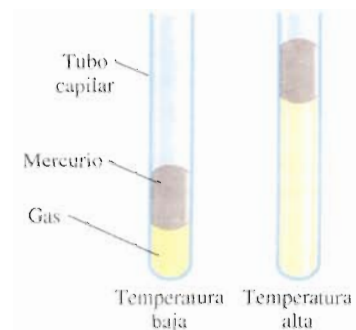


FIGURA 5.8 Variación del volumen de una muestra de gas con la temperatura, a presión constante. La presión ejercida sobre el gas es la suma de la presión atmosférica y la presión debida al peso de la columna de mercurio.

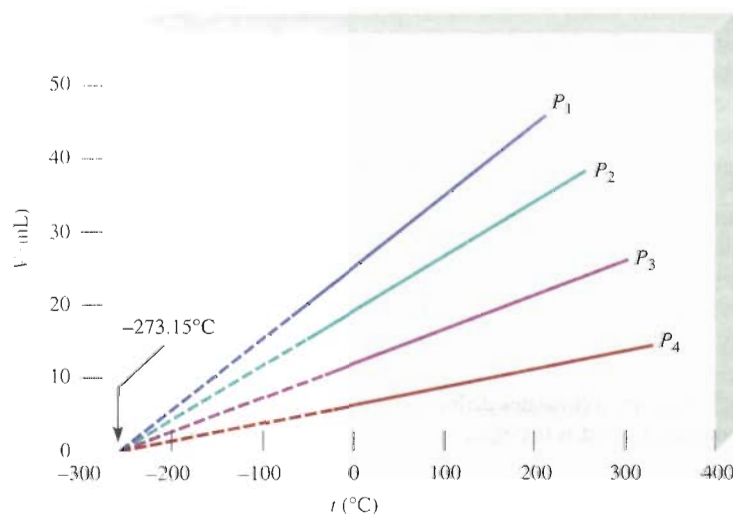


FIGURA 5.9 Variación del volumen de una muestra de gas con el cambio de temperatura a presión constante. Cada línea representa la variación a una cierta presión. Las presiones aumentan desde P_1 hasta P_4 . Todos los gases terminan por condensarse (se vuelven líquidos) si se enfrían a temperaturas suficientemente bajas; las líneas sólidas representan la región de temperatura por arriba del punto de condensación. Al extrapolar estas líneas (líneas interrumpidas), todas coinciden en el punto que representa el volumen cero y una temperatura de -273.15°C .

⁵ Jacques Alexandre César Charles (1746-1823). Físico francés. Fue un orador dotado, inventor de aparatos científicos y la primera persona que utilizó hidrógeno para inflar globos.

⁶ Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850). Químico y físico francés. Como Charles, Gay-Lussac fue también un entusiasta de los globos. En una ocasión ascendió a 20,000 pies para recoger muestras de aire y analizarlas.

⁷ William Thomson, Lord Kelvin (1824-1907). Matemático y físico escocés. Kelvin hizo trabajos importantes en casi todas las ramas de la física.

En condiciones experimentales especiales, los científicos han logrado estar a unas fracciones del cero absoluto o kelvin.

	Escala Kelvin	Escala Celsius
Cero absoluto	0 K	-273.15°C
Punto de congelación del agua	273.15 K	0°C
Punto de ebullición del agua	373.15 K	100°C

La conversión entre °C y K se encuentra en la página 17. En la mayoría de los cálculos de este texto se utilizará 273 en lugar de 273.15 para relacionar K y °C. Por convenio, se utiliza T para denotar la temperatura absoluta (kelvin) y t para indicar la temperatura en la escala Celsius.

La dependencia del volumen de un gas con la temperatura, se da por

$$\begin{aligned}
 V &\propto T \\
 V &= k_2 T \\
 \text{o} \quad \frac{V}{T} &= k_2
 \end{aligned} \tag{5.3}$$

donde k_2 es la constante de proporcionalidad. La ecuación (5.3) se conoce como **ley de Charles y de Gay-Lussac**, o simplemente **ley de Charles**, la cual establece que *el volumen de una cantidad fija de gas, mantenida a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas*. La ley de Charles también se ilustra en la figura 5.6. Se observa que el factor de proporcionalidad, k_2 , en la ecuación (5.3) es igual a nR/P .

Otra forma de presentar la ley de Charles muestra que para una cantidad de gas y volumen constantes, la presión del gas es directamente proporcional a la temperatura.

$$\begin{aligned}
 P &\propto T \\
 P &= k_3 T \\
 \text{o} \quad \frac{P}{T} &= k_3
 \end{aligned} \tag{5.4}$$

En la figura 5.6 se aprecia que $k_3 = nR/V$.

Igual como se hizo para la relación presión y volumen a temperatura constante, es posible comparar dos condiciones de volumen y temperatura para una muestra dada de un gas a presión constante. De la ecuación (5.3) se puede escribir

$$\begin{aligned}
 \frac{V_1}{T_1} &= k_2 = \frac{V_2}{T_2} \\
 \text{o} \quad \frac{V_1}{T_1} &= \frac{V_2}{T_2}
 \end{aligned} \tag{5.5}$$

donde V_1 y V_2 son los volúmenes de los gases a las temperaturas T_1 y T_2 (ambas en kelvin), respectivamente. En todos los cálculos subsecuentes se supone que las temperaturas dadas en °C son exactas, de modo que no se alterarán el número de cifras significativas.

El siguiente ejemplo ilustra el uso de la ley de Charles.

Ejemplo 5.4 Una muestra de 452 mL de flúor gaseoso se calienta de 22 a 187°C a presión constante. ¿Cuál es su volumen final?

Razonamiento y solución Este cambio se realiza a presión y número de moles del gas constante, así que se puede aplicar la ley de Charles [ecuación (5.5)]:

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

donde

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$V_1 = 452 \text{ mL}$	$V_2 = ?$
$T_1 = (22 + 273) \text{ K} = 295 \text{ K}$	$T_2 = (187 + 273) \text{ K} = 460 \text{ K}$

Recuerde convertir °C a K al resolver problemas de las leyes de los gases.

Por tanto

$$\begin{aligned} V_2 &= V_1 \times \frac{T_2}{T_1} \\ &= 452 \text{ mL} \times \frac{460 \text{ K}}{295 \text{ K}} \\ &= 705 \text{ mL} \end{aligned}$$

Comentario Como se ve, el gas se expande cuando se calienta a presión constante.

Problema similar: 5.21.

Ejercicio Una muestra de monóxido de carbono gaseoso ocupa 3.20 L a 125°C. Calcule la temperatura a la que el gas ocupará un volumen de 1.54 L si la presión se mantiene constante.

La relación entre volumen y cantidad: ley de Avogadro

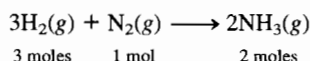
El trabajo del científico italiano Amedeo Avogadro complementó los estudios de Boyle, Charles y Gay-Lussac. En 1811 publicó una hipótesis en donde estableció que a la misma temperatura y presión, volúmenes iguales de diferentes gases contienen el mismo número de moléculas (o átomos si el gas es monoatómico). De ahí que el volumen de cualquier gas debe ser proporcional al número de moles de moléculas presentes, es decir

El nombre de Avogadro apareció primero en la sección 3.2.

$$\begin{aligned} V &\propto n \\ V &= k_4 n \end{aligned} \tag{5.6}$$

donde n representa el número de moles y k_4 es la constante de proporcionalidad. La ecuación (5.6) es la expresión matemática de la **ley de Avogadro**, la cual establece que a presión y temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente. En la figura 5.6 se observa que $k_4 = RT/P$.

De acuerdo con la ley de Avogadro cuando dos gases reaccionan entre sí, los volúmenes que reaccionan de cada uno de los gases tienen una relación sencilla entre sí. Si el producto es un gas, su volumen se relaciona con el volumen de los reactivos por medio de una relación sencilla (un hecho demostrado antes por Gay-Lussac). Por ejemplo, considere la síntesis de amoníaco a partir de hidrógeno y nitrógeno moleculares:



Dado que a la misma temperatura y presión, los volúmenes de los gases son directamente proporcionales al número de moles de los gases presentes, ahora se puede escribir

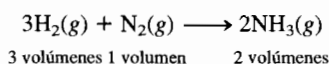
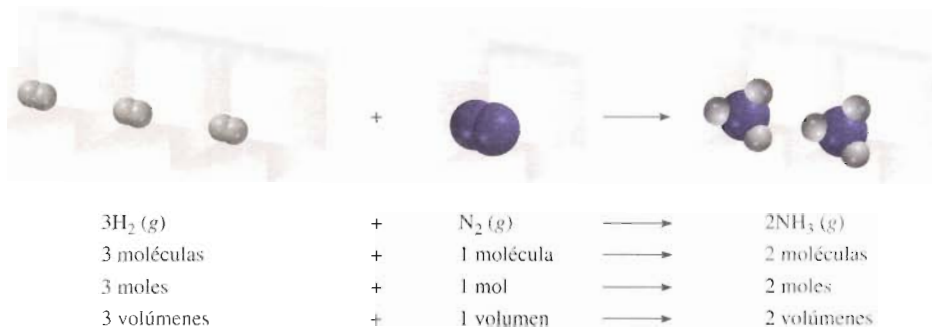


FIGURA 5.10 Relación de volúmenes de gases en una reacción química. La relación de volumen de hidrógeno molecular a nitrógeno molecular es 3:1, y la de amoníaco (el producto) a hidrógeno molecular y a nitrógeno molecular combinados (los reactivos) es 2:4 o 1:2.



La relación de volumen de hidrógeno molecular a nitrógeno molecular es 3:1, y la de amoníaco (el producto) a hidrógeno molecular y a nitrógeno molecular (los reactivos) es 2:4 o 1:2 (figura 5.10).

5.4 La ecuación del gas ideal

Resumiendo las leyes de los gases que se han analizado hasta el momento:

Ley de Boyle: $V \propto \frac{1}{P}$ (a n y T constantes)

Ley de Charles: $V \propto T$ (a n y P constantes)

Ley de Avogadro: $V \propto n$ (a P y T constantes)

Es posible combinar las tres expresiones a una sola ecuación maestra para el comportamiento de los gases:

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

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

o

$$PV = nRT \tag{5.7}$$

donde R , la *constante de proporcionalidad*, se denomina **constante de los gases**. La ecuación (5.7), conocida como **ecuación del gas ideal**, explica la relación entre las cuatro variables P , V , T y n . Un **gas ideal** es un gas hipotético cuyo comportamiento de presión, volumen y temperatura se puede describir completamente por la ecuación del gas ideal. Las moléculas de un gas ideal no se atraen o se repelen entre sí, y su volumen es despreciable en comparación con el volumen del recipiente que lo contiene. Aunque en la naturaleza no existe un gas ideal, las discrepancias en el comportamiento de los gases reales en márgenes razonables de temperatura y presión no alteran sustancialmente los cálculos. Por tanto, se puede usar con seguridad la ecuación del gas ideal para resolver muchos problemas de gases.

Antes de aplicar la ecuación del gas ideal a un sistema real, se debe calcular R , la constante de los gases. A 0°C (273.15 K) y 1 atm de presión, muchos gases reales se comportan como un gas ideal. En los experimentos se demuestra que en esas condiciones, 1 mol de un gas ideal ocupa un volumen de 22.414 L, que es un poco mayor que el

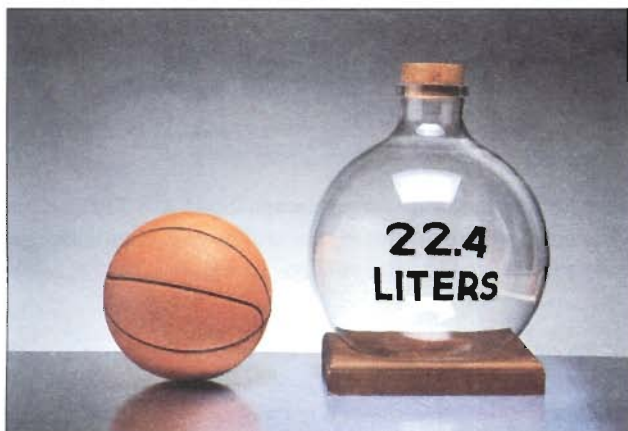


FIGURA 5.11 Comparación del volumen molar a TPE (aproximadamente 22.4 L) con una pelota de basquetbol.

volumen de una pelota de basquetbol, como se ilustra en la figura 5.11. Las condiciones de 0°C y 1 atm se denominan **temperatura y presión estándar**, y a menudo se abrevian **TPE**. De la ecuación (5.7), se puede escribir

$$\begin{aligned} R &= \frac{PV}{nT} \\ &= \frac{(1\text{ atm})(22.414\text{ L})}{(1\text{ mol})(273.15\text{ K})} \\ &= 0.082057 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \\ &= 0.082057 \text{ L} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol} \end{aligned}$$

La constante de los gases se puede expresar en distintas unidades (véase apéndice 2).

Los puntos entre L y atm, y entre K y mol, recuerdan que tanto L como atm están en el numerador, y que K y mol están en el denominador. Para la mayoría de los cálculos, se redondeará el valor de R a tres cifras significativas ($0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol}$), y se utilizará 22.41 L para el volumen molar de un gas a TPE.

En el siguiente ejemplo se indica que si se conoce la cantidad, el volumen y la temperatura de un gas, es posible calcular su presión al utilizar la ecuación del gas ideal.

Ejemplo 5.5 El hexafluoruro de azufre (SF_6) es un gas incoloro e inodoro muy poco reactivo. Calcule la presión (en atm) ejercida por 1.82 moles del gas en un recipiente de acero de 5.43 L de volumen a 69.5°C .

Razonamiento y solución Este problema ofrece información acerca del número de moles, el volumen y la temperatura de un gas, pero no presenta cambio en ninguna de las cantidades. Por tanto, para calcular la presión se utiliza la ecuación del gas ideal, que puede reordenarse y se obtiene

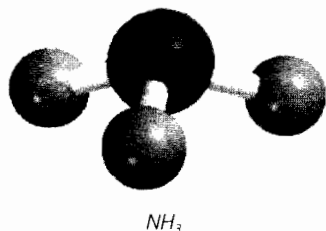
$$\begin{aligned} P &= \frac{nRT}{V} \\ &= \frac{(1.82\text{ mol})(0.0821\text{ L} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol})(69.5 + 273)\text{ K}}{5.43\text{ L}} \\ &= 9.42\text{ atm} \end{aligned}$$



Problema similar: 5.30.

Ejercicio Calcule el volumen (en litros) ocupado por 2.12 moles de óxido nítrico (NO) a 6.54 atm y 76°C.

Dado que el volumen molar de un gas ocupa 22.41 L a TPE, se puede calcular el volumen de un gas en condiciones de TPE sin utilizar la ecuación del gas ideal.



Ejemplo 5.6 Calcule el volumen (en litros) que ocupan 7.40 g de NH₃ a TPE.

Razonamiento y solución Si se acepta que 1 mol de un gas ideal ocupa 22.41 L a TPE, se escribe

$$V = 7.40 \text{ g-NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol-NH}_3}{17.03 \text{ g-NH}_3} \times \frac{22.41 \text{ L}}{1 \text{ mol-NH}_3} = 9.74 \text{ L}$$

Comentario Puesto que 7.40 g es menor que la masa molar de NH₃ (17.03 g), es de esperar que el volumen sea menor que 22.41 L a TPE. Por tanto, la respuesta es razonable. Es posible resolver el problema de manera diferente si primero se convierte 7.40 g de NH₃ a número de moles de NH₃ y entonces se aplica la ecuación del gas ideal. Pruebe.

Problemas similares: 5.41, 5.42.

Ejercicio ¿Cuál es el volumen (en litros) que ocupan 49.8 g de HCl a TPE?

La ecuación del gas ideal es útil para resolver problemas que no implican cambios en P , V , T y n de una muestra de gas. Sin embargo, a veces es necesario trabajar con cambios de presión, volumen y temperatura, o incluso, de cantidad del gas. Cuando cambian las condiciones, se debe emplear una forma modificada de la ecuación del gas ideal que toma en cuenta las condiciones iniciales y finales. Esta ecuación se obtiene del modo siguiente, partiendo de la ecuación (5.7),

Los subíndices 1 y 2 denotan los estados inicial y final del gas.

$$R = \frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} \quad (\text{antes del cambio})$$

y

$$R = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2} \quad (\text{después del cambio})$$

de manera que

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

Si $n_1 = n_2$, como normalmente ocurre, porque la cantidad de gas por lo general no cambia, la ecuación en tal caso se reduce a

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \tag{5.8}$$

Las aplicaciones de la ecuación (5.8) son el tema de los dos ejemplos siguientes.

Ejemplo 5.7 Una pequeña burbuja se eleva desde el fondo de un lago, donde la temperatura y presión son 8°C y 6.4 atm, hasta la superficie del agua, donde la temperatura es 25°C y la presión de 1.0 atm. Calcule el volumen final de la burbuja (en mL) si su volumen inicial era de 2.1 mL.

Razonamiento y solución Observe que este problema implica un cambio de temperatura, presión y volumen, pero no del número de moles del gas. De ese modo, se puede utilizar la ecuación (5.8) para calcular el volumen final. Se empieza por escribir

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$P_1 = 6.4 \text{ atm}$	$P_2 = 1.0 \text{ atm}$
$V_1 = 2.1 \text{ mL}$	$V_2 = ?$
$T_1 = (8 + 273) \text{ K} = 281 \text{ K}$	$T_2 = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$

La cantidad de gas en la burbuja permanece constante, por lo que $n_1 = n_2$. Para calcular el volumen final, V_2 , se arregla la ecuación (5.8) como sigue:

$$\begin{aligned} V_2 &= V_1 \times \frac{P_1}{P_2} \times \frac{T_2}{T_1} \\ &= 2.1 \text{ mL} \times \frac{6.4 \text{ atm}}{1.0 \text{ atm}} \times \frac{298 \text{ K}}{281 \text{ K}} \\ &= 14 \text{ mL} \end{aligned}$$

Así, el volumen de la burbuja aumenta de 2.1 mL a 14 mL por la disminución de la presión del agua y el aumento en la temperatura.

Ejercicio Un gas que inicialmente tiene un volumen de 4.0 L a 1.2 atm y 66°C experimenta un cambio de manera que su volumen y temperatura final se convierten en 1.7 L y 42°C. ¿Cuál es su presión final? Suponga que el número de moles no ha cambiado.

Ejemplo 5.8 El argón es un gas inerte que se emplea en los focos para retrasar la vaporización del filamento. Un cierto foco que contiene argón a 1.20 atm y 18°C se calienta a 85°C a volumen constante. Calcule su presión final (en atm).

Razonamiento y solución El volumen y la cantidad de gas no han cambiado, pero sí la temperatura y la presión. Por consiguiente, la ecuación (5.8) se puede reducir a

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

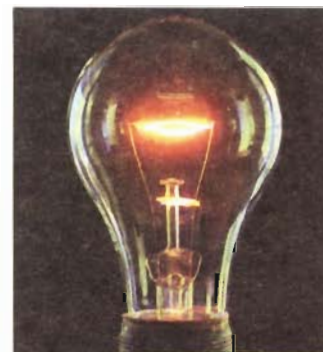
A continuación se escribe

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$P_1 = 1.20 \text{ atm}$	$P_2 = ?$
$T_1 = (18 + 273) \text{ K} = 291 \text{ K}$	$T_2 = (85 + 273) \text{ K} = 358 \text{ K}$

La presión final está dada por

Es posible utilizar cualquiera de las unidades apropiadas para volumen (o presión) en tanto que se utilicen las mismas unidades en ambos lados de la ecuación.

Problemas similares: 5.33, 5.36.



Los focos eléctricos normalmente están llenos con argón.

Una consecuencia práctica de esta relación es que la presión de las llantas de los automóviles deberá verificarse sólo cuando las llantas estén a la temperatura normal. Después de un largo viaje (especialmente en el verano), las llantas se calientan y la presión interior aumenta.

$$\begin{aligned}
 P_2 &= P_1 \times \frac{T_2}{T_1} \\
 &= 1.20 \text{ atm} \times \frac{358 \text{ K}}{291 \text{ K}} \\
 &= 1.48 \text{ atm}
 \end{aligned}$$

Problema similar: 5.34.

Comentario A volumen constante la presión de una cantidad dada de un gas, es directamente proporcional a su temperatura absoluta. Por tanto, en este caso, es razonable el aumento en la presión.

Ejercicio Una muestra de oxígeno gaseoso sometida a una presión inicial de 0.97 atm se enfría de 21 a -68°C a volumen constante. ¿Cuál es su presión final (en atm)?

Cálculos de densidad

Si se reacomoda la ecuación del gas ideal, se puede calcular la densidad de un gas:

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

El número de moles del gas, n , está dado por

$$n = \frac{m}{\mathcal{M}}$$

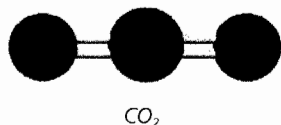
donde m es la masa del gas en gramos y \mathcal{M} es su masa molar. Por tanto

$$\frac{m}{\mathcal{M}V} = \frac{P}{RT}$$

Dado que la densidad, d , es la masa por unidad de volumen, se puede escribir

$$d = \frac{m}{V} = \frac{P\mathcal{M}}{RT} \tag{5.9}$$

A diferencia de las moléculas de la materia condensada (es decir, líquidos y sólidos), las moléculas gaseosas están separadas por distancias que son amplias en comparación con su tamaño. Como consecuencia, la densidad de los gases es muy baja en condiciones atmosféricas. Por esta razón, la densidad de los gases se expresa comúnmente en gramos por litro (g/L) en lugar de gramos por mililitro (g/mL), como lo muestra el siguiente ejemplo.



Ejemplo 5.9 Calcule la densidad del dióxido de carbono (CO₂) en gramos por litro (g/L) a 752 mmHg y 55°C.

Razonamiento y solución Se utiliza la ecuación (5.9) para calcular la densidad del dióxido de carbono. Como las unidades de la presión en R , la constante de los gases están en atm, es necesario convertir 752 mmHg en atmósferas, como sigue:

$$P = 752 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}$$

$$P = \left(\frac{752}{760} \right) \text{ atm}$$

Al utilizar la ecuación (5.9) y $T = 273 + 55 = 328 \text{ K}$, se tiene

$$\begin{aligned} d &= \frac{P \cdot M}{RT} \\ &= \frac{(752/760) \text{ atm}(44.01 \text{ g/mol})}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(328 \text{ K})} \\ &= 1.62 \text{ g/L} \end{aligned}$$

Comentario La densidad del gas expresada en gramos por mililitro sería $1.62 \times 10^{-3} \text{ g/mL}$, el cual es un valor muy pequeño.

Ejercicio ¿Cuál es la densidad (en g/L) del hexafluoruro de uranio (UF_6) a 779 mmHg y 62°C ?

La masa molar de una sustancia gaseosa

De lo que se ha dicho hasta aquí, quizá se tenga la impresión de que la masa molar de una sustancia se encuentra examinando su fórmula y al sumar las masas molares de los átomos que la componen. Sin embargo, este procedimiento sólo funciona si se conoce la fórmula real de la sustancia. En la práctica, los químicos con frecuencia trabajan con sustancias de composición desconocida o sólo parcialmente definida. No obstante, si la sustancia desconocida es un gas, se puede encontrar su masa molar gracias a la ecuación del gas ideal. Todo lo que se necesita es determinar el valor experimental de la densidad (o los datos de masa y volumen) del gas a una presión y temperatura conocidas. Al reordenar la ecuación (5.9) se obtiene

$$M = \frac{dRT}{P} \quad (5.10)$$

En un experimento típico, un bulbo de volumen conocido se llena con la sustancia gaseosa en estudio. Se registran la temperatura y presión de la muestra de gas y se determina la masa total del bulbo más la muestra de gas (figura 5.12). Luego se vacía el bulbo y se pesa otra vez. La diferencia en masa es la masa del gas. La densidad del gas es igual a su masa dividida entre el volumen del bulbo. Una vez conocida la densidad del gas, se puede calcular la masa molar de la sustancia utilizando la ecuación (5.10). Por supuesto, un espectrómetro de masas sería el instrumento ideal para determinar la masa molar, pero no todos los químicos cuentan con este equipo.

En el ejemplo 5.10 se señala el método de la densidad para determinar la masa molar.

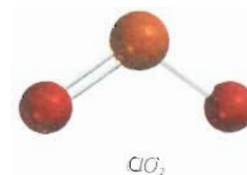
Ejemplo 5.10 Un químico ha sintetizado un compuesto gaseoso amarillo verdoso de cloro y oxígeno, y encuentra que su densidad es 7.71 g/L a 36°C y 2.88 atm . Calcule la masa molar del compuesto y determine su fórmula molecular.

Razonamiento y solución Dado que se tiene la densidad del gas, así como la temperatura y la presión, se utiliza la ecuación (5.10) para calcular su masa molar, como sigue:

Problema similar: 5.46.



FIGURA 5.12 Un aparato para medir la densidad de un gas. Un bulbo de volumen conocido se llena con el gas a estudiar a cierta temperatura y presión. Primero se pesa el bulbo y luego se vacía (se saca el gas) y se pesa otra vez. La diferencia en masas da la masa del gas. Conociendo el volumen del bulbo, se puede calcular la densidad del gas. En condiciones atmosféricas, 100 mL de aire pesan aproximadamente 0.12 g , que es una cantidad fácil de medir.



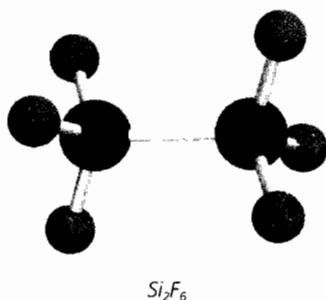
$$\begin{aligned} \mathcal{M} &= \frac{dRT}{P} \\ &= \frac{(7.71 \text{ g/L})(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(36 + 273) \text{ K}}{2.88 \text{ atm}} \\ &= 67.9 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Es posible determinar la fórmula molecular del compuesto mediante prueba y error, utilizando sólo los datos conocidos de las masas molares de cloro (35.45 g) y oxígeno (16.00 g). Se sabe que un compuesto que contenga un átomo de Cl y un átomo de O tendría una masa molar de 51.45 g, que es muy baja, mientras que la masa molar de un compuesto formado por dos átomos de Cl y un átomo de O sería 86.90 g, que es demasiado elevada. Por consiguiente, el compuesto debe contener un átomo de Cl y dos de oxígeno, es decir, tendría la fórmula ClO_2 , cuya masa molar es 67.45 g.

Problemas similares: 5.47, 5.48.

Ejercicio La densidad de un compuesto orgánico gaseoso es 3.38 g/L a 40°C y 1.97 atm. ¿Cuál es su masa molar?

Puesto que la ecuación (5.10) se deriva de la ecuación del gas ideal, se puede calcular la masa molar de una sustancia gaseosa al usar la ecuación del gas ideal, como se observa a continuación.



Ejemplo 5.11 El análisis químico de un compuesto gaseoso mostró que contiene 33.0% de silicio y 67.0% de flúor en masa. A 35°C, 0.210 L del compuesto ejercen una presión de 1.70 atm. Si la masa de 0.210 L del gas fue 2.38 g, calcule la fórmula molecular del compuesto.

Razonamiento y solución Es necesario calcular la fórmula empírica del compuesto y comparar la masa molar de éste con la masa molar del compuesto, determinada experimentalmente, para obtener la fórmula molecular. Como se hizo con anterioridad, se supone que hay 100 g del compuesto, por lo que los porcentajes en masa se convierten directamente en gramos. Se escribe

$$\begin{aligned} n_{\text{Si}} &= 33.0 \text{ g Si} \times \frac{1 \text{ mol Si}}{28.09 \text{ g Si}} = 1.17 \text{ mol Si} \\ n_{\text{F}} &= 67.0 \text{ g F} \times \frac{1 \text{ mol F}}{19.00 \text{ g F}} = 3.53 \text{ mol F} \end{aligned}$$

Por tanto, la fórmula es $\text{Si}_{1.17}\text{F}_{3.53}$. Al dividir los subíndices entre 1.17, se obtiene SiF_3 como fórmula empírica. A continuación se calcula el número de moles contenidos en 2.38 g del compuesto. De la ecuación del gas ideal

$$\begin{aligned} n &= \frac{PV}{RT} \\ &= \frac{(1.70 \text{ atm})(0.210 \text{ L})}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(308 \text{ K})} = 0.0141 \text{ mol} \end{aligned}$$

Debido a que hay 2.38 g del compuesto en 0.0141 moles, el número de gramos en 1 mol, o la masa molar, se obtiene

$$M = \frac{2.38 \text{ g}}{0.0141 \text{ mol}} = 169 \text{ g/mol}$$

La masa molar empírica del SiF_3 (fórmula empírica) es 85.09 g. Por consiguiente, la fórmula molecular del compuesto debe ser Si_2F_6 , puesto que $2 \times 85.09 = 170.2 \text{ g}$, que es un valor muy cercano a 169 g.

Problemas similares: 5.47, 5.48.

Ejercicio Un compuesto gaseoso está formado por 78.14% de boro y 21.86% de hidrógeno. A 27°C, 74.3 mL del gas ejercen una presión de 1.12 atm. Si la masa del gas fue 0.0934 g, ¿cuál es su fórmula molecular?

5.5 La estequiometría de los gases

En el capítulo 3 se utilizaron relaciones entre cantidades (en moles) y masas (en gramos) de reactivos y productos para resolver problemas de estequiometría. Cuando los reactivos y/o los productos son gases, también pueden emplearse las relaciones entre cantidades (moles, n) y volumen (V) para resolver problemas de este tipo (figura 5.13). Los siguientes ejemplos muestran cómo se utilizan las leyes de los gases en estos cálculos.

Ejemplo 5.12 Calcule el volumen de O_2 (en litros) a TPE requerido para la combustión completa de 2.64 L de acetileno (C_2H_2) a TPE:



Razonamiento y solución Dado que tanto el C_2H_2 como el O_2 son gases medidos a la misma temperatura y presión, de acuerdo con la ley de Avogadro sus volúmenes de reacción están relacionados con sus coeficientes en la ecuación balanceada, es decir, 2 L de C_2H_2 reaccionan con 5 L de O_2 . Conociendo esta relación, se puede calcular el volumen (en litros) de O_2 que reaccionará con 2.64 L de C_2H_2 .

$$\begin{aligned} \text{volumen de O}_2 &= 2.64 \text{ L C}_2\text{H}_2 \times \frac{5 \text{ L O}_2}{2 \text{ L C}_2\text{H}_2} \\ &= 6.60 \text{ L O}_2 \end{aligned}$$

Problema similar: 5.95.

Ejercicio Suponiendo que no hay cambios en la temperatura y presión, calcule el volumen de O_2 (en litros) necesario para la combustión completa de 14.9 L de butano (C_4H_{10}):

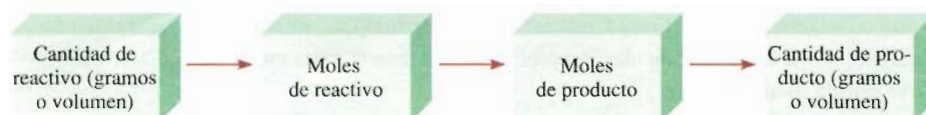


FIGURA 5.13 Cálculos estequiométricos implicados en los gases.



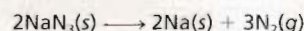
Una bolsa de aire protege al conductor en un choque automovilístico.

Problema similar: 5.54.



Es necesario purificar constantemente el aire de los submarinos sumergidos y de las naves espaciales.

Ejemplo 5.13 La azida de sodio (NaN_3) se usa en bolsas de aire en algunos automóviles. El impacto de una colisión desencadena la descomposición de la NaN_3 de la siguiente manera:



El nitrógeno gaseoso producido infla rápidamente la bolsa que se encuentra entre el conductor y el parabrisas. Calcule el volumen de N_2 generado a 80°C y 823 mmHg por la descomposición de 60.0 g de NaN_3 .

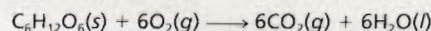
Razonamiento y solución Para resolver este problema son necesarias dos etapas. Primero, se calcula el número de moles de N_2 formados por la descomposición de 60.0 g de la NaN_3 . A continuación se calcula el volumen de N_2 gaseoso a la temperatura y presión dadas.

$$\begin{aligned} \text{moles de N}_2 &= 60.0\text{ g NaN}_3 \times \frac{1\text{ mol NaN}_3}{65.02\text{ g NaN}_3} \times \frac{3\text{ mol N}_2}{2\text{ mol NaN}_3} \\ &= 1.38\text{ mol N}_2 \end{aligned}$$

El volumen de 1.38 moles de N_2 se obtiene utilizando la ecuación del gas ideal:

$$\begin{aligned} V &= \frac{nRT}{P} = \frac{(1.38\text{ mol})(0.0821\text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(80 + 273)\text{ K}}{(823/760)\text{ atm}} \\ &= 36.9\text{ L} \end{aligned}$$

Ejercicio La ecuación para la degradación metabólica de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) es la misma que la ecuación para la combustión de glucosa en aire:



Calcule el volumen de CO_2 producido a 37°C y 1.00 atm cuando se consumen 5.60 g de glucosa en la reacción.

Ejemplo 5.14 El hidróxido de litio en disolución acuosa se emplea para purificar el aire de las naves espaciales y de los submarinos ya que absorbe dióxido de carbono de acuerdo con la ecuación



La presión de dióxido de carbono en una cabina que tiene un volumen de $2.4 \times 10^5\text{ L}$ es $7.9 \times 10^{-3}\text{ atm}$ a 312 K . Se introduce en la cabina una disolución de hidróxido de litio (LiOH) de volumen despreciable. Al final, la presión de CO_2 se reduce a $1.2 \times 10^{-4}\text{ atm}$. ¿Cuántos gramos de carbonato de litio se forman por este proceso?

Razonamiento y solución Primero se calcula el número de moles de CO_2 consumido en la reacción. La caída de presión, que es $7.9 \times 10^{-3}\text{ atm} - 1.2 \times 10^{-4}\text{ atm} = 7.8 \times 10^{-3}\text{ atm}$, corresponde al consumo de CO_2 . Utilizando la ecuación del gas ideal, se escribe

$$\begin{aligned} n &= \frac{PV}{RT} \\ &= \frac{(7.8 \times 10^{-3}\text{ atm})(2.4 \times 10^5\text{ L})}{(0.0821\text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(312\text{ K})} = 73\text{ mol} \end{aligned}$$

De la ecuación se observa que 1 mol de $\text{CO}_2 \rightleftharpoons 1\text{ mol}$ de Li_2CO_3 , de modo que la cantidad de Li_2CO_3 formada es también de 73 moles. Entonces, con la masa molar de Li_2CO_3 (73.89 g) se calcula su masa:

$$\begin{aligned} \text{masa de Li}_2\text{CO}_3 \text{ formado} &= 73 \text{ mol Li}_2\text{CO}_3 \times \frac{73.89 \text{ g Li}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Li}_2\text{CO}_3} \\ &= 5.4 \times 10^3 \text{ g Li}_2\text{CO}_3 \end{aligned}$$

Problema similar: 5.93.

Ejercicio Una muestra de 2.14 L de cloruro de hidrógeno gaseoso a 2.61 atm y 28°C se disuelve completamente en 668 mL de agua para formar una disolución de ácido clorhídrico. Calcule la molaridad de la disolución del ácido.

5.6 Ley de Dalton de las presiones parciales

Hasta ahora, nos hemos concentrado en el comportamiento de sustancias gaseosas puras, pero en los experimentos a menudo se utilizan mezclas de gases. Por ejemplo, para el estudio de la contaminación del aire, puede interesar la relación de presión, volumen y temperatura de una muestra de aire, que contiene varios gases. En éste y todos los casos que implican mezclas de gases, la presión total del gas se relaciona con las **presiones parciales**, es decir, *las presiones de los componentes gaseosos individuales de la mezcla*. En 1801, Dalton formuló una ley, que actualmente se conoce como **ley de Dalton de las presiones parciales**, la cual establece que *la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviera solo*. En la figura 5.14 se ilustra la ley de Dalton.

Como se mencionó antes, la presión del gas es el resultado del impacto de las moléculas del gas contra las paredes del recipiente.

Considere el caso en el que dos gases A y B, están en un recipiente de volumen V . La presión ejercida por el gas A, de acuerdo con la ecuación del gas ideal, es

$$P_A = \frac{n_A RT}{V}$$

donde n_A es el número de moles de A presente. Del mismo modo, la presión ejercida por el gas B es

$$P_B = \frac{n_B RT}{V}$$

El volumen y la temperatura se mantienen constantes

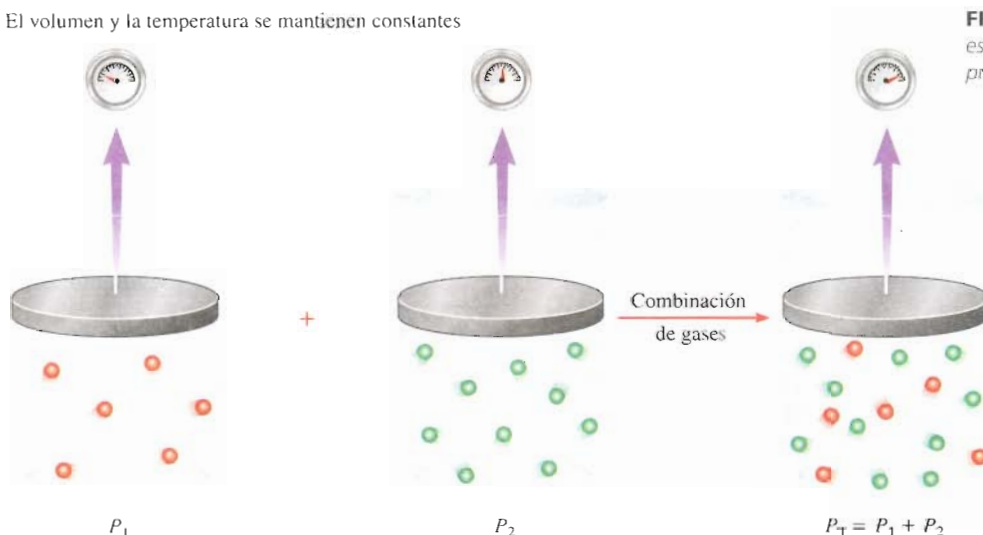


FIGURA 5.14 Representación esquemática de la ley de Dalton de las presiones parciales.

En una mezcla de gases A y B, la presión total P_T es el resultado de las colisiones de ambos tipos de moléculas A y B, con las paredes del recipiente. Por tanto, de acuerdo con la ley de Dalton,

$$\begin{aligned} P_T &= P_A + P_B \\ &= \frac{n_A RT}{V} + \frac{n_B RT}{V} \\ &= \frac{RT}{V} (n_A + n_B) \\ &= \frac{nRT}{V} \end{aligned}$$

donde n , el número total de moles de los gases presentes, está dado por $n = n_A + n_B$ y P_A y P_B son las presiones parciales de los gases A y B, respectivamente. Así, para una mezcla de gases, la P_T depende sólo del número total de moles de gas presente, no de la naturaleza de las moléculas del gas.

En general, la presión total de una mezcla de gases está dada por

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

donde P_1, P_2, P_3, \dots son las presiones parciales de los componentes 1, 2, 3, ... Para darse cuenta cómo está relacionada cada presión parcial con la presión total, considere de nuevo el caso de la mezcla de dos gases A y B. Dividiendo P_A entre P_T , se obtiene

$$\begin{aligned} \frac{P_A}{P_T} &= \frac{n_A RT/V}{(n_A + n_B)RT/V} \\ &= \frac{n_A}{n_A + n_B} \\ &= X_A \end{aligned}$$

donde X_A se denomina la fracción molar del gas A. La **fracción molar** es una cantidad adimensional que expresa la relación del número de moles de un componente con el número de moles de todos los componentes presentes. Su valor siempre es menor que 1, excepto cuando A es el único componente presente, en cuyo caso, $n_B = 0$ y $X_A = n_A/n_A = 1$. La presión parcial de A se puede expresar como

$$P_A = X_A P_T$$

Del mismo modo,

$$P_B = X_B P_T$$

Observe que la suma de las fracciones molares de una mezcla de gases debe ser igual a la unidad. Si sólo dos componentes están presentes, entonces

$$X_A + X_B = \frac{n_A}{n_A + n_B} + \frac{n_B}{n_A + n_B} = 1$$

Si un sistema contiene más de dos gases, la presión parcial del componente i se relaciona con la presión total por

$$P_i = X_i P_T \tag{5.11}$$

donde X_i es la fracción molar de la sustancia i .

¿Cómo se determinan las presiones parciales? Un manómetro únicamente mide la presión total de una mezcla gaseosa. Para obtener las presiones parciales, es necesario conocer las fracciones molares de los componentes, lo cual podría implicar elaborados análisis químicos. El método más directo para medir las presiones parciales es usar un espectrómetro de masas. Las intensidades relativas de las señales de un espectro de masas son directamente proporcionales a las cantidades y, por tanto, a las fracciones molares de los gases presentes.

Con los valores de las fracciones molares y de la presión total, es posible calcular las presiones parciales de los componentes individuales, como se muestra en el ejemplo 5.15. En La química en acción de la página 180 se muestra una aplicación directa de la ley de Dalton de las presiones parciales, en el buceo.

Ejemplo 5.15 Una mezcla de gases contiene 4.46 moles de neón (Ne), 0.74 moles de argón (Ar) y 2.15 moles de xenón (Xe). Calcule las presiones parciales de los gases si la presión total es 2.00 atm a cierta temperatura.

Razonamiento y solución Para calcular las presiones parciales se aplica la ley de Dalton. Primero se determina la fracción molar del Ne, como sigue

$$X_{\text{Ne}} = \frac{n_{\text{Ne}}}{n_{\text{Ne}} + n_{\text{Ar}} + n_{\text{Xe}}} = \frac{4.46 \text{ mol}}{4.46 \text{ mol} + 0.74 \text{ mol} + 2.15 \text{ mol}} = 0.607$$

De la ecuación (5.11)

$$P_{\text{Ne}} = X_{\text{Ne}} P_T = 0.607 \times 2.00 \text{ atm} = 1.21 \text{ atm}$$

Del mismo modo,

$$P_{\text{Ar}} = 0.10 \times 2.00 \text{ atm} = 0.20 \text{ atm}$$

y

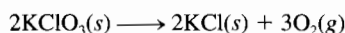
$$P_{\text{Xe}} = 0.293 \times 2.00 \text{ atm} = 0.586 \text{ atm}$$

Comentario para verificar la respuesta, asegúrese de que la suma de las presiones parciales sea igual a la presión total dada, es decir (1.21 + 0.20 + 0.586) atm = 2.0 atm.

Problema similar: 5.57.

Ejercicio Una muestra de gas natural contiene 8.24 moles de metano (CH₄), 0.421 moles de etano (C₂H₆) y 0.116 moles de propano (C₃H₈). Si la presión total de los gases es 1.37 atm, ¿cuáles son las presiones parciales de los gases?

La ley de Dalton de las presiones parciales es útil para calcular volúmenes de gases recolectados en agua. Por ejemplo, cuando se calienta el clorato de potasio (KClO₃), se descompone en KCl y O₂:



El oxígeno gaseoso formado se puede recolectar en agua, como se muestra en la figura 5.15. Al principio, la botella invertida está completamente llena de agua. Cuando se forma oxígeno gaseoso, las burbujas del gas suben a la superficie y desplazan el agua de la botella. Este método de recolección de un gas se basa en la suposición de que el gas no reacciona con agua y que no se disuelve apreciablemente en ella. Estas suposiciones son

FIGURA 5.15 Un aparato para recolectar un gas sobre agua. El oxígeno formado al calentar clorato de potasio (KClO_3) en presencia de una pequeña cantidad de dióxido de manganeso (MnO_2), para acelerar la reacción, se burbujea en el agua y se recolecta en una botella, como se muestra. El agua originalmente presente en la botella es desplazada hacia la tina por el oxígeno gaseoso.

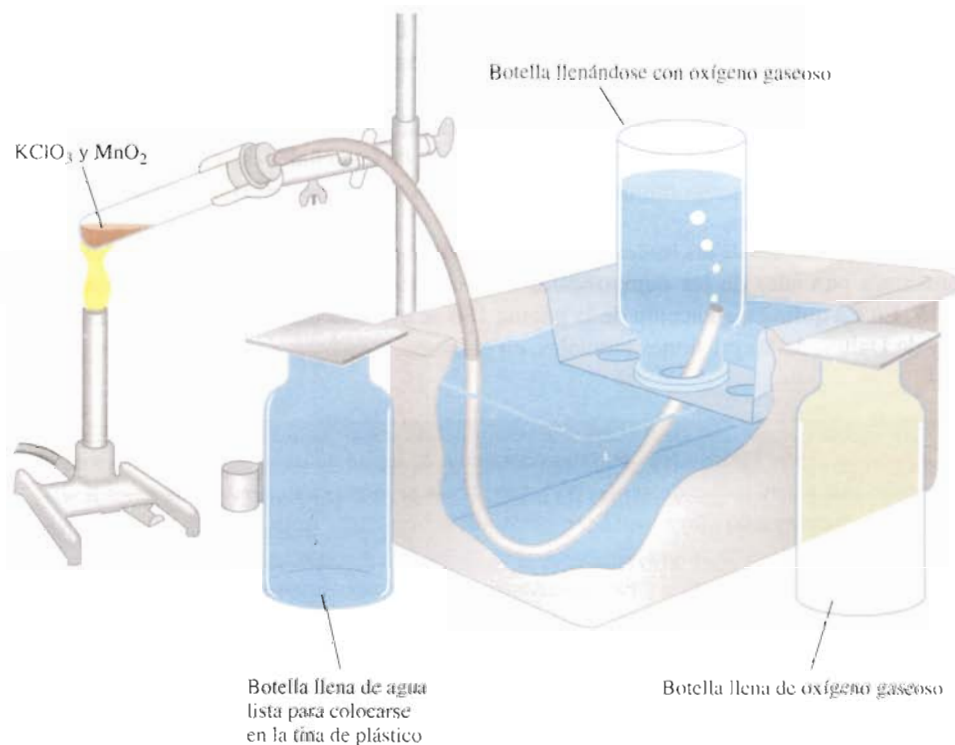


Tabla 5.3 Presión de vapor de agua a varias temperaturas

Temperatura (°C)	Presión de vapor de agua (mmHg)
0	4.58
5	6.54
10	9.21
15	12.79
20	17.54
25	23.76
30	31.82
35	42.18
40	55.32
45	71.88
50	92.51
55	118.04
60	149.38
65	187.54
70	233.7
75	289.1
80	355.1
85	433.6
90	525.76
95	633.90
100	760.00

válidas para el oxígeno gaseoso, pero no para gases como NH_3 , el cual se disuelve fácilmente en agua. Sin embargo, el oxígeno recolectado de esa manera no está puro porque también se encuentra presente en la botella vapor de agua. La presión total del gas es igual a la suma de las presiones ejercidas por el oxígeno gaseoso y el vapor de agua:

$$P_T = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

Como consecuencia, en el cálculo de la cantidad de O_2 formado se debe tomar en cuenta la presión causada por el vapor de agua. En la tabla 5.3 se muestra la presión del vapor de agua a distintas temperaturas. Tales datos se representan gráficamente en la figura 5.16.

En el ejemplo 5.16 se aprecia cómo utilizar la ley de Dalton para calcular la cantidad de un gas recolectado en agua.

Ejemplo 5.16 El oxígeno gaseoso formado por la descomposición de clorato de potasio se recolecta en la forma que se muestra en la figura 5.15. El volumen de oxígeno recolectado a 24°C y una presión atmosférica de 762 mmHg es 128 mL. Calcule la masa (en gramos) del oxígeno gaseoso obtenido. La presión del vapor de agua a 24°C es 22.4 mmHg.

Razonamiento y solución A partir de la presión total y la del vapor de agua es factible calcular la presión parcial de O_2 .

$$\begin{aligned} P_{\text{O}_2} &= P_T - P_{\text{H}_2\text{O}} \\ &= 762 \text{ mmHg} - 22.4 \text{ mmHg} \end{aligned}$$

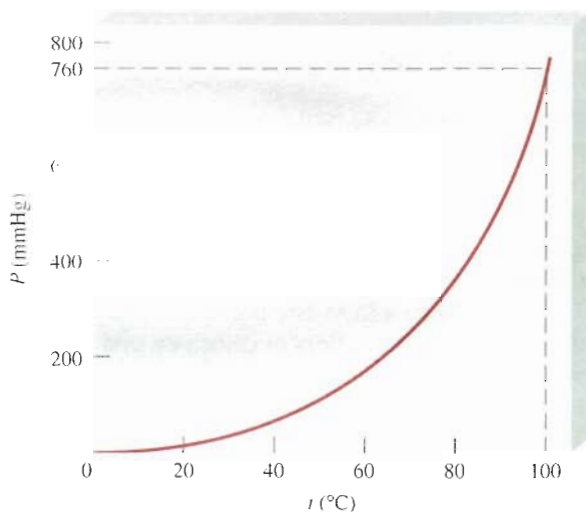


FIGURA 5.16 La presión del vapor de agua en función de la temperatura. Observe que en el punto de ebullición del agua (100°C), la presión es de 760 mmHg, que es exactamente igual a 1 atm.

$$\begin{aligned} P_{\text{O}_2} &= 740 \text{ mmHg} \\ &= 740 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \\ &= 0.974 \text{ atm} \end{aligned}$$

De la ecuación del gas ideal se escribe

$$PV = nRT = \frac{m}{M} RT$$

donde m y M son la masa de O_2 recolectado y la masa molar de O_2 , respectivamente. Reordenando la ecuación se obtiene

$$\begin{aligned} m &= \frac{PV \cdot M}{RT} = \frac{(0.974 \text{ atm})(0.128 \text{ L})(32.00 \text{ g/mol})}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(273 + 24) \text{ K}} \\ &= 0.164 \text{ g} \end{aligned}$$

Problema similar: 5.62.

Ejercicio El hidrógeno gaseoso que se forma en la reacción del calcio metálico con agua se recolecta en un dispositivo como el de la figura 5.15. El volumen del gas recolectado a 30°C y a una presión de 988 mmHg es de 641 mL. ¿Cuál es la masa (en gramos) del hidrógeno gaseoso obtenido? La presión del vapor de agua a 30°C es de 31.82 mmHg.

5.7 La teoría cinética molecular de los gases

Las leyes de los gases ayudan a predecir el comportamiento de los gases, pero no explican lo que sucede a nivel molecular y que ocasiona los cambios que se observan en el mundo macroscópico. Por ejemplo, ¿por qué un gas se expande al calentarlo?

La química en acción

Buceo y las leyes de los gases

El buceo es un deporte excitante, y gracias, en parte, a las leyes de los gases, también es una actividad segura para personas entrenadas que gozan de buena salud. [“Scuba” es un acrónimo en inglés que significa aparato contenedor para respirar bajo el agua (self-contained underwater breathing apparatus)]. Dos aplicaciones de las leyes de los gases a este popular pasatiempo son el desarrollo de normas para regresar a la superficie a salvo después de una inmersión y la determinación de la mezcla adecuada de gases para prevenir un accidente potencialmente fatal durante una inmersión.

Una inmersión común puede ser a 40 o 65 ft de profundidad, aunque también son comunes las inmersiones a 90 ft. Como el agua del mar tiene una densidad ligeramente mayor que la del agua dulce —de alrededor de 1.03 g/mL, comparada con 1.00 g/mL—, la presión ejercida por una columna de 33 ft de agua de mar es equivalente a 1 atm de presión. Esta última aumenta a medida que la profundidad es mayor, de modo que a una profundidad de 66 ft la presión del agua será de 2 atm y así sucesivamente.

¿Qué pasaría si un buzo ascendiera rápidamente a la superficie desde una profundidad, por ejemplo, de 20 ft sin respirar? La disminución total de la presión en la profundidad a causa de este cambio sería $(20 \text{ ft}/33 \text{ ft}) \times 1 \text{ atm} = 0.6 \text{ atm}$. Cuando el buzo llegara a la superficie, el volumen de aire atrapado en los pulmones aumentaría por un factor de $(1 + 0.6) \text{ atm}/1 \text{ atm}$, o 1.6 veces. Esta expansión de aire repentina puede romper fatalmente las membranas de los pulmones. Otra posibilidad riesgosa es que se desarrollaría una *embolia por aire*. Cuando el aire se expande en los pulmones es

expulsado hacia unos delgados vasos sanguíneos denominados capilares. Las burbujas de aire en estos vasos puede impedir el flujo sanguíneo normal al cerebro. Como consecuencia, el buzo podría perder la conciencia antes de llegar a la superficie. La única terapia para la embolia por aire es la recompresión. Para llevar a cabo este procedimiento, que además es doloroso, la víctima se coloca en una cámara llena de aire comprimido. Aquí, las burbujas en la sangre se vuelven a comprimir lentamente durante varias horas hasta que tengan un tamaño inofensivo, lo cual también puede tardar hasta un día. Para evitar estas complicaciones, los buzos saben que deben ascender lentamente, haciendo pausas en ciertos puntos a fin de dar a su cuerpo el tiempo para adaptarse a la disminución de la presión.

El segundo ejemplo es una aplicación directa de la ley de Dalton. El oxígeno gaseoso es esencial para sobrevivir; de manera que es difícil creer que un exceso de oxígeno podría ser nocivo. No obstante, está bien demostrada la toxicidad del exceso de oxígeno. Por ejemplo, los bebés recién nacidos colocados en cámaras de oxígeno a menudo desarrollan un daño permanente en el tejido de la retina, que puede ocasionar ceguera parcial o total.

Nuestros cuerpos funcionan mejor cuando el oxígeno gaseoso tiene una presión parcial de unas 0.20 atm, semejante a la que tiene en el aire que respiramos. La presión parcial de oxígeno está dada por

$$P_{\text{O}_2} = X_{\text{O}_2} P_T = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{O}_2} + n_{\text{N}_2}} P_T$$

En el siglo XIX, varios físicos, entre los que destacan Ludwig Boltzmann⁸ y James Clerk Maxwell,⁹ encontraron que las propiedades físicas de los gases se explican en términos del movimiento de moléculas individuales, el cual es una forma de *energía*, que aquí se define como la capacidad para realizar un trabajo o producir un cambio. En mecánica, el *trabajo* se define como el producto de la fuerza por la distancia. Como la energía se mide como trabajo, se escribe

$$\begin{aligned} \text{energía} &= \text{trabajo realizado} \\ &= \text{fuerza} \times \text{distancia} \end{aligned}$$

⁸ Ludwig Eduard Boltzmann (1844-1906). Físico austriaco. Aunque Boltzmann fue uno de los físicos teóricos más grandes de todos los tiempos, su trabajo no fue reconocido por los científicos de su época. Con una salud precaria y una gran depresión, se suicidó en 1906.

⁹ James Clerk Maxwell (1831-1879). Físico escocés. Maxwell fue uno de los físicos teóricos más grandes del siglo XIX; su trabajo abarcó muchas áreas de la física, incluyendo la teoría cinética de los gases, la termodinámica, la electricidad y el magnetismo.

donde P_T es la presión total. Sin embargo, como el volumen es directamente proporcional al número de moles de gas presente (a temperatura y presión constantes), se puede escribir ahora

$$P_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_{O_2} + V_{N_2}} P_T$$

Por tanto, la composición del aire es de 20% de oxígeno gaseoso y 80% de nitrógeno gaseoso en volumen. Cuando un buzo se sumerge, la presión del agua sobre él es mayor que la presión atmosférica. La presión del aire dentro de las cavidades corporales (por ejemplo pulmones, senos) debe ser igual a la presión del agua, de lo contrario se colapsarían. Una válvula especial ajusta automáticamente la presión del aire almacenado en el tanque, con lo que se asegura que en todo momento la presión del aire es igual a la del agua. Por ejemplo, a una profundidad en la que la presión total es 2.0 atm, el oxígeno contenido en el aire podría reducirse a un 10% en volumen para mantener la misma presión parcial de 0.20 atm; es decir,

$$P_{O_2} = 0.20 \text{ atm} = \frac{V_{O_2}}{V_{O_2} + V_{N_2}} \times 2.0 \text{ atm}$$

$$\frac{V_{O_2}}{V_{O_2} + V_{N_2}} = \frac{0.20 \text{ atm}}{2.0 \text{ atm}} = 0.10 \text{ o } 10\%$$

Aunque el nitrógeno gaseoso puede parecer la elección obvia para mezclar con el oxígeno gaseoso, existe un serio problema con ello. Cuando la presión

parcial de nitrógeno gaseoso excede 1 atm, una buena parte del gas se disuelve en la sangre y ocasiona una condición conocida como *narcosis por nitrógeno*. Los efectos en el buzo se parecen a los de la intoxicación alcohólica. Se ha visto que los buzos que sufren de narcosis por nitrógeno hacen cosas extrañas como bailar en el fondo del mar y perseguir tiburones. Por esta razón, a menudo se utiliza helio para diluir el oxígeno gaseoso. Como el helio es un gas inerte, es mucho menos soluble en la sangre que el nitrógeno y no produce efectos narcóticos.



Un buzo.

El **joule (J)**¹⁰ es la unidad SI de energía

$$\begin{aligned} 1 \text{ J} &= 1 \text{ kg m}^2/\text{s}^2 \\ &= 1 \text{ N m} \end{aligned}$$

De modo alternativo, es posible expresar la energía en kilojoules (kJ):

$$1 \text{ kJ} = 1000 \text{ J}$$

Como se verá en el capítulo 6, existen numerosos tipos de energía. La **energía cinética (EC)** es un tipo de energía que se manifiesta por un objeto en movimiento, o **energía de movimiento**.

¹⁰ James Prescott Joule (1818-1889). Físico inglés. Cuando era joven, fue dirigido por John Dalton. Se hizo famoso por la determinación del equivalente mecánico del calor, la conversión entre energía mecánica y energía térmica.

Los descubrimientos de Maxwell, Boltzmann y otros, produjeron *numerosas generalizaciones acerca del comportamiento de los gases* que desde entonces se conocen como la **teoría cinética molecular de los gases**, o simplemente la *teoría cinética de los gases*. Dicha teoría se centra en las siguientes suposiciones:

1. Un gas está compuesto de moléculas que están separadas por distancias mucho mayores que sus propias dimensiones. Las moléculas pueden considerarse como “puntos”, es decir, poseen masa pero tienen un volumen despreciable.
2. Las moléculas de los gases están en continuo movimiento en dirección aleatoria y con frecuencia chocan unas contra otras. Las colisiones entre las moléculas son perfectamente elásticas, o sea, la energía se transfiere de una molécula a otra por efecto de las colisiones. Sin embargo, la energía total de todas las moléculas en un sistema permanece inalterada.
3. Las moléculas de los gases no ejercen entre sí fuerzas de atracción o de repulsión.
4. La energía cinética promedio de las moléculas es proporcional a la temperatura del gas en kelvins. Dos gases a la misma temperatura tendrán la misma energía cinética promedio, la energía cinética promedio de una molécula está dada por:

$$\overline{KE} = \frac{1}{2} m \overline{u^2}$$

donde m es la masa de la molécula y u es su velocidad. La barra horizontal denota un valor promedio. La cantidad $\overline{u^2}$ se denomina velocidad cuadrática media; es el promedio del cuadrado de las velocidades de todas las moléculas:

$$\overline{u^2} = \frac{u_1^2 + u_2^2 + \dots + u_N^2}{N}$$

donde N es el número de moléculas

La suposición 4 permite escribir

$$\begin{aligned} \overline{KE} &\propto T \\ \frac{1}{2} m \overline{u^2} &\propto T \\ \frac{1}{2} m \overline{u^2} &= CT \end{aligned} \tag{5.12}$$

donde C es la constante de proporcionalidad y T es la temperatura absoluta.

De acuerdo con la teoría cinética molecular, la presión de un gas es el resultado de las colisiones entre las moléculas y las paredes del recipiente que lo contiene. Depende de la frecuencia de las colisiones por unidad de área y de la “fuerza” con la que las moléculas golpeen las paredes. La teoría también proporciona una interpretación molecular de la temperatura. Según la ecuación (5.12), la temperatura absoluta de un gas es una medida de la energía cinética promedio de las moléculas. En otras palabras, la temperatura absoluta es un índice del movimiento aleatorio de las moléculas: a mayor temperatura, mayor energía de las moléculas. Como el movimiento molecular aleatorio se relaciona con la temperatura de un gas, algunas veces se hace referencia a él como movimiento térmico.

Aplicación de las leyes de los gases

Aunque la teoría cinética de los gases se basa en un modelo bastante simple, los detalles matemáticos implicados son muy complejos. Sin embargo, sobre una base cualitativa es posible utilizar la teoría para explicar las propiedades generales de las sustancias en el

estado gaseoso. Los siguientes ejemplos ilustran las circunstancias en las que es útil esta teoría.

- **Compresibilidad de los gases.** Como las moléculas en la fase gaseosa se encuentran separadas por grandes distancias (suposición 1), los gases se pueden comprimir fácilmente para ocupar un menor volumen.
- **Ley de Boyle.** La presión ejercida por un gas es consecuencia del impacto de sus moléculas sobre las paredes del recipiente que lo contiene. La velocidad de colisión, o el número de colisiones moleculares con las paredes, por segundo, es proporcional a la densidad numérica (es decir, el número de moléculas por unidad de volumen) del gas. Al disminuir el volumen de una cierta cantidad de gas aumenta su densidad numérica, y por tanto, su velocidad de colisión. Por esta causa, la presión de un gas es inversamente proporcional al volumen que ocupa; cuando el volumen disminuye, la presión aumenta y viceversa.
- **Ley de Charles.** Puesto que la energía cinética promedio de las moléculas de un gas es proporcional a la temperatura absoluta de la muestra (suposición 4), al elevar la temperatura aumenta la energía cinética promedio. Por consiguiente, las moléculas chocarán más a menudo contra las paredes del recipiente y con mayor fuerza si el gas se calienta, aumentando entonces la presión. El volumen del gas se expandirá hasta que la presión del gas esté equilibrada por la presión externa constante (véase figura 5.8).
- **Ley de Avogadro.** Se ha demostrado que la presión de un gas es directamente proporcional a la densidad y a la temperatura del gas. Como la masa del gas es directamente proporcional al número de moles (n) del gas, la densidad se expresa como n/V . Por consiguiente

$$P \propto \frac{n}{V} T$$

Para dos gases, 1 y 2, se escribe

$$P_1 \propto \frac{n_1 T_1}{V_1} = C \frac{n_1 T_1}{V_1}$$

$$P_2 \propto \frac{n_2 T_2}{V_2} = C \frac{n_2 T_2}{V_2}$$

donde C es la constante de proporcionalidad. Por tanto, para dos gases sometidos a las mismas condiciones de presión, volumen y temperatura (es decir, cuando $P_1 = P_2$, $T_1 = T_2$ y $V_1 = V_2$), se cumple que $n_1 = n_2$, que es una expresión matemática de la ley de Avogadro.

- **Ley de Dalton de las presiones parciales.** Si las moléculas no se atraen o repelen entre sí (suposición 3), entonces la presión ejercida por un tipo de molécula no se afectará por la presencia de otro gas. Como consecuencia, la presión total estará dada por la suma de las presiones individuales de los gases.

Otra manera de expresar la ley de Avogadro es que a la misma presión y temperatura, volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de moléculas, independientemente del tipo de gas de que se trate.

Distribución de las velocidades moleculares

La teoría cinética de los gases permite investigar el movimiento molecular con mayor detalle. Suponga que se tienen muchas moléculas de gas, por ejemplo 1 mol, en un recipiente. Mientras la temperatura se mantenga constante, la energía cinética promedio y la velocidad cuadrática media permanecerán inalteradas con el paso del tiempo. Como es de esperarse, el movimiento de las moléculas resulta totalmente aleatorio e impredecible. En un momento dado, ¿cuántas moléculas estarán en movimiento a una velocidad particular? Para responder a esta pregunta, Maxwell analizó el comportamiento de las moléculas de los gases a distintas temperaturas.

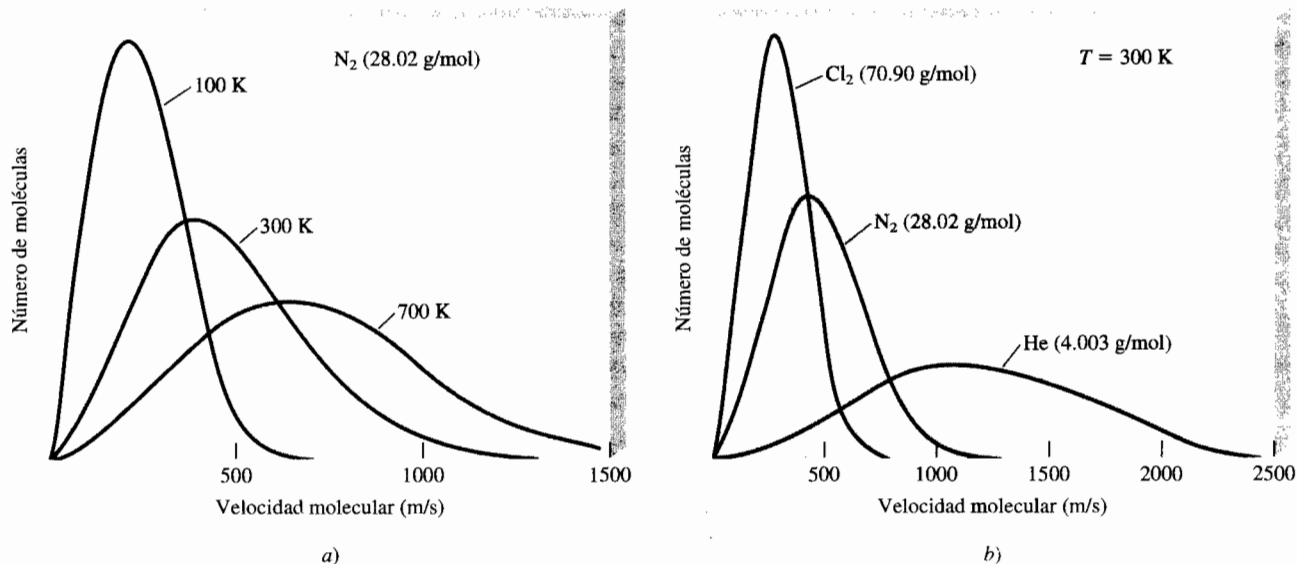


FIGURA 5.17 a) La distribución de las velocidades para nitrógeno gaseoso a tres temperaturas diferentes. Cuanto mayor es la temperatura, más moléculas se mueven a más alta velocidad. b) La distribución de las velocidades para tres gases a 300 K. A una temperatura dada, las moléculas más ligeras se mueven más rápido, en promedio.

En la figura 5.17a) se muestran algunas curvas comunes de *distribución de velocidad de Maxwell* para el nitrógeno gaseoso a tres temperaturas distintas. A una temperatura dada, la curva de distribución indica el número de moléculas que se mueven a cierta velocidad. El pico de cada curva representa la *velocidad más probable*, es decir, la velocidad del mayor número de moléculas. Observe que la velocidad más probable aumenta conforme la temperatura es mayor (el pico se desplaza hacia la derecha). Además, a medida que aumenta la temperatura, la curva empieza a hacerse más plana, lo que indica que un mayor número de moléculas se están moviendo a mayor velocidad. En la figura 5.17b) se muestra la distribución de la velocidad de tres gases, a la *misma* temperatura. La diferencia en las curvas puede explicarse observando que las moléculas más ligeras se mueven más rápido, en promedio, que las más pesadas.

Es posible demostrar la distribución de velocidades moleculares con un aparato como el que se ilustra en la figura 5.18. Un haz de átomos (o moléculas) sale de un horno a una temperatura conocida y pasa a través de un pequeño orificio (para colimar el haz). Dos placas circulares que están montadas en el mismo eje de transmisión se hacen girar por medio de un motor. A la primera placa se le llama “alternador” y la segunda es el detector. El objetivo del alternador es permitir que pequeñas ráfagas de átomos (o moléculas) pasen a través de éste cada vez que la rendija queda alineada con el haz. Entre cada ráfaga, las moléculas que se mueven con mayor velocidad alcanzarán el detector antes que las más lentas. Finalmente, se depositará una capa en el detector. Como las dos placas giran a la misma velocidad, las moléculas que lleguen en la siguiente ráfaga golpearán la placa del detector casi en el mismo lugar que las moléculas de la ráfaga anterior que tenían la misma velocidad. Con el tiempo, se hará visible el depósito molecular, cuya densidad indica la distribución de las velocidades moleculares a una temperatura determinada.

Raíz de la velocidad cuadrática media

¿Qué tan rápido se mueve una molécula, en promedio, a una temperatura T dada? Una forma de estimar la velocidad molecular es calculando la **raíz de la velocidad cuadrática media** (rms) (u_{rms}), que es *una velocidad molecular promedio*. Uno de los resultados de la teoría cinética de los gases es que la energía cinética total de un mol de cualquier gas es igual a $\frac{3}{2}RT$. Anteriormente, se vio que la energía cinética promedio de una molécula es $\frac{1}{2}m u^2$, entonces se puede escribir

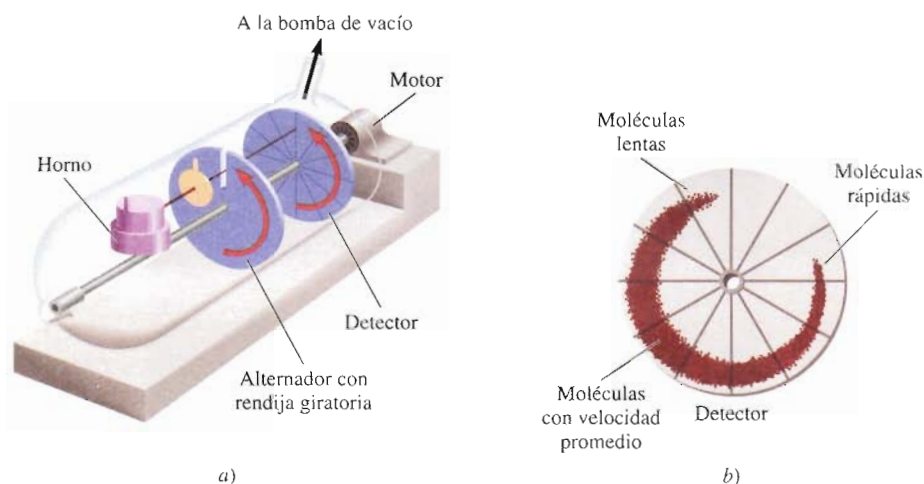


FIGURA 5.18 a) Aparato para estudiar la distribución de velocidad molecular a una cierta temperatura. La bomba de vacío hace que las moléculas viajen desde la izquierda hacia la derecha, como se muestra. b) La extensión del depósito en el detector indica el intervalo de velocidades moleculares, y la densidad del depósito es proporcional a la fracción de moléculas que se mueven a distintas velocidades.

$$N_A \left(\frac{1}{2} m \overline{u^2} \right) = \frac{3}{2} RT$$

donde N_A es el número de Avogadro. Como $N_A m = \mathcal{M}$, la ecuación anterior se puede reacomodar para obtener

$$\overline{u^2} = \frac{3RT}{\mathcal{M}}$$

Tomando la raíz cuadrada de ambos lados de la ecuación se obtiene

$$\sqrt{\overline{u^2}} = u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{\mathcal{M}}} \quad (5.13)$$

La ecuación (5.13) muestra que la raíz de la velocidad cuadrática media de un gas aumenta con la raíz cuadrada de su temperatura (en kelvins). Como \mathcal{M} aparece en el denominador, la consecuencia es que mientras más pesado sea un gas, más lentamente se moverán sus moléculas. Si R se sustituye por el valor 8.314 J/K·mol (véase apéndice 2) y la masa molar se convierte en kg/mol, entonces el valor de u_{rms} se obtendrá en metros por segundo (m/s). Este procedimiento se ilustra con el ejemplo 5.17.

Ejemplo 5.17 Calcule la raíz de la velocidad cuadrática media de los átomos de helio y de las moléculas de nitrógeno en m/s a 25°C.

Razonamiento y solución Se necesita la ecuación (5.13) para calcular la raíz de la velocidad cuadrática media. Observe que, como las unidades de R son J/K·mol, la masa molar debe expresarse en kg/mol. Así, la masa molar del He es 4.003×10^{-3} kg/mol y no 4.003 g/mol.

$$\begin{aligned} u_{rms} &= \sqrt{\frac{3RT}{\mathcal{M}}} \\ &= \sqrt{\frac{3(8.314 \text{ J/K} \cdot \text{mol})(298 \text{ K})}{4.003 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}}} \\ &= \sqrt{1.86 \times 10^6 \text{ J/kg}} \end{aligned}$$

Utilizando el factor de conversión,

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kg m}^2/\text{s}^2$$

se obtiene

$$\begin{aligned} u_{\text{rms}} &= \sqrt{1.86 \times 10^6 \text{ kg m}^2/\text{kg} \cdot \text{s}^2} \\ &= \sqrt{1.86 \times 10^6 \text{ m}^2/\text{s}^2} \\ &= 1.36 \times 10^3 \text{ m/s} \end{aligned}$$

El procedimiento es el mismo para el N_2 , cuya masa molar es de 28.02 g/mol, o 2.802×10^{-2} kg/mol:

$$\begin{aligned} u_{\text{rms}} &= \sqrt{\frac{3(8.314 \text{ J/K} \cdot \text{mol})(298 \text{ K})}{2.802 \times 10^{-2} \text{ kg/mol}}} \\ &= \sqrt{2.65 \times 10^5 \text{ m}^2/\text{s}^2} \\ &= 515 \text{ m/s} \end{aligned}$$

Comentario Por su menor masa, un átomo de helio, en promedio, se mueve aproximadamente 2.6 veces más rápido que una molécula de nitrógeno a la misma temperatura ($1\,360 \div 515 = 2.64$).

Problemas similares: 5.71, 5.72.

Ejercicio Calcule la raíz de la velocidad cuadrática media del cloro molecular, en m/s a 20°C.

Los cálculos del ejemplo 5.17 tienen una relación interesante con la composición de la atmósfera terrestre. La Tierra, a diferencia de Júpiter, por ejemplo, no tiene cantidades apreciables de hidrógeno o de helio en su atmósfera ¿A qué se debe? Siendo un planeta más pequeño que Júpiter, la Tierra tiene una atracción gravitacional más débil por estas moléculas, que son las más ligeras. Un cálculo bastante sencillo demuestra que para escapar del campo gravitacional de la Tierra, una molécula debe tener una velocidad de escape igual o mayor que 1.1×10^4 m/s. Como la velocidad promedio del helio es considerablemente mayor que la del nitrógeno molecular o el oxígeno molecular, más átomos de helio escapan de la atmósfera de la Tierra hacia el espacio exterior. Como consecuencia, el helio sólo está presente en pequeñas cantidades (trazas) en nuestra atmósfera. Por otra parte, Júpiter, con una masa aproximadamente 320 veces mayor que la de la Tierra, retiene en su atmósfera tanto a los gases ligeros como a los pesados.

En La química en acción de la página 188, se describe un fenómeno fascinante en el que están implicados gases a temperaturas extremadamente bajas.



FIGURA 5.19 Recorrido de una sola molécula de gas. Cada cambio de dirección representa una colisión con otra molécula.

Difusión de los gases

La **difusión**, es decir, la mezcla gradual de las moléculas de un gas con moléculas de otro gas, en virtud de sus propiedades cinéticas, constituye una demostración directa del movimiento aleatorio. La difusión siempre procede de una región de mayor concentración a otra menos concentrada. A pesar de que las velocidades moleculares son muy grandes, el proceso de difusión toma un tiempo relativamente grande para completarse. Por ejemplo, cuando en un extremo de la mesa del laboratorio se abre una botella de una disolución concentrada de amoníaco, pasa un tiempo antes de que una persona que esté



FIGURA 5.20 Demostración de la difusión de un gas. El NH_3 gaseoso (de una botella que contiene amoníaco acuoso) se combina con HCl gaseoso (de una botella que contiene ácido clorhídrico), para formar NH_4Cl sólido. Como el NH_3 es más ligero y, por tanto, se difunde más rápido, el NH_4Cl sólido aparece primero más cerca de la botella de HCl (del lado derecho).

en el otro extremo de la mesa pueda olerlo. La razón es que una molécula experimenta numerosas colisiones mientras se está moviendo desde un extremo al otro de la mesa, como se muestra en la figura 5.19. Por ello, la difusión de los gases siempre sucede en forma gradual, y no en forma instantánea, como parecen sugerir las velocidades moleculares. Además, puesto que la raíz de la velocidad cuadrática media de un gas ligero es mayor que la de un gas más pesado (véase ejemplo 5.17), un gas más ligero se difundirá a través de un cierto espacio más rápido que un gas más pesado. En la figura 5.20 se ilustra la difusión gaseosa.

5.8 Desviación del comportamiento ideal

Las leyes de los gases y la teoría cinética molecular suponen que las moléculas en estado gaseoso no ejercen fuerza alguna entre ellas, ya sean de atracción o de repulsión. Otra suposición es que el volumen de las moléculas es pequeño y, por tanto despreciable, en comparación con el del recipiente que las contiene. Un gas que satisface estas dos condiciones se dice que exhibe un comportamiento ideal.

Aunque se puede suponer que los gases reales se comportan como un gas ideal, no se debe esperar que lo hagan en todas las condiciones. Por ejemplo, sin las fuerzas intermoleculares, los gases no se condensarían para formar líquidos. La pregunta importante es: ¿en qué condiciones los gases exhibirán un comportamiento no ideal?

En la figura 5.21 se muestra la relación gráfica de PV/RT contra P para tres gases reales y un gas ideal a una temperatura dada. Este gráfico aporta una prueba del comportamiento de un gas ideal. De acuerdo con la ecuación del gas ideal (para 1 mol de gas), $PV/RT = 1$, independientemente de la presión real del gas. (Cuando $n = 1$, $PV = nRT$ se convierte en $PV = RT$, o $PV/RT = 1$.) Para los gases reales, esto es válido sólo a presiones moderadamente bajas (≤ 5 atm); cuando aumenta la presión, las desviaciones son significativas. Las fuerzas de atracción operan entre las moléculas a distancias relativamente cortas. A presión atmosférica, las moléculas de un gas están muy separadas y las fuerzas de atracción son despreciables. A presiones elevadas, aumenta la densidad del gas y las moléculas ahora están más cerca unas de otras. Entonces, las fuerzas intermoleculares pueden ser muy significativas y afectar el movimiento de las moléculas, por lo que el gas no se comportará en forma ideal.

Otra manera de observar el comportamiento no ideal de los gases es disminuyendo la temperatura. Con el enfriamiento del gas disminuye la energía cinética promedio de sus moléculas, que en cierto sentido priva a las moléculas del impulso que necesitan para romper su atracción mutua.

La química en acción

Átomos sobreenfriados

¿Qué le sucede a un gas cuando se enfría casi hasta el cero absoluto? Hace más de 70 años, Albert Einstein amplió el trabajo del físico indio Satyendra Nath Bose, que predijo que a temperaturas extremadamente bajas, los átomos gaseosos de ciertos elementos se podrían "fusionar" o "condensar" para formar una sola entidad y una nueva forma de materia. A diferencia de los gases, los líquidos y los sólidos ordinarios, esta sustancia sobreenfriada, que se denominó *condensado de Bose-Einstein (BEC)*, no contendría átomos individuales porque los átomos originales se empalmarían en tal forma que no dejarían huecos entre ellos.

La hipótesis de Einstein inspiró a la comunidad internacional para intentar producir el BEC. Pero, como sucede a veces en la ciencia, en ese tiempo no se contaba con la tecnología necesaria, de tal suerte que las primeras investigaciones resultaron infructuosas. Los rayos láser, que utilizan un proceso que se basa en otra de las ideas de Einstein, no fueron diseñados exclusivamente para la investigación del BEC, pero se convirtieron en una herramienta fundamental para este trabajo.

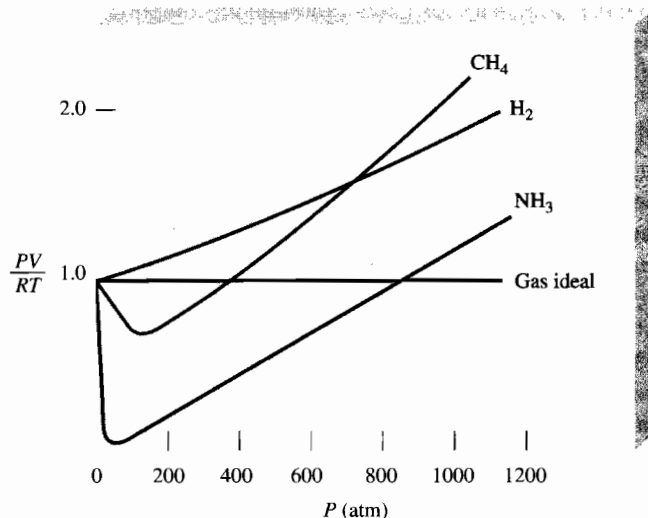
Finalmente, en 1995, los físicos encontraron la evidencia que habían buscado durante mucho tiempo. Un grupo de la Universidad de Colorado fue el primero en informar del éxito. El grupo creó un BEC enfriando una muestra de átomos de rubidio (Rb) gaseoso hasta 1.7×10^{-7} K mediante una técnica conocida como "enfria-

miento con láser", un proceso en el cual un rayo láser se dirige hacia un haz de átomos, golpeándolos de lleno y reduciendo en forma drástica su velocidad. Los átomos de Rb se enfriaron posteriormente en una "melaza óptica" producida por la intersección de seis rayos láser. Los átomos más lentos y más fríos se quedaron atrapados en un campo magnético, mientras que los átomos más rápidos y "más calientes" escaparon, eliminando así más energía del gas. En estas condiciones, la energía cinética de los átomos atrapados fue prácticamente cero, lo que explica la temperatura extremadamente baja del gas. En este punto, los átomos de Rb formaron el condensado, justamente como Einstein había predicho. Aunque este BEC era invisible a simple vista (medía tan sólo 5×10^{-3} cm de ancho), los científicos pudieron capturar su imagen en un monitor de la computadora enfocándolo con otro rayo láser. El láser ocasionó que el BEC se degradara después de unos 15 segundos, pero este tiempo fue suficiente para registrar su existencia.

La figura muestra la distribución de velocidad de Maxwell¹ de los átomos de Rb a esta temperatura. Los colores indican el número de átomos que tienen la ve-

¹ La distribución de velocidad difiere de la distribución de rapidez en que la velocidad tiene magnitud y dirección. Entonces, la velocidad puede tener valores positivos y negativos, pero la rapidez sólo puede tener valores de cero o positivos.

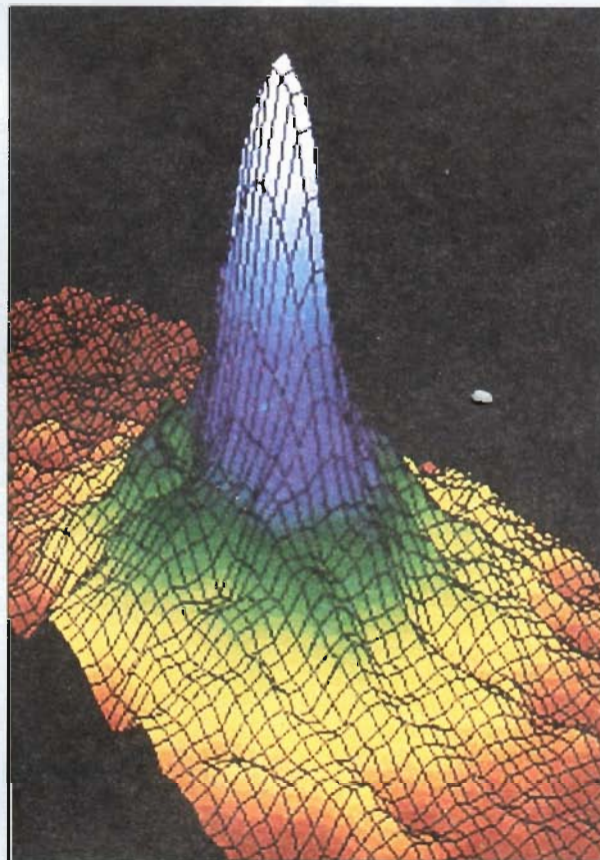
FIGURA 5.21 Gráfico de PV/RT contra P de 1 mol de un gas a 0°C . Para 1 mol de un gas ideal, PV/RT es igual a 1, sin importar la presión del gas. Para gases reales, se observan algunas desviaciones del comportamiento ideal a presiones elevadas. A presiones muy bajas, todos los gases se comportan idealmente; es decir, sus valores PV/RT convergen en 1 cuando la P tiende a cero.



locidad especificada por los dos ejes horizontales. Las porciones en azul y blanco representan a los átomos que se han fusionado para formar el BEC.

Unas semanas después del descubrimiento del grupo de Colorado, un grupo de científicos de la Universidad de Rice empleó técnicas semejantes y produjo con éxito un BEC con átomos de litio, y en 1998, los científicos del Instituto Tecnológico de Massachusetts produjeron un BEC con átomos de hidrógeno. Desde entonces se ha avanzado mucho en la comprensión de las propiedades del BEC en general y se han hecho experimentos para sistemas moleculares. Se espera que los estudios del BEC ayuden a aclarar las propiedades atómicas que todavía no se entienden por completo (véase capítulo 7), así como los mecanismos de la superconductividad (véase sección de La química en acción sobre este tema en el capítulo 11). Un beneficio más podría ser el desarrollo de mejores rayos láser. Otras aplicaciones dependerán de estudios posteriores del BEC mismo. No obstante, el descubrimiento de una nueva forma de materia ha sido uno de los logros científicos más sobresalientes del siglo xx.

Velocidad de distribución de Maxwell de átomos de Rb a casi 1.7×10^{-7} K. La velocidad aumenta desde el centro (cero) hacia los dos ejes. El color rojo representa el menor número de átomos de Rb y el color blanco, el mayor. La velocidad promedio en la región de color blanco es aproximadamente de 0.5 mm/s.



Para estudiar los gases reales con mayor exactitud, es necesario modificar la ecuación del gas ideal, tomando en cuenta las fuerzas intermoleculares y los volúmenes moleculares finitos. Este tipo de análisis fue realizado por primera vez por el físico holandés J. D. van der Waals¹¹ en 1873. Además de ser un procedimiento matemático simple, el análisis de van der Waals proporciona una interpretación del comportamiento del gas real a nivel molecular.

Cuando una molécula particular se aproxima hacia la pared de un recipiente (figura 5.22), las atracciones intermoleculares ejercidas por las moléculas vecinas tienden a suavizar el impacto de esta molécula contra la pared. El efecto global es una menor presión del gas que la que se esperaría para un gas ideal. Van der Waals sugirió que la presión ejercida por un gas ideal, P_{ideal} , está relacionada con la presión experimental medida, P_{real} , por medio de la ecuación

¹¹ Johannes Diderik van der Waals (1837-1923), físico holandés que recibió el premio Nobel de Física en 1910 por su trabajo acerca de las propiedades de los gases y los líquidos.

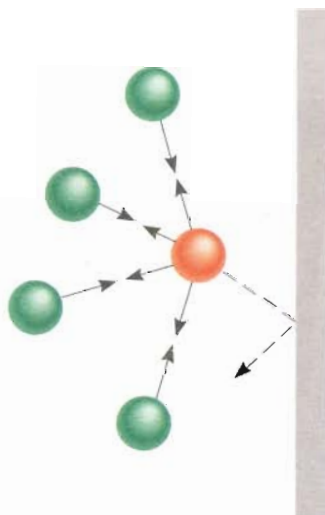


FIGURA 5.22 Efecto de las fuerzas intermoleculares sobre la presión ejercida por un gas. La velocidad de una molécula que se mueve hacia la pared del recipiente (esfera roja) se reduce por las fuerzas de atracción ejercidas por las moléculas vecinas (esferas verdes). Como consecuencia, el impacto de esta molécula con la pared del recipiente no es tan grande como el que sería si no existieran fuerzas intermoleculares. Por lo general, la presión medida del gas siempre es menor que la presión que el gas ejercería si se comportara de manera ideal.

$$P_{\text{ideal}} = P_{\text{real}} + \frac{an^2}{V^2}$$

\uparrow \uparrow
 presión factor de
 observada corrección

donde a es una constante y n y V son el número de moles y el volumen del gas, respectivamente. El factor de corrección para la presión (an^2/V^2) se entiende de la siguiente manera. Las interacciones intermoleculares que dan lugar al comportamiento no ideal dependen de la frecuencia con que se acerquen dos moléculas. El número de tales “encuentros” aumenta con el cuadrado del número de moléculas por unidad de volumen, $(n/V)^2$, debido a que la presencia de cada una de las dos moléculas en una región determinada es proporcional a n/V . La cantidad P_{ideal} es la presión que se mediría si no existieran atracciones intermoleculares y, entonces, a es tan sólo una constante de proporcionalidad.

Otra corrección es la concerniente al volumen ocupado por las moléculas del gas. En la ecuación del gas ideal, V representa el volumen del recipiente. Sin embargo, cada molécula ocupa un volumen intrínseco finito, aunque pequeño, de manera que el volumen efectivo del gas se convierte en $(V - nb)$, donde n es el número de moles del gas y b es una constante. El término nb representa el volumen ocupado por n moles del gas.

Tomando en cuenta las correcciones de presión y volumen, se vuelve a escribir la ecuación del gas ideal en la forma siguiente:

$$\underbrace{\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)}_{\text{presión corregida}} \underbrace{(V - nb)}_{\text{volumen corregido}} = nRT \quad (5.14)$$

La ecuación (5.14), que relaciona P , V , T y n para un gas no ideal, se conoce como la **ecuación de van der Waals**. Las constantes a y b de van der Waals se eligen para cada gas a fin de obtener la mayor congruencia posible entre la ecuación (5.14) y el comportamiento observado de un gas particular.

En la tabla 5.4 se enumeran los valores de a y b para varios gases. El valor de a indica qué tan fuerte se atraen las moléculas de un gas determinado. Se puede ver que los átomos de helio son los que tienen las atracciones más débiles, puesto que tiene el valor de a más pequeño. También existe otra correlación entre el tamaño molecular y b . Por lo general, cuanto más grande sea una molécula (o átomo), mayor será b , pero la relación entre b y el tamaño molecular (o atómico) no es tan simple.

En el siguiente ejemplo se compara la presión calculada de un gas mediante la ecuación del gas ideal y la ecuación de van der Waals.

Ejemplo 5.18 Dado que 3.50 moles de NH_3 ocupan 5.20 L a 47°C , calcule la presión del gas (en atm) utilizando a) la ecuación del gas ideal y b) la ecuación de van der Waals.

Razonamiento y solución El inciso a) es una aplicación directa de la ecuación del gas ideal, semejante al ejemplo 5.5. Para el inciso b) se necesita la ecuación (5.14) y la tabla 5.4.

a) Se tienen los siguientes datos:

$$V = 5.20 \text{ L}$$

$$T = (47 + 273) \text{ K} = 320 \text{ K}$$

$$n = 3.50 \text{ mol}$$

$$R = 0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol}$$

Sustituyendo estos valores en la ecuación del gas ideal:

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$= \frac{(3.50 \text{ mol})(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(320 \text{ K})}{5.20 \text{ L}}$$

$$= 17.7 \text{ atm}$$

b) De la tabla 5.4, se tiene

$$a = 4.17 \text{ atm} \cdot \text{L}^2/\text{mol}^2$$

$$b = 0.0371 \text{ L/mol}$$

Es conveniente calcular primero los factores de corrección para la ecuación (5.14). Éstos son

$$\frac{an^2}{V^2} = \frac{(4.17 \text{ atm} \cdot \text{L}^2/\text{mol}^2)(3.50 \text{ mol})^2}{(5.20 \text{ L})^2} = 1.89 \text{ atm}$$

$$nb = (3.50 \text{ mol})(0.0371 \text{ L/mol}) = 0.130 \text{ L}$$

Por último, se sustituyen los valores en la ecuación de van der Waals

$$(P + 1.89 \text{ atm})(5.20 \text{ L} - 0.130 \text{ L}) = (3.50 \text{ mol})(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(320 \text{ K})$$

$$P = 16.2 \text{ atm}$$

Comentario La presión real medida en estas condiciones es 16.0 atm. Por tanto, la presión calculada con la ecuación de van der Waals (16.2 atm) es más cercana al valor real que la calculada con la ecuación del gas ideal (17.7 atm). Observe que la atracción entre las moléculas de NH₃ hacen que la presión sea menor que la de un gas ideal en las mismas condiciones.

Ejercicio Con base en los datos de la tabla 5.4, calcule la presión ejercida por 4.37 moles de cloro molecular confinados en un volumen de 2.45 L a 38°C. Compare la presión con la calculada por medio de la ecuación del gas ideal.

Tabla 5.4 Constantes de van der Waals de algunos gases comunes

Gas	a $\left(\frac{\text{atm} \cdot \text{L}^2}{\text{mol}^2}\right)$	b $\left(\frac{\text{L}}{\text{mol}}\right)$
He	0.034	0.0237
Ne	0.211	0.0171
Ar	1.34	0.0322
Kr	2.32	0.0398
Xe	4.19	0.0266
H ₂	00.244	0.0266
N ₂	1.39	0.0391
O ₂	1.36	0.0318
Cl ₂	6.49	0.0562
CO ₂	3.59	0.0427
CH ₄	2.25	0.0428
CCl ₄	20.4	0.138
NH ₃	4.17	0.0371
H ₂ O	5.46	0.0305

Problema similar: 5.79.

Ecuaciones clave

- $PV = k_1$ (5.1b) Ley de Boyle, T y n permanecen constantes.
- $P_1V_1 = P_2V_2$ (5.2) Ley de Boyle. Para calcular los cambios de presión o de volumen.
- $\frac{V}{T} = k_2$ (5.3) Ley de Charles, P y n permanecen constantes.
- $\frac{P}{T} = k_3$ (5.4) Ley de Charles. V y n permanecen constantes.
- $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ (5.5) Ley de Charles. Para calcular los cambios de temperatura o de volumen.

- $V = k_4 n$ (5.6) Ley de Avogadro, P y T permanecen constantes.
- $PV = nRT$ (5.7) Ecuación del gas ideal.
- $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$ (5.8) Para calcular los cambios de presión, temperatura o de volumen cuando n es constante.
- $d = \frac{P\mathcal{M}}{RT}$ (5.9) Para calcular la densidad o la masa molar.
- $P_1 = X_i P_T$ (5.11) Ley de Dalton de las presiones parciales. Para calcular las presiones parciales.
- $\overline{KE} = \frac{1}{2} m \overline{u^2} = CT$ (5.12) Relaciona la energía cinética promedio de un gas con su temperatura absoluta.
- $u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{\mathcal{M}}}$ (5.13) Para calcular la raíz de la velocidad cuadrática media de las moléculas de un gas.
- $\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$ (5.14) Ecuación de van der Waals. Para calcular la presión de un gas no ideal.

Resumen de hechos y conceptos

1. A 25°C y 1 atm, varios elementos y compuestos moleculares existen en forma de gases. Los compuestos iónicos son sólidos más que gaseosos en condiciones atmosféricas.
2. Los gases ejercen presión porque sus moléculas se mueven libremente y chocan contra cualquier superficie con la que hacen contacto. Las unidades de presión de los gases incluyen milímetros de mercurio (mmHg), torr, pascales y atmósferas. Una atmósfera es igual a 760 mmHg, o 760 torr.
3. Las relaciones de presión y volumen de los gases ideales están gobernadas por la ley de Boyle: el volumen es inversamente proporcional a la presión (a T y n constantes).
4. Las relaciones de temperatura-volumen de los gases ideales se describen por la ley de Charles y de Gay-Lussac: el volumen es directamente proporcional a la temperatura (a P y n constantes).
5. El cero absoluto (-273.15°C) es la menor temperatura teóricamente obtenible. La escala de temperatura Kelvin toma como 0 K el cero absoluto. En todos los cálculos de las leyes de los gases, la temperatura se debe expresar en kelvins.
6. Las relaciones de cantidad y volumen de los gases ideales se describen por la ley de Avogadro: volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de moléculas (a la misma T y P).
7. La ecuación del gas ideal, $PV = nRT$, combina las leyes de Boyle, Charles y Avogadro. Esta ecuación describe el comportamiento del gas ideal.
8. La ley de Dalton de las presiones parciales establece que, en una mezcla de gases, cada gas ejerce igual presión que si estuviera solo y ocupara el mismo volumen.
9. La teoría cinética molecular, una forma matemática de describir el comportamiento de las moléculas de los gases, se basa en las siguientes suposiciones: las moléculas de los gases están separadas por distancias más grandes que las de sus propias dimensiones, poseen masa pero su volumen es despreciable, están en constante movimiento y con frecuencia chocan entre sí. Las moléculas no se atraen ni se repelen entre sí.
10. La curva de distribución de velocidades de Maxwell indica cuántas moléculas de un gas se mueven a las distintas velocidades a una temperatura dada. Cuando la temperatura se eleva, mayor número de moléculas se mueven a gran velocidad.
11. La difusión de los gases demuestra el movimiento molecular aleatorio.
12. La ecuación de van der Waals es una modificación de la ecuación del gas ideal que toma en cuenta el comportamiento no ideal de los gases reales. Hace correcciones considerando que las moléculas de un gas real sí ejercen fuerzas entre ellas y que además tienen volumen. Las constantes de van der Waals se determinan experimentalmente para cada gas.

Palabras clave

Barómetro, p. 156	Escala de temperatura absoluta, p. 163	Ley de Charles, p. 164	Presión, p. 156
Cero absoluto, p. 163	Escala de temperatura Kelvin, p. 163	Ley de Dalton de las presiones parciales, p. 175	Presiones parciales, p. 175
Constante de los gases, p. 166	Fracción molar, p. 176	Manómetro, p. 158	Raíz de la velocidad cuadrática media (rms)(u_{rms}), p. 184
Difusión, p. 186	Gas ideal, p. 166	Newton (N), p. 156	Temperatura y presión estándar (TPE), p. 167
Ecuación de van der Waals, p. 190	Joule (J), p. 181	Pascal (Pa), p. 156	Teoría cinética molecular de los gases, p. 182
Ecuación del gas ideal, p. 166	Ley de Avogadro, p. 165	Presión atmosférica estándar (1 atm), p. 157	
Energía cinética (EC), p. 181	Ley de Boyle, p. 160	Presión atmosférica, p. 156	
	Ley de Charles y de Gay-Lussac, p. 164		

Preguntas y problemas

Sustancias que existen como gases

Preguntas de repaso

- 5.1 Nombre cinco elementos y compuestos que existan como gases a temperatura ambiente.
- 5.2 Enumere las características físicas de los gases.

Presión de un gas

Preguntas de repaso

- 5.3 Defina la presión y dé sus unidades más comunes.
- 5.4 Describa cómo se usan un barómetro y un manómetro para medir la presión de un gas.
- 5.5 ¿Por qué el mercurio es una sustancia más adecuada que el agua para utilizarse en el barómetro?
- 5.6 Explique por qué la altura de la columna de mercurio en un barómetro es independiente del área de la sección transversal del tubo. ¿Seguiría funcionando el barómetro si el tubo se inclinara a un ángulo de, por ejemplo, 15° (véase figura 5.3)?
- 5.7 ¿En dónde sería más fácil tomar agua con un popote, en la cima o en la falda del Monte Everest? Explique.
- 5.8 ¿La presión atmosférica en una mina que está a 500 m bajo el nivel del mar será mayor o menor que una atmósfera?
- 5.9 ¿Qué diferencia hay entre un gas y un vapor? A 25°C , ¿cuál de las siguientes sustancias en estado gaseoso se pueden llamar apropiadamente gas y cuál deberá considerarse vapor: nitrógeno molecular (N_2), mercurio?
- 5.10 Si la distancia máxima a la cual se puede sacar agua de un pozo por medio de una bomba de succión es de 34 ft (10.3 m), ¿cómo es posible obtener agua y petróleo que estén a cientos de pies bajo la superficie de la Tierra?
- 5.11 ¿Por qué cuando la lectura de un barómetro cae en una parte del mundo debe aumentar en cualquier otro lado?
- 5.12 ¿Por qué los astronautas deben usar trajes protectores cuando están en la superficie de la Luna?

Problemas

- 5.13 Convierta 562 mmHg a kPa y 2.0 kPa a mmHg.
- 5.14 La presión atmosférica en la cima del Monte McKinley es de 606 mmHg en cierto día. ¿Cuál es la presión en atm y en kPa?

Las leyes de los gases

Preguntas de repaso

- 5.15 Enuncie las siguientes leyes de los gases en forma escrita y también con ecuaciones: leyes de Boyle, Charles y Avogadro. Indique, en cada caso, las condiciones en las que se aplica cada ley y exprese las unidades para cada término en la ecuación.
- 5.16 Explique por qué se expande un globo de helio cuando se eleva en el aire. Suponga que la temperatura permanece constante.

Problemas

- 5.17 Un gas que ocupa un volumen de 725 mL a una presión de 0.970 atm se deja expandir a temperatura constante hasta alcanzar una presión de 0.541 atm. ¿Cuál es su volumen final?
- 5.18 Una muestra de gas amoníaco ejerce una presión de 5.3 atm a 46°C . ¿Cuál es la presión cuando el volumen del gas se reduce a una décima parte (0.10) de su valor inicial a la misma temperatura?
- 5.19 El volumen de un gas es de 5.80 L, medido a 1.00 atm. ¿Cuál es la presión del gas en mmHg si el volumen cambia a 9.65 L? (La temperatura permanece constante.)
- 5.20 Una muestra de aire ocupa un volumen de 3.8 L cuando la presión es de 1.2 atm. a) ¿Qué volumen ocuparía a 6.6 atm? b) ¿Cuál es la presión requerida para comprimirlo a 0.075 L? (La temperatura se mantiene constante.)
- 5.21 Un volumen de 36.4 L de gas metano se calienta de 25°C a 88°C a presión constante. ¿Cuál es el volumen final del gas?

- 5.22 En condiciones de presión constante, una muestra de gas hidrógeno con un volumen inicial de 9.6 L a 88°C se enfría hasta que su volumen final es de 3.4 L. ¿Cuál es su temperatura final?
- 5.23 El amoníaco se quema en oxígeno gaseoso formando óxido nítrico (NO) y vapor de agua. ¿Cuántos volúmenes de NO se obtienen de un volumen de amoníaco a la misma temperatura y presión?
- 5.24 El cloro y el flúor moleculares se combinan para formar un producto gaseoso. En las mismas condiciones de presión y temperatura se encuentra que un volumen de Cl_2 reacciona con tres volúmenes de F_2 para obtener dos volúmenes del producto. ¿Cuál es la fórmula del producto?

La ecuación del gas ideal

Preguntas de repaso

- 5.25 Enumere las características de un gas ideal.
- 5.26 Escriba la ecuación del gas ideal y enúnciela en forma verbal. Expresé las unidades para cada término en la ecuación.
- 5.27 ¿Cuáles son los valores de temperatura y presión estándares (TPE)? ¿Cuál es el significado de TPE con respecto al volumen de 1 mol de un gas ideal?
- 5.28 ¿Por qué la densidad de un gas es mucho menor que la de un líquido o un sólido en condiciones atmosféricas? ¿Qué unidades se usan normalmente para expresar la densidad de los gases?

Problemas

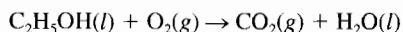
- 5.29 Una muestra de nitrógeno gaseoso contenido en un recipiente con un volumen de 2.3 L a una temperatura de 32°C, ejerce una presión de 4.7 atm. Calcule el número de moles presentes en el gas.
- 5.30 Dado que 6.9 moles del gas monóxido de carbono están presentes en un recipiente con un volumen de 30.4 L, ¿cuál es la presión del gas (en atm) si la temperatura es 62°C?
- 5.31 ¿Qué volumen ocuparán 5.6 moles de hexafluoruro de azufre (SF_6) gaseoso si la temperatura y presión del gas son 128°C y 9.4 atm?
- 5.32 Una cierta cantidad de gas está contenido en un recipiente de vidrio a 25°C y a una presión de 0.800 atm. Suponga que el recipiente soporta una presión máxima de 2.00 atm. ¿Cuánto se puede elevar la temperatura del gas sin que se rompa el recipiente?
- 5.33 Un globo lleno de gas que tiene un volumen de 2.50 L a 1.2 atm y 25°C se eleva en la estratosfera (unos 30 km sobre la superficie de la Tierra), donde la temperatura y la presión son -23°C y 3.00×10^{-3} atm, respectivamente. Calcule el volumen final del globo.
- 5.34 La temperatura de 2.5 L de un gas, inicialmente a TPE, se eleva a 250°C a volumen constante. Calcule la presión final del gas en atm.
- 5.35 La presión de 6.0 L de un gas ideal en un recipiente flexible se reduce a un tercio de su presión original, y su temperatura absoluta disminuye a la mitad. ¿Cuál es el volumen final del gas?
- 5.36 Un gas liberado durante la fermentación de glucosa (en la manufactura de vino) tiene un volumen de 0.78 L a 20.1°C y 1.00 atm. ¿Cuál es el volumen del gas a la temperatura de fermentación de 36.5°C y 1.00 atm de presión?
- 5.37 Un gas ideal originalmente a 0.85 atm y 66°C se expande hasta que su volumen final, presión y temperatura son 94 mL, 0.60 atm y 45°C, respectivamente. ¿Cuál era su volumen inicial?
- 5.38 El volumen de un gas a TPE es de 488 mL. Calcule su volumen a 22.5 atm y 150°C.
- 5.39 Un gas a 772 mmHg y 35.0°C ocupa un volumen de 6.85 L. Calcule su volumen a TPE.
- 5.40 El hielo seco es dióxido de carbono sólido. Una muestra de 0.050 g de hielo seco se coloca en un recipiente vacío que tiene un volumen de 4.6 L a 30°C. Calcule la presión interior del recipiente después de que todo el hielo seco se ha convertido en CO_2 gaseoso.
- 5.41 A TPE, 0.280 L de un gas pesan 0.400 g. Calcule la masa molar del gas.
- 5.42 A 741 torr y 44°C, 7.10 g de un gas ocupan un volumen de 5.40 L. ¿Cuál es la masa molar del gas?
- 5.43 Las moléculas de ozono en la estratosfera absorben una buena parte de la radiación solar nociva. La temperatura y presión típicas del ozono en la estratosfera son 250 K y 1.0×10^{-3} atm, respectivamente. ¿Cuántas moléculas de ozono están presentes en 1.0 L de aire en estas condiciones?
- 5.44 Suponiendo que el aire contiene 78% de N_2 , 21% de O_2 y 1% de Ar, todos en volumen, ¿cuántas moléculas de cada tipo de gas están presentes en 1.0 L de aire a TPE?
- 5.45 Un recipiente de 2.10 L contiene 4.65 g de un gas a 1.00 atm y 27.0°C. a) Calcule la densidad del gas en gramos por litro. b) ¿Cuál es la masa molar del gas? Suponga un comportamiento ideal.
- 5.46 Calcule la densidad del bromuro de hidrógeno (HBr) gaseoso en gramos por litro a 733 mmHg y 46°C.
- 5.47 Un cierto anestésico contiene 64.9% de C, 13.5% de H y 21.6% de O en masa. A 120°C y 750 mmHg, 1.00 L del compuesto gaseoso pesa 2.30 g. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
- 5.48 Un compuesto tiene la fórmula empírica SF_4 . A 20°C, 0.100 g del compuesto gaseoso ocupan un volumen de 22.1 mL y ejercen una presión de 1.02 atm. ¿Cuál es la fórmula molecular del gas?

La estequiometría de los gases

Problemas

- 5.49 Un compuesto de P y F se analizó de la siguiente manera: Se calentaron 0.2324 g del compuesto en un recipiente de 378 cm^3 transformándolo todo en gas, el cual tuvo una presión de 97.3 mmHg a 77°C. Enseguida, el gas se mezcló con una disolución de cloruro de calcio y todo el F se transformó en 0.2631 g de CaF_2 . Determine la fórmula molecular del compuesto.
- 5.50 Una cantidad de 0.225 g de un metal M (masa molar = 27.0 g/mol) liberó 0.303 L de hidrógeno molecular (medido a 17°C y 741 mmHg) al reaccionar con un exceso de ácido clorhídrico. Deduzca a partir de estos datos la ecuación correspondiente y escriba las fórmulas del óxido y del sulfato de M.

- 5.51 ¿Qué masa de NH₄Cl sólido se formó cuando se mezclaron 73.0 g de NH₃ con una masa igual de HCl? ¿Cuál es el volumen del gas remanente, medido a 14.0°C y 752 mmHg? ¿De qué gas se trata?
- 5.52 Al disolver 3.00 g de una muestra impura de carbonato de calcio en ácido clorhídrico se formaron 0.656 L de dióxido de carbono (medido a 20.0°C y 792 mmHg). Calcule el porcentaje en masa del carbonato de calcio en la muestra. Plantee las suposiciones.
- 5.53 Calcule la masa en gramos de cloruro de hidrógeno que se forma cuando 5.6 L de hidrógeno molecular, medido a TPE, reacciona con un exceso de cloro molecular gaseoso.
- 5.54 El etanol (C₂H₅OH) se quema en el aire:



Haga el balance de la ecuación y determine el volumen de aire en litros a 35.0°C y 790 mmHg que se requieren para quemar 227 g de etanol. Suponga que el aire contiene 21.0% de O₂ en volumen.

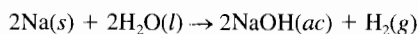
Ley de Dalton de las presiones parciales

Preguntas de repaso

- 5.55 Enuncie la ley de Dalton de las presiones parciales y explique qué es la fracción molar. ¿La fracción molar tiene unidades?
- 5.56 Una muestra de aire sólo contiene nitrógeno y oxígeno gaseosos, cuyas presiones parciales son 0.80 atm y 0.20 atm, respectivamente. Calcule la presión total y las fracciones molares de los gases.

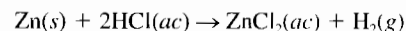
Problemas

- 5.57 Una mezcla de gases contiene 0.31 moles de CH₄, 0.25 moles de C₂H₆ y 0.29 moles de C₃H₈. La presión total es 1.50 atm. Calcule las presiones parciales de los gases.
- 5.58 Un matraz de 2.5 L a 15°C contiene una mezcla de N₂, He y Ne a presiones parciales de 0.32 atm para N₂, 0.15 atm para He y 0.42 atm para Ne. a) Calcule la presión total de la mezcla. b) Calcule el volumen en litros a TPE que ocuparán el He y el Ne si el N₂ se elimina selectivamente.
- 5.59 El aire seco cerca del nivel del mar tiene la siguiente composición en volumen: N₂, 78.08%; O₂, 20.94%; Ar, 0.93%; CO₂, 0.05%. La presión atmosférica es 1.00 atm. Calcule a) la presión parcial de cada gas en atm y b) la concentración de cada gas en moles por litro a 0°C. (Sugerencia: como el volumen es proporcional al número de moles presentes, las fracciones molares de los gases se pueden expresar como relaciones de volúmenes a la misma temperatura y presión.)
- 5.60 Una mezcla de helio y neón gaseosos se recolectó sobre agua a 28.0°C y 745 mmHg. Si la presión parcial del helio es 368 mmHg, ¿cuál es la presión parcial del neón? (La presión de vapor de agua a 28°C = 28.3 mmHg.)
- 5.61 Un trozo de sodio metálico reacciona completamente con agua del modo siguiente:



El hidrógeno gaseoso generado se recoge sobre agua a 25.0°C. El volumen del gas es de 246 mL medido a 1.00 atm. Calcule el número de gramos de sodio consumidos en la reacción. (La presión de vapor de agua a 25.0°C = 0.0313 atm.)

- 5.62 Una muestra de zinc metálico reacciona completamente con un exceso de ácido clorhídrico:



El gas hidrógeno generado se recoge sobre agua a 25.0°C por medio de un dispositivo semejante al que se muestra en la figura 5.15. El volumen del gas es 7.80 L y la presión es 0.980 atm. Calcule la cantidad de zinc metálico (en gramos) consumido en la reacción. (Presión de vapor de agua a 25°C = 23.8 mmHg).

- 5.63 El helio se mezcla con oxígeno gaseoso para bucear a grandes profundidades en el mar. Calcule el porcentaje en volumen de oxígeno gaseoso en la mezcla si un buzo tiene que sumergirse a una profundidad en la que la presión total es de 4.2 atm. La presión parcial del oxígeno se mantiene a 0.20 atm a esta profundidad.
- 5.64 Una muestra de amoníaco gaseoso (NH₃) se descompone completamente en nitrógeno e hidrógeno gaseosos sobre lana de hierro caliente. Si la presión total es de 866 mmHg, calcule las presiones parciales de N₂ e H₂.

La teoría cinética molecular de los gases

Preguntas de repaso

- 5.65 ¿Cuáles son las suposiciones básicas de la teoría cinética molecular de los gases?
- 5.66 ¿Cómo explica la teoría cinética molecular las siguientes leyes: de Boyle, Charles, Avogadro y Dalton de las presiones parciales?
- 5.67 ¿Qué expresa la curva de distribución de velocidades de Maxwell? ¿Tal teoría funcionaría para una muestra de 200 moléculas? Explique.
- 5.68 Escriba la expresión de la raíz de la velocidad cuadrática media para un gas a temperatura T. Defina cada término de la ecuación e indique las unidades que se utilizan en los cálculos.
- 5.69 ¿Cuál de los siguientes enunciados es correcto? a) El calor se produce por el choque entre las moléculas de los gases. b) Cuando un gas se calienta, las moléculas chocan entre sí con más frecuencia.
- 5.70 El hexafluoruro de uranio (UF₆) es un gas mucho más pesado que el helio. Sin embargo, a una temperatura dada, las energías cinéticas promedio de las muestras de los dos gases son iguales. Explique.

Problemas

- 5.71 Compare los valores de las raíces de la velocidad cuadrática media del O₂ y del UF₆ a 65°C.
- 5.72 La temperatura en la estratosfera es de -23°C. Calcule las raíces de la velocidad cuadrática media de las moléculas de N₂, O₂ y O₃ en esta región.

- 5.73** La distancia promedio que recorre una molécula entre colisiones sucesivas se conoce como la *trayectoria libre promedio*. Para una cantidad dada de un gas, ¿en qué forma depende la trayectoria libre promedio de: *a*) la densidad, *b*) la temperatura a volumen constante, *c*) la presión a temperatura constante, *d*) el volumen a temperatura constante y *e*) el tamaño de los átomos?
- 5.74** A cierta temperatura, las velocidades de seis moléculas gaseosas en un recipiente son de 2.0, 2.2, 2.6, 2.7, 3.3 y 3.5 m/s. Calcule la raíz de la velocidad cuadrática media y la velocidad promedio de las moléculas. Estos dos valores promedio están muy cercanos, pero el valor de la raíz de la velocidad cuadrática media siempre es mayor. ¿Por qué?

Desviación del comportamiento ideal

Preguntas de repaso

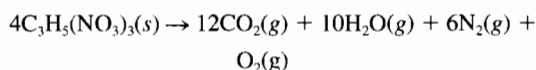
- 5.75** Mencione dos evidencias para mostrar que los gases no se comportan en forma ideal en todas las condiciones.
- 5.76** ¿En cuáles de las siguientes condiciones se esperaría que un gas se comportara en forma casi ideal? *a*) Temperatura elevada y presión baja, *b*) temperatura y presión elevadas, *c*) baja temperatura y presión elevada, *d*) temperatura y presión bajas.
- 5.77** Escriba la ecuación de van der Waals para un gas real. Explique los términos que corrigen la presión y el volumen.
- 5.78** *a*) Un gas real se introduce en un matraz de volumen *V*. El volumen corregido del gas ¿es mayor o menor que *V*? *b*) El amoníaco tiene un valor de *a* mayor que el del neón (véase tabla 5.4). ¿Qué se concluye acerca de la fuerza relativa de las fuerzas de atracción entre las moléculas de amoníaco y entre los átomos de neón?

Problemas

- 5.79** Con la utilización de los datos de la tabla 5.4, calcule la presión ejercida por 2.50 moles de CO₂ confinados en un volumen de 5.00 L a 450 K. Compare la presión con la que predice la ecuación del gas ideal.
- 5.80** A 27°C, 10.0 moles de un gas contenido en un recipiente de 1.50 L ejercen una presión de 130 atm, ¿es éste un gas ideal?

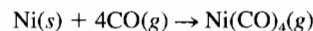
Problemas complementarios

- 5.81** Discuta los siguientes fenómenos en términos de las leyes de los gases: *a*) el aumento en la presión de la llanta de un automóvil en un día caluroso, *b*) la “explosión” de una bolsa de papel inflada, *c*) la expansión de un globo climático al elevarse en el aire, *d*) el fuerte sonido que hace un foco al romperse.
- 5.82** En las mismas condiciones de temperatura y presión, ¿cuál de los siguientes gases se comportará más idealmente: Ne, N₂ o CH₄? Explique.
- 5.83** La nitroglicerina, un compuesto explosivo, se descompone de acuerdo con la ecuación



Calcule el volumen total de los gases recolectados a 1.2 atm y 25°C a partir de 2.6 × 10² g de nitroglicerina. ¿Cuáles son las presiones parciales de los gases en estas condiciones?

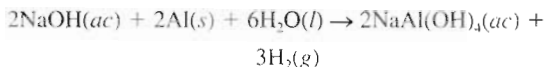
- 5.84** La fórmula empírica de un compuesto es CH. A 200°C, 0.145 g de este compuesto ocupan un volumen de 97.2 mL a una presión de 0.74 atm. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
- 5.85** Cuando se calienta el nitrito de amonio (NH₄NO₂), éste se descompone para formar nitrógeno gaseoso. Esta propiedad se utiliza para inflar algunas pelotas de tenis. *a*) Escriba una ecuación balanceada para la reacción. *b*) Calcule la cantidad (en gramos) de NH₄NO₂ necesaria para inflar una pelota de tenis a un volumen de 86.2 mL a 1.20 atm y 22°C.
- 5.86** El porcentaje en masa de bicarbonato (HCO₃⁻) en una tableta de Alka-Seltzer es de 32.5%. Calcule el volumen (en mL) de CO₂ generado a 37°C y 1.00 atm cuando una persona ingiere una tableta de 3.29 g. (*Sugerencia:* la reacción ocurre entre el HCO₃⁻ y el HCl del estómago.)
- 5.87** El punto de ebullición del nitrógeno líquido es -196°C. Con sólo esta información, ¿cree que el nitrógeno es un gas ideal?
- 5.88** En el proceso metalúrgico del refinamiento de níquel, el metal primero se combina con monóxido de carbono para formar tetracarbonilo níquel, el cual es un gas a 43°C:



Esta reacción separa el níquel de otras impurezas sólidas. *a*) A partir de 86.4 g de Ni, calcule la presión de Ni(CO)₄ en un recipiente con un volumen de 4.00 L. (Suponga que la reacción anterior es completa.) *b*) A temperaturas por arriba de 43°C, la presión del gas aumenta mucho más rápido que lo que predice la ecuación del gas ideal. Explique.

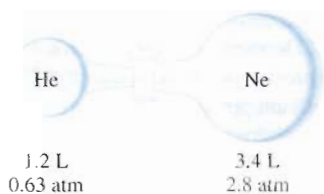
- 5.89** La presión parcial del dióxido de carbono varía con las estaciones. ¿Esperaría que la presión parcial en el hemisferio Norte fuera mayor en el verano o en el invierno? Explique.
- 5.90** Una persona adulta sana exhala alrededor de 5.0 × 10² mL de una mezcla gaseosa en cada respiración. Calcule el número de moléculas presentes en este volumen a 37°C y 1.1 atm. Enumere los componentes principales de esta mezcla gaseosa.
- 5.91** Al bicarbonato de sodio (NaHCO₃) se le llama polvo para hornear, ya que cuando se calienta libera dióxido de carbono gaseoso, el responsable de que se inflen las galletas, las donas y el pan. *a*) Calcule el volumen (en litros) de CO₂ producido al calentar 5.0 g de NaHCO₃ a 180°C y 1.3 atm. *b*) El bicarbonato de amonio (NH₄HCO₃) también se ha utilizado para el mismo fin. Sugiera una ventaja y desventaja al usar NH₄HCO₃ en lugar de NaHCO₃ para hornear.
- 5.92** Un barómetro que tiene un área de sección transversal de 1.00 cm², a nivel del mar mide una presión de 76.0 cm de mercurio. La presión ejercida por esta columna de mercurio es igual a la que ejerce todo el aire en 1 cm² de la superficie de la Tierra. Si la densidad del mercurio es de 13.6 g/mL y el radio promedio de la Tierra es de 6 371 km, calcule la masa total de la atmósfera de la Tierra en kilogramos. (*Sugerencia:* el área superficial de una esfera es 4πr², donde r es el radio de la esfera.)
- 5.93** Algunos productos comerciales que se usan para destapar cañerías contienen una mezcla de hidróxido de sodio y pol-

vo de aluminio. Cuando la mezcla se vierte en un drenaje tapado, ocurre la siguiente reacción

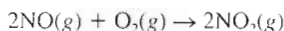


El calor generado en esta reacción ayuda a derretir los sólidos, como la grasa, que obstruyen la cañería, y el gas hidrógeno liberado remueve los sólidos que tapan el drenaje. Calcule el volumen de H_2 formado a TPE si 3.12 g de Al se tratan con un exceso de NaOH.

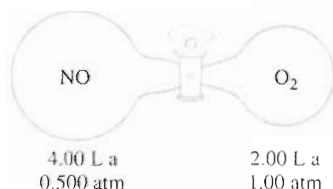
- 5.94** El volumen de una muestra de HCl gaseoso puro fue de 189 mL a 25°C y 108 mmHg. Se disolvió completamente en unos 60 mL de agua y se valoró con una disolución de NaOH. Se requirieron 15.7 mL de esta disolución para neutralizar el HCl. Calcule la molaridad de la disolución de NaOH.
- 5.95** El propano (C_3H_8) se quema en oxígeno para producir dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua. a) Escriba la ecuación balanceada de la reacción. b) Calcule el número de litros de dióxido de carbono medidos a TPE que se formarían a partir de 7.45 g de propano.
- 5.96** Considere el siguiente aparato. Calcule las presiones parciales de helio y de neón después de abrir la válvula. La temperatura permanece constante a 16°C .



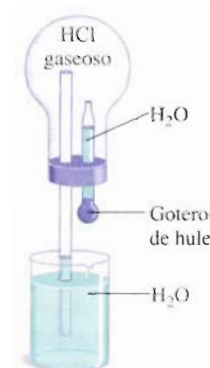
- 5.97** El óxido nítrico (NO) reacciona con el oxígeno molecular como sigue:



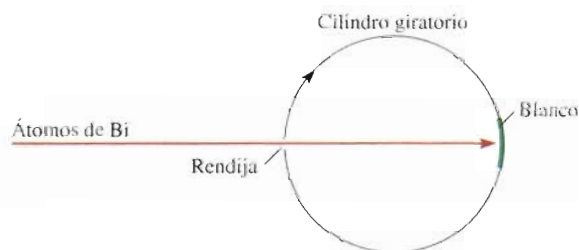
En un principio, el NO y el O_2 están separados como se muestra a continuación. Cuando se abre la válvula, la reacción ocurre rápida y completamente. Determine qué gases permanecen al final y calcule sus presiones parciales. Suponga que la temperatura permanece constante a 25°C .



- 5.98** Considere el aparato que se muestra a continuación. Cuando una pequeña cantidad de agua se introduce en el matraz oprimiendo el bulbo del gotero, el agua sube rápidamente por el tubo de vidrio. Explique esta observación. (Sugerencia: el cloruro de hidrógeno gaseoso es soluble en agua.)

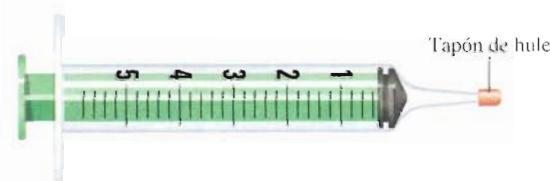


- 5.99** Describa cómo mediría, por medios físicos o químicos, las presiones parciales de una mezcla de gases de la siguiente composición: a) CO_2 y H_2 , b) He y N_2 .
- 5.100** Un cierto hidrato tiene la fórmula $\text{MgSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Se calienta en un horno una cantidad de 54.2 g del compuesto con el fin de secarlo. Calcule x si el vapor generado ejerce una presión de 24.8 atm en un recipiente de 2.00 L a 120°C .
- 5.101** Una mezcla de Na_2CO_3 y MgCO_3 , con una masa de 7.63 g se trata con un exceso de ácido clorhídrico. El CO_2 gaseoso que se genera ocupa un volumen de 1.67 L a 1.24 atm y 26°C . A partir de estos datos, calcule la composición porcentual en masa de Na_2CO_3 en la mezcla.
- 5.102** El siguiente aparato se utiliza para medir la velocidad atómica y molecular. Suponga que un haz de átomos de un metal se dirige hacia un cilindro rotatorio al vacío. Un pequeño orificio en el cilindro permite que los átomos hagan colisión en el área blanco. Como el cilindro está girando, los átomos que viajan a distintas velocidades chocarán en distintas posiciones del blanco. Con el tiempo, se depositará una capa del metal en el área blanco, y la variación en su espesor corresponderá a la distribución de velocidad de Maxwell. En un experimento se encontró que a 850°C , algunos átomos de bismuto (Bi) chocaron en el blanco en un punto situado a 2.80 cm de la mancha opuesta a la abertura. Si el diámetro del cilindro es de 15.0 cm y gira a 130 revoluciones por segundo. a) Calcule la velocidad (m/s) a la cual se mueve el blanco. (Sugerencia: la circunferencia de un círculo está dada por $2\pi r$, donde r es el radio.) b) Calcule el tiempo (en segundos) que toma al blanco viajar 2.80 cm. c) Determine la velocidad de los átomos de Bi. Compare los resultados del inciso c) con los obtenidos para la u_{rms} del Bi a 850°C . Explique la diferencia.



- 5.103** Si 10.00 g de agua se introducen en un matraz a vacío con un volumen de 2.500 L a 65°C, calcule la masa de agua evaporada. (*Sugerencia:* suponga que el volumen del agua líquida remanente es despreciable; la presión del vapor de agua a 65°C es de 187.5 mmHg.)
- 5.104** El oxígeno comprimido se vende en el comercio en cilindros metálicos. Si un cilindro de 120 L se llena con oxígeno a una presión de 132 atm a 22°C, ¿cuál es la masa de O₂ presente? ¿Cuántos litros de este gas a 1.00 atm y 22°C produciría el cilindro? (Suponga un comportamiento ideal del gas.)
- 5.105** Cuando se cuecen huevos duros, a veces se rompe el cascarón debido a su rápida expansión térmica a temperaturas elevadas. Sugiera otra causa.
- 5.106** Se sabe que el etileno (C₂H₄) gaseoso que despiden las frutas es el responsable de que maduren. Con esta información, explique por qué una penca de plátanos madura más rápido en una bolsa de papel cerrada que en un frutero.
- 5.107** Anualmente se utilizan alrededor de 8.0×10^6 toneladas de urea [(NH₂)₂CO] como fertilizante. La urea se prepara a partir de dióxido de carbono y amoníaco (los productos son urea y vapor de agua), a 200°C en condiciones de presión elevada. Calcule el volumen necesario de amoníaco (en litros) medido a 150 atm para preparar 1.0 toneladas de urea.
- 5.108** Algunos bolígrafos tienen un pequeño orificio en el cuerpo de la pluma. ¿Para qué sirve este orificio?
- 5.109** Las leyes de los gases son de vital importancia para los buzos. La presión ejercida por 33 pies de agua del mar equivale a 1 atm de presión. *a)* Un buzo asciende rápidamente a la superficie del agua de una profundidad de 36 pies sin sacar el aire de sus pulmones. ¿En qué factor aumentará el volumen de sus pulmones durante el ascenso? Suponga que la temperatura es constante. *b)* La presión parcial de oxígeno en el aire es de 0.20 atm aproximadamente. (El aire tiene 20% de oxígeno en volumen.) En el buceo profundo, la composición del aire que respira el buzo debe cambiarse para mantener esta presión parcial. ¿Cuál debe ser el contenido de oxígeno (en por ciento en volumen) cuando la presión total ejercida sobre el buzo es de 4.0 atm? (A temperatura y presión constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles de los gases.) (*Sugerencia:* Véase La química en acción de la página 180.)
- 5.110** El óxido nitroso (N₂O) se puede obtener por la descomposición térmica del nitrato de amonio (NH₄NO₃). *a)* Escriba una ecuación balanceada de la reacción. *b)* En un cierto experimento, un estudiante obtiene 0.340 L de gas a 718 mmHg y 24°C. Si el gas pesa 0.580 g, calcule el valor de la constante de los gases.
- 5.111** Se etiquetan dos recipientes A y B. El recipiente A contiene NH₃ gaseoso a 70°C y el B contiene Ne gaseoso a la misma temperatura. Si la energía cinética promedio del NH₃ es 7.1×10^{-21} J/molécula, calcule la velocidad cuadrática media de los átomos de Ne en m²/s².
- 5.112** ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene el mayor valor de *a):* CH₄, F₂, C₆H₆ o Ne?
- 5.113** El siguiente es un procedimiento simple, aunque rudimentario, para medir la masa molar de un gas. Un líquido con una masa de 0.0184 g se introduce en una jeringa, como la que se muestra abajo, inyectándolo a través de la punta de

hule con una aguja hipodérmica. La jeringa se transfiere a un baño que tiene una temperatura de 45°C para evaporar el líquido. El volumen final del vapor (medido por el desplazamiento del émbolo hacia la punta) es de 5.58 mL y la presión atmosférica es de 760 mmHg. Dado que la fórmula empírica del compuesto es CH₂, determine la masa molar del compuesto.



- 5.114** En 1995, un hombre se asfixió cuando caminaba por una mina abandonada en Inglaterra. En ese momento hubo una caída brusca de la presión atmosférica debido a un cambio climático. Sugiera cuál pudo ser la causa de la muerte del hombre.
- 5.115** Los óxidos ácidos tales como el dióxido de carbono reaccionan con óxidos básicos como el óxido de calcio (CaO) y el óxido de bario (BaO) para formar sales (carbonatos metálicos). *a)* Escriba las ecuaciones que representen estas dos reacciones. *b)* Una estudiante coloca una mezcla de BaO y CaO que tiene una masa de 4.88 g en un matraz de 1.46 L que contiene dióxido de carbono gaseoso a 35°C y 746 mmHg. Después de que la reacción se completó, encuentra que la presión del CO₂ se redujo a 252 mmHg. Calcule la composición porcentual en masa de la mezcla. Considere que los volúmenes de los sólidos son despreciables.
- 5.116** *a)* ¿Qué volumen de aire a 1.0 atm y 22°C se necesita para llenar un neumático de bicicleta de 0.98 L a una presión de 5.0 atm a la misma temperatura? (Observe que 5.0 atm es la presión manométrica, que es la diferencia entre la presión en el neumático y la presión atmosférica. La presión del neumático antes de inflarlo era de 1.0 atm.) *b)* ¿Cuál es la presión total en el neumático cuando el manómetro marca 5.0 atm? *c)* El neumático se infla llenando el cilindro de una bomba manual con aire a 1.0 atm y luego, por compresión del gas en el cilindro, se agrega todo el aire de la bomba al aire en el neumático. Si el volumen de la bomba es 33% del volumen del neumático, ¿cuál es la presión manométrica en el neumático después de tres bombeos completos? Suponga que la temperatura es constante.
- 5.117** La máquina de un automóvil de carreras produce monóxido de carbono (CO), un gas tóxico, a una velocidad de unos 188 g de CO por hora. Un auto se deja encendido en un estacionamiento mal ventilado que tiene 6.0 m de largo, 4.0 m de ancho y 2.2 m de altura a 20°C. *a)* Calcule la velocidad de producción de CO en moles por minuto. *b)* ¿Cuánto tiempo tomaría acumular una concentración letal de CO de 1 000 ppmv (partes por millón en volumen)?
- 5.118** El espacio interestelar contiene principalmente átomos de hidrógeno a una concentración aproximada de 1 átomo/cm³. *a)* Calcule la presión de los átomos de H. *b)* Calcule el volumen (en litros) que contiene 1.0 g de átomos de H. La temperatura es 3 K.

- 5.119** En la cima del Monte Everest, la presión atmosférica es de 210 mmHg y la densidad del aire es 0.426 kg/m^3 . *a)* Dado que la masa molar del aire es de 29.0 g/mol , calcule la temperatura del aire. *b)* Suponiendo que no cambia la composición del aire, calcule la disminución porcentual del oxígeno gaseoso desde el nivel del mar hasta la cima de esta montaña.
- 5.120** La humedad relativa se define como la relación (expresada como porcentaje) entre la presión parcial del vapor de agua en el aire y la presión del vapor en equilibrio (véase tabla 5.3) a una temperatura dada. En un día de verano en Carolina del Norte, la presión parcial del vapor de agua en el aire es de $3.9 \times 10^3 \text{ Pa}$ a 30°C . Calcule la humedad relativa.
- 5.121** En las mismas condiciones de presión y temperatura, ¿por qué un litro de aire húmedo pesa menos que un litro de aire seco? En el pronóstico meteorológico, la llegada de un frente de onda de baja presión comúnmente significa lluvia pertinaz. Explique por qué.
- 5.122** El aire que entra a los pulmones termina en finos sacos llamados alveolos. Desde aquí el oxígeno se difunde hacia la sangre. El radio promedio del alveolo es de 0.0050 cm y el aire en su interior contiene 14% de oxígeno. Suponiendo que la presión dentro del alveolo es de 1.0 atm y la temperatura es de 37°C , calcule el número de moléculas de oxígeno en uno de los alveolos. (*Sugerencia:* el volumen de una esfera de radio r es $\frac{4}{3} \pi r^3$.)
- 5.123** Un estudiante rompe un termómetro y se derrama la mayor parte del mercurio (Hg) sobre el piso del laboratorio, cuyas medidas son 15.2 m de largo, 6.6 m de ancho y 2.4 m de altura. *a)* Calcule la masa de vapor de mercurio (en gramos) en la habitación a una temperatura de 20°C . *b)* ¿La concentración de vapor de mercurio sobrepasa la norma de la calidad del aire de 0.050 mg Hg/m^3 ? *c)* Una manera de limpiar pequeñas cantidades de mercurio derramado consiste en rociar polvo de azufre sobre el metal. Sugiera una razón física y química para esta acción. La presión del vapor de mercurio a 20°C es $1.7 \times 10^{-6} \text{ atm}$.
- 5.124** El nitrógeno forma varios óxidos gaseosos. Uno de ellos tiene una densidad de 1.33 g/L medida a 764 mmHg y 150°C . Escriba la fórmula del compuesto.
- 5.125** El dióxido de nitrógeno (NO_2) no se puede obtener en forma pura en la fase gaseosa porque existe como una mezcla de NO_2 y N_2O_4 . A 25°C y 0.98 atm , la densidad de esta mezcla gaseosa es de 2.7 g/L . ¿Cuál es la presión parcial de cada gas?
- 5.126** La química en acción de la página 188 describe el enfriamiento de vapor de rubidio a $1.7 \times 10^{-7} \text{ K}$. Calcule la raíz de la velocidad cuadrática media y la energía cinética promedio de un átomo de Rb a esta temperatura.
- 5.127** El hidruro de litio reacciona con agua como sigue:
- $$\text{LiH}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{LiOH}(ac) + \text{H}_2(g)$$
- Durante la Segunda Guerra Mundial, los pilotos de Estados Unidos llevaban tabletas de LiH. En caso de un inesperado accidente en el mar, las tabletas de LiH reaccionarían con el agua del mar y se llenarían sus chalecos y botes salvavidas con hidrógeno gaseoso. ¿Cuántos gramos de LiH se necesitarían para llenar un salvavidas de 4.1 L a 0.97 atm y 12°C ?
- 5.128** La atmósfera de Marte está compuesta principalmente de dióxido de carbono. La temperatura de la superficie tiene 220 K y la presión atmosférica unos 6.0 mmHg . Tomando estos valores como “TPE marcianas”, calcule el volumen molar en litros de un gas ideal en Marte.
- 5.129** La atmósfera de Venus está compuesta de 96.5% de CO_2 , 3.5% de N_2 y 0.015% de SO_2 en volumen. Su presión atmosférica estándar es $9.0 \times 10^6 \text{ Pa}$. Calcule las presiones parciales de los gases en pascales.
- 5.130** Una estudiante intenta determinar el volumen de un bulbo como el que se muestra en la página 171, y éstos son sus resultados: masa del bulbo llenado con aire seco a 23°C y $744 \text{ mmHg} = 91.6843 \text{ g}$; masa del bulbo al vacío = 91.4715 g . Suponga que la composición del aire es 78% de N_2 , 21% de O_2 y 1% de argón. ¿Cuál es el volumen (en mililitros) del bulbo? (*Sugerencia:* primero calcule la masa molar promedio del aire, como se muestra en el problema 3.128).
- 5.131** Aplique sus conocimientos de la teoría cinética de los gases a las siguientes situaciones. *a)* Dos matraces de volúmenes V_1 y V_2 (donde $V_2 > V_1$) contienen el mismo número de átomos de helio a igual temperatura. *i)* Compare las raíces de la velocidad cuadrática media (rms) y las energías cinéticas promedio de los átomos de helio (He) en los matraces. *ii)* Compare la frecuencia y la fuerza con las cuales chocan los átomos de He con las paredes de los recipientes. *b)* En dos matraces que tienen el mismo volumen se coloca un número igual de átomos de He a las temperaturas T_1 y T_2 (donde $T_2 > T_1$). *i)* Compare las raíces de la velocidad cuadrática media de los átomos en los dos matraces. *ii)* Compare la frecuencia y la fuerza con las cuales chocan los átomos de He con las paredes de los recipientes. *c)* Un mismo número de átomos de He y de neón (Ne) se colocan en dos matraces de igual volumen, y la temperatura de ambos gases es de 74°C . Discuta la validez de los siguientes enunciados: *i)* La raíz de la velocidad cuadrática media del He es igual a la del Ne. *ii)* Las energías cinéticas promedio de los dos gases son los mismos. *iii)* La raíz de la velocidad cuadrática media de cada átomo de He es $1.47 \times 10^3 \text{ m/s}$.
- 5.132** Se ha dicho que en cada respiración tomamos, en promedio, moléculas que una vez fueron exhaladas por Wolfgang Amadeus Mozart (1756-1791). Los siguientes cálculos demuestran la validez de este enunciado. *a)* Calcule el número total de moléculas en la atmósfera. (*Sugerencia:* utilice el resultado del problema 5.92 y use el valor de 29.0 g/mol para la masa molar del aire.) *b)* Suponiendo que el volumen de aire de cada respiración (inhalaado o exhalado) es de 500 mL , calcule el número de moléculas exhaladas en cada respiración a 37°C , que es la temperatura corporal. *c)* Si Mozart vivió exactamente 35 años, ¿cuántas moléculas exhaló en este periodo? (Una persona promedio respira 12 veces por minuto.) *d)* Calcule la fracción de moléculas en la atmósfera que fueron exhaladas por Mozart. ¿Cuántas moléculas de Mozart respiraríamos con cada inhalación de aire? *e)* Enumere tres suposiciones importantes en estos cálculos.
- 5.133** Tomando en cuenta la figura 5.21 explique lo siguiente: *a)* ¿Por qué las curvas caen por debajo de la línea horizontal que representa a un gas ideal, a presiones bajas y por qué ascienden por encima de la línea horizontal a presiones al-

tas? b) ¿Por qué todas las curvas coinciden en l a presiones muy bajas? c) Cada curva presenta una intersección con la línea horizontal, que es la que representa a un gas ideal. ¿Esto significa que en ese punto el gas tiene un comportamiento ideal?

- 5.134** Calcule la distancia (en nanómetros) entre las moléculas de vapor de agua a 100°C y 1.0 atm . Suponga un comportamiento ideal. Repita el cálculo para el agua líquida a 100°C , si la densidad del agua a esa temperatura es 0.96 g/cm^3 . Comente los resultados obtenidos. (Suponga que las moléculas de agua son esferas con un diámetro de 0.3 nm .) (Sugerencia: Calcule primero la densidad de las moléculas de

agua. Luego, convierta esta densidad a densidad lineal, es decir, el número de moléculas en una dirección.)

- 5.135** ¿Cuál de los gases nobles no tiene un comportamiento ideal en ninguna circunstancia? ¿Por qué?

Respuestas a los ejercicios

5.1 0.986 atm . **5.2** 39.3 kPa . **5.3** $4.46 \cdot 10^3\text{ mmHg}$. **5.4** 192 K , o -81°C . **5.5** 9.29 L . **5.6** 30.6 L . **5.7** 2.6 atm . **5.8** 0.68 atm . **5.9** 13.1 g/L . **5.10** 44.1 g/mol . **5.11** B_2H_6 . **5.12** 96.9 L . **5.13** 4.75 L . **5.14** 0.338 M . **5.15** CH_4 : 1.29 atm ; C_2H_6 : 0.0657 atm ; C_3H_8 : 0.0181 atm . **5.16** 0.0653 g . **5.17** 321 m/s . **5.18** 30.0 atm ; 45.5 atm utilizando la ecuación de un gas ideal.