

Un tornado es una columna de aire en rotación violenta que se extiende desde la base de una tormenta hasta la tierra. Los modelos muestran los principales constituyentes de un tornado: moléculas de nitrógeno, oxígeno, agua y dióxido de carbono y átomos de argón.

## Gases

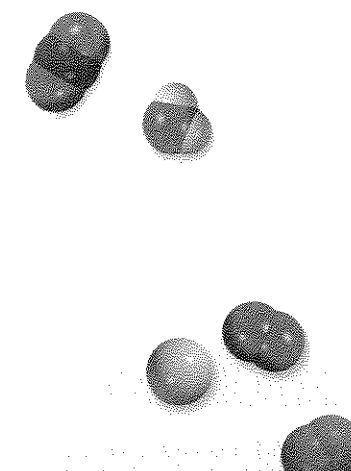
- 5.1 Sustancias que existen como gases
- 5.2 Presión de un gas
- 5.3 Las leyes de los gases
- 5.4 Ecuación del gas ideal
- 5.5 La estequiometría de los gases
- 5.6 Ley de Dalton de las presiones parciales
- 5.7 La teoría cinética molecular de los gases
- 5.8 Desviación del comportamiento ideal

### AVANCE DEL CAPÍTULO

- Se da comienzo a este capítulo con un análisis de las sustancias que existen como gases y sus propiedades generales. (5.1)
- Se aprenderán las unidades para expresar la presión de los gases y las características de la presión atmosférica. (5.2)
- Después, se estudiará la relación entre presión, volumen, temperatura y cantidad de un gas con base en las diferentes leyes de los gases. Se verá que estas leyes se pueden resumir mediante la ecuación del gas ideal, que se puede utilizar para calcular la densidad o la masa molar de un gas. (5.3 y 5.4)
- Se verá que la ecuación del gas ideal se puede utilizar para estudiar la estequiometría que implica a los gases. (5.5)
- Se aprenderá que el comportamiento de una mezcla de gases se puede comprender mediante la ley de Dalton de las presiones parciales, la cual es una extensión de la ecuación del gas ideal. (5.6)
- Se verá cómo la teoría cinética molecular de los gases, la cual se basa en las propiedades de las moléculas individuales, se puede utilizar para describir las propiedades macroscópicas como la presión y temperatura de un gas. Se aprenderá que esta teoría permite la obtención de una expresión para la velocidad de las moléculas a cierta temperatura y se entenderán fenómenos como la difusión y la efusión de gases. (5.7)
- El capítulo finaliza con un análisis acerca de la corrección para el comportamiento no ideal de los gases mediante la ecuación de van der Waals. (5.8)

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 una importante función 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

Vivimos en el fondo de un océano de aire cuya composición porcentual en volumen es aproximadamente de 78% de N<sub>2</sub>, 21% de O<sub>2</sub> y 1% de otros gases, entre los que se encuentra el CO<sub>2</sub>. En la década de 1990, la química de esta mezcla de gases vitales se volvió un tema muy relevante debido a los efectos perjudiciales de la contaminación ambiental. En el capítulo 17 se analizarán la química de la atmósfera y los gases contaminantes. El punto central de este capítulo será el 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.

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: H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub> y Cl<sub>2</sub>. Un alótropo de oxígeno, ozono (O<sub>3</sub>), también es un gas a temperatura ambiente. Todos los elementos del grupo 8A, gases nobles, son gases mononoatómicos: 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, CO<sub>2</sub>, HCl, NH<sub>3</sub> y CH<sub>4</sub> (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 ayude a determinar si cierto compuesto molecular es un gas en condiciones atmosféricas normales. Para hacer tal aseveración es necesario entender la naturaleza y magnitud de las fuerzas de atracción entre las moléculas, denominadas *fuerzas intermoleculares* (que se estudian en el capítulo 11). En general, cuanto más fuertes sean esas atracciones, menor la posibilidad de que un compuesto exista como gas a las temperaturas ordinarias.

|    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |
|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| 1A |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    | 8A |    |
| H  |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    | He |    |
| 2A |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |
| Li | Be |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    | 3A | 4A | 5A | 6A | 7A | 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 | Ds | Rg |    |    |    |    |    |    |    |

Figura 5.1 Elementos (en azul) que existen como gases a 25°C y 1 atm. Los gases nobles (elementos del grupo 8A) son especies monoatómicas; los demás elementos existen como moléculas diatómicas. El ozono (O<sub>3</sub>) también es un gas.

TABLA 5.1 Algunas sustancias que se encuentran como gases a 1 atm y 25°C

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

\* El punto de ebullición del HCN es 26°C, pero es lo suficientemente bajo para considerarlo como gas en condiciones atmosféricas ordinarias.

De los gases que se indican en la tabla 5.1, sólo el O<sub>2</sub> es esencial para la vida. El sulfuro de hidrógeno (H<sub>2</sub>S) y el cianuro de hidrógeno (HCN) son muy venenosos, en tanto que otros, como el CO, NO<sub>2</sub>, O<sub>3</sub> y SO<sub>2</sub> resultan un poco menos tóxicos. Los gases He, Ne y Ar son químicamente inertes, es decir, no reaccionan con ninguna otra sustancia. La mayor parte de los gases son incoloros, con excepción del F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> y NO<sub>2</sub>. El color café oscuro del NO<sub>2</sub> 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 en forma completa y uniforme.
- Cuentan con densidades mucho menores que los sólidos y líquidos.

5.2 Presión de un gas

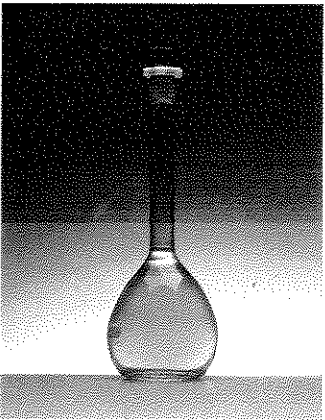
Los gases ejercen presión sobre cualquier superficie con la que entren en contacto, ya que las moléculas gaseosas se hallan en constante movimiento. Los humanos nos hemos adaptado fisiológicamente tan bien a la presión del aire que nos rodea, que por lo regular desconocemos su existencia, quizá como 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 por medio de un 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 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.

Un gas es una sustancia que habitualmente se encuentra en estado gaseoso a temperaturas y presiones normales; un vapor es la forma gaseosa de cualquier sustancia que sea un líquido o sólido a temperatura y presión normales. Por lo tanto, a 25°C y 1 atm de presión, se habla de vapor de agua y oxígeno gaseoso.



NO<sub>2</sub> gaseoso.

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

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

La aceleración se mide en m/s<sup>2</sup> (o cm/s<sup>2</sup>).

La segunda ley del movimiento, formulada por Sir Isaac Newton<sup>1</sup> 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*:

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

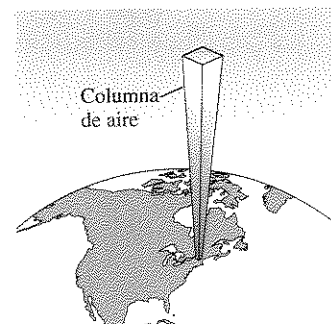
La unidad SI de presión es el **pascal (Pa)**,<sup>2</sup> que se define como *un newton por metro cuadrado*:

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

### 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 en altitudes elevadas. (El aire fuera de la cabina presurizada de un avión a 9 km de altura es muy ligero para ser respirado.) De hecho, la densidad del aire disminuye con rapidez al aumentar la distancia de la Tierra. Las mediciones señalan que aproximadamente 50% de la atmósfera se encuentra dentro de 6.4 km de la superficie de la Tierra, 90% dentro de 16 km, y 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.

¿La presión atmosférica actúa sólo hacia abajo, como se podría inferir a partir de la definición? Imagine qué sucedería, entonces, si sostuviera firme una hoja de papel por enci-



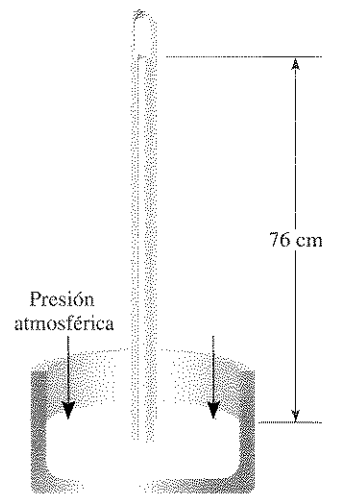
**Figura 5.2** Columna de aire extendiéndose del nivel del mar hasta la atmósfera superior.

<sup>1</sup> Sir Issac Newton (1642-1726). Matemático inglés, físico y astrónomo. Newton es considerado por muchos como uno de los dos grandes físicos que el mundo ha conocido (el otro es Albert Einstein). Difícilmente existe una rama de la física para la que Newton no haya realizado una contribución importante. Su obra *Principia*, publicada en 1687, representa un hito en la historia de la ciencia.

<sup>2</sup> Blaise Pascal (1623-1662). Matemático y físico francés. El trabajo de Pascal abarca con amplitud el campo de las matemáticas y la física, pero su especialidad se centró en el área de la hidrodinámica (el estudio del movimiento de los fluidos). También inventó una máquina calculadora.

ma de su cabeza (con ambas manos). Quizás esperaría que el papel se doblara debido a la presión de aire sobre éste, pero eso no ocurre. La razón es que el aire, al igual que el agua, es un fluido. La presión ejercida sobre un objeto en un fluido proviene de todas direcciones: de abajo y de arriba, así como de izquierda a derecha. A nivel molecular, la presión del aire se produce debido a choques entre las moléculas del aire contra cualquier superficie con la que entren en contacto. La magnitud de la presión depende de la frecuencia y la fuerza con que las moléculas impacten la superficie. Resulta que hay tantas moléculas golpeando el papel por encima como por debajo, de manera que el papel permanece plano.

¿Cómo se mide la presión atmosférica? Probablemente el **barómetro** sea el instrumento más común para medirla. Un barómetro sencillo consta de un tubo largo de vidrio, cerrado en un extremo y lleno de mercurio. Si el tubo se invierte con cuidado sobre 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 Torricelli,<sup>3</sup> quien inventó el barómetro. Así



**Figura 5.3** Un barómetro para medir la presión atmosférica. Sobre el mercurio en el tubo hay un vacío. La columna de mercurio se mantiene por la presión atmosférica.

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

y

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} \quad (\text{exactamente})$$

La relación entre atmósferas y pascuales (véase el 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 ejemplos 5.1 y 5.2 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?

**Estrategia** Debido a que 1 atm = 760 mmHg, se necesita el siguiente factor de conversión para obtener la presión en atmósferas

$$\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}$$

(continúa)

<sup>3</sup> Evangelista Torricelli (1608-1674). Matemático italiano. Supuestamente Torricelli fue la primera persona en reconocer la existencia de la presión atmosférica.

**Solución** La presión en la cabina está dada por

$$\begin{aligned} \text{presión} &= 688 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \\ &= 0.905 \text{ atm} \end{aligned}$$

Problema similar: 5.13.

**Ejercicio de práctica** Convierta 749 mmHg en atmósferas.

### Ejemplo 5.2

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

**Estrategia** Se pide que se convierta mmHg en kPa. Debido a que

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

El factor de conversión que se necesita es

$$\frac{1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}}{760 \text{ mmHg}}$$

**Solución** La presión en kPa es

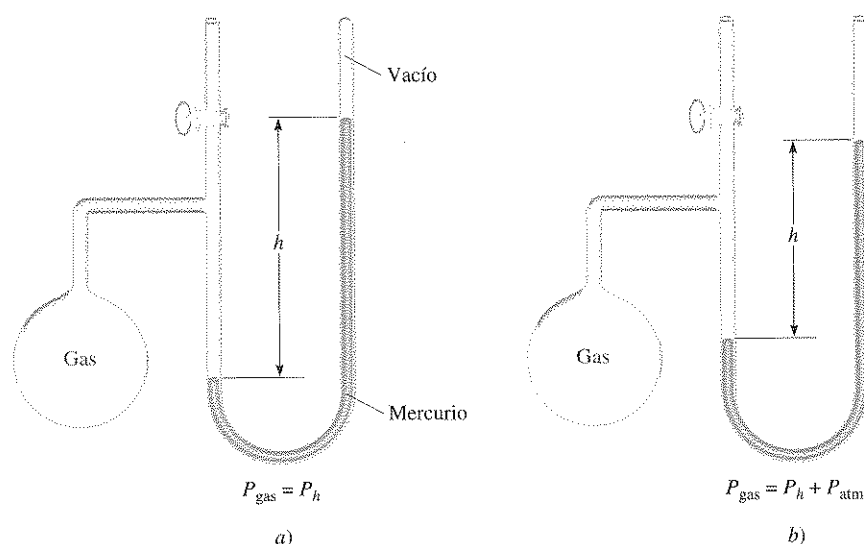
$$\begin{aligned} \text{presión} &= 732 \text{ mmHg} \times \frac{1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}}{760 \text{ mmHg}} \\ &= 9.76 \times 10^4 \text{ Pa} \\ &= 97.6 \text{ kPa} \end{aligned}$$

Problema similar: 5.14.

**Ejercicio de práctica** Convierta 295 mmHg en kilopascasles.

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**

**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.



cerrado se utiliza comúnmente para medir presiones menores a la presión atmosférica (figura 5.4a), en tanto 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 mayor parte 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

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.

### La relación presión-volumen: ley de Boyle

En el siglo XVII, Robert Boyle<sup>4</sup> estudió sistemática y cuantitativamente el comportamiento de los gases. En una serie de experimentos, Boyle analizó la relación que existe entre la presión y el volumen de una muestra de un gas. Los datos típicos que Boyle recabó se muestran en la tabla 5.2. Obsérvese que a medida que la presión ( $P$ ) aumenta a temperatura constante, el volumen ( $V$ ) de una cantidad determinada de gas disminuye. Compare el primer punto de datos con una presión de 724 mmHg y un volumen de 1.50 (en unidades arbitrarias) con el último punto de datos con una presión de 2 250 mmHg y un volumen de 0.58. Es evidente que existe una relación inversa entre presión y volumen de un gas a temperatura constante. A medida que la presión aumenta, el volumen ocupado por el gas disminuye. Por lo contrario, si la presión aplicada disminuye, el volumen ocupado por el gas aumenta. Esta relación se conoce como la **ley de Boyle**, según la cual *la presión de una cantidad fija de un gas a temperatura constante es inversamente proporcional al volumen del gas*.

El aparato que Boyle utilizó en este experimento era muy sencillo (figura 5.5). En la figura 5.5a), la presión ejercida sobre el gas es igual a la presión atmosférica y el volumen del gas es de 100 mL. (Obsérvese que la parte superior del tubo se encuentra abierta y por lo tanto está expuesta a la presión atmosférica.) En la figura 5.5b) se ha añadido más mercurio a fin de duplicar la presión sobre el gas, con lo que el volumen del gas disminuye a 50 mL. Al triplicar la presión sobre el gas su volumen disminuye a un tercio de su valor ori-

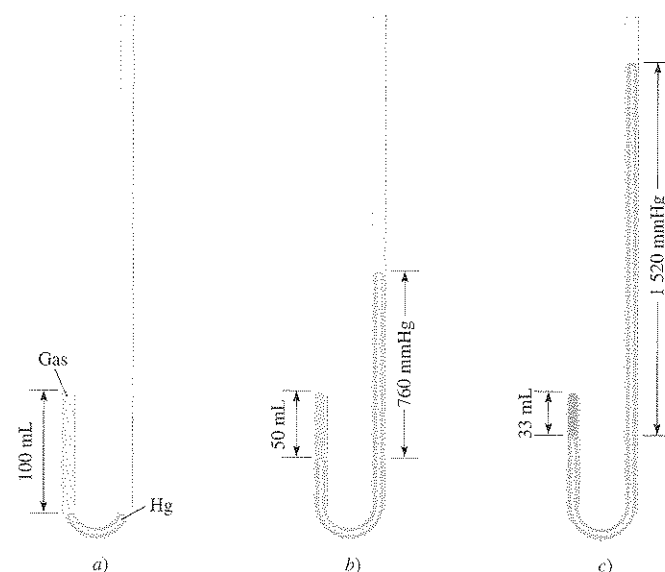
La presión aplicada a un gas es igual a la presión del gas.

<sup>4</sup> Robert Boyle (1627-1691). Químico inglés y filósofo natural. A pesar de que comúnmente se asocia a Boyle con la ley de los gases que lleva su nombre, realizó muchas otras contribuciones significativas en química y física. No obstante el hecho de que Boyle a menudo estaba en desacuerdo con los científicos de su época, su obra *The Skeptical Chymist* (1661) influyó en varias generaciones de químicos.

**TABLA 5.2** Relaciones típicas entre presión y volumen obtenidas por Boyle

| $P$ (mmHg)                 | 724                | 869                | 951                | 998                | 1 230             | 1 893             | 2 250             |
|----------------------------|--------------------|--------------------|--------------------|--------------------|-------------------|-------------------|-------------------|
| $V$ (unidades arbitrarias) | 1.50               | 1.33               | 1.22               | 1.18               | 0.94              | 0.61              | 0.58              |
| $PV$                       | $1.09 \times 10^3$ | $1.16 \times 10^3$ | $1.16 \times 10^3$ | $1.18 \times 10^3$ | $1.2 \times 10^3$ | $1.2 \times 10^3$ | $1.3 \times 10^3$ |

**Figura 5.5** Aparato para estudiar la relación entre la presión y el volumen de un gas. a) Los niveles del mercurio son iguales y la presión del gas es igual a la presión atmosférica (760 mmHg). El volumen del gas es 100 mL. b) Al duplicar la presión mediante la adición de más mercurio, el volumen del gas se reduce a 50 mL. c) Al triplicar la presión, el volumen del gas disminuye a un tercio del valor original. La temperatura y cantidad del gas se mantienen constantes.



ginal (figura 5.5c). Se puede escribir una expresión matemática que muestre la relación inversa entre la presión y el volumen:

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

donde el símbolo  $\propto$  significa *proporcional a*. Se puede cambiar  $\propto$  por el signo de igualdad y escribir

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

donde  $k_1$  es una constante llamada *constante de proporcionalidad*. La ecuación (5.1a) es una expresión matemática de la ley de Boyle. Se puede reorganizar la ecuación (5.1a) para obtener

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

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 el diagrama superior de 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, donde se verá que 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 explican con la siguiente analogía. El ingreso diario de un cine depende tanto del precio de los boletos (en dólares por boleto) como del número de boletos vendidos. Si se supone que el cine cobra por todos los boletos el mismo precio, se escribe

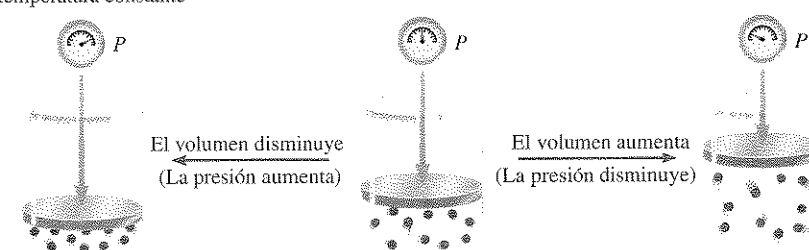
$$\text{ingreso} = (\text{dólar/boleto}) \times \text{número de boletos vendidos}$$

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.

Incremento o disminución del volumen de un gas a una temperatura constante



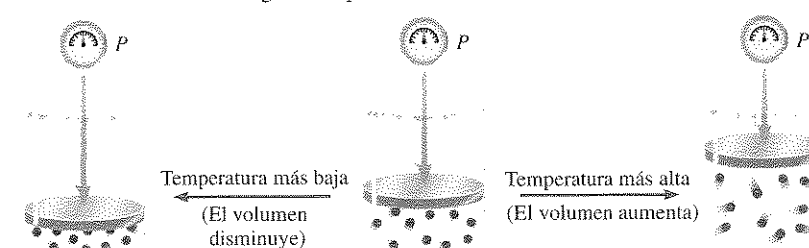
El volumen disminuye  
(La presión aumenta)

El volumen aumenta  
(La presión disminuye)

Ley de Boyle

$$P = \left( \frac{nRT}{V} \right) \quad nRT \text{ es constante}$$

Calentamiento o enfriamiento de un gas a una presión constante



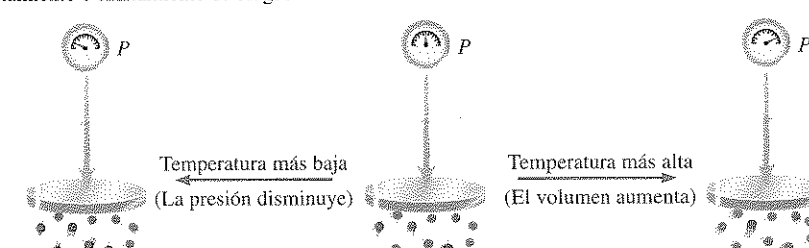
Temperatura más baja  
(El volumen disminuye)

Temperatura más alta  
(El volumen aumenta)

Ley de Charles

$$V = \left( \frac{nR}{P} \right) T \quad \frac{nR}{P} \text{ es constante}$$

Calentamiento o enfriamiento de un gas a un volumen constante



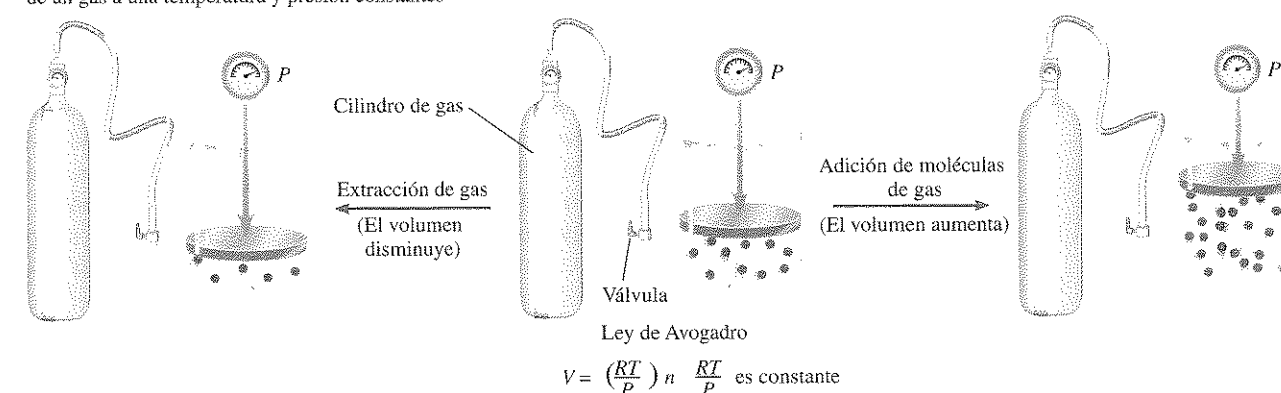
Temperatura más baja  
(La presión disminuye)

Temperatura más alta  
(El volumen aumenta)

Ley de Charles

$$P = \left( \frac{nR}{V} \right) T \quad \frac{nR}{V} \text{ es constante}$$

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



Cilindro de gas

Extracción de gas  
(El volumen disminuye)

Adición de moléculas de gas  
(El volumen aumenta)

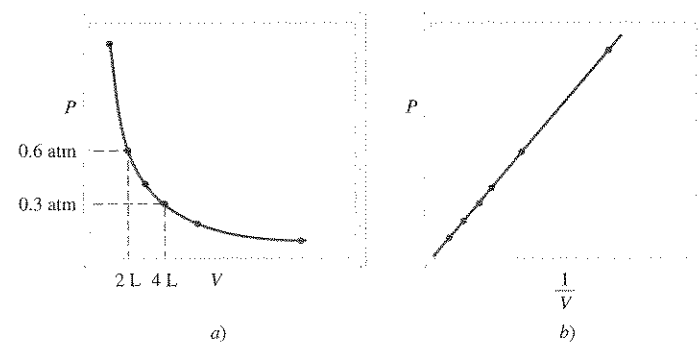
Válvula

Ley de Avogadro

$$V = \left( \frac{RT}{P} \right) n \quad \frac{RT}{P} \text{ es constante}$$

**Figura 5.6** Ilustraciones esquemáticas de la ley de Boyle, ley de Charles y ley de Avogadro.

**Figura 5.7** Representación gráfica de la variación del volumen de un gas en relación con la presión ejercida sobre él, a temperatura constante. a)  $P$  contra  $V$ . Obsérvese que el volumen del gas se duplica a medida que la presión se reduce a la mitad. b)  $P$  contra  $1/V$ . La pendiente de la línea es igual a  $k_1$ .



En la figura 5.7 se muestran dos formas convencionales de expresión gráfica de los descubrimientos de Boyle. La figura 5.7a) es una gráfica de la ecuación  $PV = k_1$ ; la figura 5.7b) es una gráfica de la ecuación equivalente  $P = k_1 \times 1/V$ . Obsérvese 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,  $P$  multiplicada por  $V$  siempre será igual a la misma constante. Por consiguiente, para una muestra de un gas bajo dos conjuntos de condiciones distintas a temperatura constante, se tiene

$$P_1 V_1 = k_1 = P_2 V_2$$

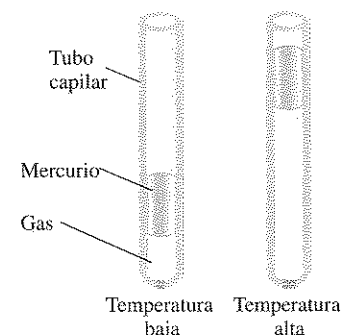
o

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad (5.2)$$

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

### Relación temperatura-volumen: ley de Charles y ley de Gay-Lussac

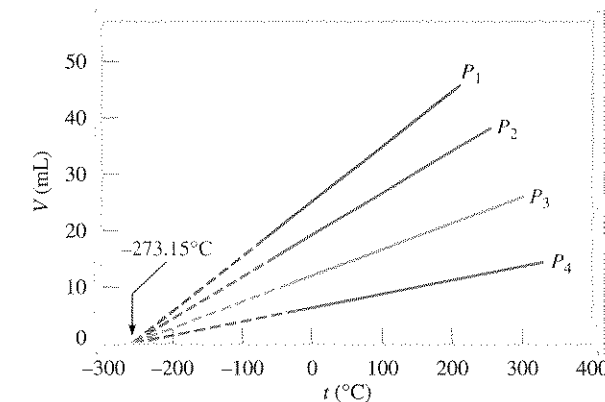
La ley de Boyle depende de que la temperatura del sistema permanezca constante. Pero suponga que cambia la temperatura. ¿Cómo afectará el cambio de la temperatura al volumen y la presión de un gas? Veamos por principio de cuentas el efecto de la temperatura sobre el volumen de un gas. Los primeros investigadores que estudiaron esta relación fueron los científicos franceses Jacques Charles<sup>5</sup> y Joseph Gay-Lussac.<sup>6</sup> 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 ser 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, la gráfica de volumen en relación con la temperatura es una línea recta. Al extender la recta al volumen cero, se encuentra que la intersección en el eje de temperatura tiene un valor de  $-273.15^\circ\text{C}$ . A cualquier otra presión se obtiene una recta diferente para la gráfica de volumen y temperatura, pero se al-



**Figura 5.8** Variación del volumen de una muestra de un 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 del mercurio.

<sup>5</sup> Jacques Alexandre Cesar Charles (1746-1823). Físico francés. Fue un conferencista privilegiado, inventor de aparatos científicos y el primero en utilizar hidrógeno para inflar globos.

<sup>6</sup> Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850). Químico y físico francés. Al igual que Charles, Gay-Lussac fue un apasionado de los globos. Una vez ascendió a una altitud de 20 000 pies para recolectar muestras de aire con fines de investigación.



**Figura 5.9** Variación del volumen de una muestra de gas con la temperatura, a presión constante. Cada línea representa la variación a cierta presión. Las presiones aumentan desde  $P_1$  hasta  $P_4$ . Todos los gases finalmente se condensan (se vuelven líquidos) si se enfrían a temperaturas lo suficientemente bajas; las partes sólidas de las líneas representan la región de temperatura por arriba del punto de condensación. Cuando estas líneas se extrapolan o se extienden (las partes punteadas), todas coinciden en el punto que representa el volumen cero a una temperatura de  $-273.15^\circ\text{C}$ .

canza la *misma* intersección de  $-273.15^\circ\text{C}$  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 Kelvin<sup>7</sup> comprendió el significado de dicho fenómeno. Identificó la temperatura de  $-273.15^\circ\text{C}$  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 la 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:

|                               | Escala Kelvin | Escala Celsius          |
|-------------------------------|---------------|-------------------------|
| Cero absoluto                 | 0 K           | $-273.15^\circ\text{C}$ |
| Punto de congelación del agua | 273.15 K      | $0^\circ\text{C}$       |
| Punto de ebullición del agua  | 373.15 K      | $100^\circ\text{C}$     |

En condiciones experimentales especiales, los científicos se han podido aproximar al cero absoluto dentro de una pequeña fracción de un kelvin.

La conversión entre  $^\circ\text{C}$  y K se encuentra en la página 20. En la mayor parte de los cálculos de este texto se utilizará 273 en lugar de 273.15 para relacionar K y  $^\circ\text{C}$ . 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

$$V \propto T$$

$$V = k_2 T$$

o

$$\frac{V}{T} = k_2 \quad (5.3)$$

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 mantenido 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  $nR/P$ .

<sup>7</sup> William Thomson, Lord Kelvin (1824-1907). Matemático y físico escocés. Kelvin realizó un importante trabajo en muchas ramas de la física.



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

$$\frac{V_1}{T_1} = k_2 = \frac{V_2}{T_2}$$

o

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad (5.4)$$

donde  $V_1$  y  $V_2$  son los volúmenes de los gases a las temperaturas  $T_1$  y  $T_2$  (ambas en kelvin), respectivamente.

Otra forma de la ley de Charles muestra que para una cantidad de gas a volumen constante, la presión del gas es proporcional a la temperatura

$$\begin{aligned} P &\propto T \\ P &= k_3 T \\ \text{o} \quad \frac{P}{T} &= k_3 \end{aligned} \quad (5.5)$$

En la figura 5.6 se ve que  $k_3 = nR/V$ . Con la ecuación (5.5), se tiene

$$\frac{P_1}{T_1} = k_3 = \frac{P_2}{T_2}$$

o

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad (5.6)$$

donde  $P_1$  y  $P_2$  son las presiones del gas a temperaturas  $T_1$  y  $T_2$ , respectivamente.

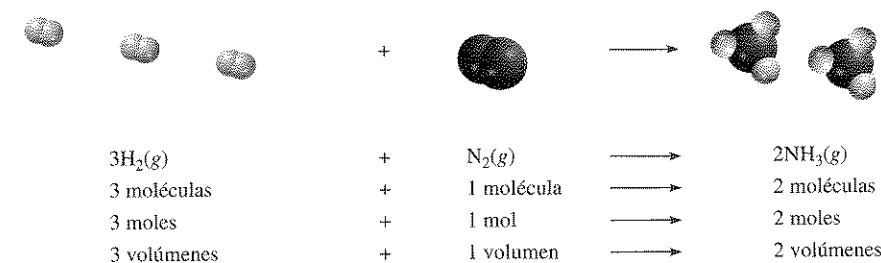
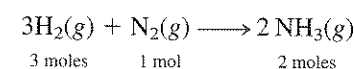
### La relación entre volumen y cantidad: ley de Avogadro

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

$$\begin{aligned} V &\propto n \\ V &= k_4 n \end{aligned} \quad (5.7)$$

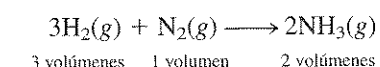
donde  $n$  representa el número de moles y  $k_4$  es la constante de proporcionalidad. La ecuación (5.7) es la expresión matemática de la **ley de Avogadro**, la cual establece que a presión y temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente. 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 mediante una relación sencilla (un hecho demostrado antes por Gay-Lussac). Por ejemplo, considere la síntesis de amoníaco a partir de hidrógeno y nitrógeno moleculares:



**Figura 5.10** Relación del volumen de gases en una reacción química. La proporción del volumen del hidrógeno molecular con respecto al nitrógeno molecular es 3:1, y la del amoníaco (el producto) con respecto del hidrógeno molecular y el nitrógeno molecular combinados (los reactivos) es de 2:4 o 1:2.

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



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

Los ejemplos de la sección 5.4 ilustran las leyes de los gases.

## 5.4 Ecuación del gas ideal

A continuación se presenta un resumen de 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:

$$\begin{aligned} V &\propto \frac{nT}{P} \\ V &= R \frac{nT}{P} \end{aligned}$$

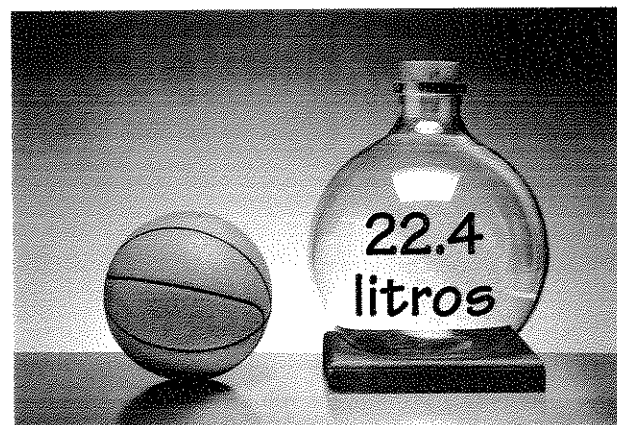
o

$$PV = nRT \quad (5.8)$$

donde  $R$ , la constante de proporcionalidad, se denomina **constante de los gases**. La ecuación (5.8), 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 con 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 lo tanto, se puede usar con seguridad la ecuación del gas ideal para resolver muchos problemas de gases.

Recuerde que la ecuación del gas ideal, a diferencia de las leyes de los gases que se analizaron en la sección 5.3, aplica a los sistemas que no experimentan cambios en presión, volumen, temperatura y cantidad de un gas.

**Figura 5.11** Comparación entre el volumen molar a TPE (el cual es aproximadamente 22.4 L) y una pelota de baloncesto.



Antes de aplicar la ecuación del gas ideal a un sistema real, se debe calcular  $R$ , la constante de los gases. A  $0^\circ\text{C}$  (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 volumen de una pelota de baloncesto, como se ilustra en la figura 5.11. Las condiciones de  $0^\circ\text{C}$  y 1 atm se denominan **temperatura y presión estándar**, y a menudo se abrevian **TPE**. Con base en la ecuación (5.8), se puede escribir

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

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 ( $0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol}$ ), y se utilizará 22.41 L para el volumen molar de un gas a TPE.

En el ejemplo 5.3 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. A menos que se establezca lo contrario, se supone que las temperaturas dadas en  $^\circ\text{C}$  en los cálculos son exactas, así que no afectan el número de cifras significativas.

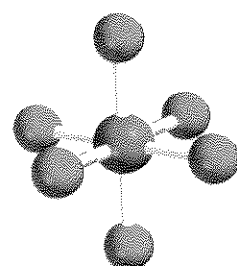
### Ejemplo 5.3

El hexafluoruro de azufre ( $\text{SF}_6$ ) 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  $69.5^\circ\text{C}$ .

**Estrategia** Este problema ofrece información acerca de la cantidad del gas, de su volumen y temperatura. ¿El gas está experimentando un cambio en alguna de sus propiedades? ¿Qué ecuación se debe utilizar para encontrar la presión? ¿Qué unidad de temperatura se debe utilizar?

**Solución** Debido a que no ocurren cambios en las propiedades del gas, se puede utilizar la ecuación del gas ideal para calcular la presión. Con la ecuación (5.8) reorganizada, se tiene

(continúa)



$\text{SF}_6$

La constante de un gas se puede expresar en diferentes unidades (véase el apéndice 2).

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

Problema similar: 5.32.

**Ejercicio de práctica** Calcule el volumen (en litros) ocupado por 2.12 moles de óxido nítrico (NO) a 6.54 atm y  $76^\circ\text{C}$ .

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 5.4

Calcule el volumen (en litros) que ocupan 7.40 g de  $\text{NH}_3$  a TPE.

**Estrategia** ¿Cuál es el volumen de un mol de un gas ideal a TPE? ¿Cuántos moles hay en 7.40 g de  $\text{NH}_3$ ?

**Solución** Si se acepta que 1 mol de un gas ideal ocupa 22.41 L a TPE y mediante la masa molar del  $\text{NH}_3$  (17.03 g), la secuencia de conversiones se escribe como

gramos de  $\text{NH}_3 \longrightarrow$  moles de  $\text{NH}_3 \longrightarrow$  litros de  $\text{NH}_3$  a TPE

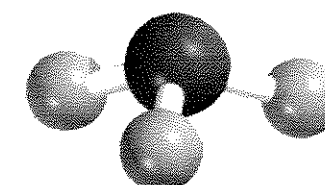
por lo que el volumen de  $\text{NH}_3$  está dado por

$$\begin{aligned} V &= 7.40 \text{ g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17.03 \text{ g NH}_3} \times \frac{22.41 \text{ L}}{1 \text{ mol NH}_3} \\ &= 9.74 \text{ L} \end{aligned}$$

Con frecuencia sucede en química, en particular en los cálculos relacionados con las leyes de los gases, que un problema se puede resolver de varias formas. En este caso, el problema también se puede resolver al convertir primero 7.40 g de  $\text{NH}_3$  al número de moles de  $\text{NH}_3$ , y después aplicar la ecuación del gas ideal ( $V = nRT/P$ ). Inténtelo.

**Verificación** Puesto que 7.40 g es menor que la masa molar de  $\text{NH}_3$  (17.03 g), es de esperar que el volumen sea menor que 22.41 L a TPE. Por lo tanto, la respuesta es razonable.

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



$\text{NH}_3$

Problema similar: 5.40.

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. Por lo tanto, si se conocen tres variables se puede calcular la cuarta mediante la ecuación. 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, con base en la ecuación (5.8),

$$R = \frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} \text{ (antes del cambio)} \quad \text{y} \quad R = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2} \text{ (después del cambio)}$$

Por lo tanto,

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2} \quad (5.9)$$

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



Resulta interesante observar que todas las leyes de gases analizadas en la sección 5.3 se pueden derivar de la ecuación (5.9). 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

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad (5.10)$$

Las aplicaciones de la ecuación (5.9) son el tema de los tres ejemplos siguientes.

### Ejemplo 5.5

Un globo inflado con un volumen de 0.55 L de helio a 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 será el volumen final del globo?

**Estrategia** La cantidad del gas dentro del globo y su temperatura permanecen constantes, pero tanto la presión como el volumen cambian. ¿Cuál de las leyes de los gases se necesita?

**Solución** Se comienza con la ecuación (5.9)

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

Debido a que  $n_1 = n_2$  y  $T_1 = T_2$ ,

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

que es la ley de Boyle [véase la ecuación (5.2)]. Se tabula la información que se tiene:

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

Por lo tanto,

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

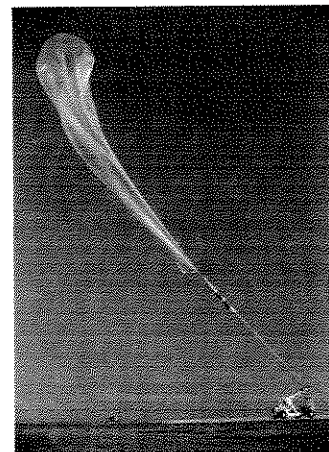
**Verificación** Cuando la presión que se aplica al globo se reduce (a temperatura constante), el helio gaseoso se expande y el volumen del globo aumenta. El volumen final es mayor que el inicial, de modo que la respuesta resulta razonable.

**Ejercicio de práctica** 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 154 mL.

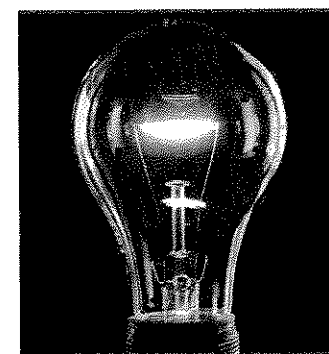
### Ejemplo 5.6

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

(continúa)



Globo inflado con helio, para investigaciones científicas.



Los focos eléctricos por lo general están llenos con argón.

Problema similar: 5.19.

**Estrategia** La temperatura y presión del argón cambian, pero la cantidad y el volumen del gas permanecen constantes. ¿Qué ecuación se utilizaría para encontrar la presión final? ¿Qué unidad de temperatura se debe emplear?

**Solución** Debido a que  $n_1 = n_2$  y  $V_1 = V_2$ , la ecuación (5.9) se torna

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

que es la ley de Charles [véase la ecuación (5.6)]. Después 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

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

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

**Ejercicio de práctica** 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)?

Recuerde convertir °C a K cuando resuelva problemas referentes a las leyes de los gases.

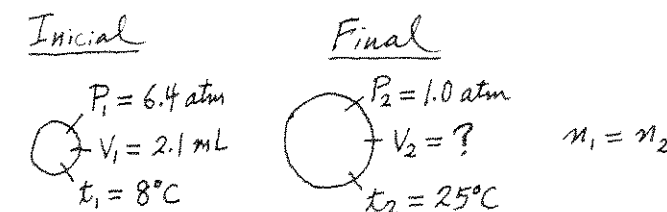
Una consecuencia práctica de esta relación es que la presión de los neumáticos de los automóviles debe revisarse sólo cuando éstos se hallen en condiciones de temperatura normal. Después de un largo viaje (en especial durante el verano), los neumáticos se calientan demasiado, y la presión del aire en su interior se eleva.

Problema similar: 5.36.

### 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.

**Estrategia** En la solución de este tipo de problemas, donde se da una gran cantidad de información, algunas veces es útil elaborar un diagrama de la situación, como se muestra aquí:



¿Qué unidad de temperatura se debe utilizar en este cálculo?

**Solución** De acuerdo con la ecuación (5.9)

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

(continúa)

Se supone que la cantidad de aire en la burbuja permanece constante, es decir,  $n_1 = n_2$  de manera que

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

que es la ecuación (5.10). La información proporcionada se resume:

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

Cuando se reorganiza la ecuación (5.10) resulta

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

**Verificación** Se ve que para obtener el volumen final se debe multiplicar el volumen inicial por una relación de presiones ( $P_1/P_2$ ) y una proporción de temperaturas ( $T_2/T_1$ ). Recuerde que el volumen es inversamente proporcional a la presión y el volumen es directamente proporcional a la temperatura. Debido a que la presión disminuye y la temperatura aumenta al elevarse la burbuja, se espera que el volumen de la burbuja aumente. De hecho, aquí el cambio en la presión tiene una función mayor en el cambio del volumen.

**Ejercicio de práctica** 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 finales se convierten en 1.7 L y 42°C. ¿Cuál es su presión final? Suponga que el número de moles no ha cambiado.

### 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

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

donde  $m$  es la masa del gas en gramos y  $M$  es su masa molar. Por lo tanto,

$$\frac{m}{MV} = \frac{P}{RT}$$

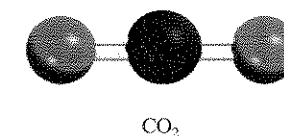
Dado que la densidad,  $d$ , es la masa por unidad de volumen, se puede escribir

$$d = \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT} \quad (5.11)$$

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. En 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 vez de gramos por mililitro (g/mL), como lo muestra el ejemplo 5.8.

Se puede utilizar cualquier unidad apropiada para el volumen (o presión) mientras se usen las mismas unidades en ambos lados de la ecuación.

Problema similar: 5.35.



### Ejemplo 5.8

Calcule la densidad del dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) en gramos por litro (g/L) a 0.990 atm y 55°C.

**Estrategia** Se necesita la ecuación (5.11) para calcular la densidad de los gases. ¿El problema proporciona suficiente información? ¿Qué unidad de temperatura se debe utilizar?

**Solución** Para utilizar la ecuación (5.11) se convierte la temperatura en kelvins ( $T = 273 + 55 = 328 \text{ K}$ ) y se usan 44.01 g para la masa molar del CO<sub>2</sub>:

$$\begin{aligned} d &= \frac{PM}{RT} \\ &= \frac{(0.990 \text{ atm})(44.01 \text{ g/mol})}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(328 \text{ K})} = 1.62 \text{ g/L} \end{aligned}$$

Por otro lado, se puede encontrar la densidad mediante la siguiente ecuación

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Suponiendo que se tiene 1 mol de CO<sub>2</sub>, la masa sería de 44.01 g. El volumen del gas se puede obtener a partir de la ecuación del gas ideal

$$\begin{aligned} V &= \frac{nRT}{P} \\ &= \frac{(1 \text{ mol})(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(328 \text{ K})}{0.990 \text{ atm}} \\ &= 27.2 \text{ L} \end{aligned}$$

Por lo tanto, la densidad del CO<sub>2</sub> está dada por

$$d = \frac{44.01 \text{ g}}{27.2 \text{ L}} = 1.62 \text{ g/L}$$

**Comentario** La densidad del gas expresada en gramos por mililitro sería  $1.62 \times 10^{-3} \text{ g/mL}$ , el cual es un número muy pequeño. En contraste, la densidad del agua es de 1.0 g/mL y la del oro es de 19.3 g/cm<sup>3</sup>.

**Ejercicio de práctica** ¿Cuál es la densidad (en g/L) del hexafluoruro de uranio (UF<sub>6</sub>) a 779 mmHg y 62°C?

Como propiedad intensiva, la densidad es independiente de la cantidad de sustancia. Por lo tanto, se puede utilizar cualquier cantidad conveniente como apoyo para la resolución del problema.

Problema similar: 5.48.

### La masa molar de una sustancia gaseosa

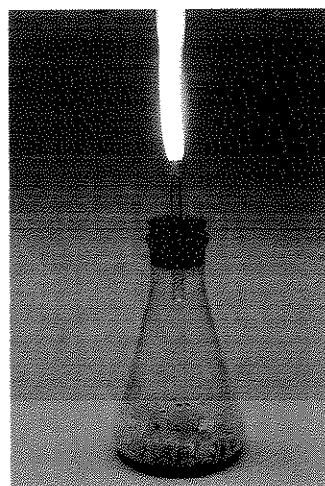
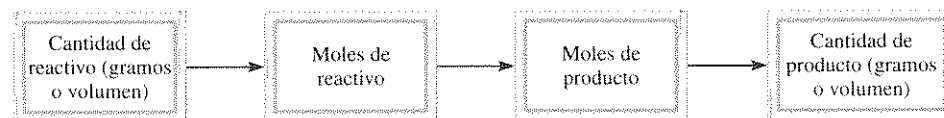
De lo que se ha dicho hasta aquí, quizá se tenga la impresión de que la masa molar de una sustancia se encuentra examinando su fórmula y al sumar las masas molares de los átomos que la componen. Sin embargo, este procedimiento sólo funciona si se conoce la fórmula real de la sustancia. En la práctica, 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 reorganizar la ecuación (5.11) se obtiene

$$M = \frac{dRT}{P} \quad (5.12)$$

## 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, los productos, o ambos son gases, también pueden emplearse las relaciones entre cantidades (moles,  $n$ ) y volumen ( $V$ ) para resolver problemas de este tipo (figura 5.13). En los ejemplos 5.11, 5.12 y 5.13 se muestra cómo se utilizan las leyes de los gases en estos cálculos.

**Figura 5.13** Cálculos estequiométricos que implican gases.



La reacción del carburo de calcio ( $\text{CaC}_2$ ) con agua produce acetileno, un gas inflamable.

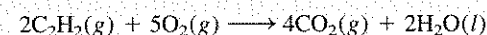
Problema similar: 5.26.



Una bolsa de aire puede proteger al conductor en un choque automovilístico.

### Ejemplo 5.11

Calcule el volumen de  $\text{O}_2$  (en litros) requerido para la combustión completa de 7.64 L de acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) a la misma temperatura y presión:

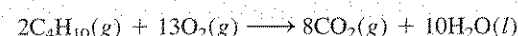


**Estrategia** Observe que la temperatura y presión del  $\text{O}_2$  y  $\text{C}_2\text{H}_2$  son las mismas. ¿Qué ley de los gases se necesita para relacionar el volumen de los gases con los moles de los gases?

**Solución** De acuerdo con la ley de Avogadro, a la misma temperatura y presión, el número de moles de los gases está directamente relacionado con su volumen. Con base en la ecuación, se tienen 5 moles  $\text{O}_2 \approx 2$  moles  $\text{C}_2\text{H}_2$ ; por lo tanto, también se puede escribir 5 L  $\text{O}_2 \approx 2$  L  $\text{C}_2\text{H}_2$ . El volumen de  $\text{O}_2$  que reaccionará con 7.64 L  $\text{C}_2\text{H}_2$  está dado por

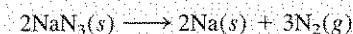
$$\begin{aligned} \text{volumen de } \text{O}_2 &= 7.64 \text{ L } \text{C}_2\text{H}_2 \times \frac{5 \text{ L } \text{O}_2}{2 \text{ L } \text{C}_2\text{H}_2} \\ &= 19.1 \text{ L} \end{aligned}$$

**Ejercicio de práctica** Suponiendo que no hay cambios en la temperatura y presión, calcule el volumen de  $\text{O}_2$  (en litros) necesario para la combustión completa de 14.9 L de butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ):



### Ejemplo 5.12

La azida de sodio ( $\text{NaN}_3$ ) se usa en bolsas de aire en algunos automóviles. El impacto de una colisión desencadena la descomposición de la  $\text{NaN}_3$  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  $\text{N}_2$  generado a  $80^\circ\text{C}$  y 823 mmHg por la descomposición de 60.0 g de  $\text{NaN}_3$ .

(continúa)

**Estrategia** En la ecuación balanceada se ve que 2 moles de  $\text{NaN}_3 \approx 3$  moles  $\text{N}_2$ , de manera que el factor de conversión entre  $\text{NaN}_3$  y  $\text{N}_2$  es

$$\frac{3 \text{ mol } \text{N}_2}{2 \text{ mol } \text{NaN}_3}$$

Debido a que se proporciona la masa de  $\text{NaN}_3$ , es posible calcular el número de moles de  $\text{NaN}_3$  y por lo tanto el número de moles de  $\text{N}_2$  producidos. Por último, se puede calcular el volumen de  $\text{N}_2$  mediante la ecuación del gas ideal.

**Solución** En primer lugar se calcula el número de moles de  $\text{N}_2$  producido por 60.0 g de  $\text{NaN}_3$  mediante la siguiente secuencia de conversiones

$$\text{gramos de } \text{NaN}_3 \longrightarrow \text{moles de } \text{NaN}_3 \longrightarrow \text{moles de } \text{N}_2$$

de manera que

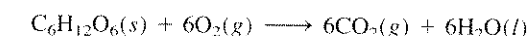
$$\begin{aligned} \text{moles de } \text{N}_2 &= 60.0 \text{ g } \text{NaN}_3 \times \frac{1 \text{ mol } \text{NaN}_3}{65.02 \text{ g } \text{NaN}_3} \times \frac{3 \text{ mol } \text{N}_2}{2 \text{ mol } \text{NaN}_3} \\ &= 1.38 \text{ mol } \text{N}_2 \end{aligned}$$

El volumen de 1.38 moles de  $\text{N}_2$  se obtiene mediante la ecuación del gas ideal:

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

Problema similar: 5.60.

**Ejercicio de práctica** 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  $\text{CO}_2$  producido a  $37^\circ\text{C}$  y 1.00 atm cuando se consumen 5.60 g de glucosa en la reacción.

### Ejemplo 5.13

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

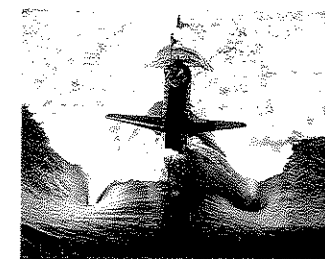


La presión de dióxido de carbono en una cabina que tiene un volumen de  $2.4 \times 10^5 \text{ L}$  es  $7.9 \times 10^{-3} \text{ atm}$  a 312 K. Se introduce en la cabina una disolución de hidróxido de litio ( $\text{LiOH}$ ) de volumen despreciable. Al final, la presión de  $\text{CO}_2$  se reduce a  $1.2 \times 10^{-4} \text{ atm}$ . ¿Cuántos gramos de carbonato de litio se forman por este proceso?

**Estrategia** ¿Cómo se calcula el número de moles de  $\text{CO}_2$  que reaccionó a partir de la caída de la presión de  $\text{CO}_2$ ? ¿Cuál es el factor de conversión entre  $\text{CO}_2$  y  $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ?

**Solución** Primero se calcula el número de moles de  $\text{CO}_2$  consumido en la reacción. La caída de presión en  $\text{CO}_2$  que es  $(7.9 \times 10^{-3} \text{ atm}) - (1.2 \times 10^{-4} \text{ atm})$  o  $7.8 \times 10^{-3} \text{ atm}$ ,

(continúa)



El aire en los submarinos sumergidos y en las naves espaciales necesita purificarse continuamente.

corresponde al consumo de  $\text{CO}_2$ . Utilizando la ecuación del gas ideal, se escribe

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

De la ecuación se observa que 1 mol de  $\text{CO}_2 \rightleftharpoons 1 \text{ mol Li}_2\text{CO}_3$ , de modo que la cantidad de  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  formada es también de 73 moles. Entonces, con la masa molar de  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  (73.89 g) se calcula su masa:

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

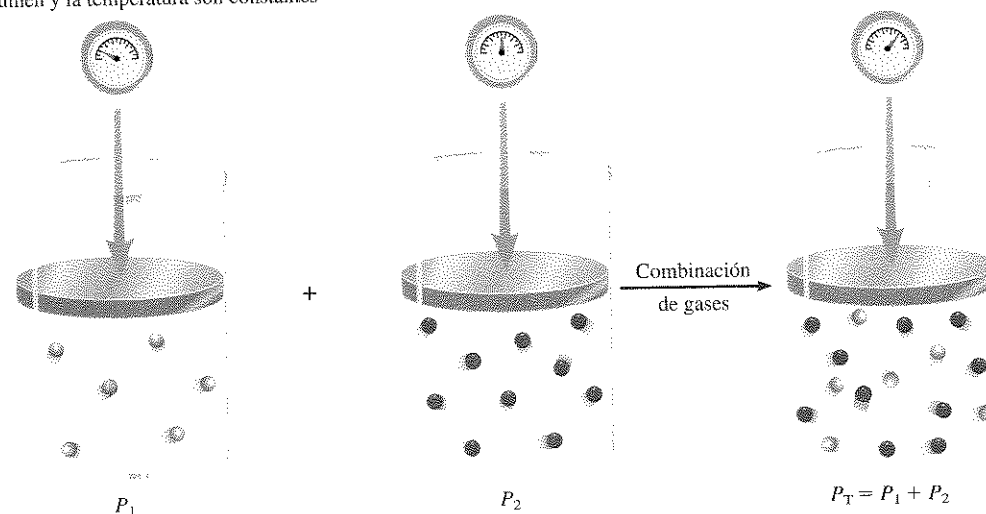
Problema similar: 5.99.

**Ejercicio de práctica** Una muestra de 2.14 L de cloruro de hidrógeno gaseoso a 2.61 atm y  $28^\circ\text{C}$  se disuelve completamente en 668 mL de agua para formar una disolución de ácido clorhídrico. Calcule la molaridad de la disolución del ácido. Se supone que no cambia el volumen.

## 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 esta ley.

El volumen y la temperatura son constantes



**Figura 5.14** Ilustración esquemática de la ley de Dalton de las presiones parciales.

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

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

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 lo tanto, de acuerdo con la ley de Dalton,

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

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,  $\dots$ . 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. En general, la fracción molar del componente  $i$  en una mezcla está dado por

$$X_i = \frac{n_i}{n_T} \quad (5.13)$$

donde  $n_i$  y  $n_T$  son el número de moles del componente  $i$  y el número total de moles presentes, respectivamente. La fracción molar siempre es más pequeña que 1. Ahora es posible expresar la presión parcial de A como

$$P_A = X_A P_T$$

De manera similar,

$$P_B = X_B P_T$$

Obsérvese 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

$$P_i = X_i P_T \quad (5.14)$$

¿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 lo 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 5.14. En la sección La química en acción de la página 198 se muestra una aplicación directa de la ley de Dalton de las presiones parciales, en el buceo.

### Ejemplo 5.14

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.

**Estrategia** ¿Cuál es la relación entre la presión parcial de un gas y la presión total de los gases? ¿Cómo se calcula la fracción molar de un gas?

**Solución** De acuerdo con la ecuación (5.14), la presión parcial de Ne ( $P_{Ne}$ ) es igual al producto de su fracción molar ( $X_{Ne}$ ) por la presión total ( $P_T$ )

$$P_{Ne} = X_{Ne} P_T$$

$\begin{array}{ccc} & \nearrow \text{se necesita encontrar} & \\ & P_{Ne} = X_{Ne} P_T & \\ & \nwarrow \text{se desea calcular} & \\ & \nwarrow \text{dada} & \end{array}$

Mediante la ecuación (5.13), se calcula la fracción molar de Ne como sigue:

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

Por lo tanto,

$$\begin{aligned} P_{Ne} &= X_{Ne} P_T \\ &= 0.607 \times 2.00 \text{ atm} \\ &= 1.21 \text{ atm} \end{aligned}$$

(continúa)

De igual manera,

$$\begin{aligned} P_{Ar} &= X_{Ar} P_T \\ &= 0.10 \times 2.00 \text{ atm} \\ &= 0.20 \text{ atm} \end{aligned}$$

y

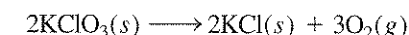
$$\begin{aligned} P_{Xe} &= X_{Xe} P_T \\ &= 0.293 \times 2.00 \text{ atm} \\ &= 0.586 \text{ atm} \end{aligned}$$

**Verificación** Asegúrese de que la suma de las presiones parciales sea igual a la presión total dada, es decir  $(1.21 + 0.20 + 0.586) \text{ atm} = 2.00 \text{ atm}$ .

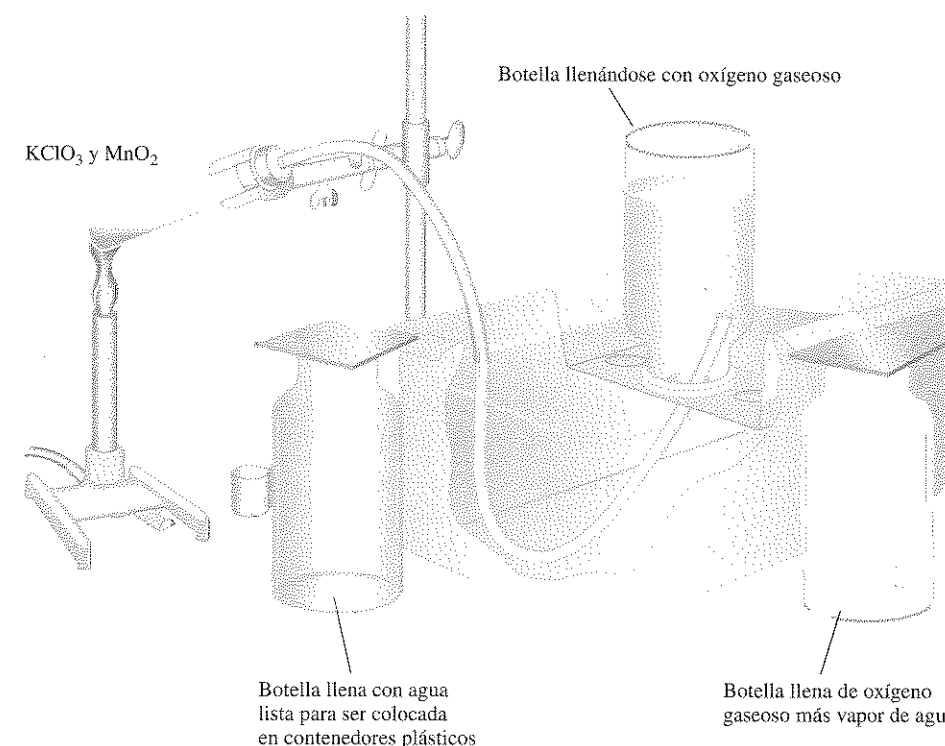
Problema similar: 5.63.

**Ejercicio de práctica** Una muestra de gas natural contiene 8.24 moles de metano ( $\text{CH}_4$ ), 0.421 moles de etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) y 0.116 moles de propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ). Si la presión total de los gases es 1.37 atm, ¿cuáles son las presiones parciales de los gases?

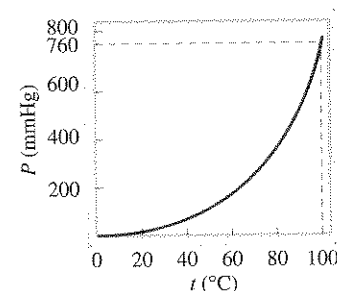
La ley de Dalton de las presiones parciales es útil para calcular volúmenes de gases recolectados en agua. Por ejemplo, cuando se calienta el clorato de potasio ( $\text{KClO}_3$ ) se descompone en  $\text{KCl}$  y  $\text{O}_2$ :



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 válidas para



**Figura 5.15** Aparato para recolectar un gas en agua. El oxígeno generado mediante el calentamiento del clorato de potasio ( $\text{KClO}_3$ ) en presencia de una pequeña cantidad de dióxido de manganeso ( $\text{MnO}_2$ ), el cual acelera la reacción, se hace burbujear en el agua y se recoge en una botella como se muestra. El oxígeno gaseoso desplaza el agua que originalmente estaba presente en la botella hacia la tina.



**Figura 5.16** Presión del vapor de agua como función de la temperatura. Obsérvese que en el punto de ebullición del agua (100°C) la presión es de 760 mmHg, la cual es exactamente igual a 1 atm.

**TABLA 5.3**

**Presión del vapor de agua a diferentes temperaturas**

| Temperatura (°C) | Presión del 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                           |

Problema similar: 5.68.

el oxígeno gaseoso, pero no para gases como  $\text{NH}_3$ , el cual se disuelve fácilmente en agua. Sin embargo, el oxígeno recolectado de esa manera no está puro porque en la botella también se encuentra presente 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  $\text{O}_2$  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 5.15 se aprecia cómo utilizar la ley de Dalton para calcular la cantidad de un gas recolectado en agua.

### Ejemplo 5.15

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.

**Estrategia** Para encontrar la masa de  $\text{O}_2$  que se genera se debe calcular en primer lugar la presión parcial del  $\text{O}_2$  en la mezcla. ¿Cuál ley de los gases es aplicable? ¿Cómo se convierte la presión del  $\text{O}_2$  gaseoso en masa de  $\text{O}_2$  en gramos?

**Solución** Con base en la ley de Dalton de las presiones parciales se sabe que

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

Por lo tanto

$$\begin{aligned} P_{\text{O}_2} &= P_T - P_{\text{H}_2\text{O}} \\ &= 762 \text{ mmHg} - 22.4 \text{ mmHg} \\ &= 740 \text{ mmHg} \end{aligned}$$

A partir de la ecuación del gas ideal se tiene

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

donde  $m$  y  $M$  son la masa de  $\text{O}_2$  recolectada y la masa molar del  $\text{O}_2$ , respectivamente. La ecuación reorganizada es la siguiente

$$\begin{aligned} m &= \frac{PV \cdot M}{RT} = \frac{(740/760) \text{ atm} (0.128 \text{ L}) (32.00 \text{ g/mol})}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol}) (273 + 24) \text{ K}} \\ &= 0.164 \text{ g} \end{aligned}$$

**Verificación** La densidad del oxígeno gaseoso es (0.164 g/0.128 L), o 1.28 g/L, lo cual es un valor razonable para los gases en condiciones atmosféricas (véase el ejemplo 5.8).

**Ejercicio de práctica** 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?

En el siglo XIX, varios físicos, entre los que destacan Ludwig Boltzmann<sup>8</sup> y James Clerk Maxwell,<sup>9</sup> 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 la fuerza multiplicada por la distancia. Como la energía se puede medir como trabajo, se escribe

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

El *joule* (J)<sup>10</sup> 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):

$$1 \text{ kJ} = 1\,000 \text{ J}$$

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

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:

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

<sup>8</sup> Ludwig Eduard Boltzmann (1844-1906). Físico austriaco. Aunque Boltzmann fue uno de los más grandes físicos teóricos de todos los tiempos, su trabajo no fue reconocido por los demás científicos de su época. Sufrió problemas de salud y grandes depresiones, hasta su suicidio en 1906.

<sup>9</sup> James Clerk Maxwell (1831-1879). Físico escocés. Maxwell fue uno de los grandes físicos teóricos 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.

<sup>10</sup> James Prescott Joule (1818-1889). Físico inglés. En su juventud, Joule fue asesorado por John Dalton. Es más famoso por su determinación del equivalente mecánico del calor, es decir, la conversión entre la energía mecánica y la energía térmica.

La teoría cinética de los gases considera las moléculas como esferas duras sin estructura interna.



# LA QUÍMICA en acción

## El buceo y las leyes de los gases

El buceo es un deporte emocionante, y gracias en parte a las leyes de los gases, también es una actividad segura para individuos entrenados que gozan de buena salud. (*Scuba* es el acrónimo en inglés del término *self-contained underwater breathing apparatus*, que significa equipo independiente de respiración submarina.) El desarrollo de los lineamientos para un regreso seguro a la superficie después de una inmersión y la determinación de la mezcla apropiada de gases para evitar un estado potencialmente fatal durante el buceo, son dos aplicaciones de las leyes de los gases a este popular pasatiempo.

Una inmersión normal puede variar de 40 a 65 pies, pero las inmersiones a 90 pies no son poco comunes. Debido a que la densidad del agua de mar es ligeramente más alta que la del agua dulce (aproximadamente 1.03 g/mL, en comparación con 1.00 g/mL) la presión ejercida por una columna de 33 pies de agua marina es equivalente a una presión de 1 atm. A medida que aumenta la profundidad, también lo hace la presión, así que a una profundidad de 66 pies la presión del agua será de 2 atm, y así sucesivamente.

¿Qué sucede si un buzo asciende a la superficie desde una profundidad de unos 20 pies con demasiada rapidez sin respirar? La disminución total de la presión para este cambio de la profundidad sería de 20 pies/33 pies  $\times$  1 atm o 0.6 atm. Para el momento en que el buzo llegara a la superficie, el volumen de aire atrapado en los pulmones se habría incrementado por un factor de  $(1 + 0.6)$  atm/1 atm, o 1.6 veces. Esta repentina expansión de aire podría romper fatalmente las membranas de los pulmones. Otra grave posibilidad de riesgo sería que se presentara una *embolia por aire*. Mientras el aire se va expandien-

do en los pulmones, es obligado a entrar en pequeños vasos sanguíneos llamados capilares. La presencia de burbujas de aire en estos vasos bloquea el flujo sanguíneo normal hacia el cerebro. Como resultado, el buzo podría perder la conciencia antes de llegar a la superficie. La única terapia para la embolia por aire es la recompresión. En este doloroso proceso se coloca a la víctima en una cámara llena de aire comprimido. Aquí, se presionan lentamente las burbujas en la sangre durante el curso de varias horas al día hasta que alcanzan un tamaño inocuo. Para evitar estas desagradables complicaciones, los buzos saben que deben ascender lentamente, realizando pausas en ciertos puntos para dar a sus cuerpos la oportunidad de ajustarse a la disminución de la presión.

El siguiente ejemplo es una aplicación directa de la ley de Dalton. El oxígeno gaseoso es esencial para la supervivencia, así que es difícil creer que un exceso de oxígeno podría ser dañino. No obstante, se ha comprobado la toxicidad del exceso de oxígeno. Por ejemplo, los bebés recién nacidos colocados en cámaras de oxígeno muchas veces presentan daños en el tejido retiniano, lo que puede causar ceguera parcial o total.

Nuestro cuerpo funciona mejor cuando el oxígeno gaseoso tiene una presión parcial de alrededor de 0.20 atm, como en el aire que respiramos. La presión parcial del oxígeno está dada por

$$P_{O_2} = X_{O_2} P_T = \frac{n_{O_2}}{n_{O_2} + n_{N_2}} P_T$$

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

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

$$\begin{aligned} \overline{EC} &\propto T \\ \frac{1}{2} m \overline{u^2} &\propto T \\ \frac{1}{2} m \overline{u^2} &= CT \end{aligned} \quad (5.15)$$

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

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

Por lo tanto, la composición del aire es 20% oxígeno gaseoso y 80% nitrógeno gaseoso por volumen. Cuando un buzo se sumerge, la presión del agua sobre él es mayor que la presión atmosférica. La presencia del aire en el interior de las cavidades del cuerpo (por ejemplo, pulmones y senos nasales) debe ser la misma que la presión del agua circundante; de otra manera se colapsarían. Una válvula especial ajusta de manera automática la presión del aire almacenado en un tanque de buceo para asegurar que en todo momento la presión del aire sea igual a la presión del agua. Por ejemplo, a una profundidad en que la presión total es de 2.0 atm, el contenido de oxígeno en el aire se debe reducir a 10% en volumen para mantener la misma presión parcial de 0.20 atm; es decir,

$$\begin{aligned} P_{O_2} = 0.20 \text{ atm} &= \frac{V_{O_2}}{V_{O_2} + V_{N_2}} \times 2.0 \text{ atm} \\ \frac{V_{O_2}}{V_{O_2} + V_{N_2}} &= \frac{0.20 \text{ atm}}{2.0 \text{ atm}} = 0.10 \text{ o } 10\% \end{aligned}$$

Aunque el nitrógeno gaseoso parece ser la elección obvia para mezclar con el oxígeno gaseoso, presenta un importante problema. Cuando la presión parcial del nitrógeno gaseoso excede 1 atm, una cantidad suficiente de gas se disuelve en la sangre para provocar un estado conocido como *narcosis por nitrógeno*. Los efectos en el buzo recuerdan los asociados por la intoxicación alcohólica. Los buzos que han sufrido de la narco-



Un buzo.

sis por nitrógeno se comportan de manera extraña, como bailar en el fondo del mar y perseguir tiburones. Por esta razón, muchas veces se utiliza helio para diluir el oxígeno gaseoso. El helio, por ser un gas inerte, es mucho menos soluble en la sangre que el nitrógeno y no produce efectos narcóticos.

frecuencia de las colisiones por unidad de área y de la "fuerza" con la que las moléculas golpean las paredes. La teoría también proporciona una interpretación molecular de la temperatura. Según la ecuación (5.15), 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 éste 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 volumen menor.

- **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 cierta cantidad de gas aumenta su densidad numérica, y por lo 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 la 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 lo tanto

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

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 lo 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.

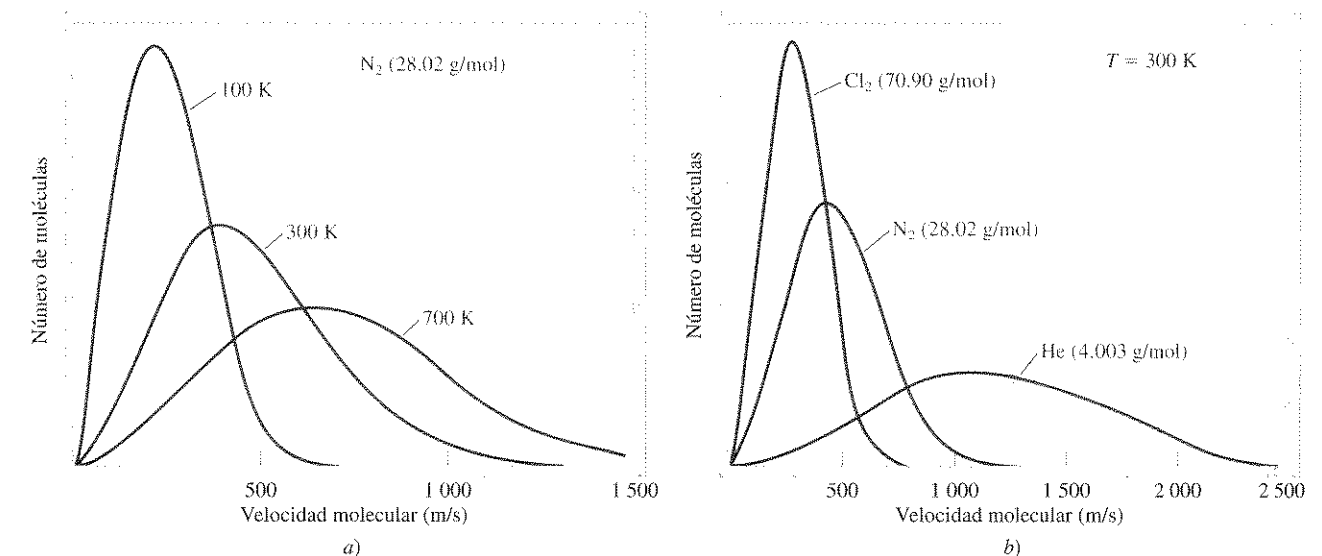
- **Ley de Dalton de las presiones parciales.** Si las moléculas no se atraen o repelen entre sí (suposición 3), entonces la presión ejercida por un tipo de molécula no se afectará por la presencia de otro gas. Como consecuencia, la presión total estará dada por la suma de las presiones individuales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

### 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 esperar, 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.

En la figura 5.17a) se muestran algunas *curvas de distribución de velocidad de Maxwell* comunes 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. Obsérvese que la velocidad más probable aumenta conforme la

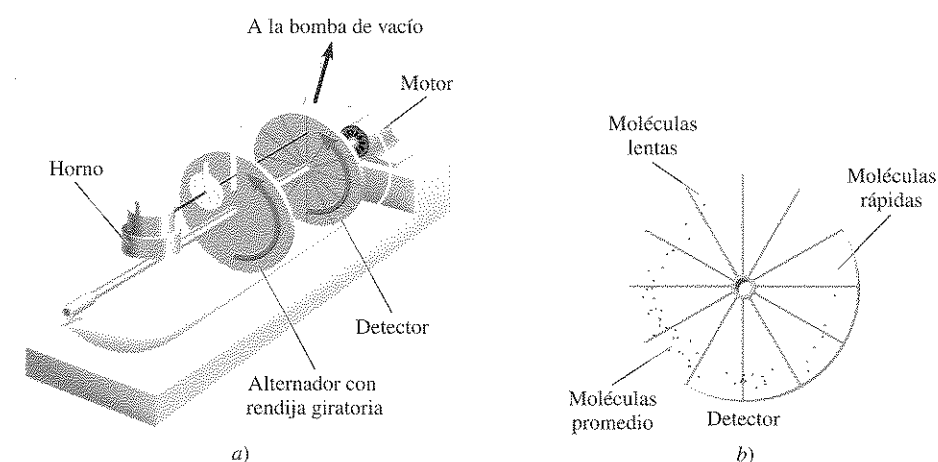
Otra forma de expresar la ley de Avogadro es que a la misma presión y temperatura, volúmenes iguales de gases, sin importar si son los mismos gases o diferentes, contienen igual número de moléculas.



**Figura 5.17** a) Distribución de las velocidades del nitrógeno gaseoso a tres diferentes temperaturas. A temperaturas más altas, más moléculas se mueven a mayores velocidades. b) Distribución de las velocidades para tres gases a 300 K. A una temperatura determinada, las moléculas más ligeras se mueven con mayor rapidez, en promedio.

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 mis-



**Figura 5.18** a) Aparato para estudiar la distribución de la velocidad molecular a cierta temperatura. La bomba de vacío provoca que las moléculas viajen de izquierda a derecha como se muestra. b) La distribución del depósito en el detector indica el intervalo de las velocidades moleculares, y la densidad del depósito es proporcional a la fracción de moléculas que se mueven a diferentes velocidades.

ma 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 mediante el cálculo de 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  $\frac{1}{2}mu^2$ , entonces se puede escribir

$$N_A(\frac{1}{2}mu^2) = \frac{3}{2}RT$$

donde  $N_A$  es el número de Avogadro. Como  $N_A m = M$ , la ecuación anterior se puede reorganizar para obtener

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

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

$$\sqrt{\overline{u^2}} = u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad (5.16)$$

La ecuación (5.16) muestra que la raíz de la velocidad cuadrática media de un gas aumenta con la raíz cuadrada de su temperatura (en kelvins). Como  $M$  aparece en el denominador, la consecuencia es que cuanto más pesado sea un gas, más lentamente se moverán sus moléculas. Si  $R$  se sustituye por el valor  $8.314 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$  (véase el 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 en el ejemplo 5.16.

### Ejemplo 5.16

Calcule la raíz de la velocidad cuadrática media de los átomos de helio y de las moléculas de nitrógeno en m/s a  $25^\circ\text{C}$ .

**Estrategia** Se necesita la ecuación (5.16) para calcular la raíz de la velocidad cuadrática media. ¿Qué unidades se deben utilizar para  $R$  y  $M$  de manera que  $u_{rms}$  se pueda expresar en m/s?

**Solución** Para calcular  $u_{rms}$ , las unidades de  $R$  deben ser  $8.314 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$ , y debido a que  $1 \text{ J} = 1 \text{ kg m}^2/\text{s}^2$ , la masa molar debe estar en kg/mol. La masa molar del He es  $4.003 \text{ g/mol}$ , o  $4.003 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}$ . De la ecuación (5.16)

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

(continúa)

Existen métodos comparables para calcular la velocidad "promedio" de las moléculas, cuya raíz de la velocidad cuadrática media es una.

Utilizando el factor de conversión,  $1 \text{ J} = 1 \text{ kg m}^2/\text{s}^2$  se obtiene

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

El procedimiento es el mismo para  $\text{N}_2$ , cuya masa molar es de  $28.02 \text{ g/mol}$ , o  $2.802 \times 10^{-2} \text{ kg/mol}$ , y se escribe como

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

**Verificación** Por su menor masa, un átomo de helio, en promedio, se mueve más rápido que una molécula de  $\text{N}_2$ . Una forma rápida de verificar las respuestas es observar que la proporción de los dos valores  $u_{rms}$  ( $1.36 \times 10^3/515 \approx 2.6$ ) debe ser igual a la raíz cuadrada de las proporciones de las masas molares de  $\text{N}_2$  con respecto a He, es decir,  $\sqrt{28/4} \approx 2.6$ .

**Ejercicio de práctica** Calcule la raíz de la velocidad cuadrática media del cloro molecular, en m/s a  $20^\circ\text{C}$ .

Problemas similares: 5.77, 5.78.

Los cálculos del ejemplo 5.16 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  $1.1 \times 10^4 \text{ m/s}$ . 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.

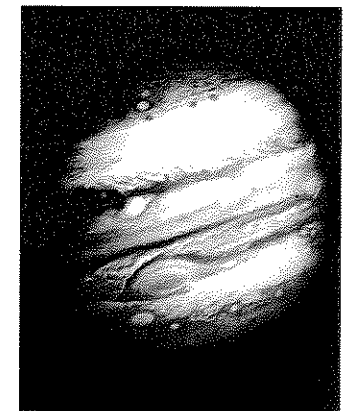
En la sección La química en acción de la página 205, se describe un fenómeno fascinante en el que están implicados gases a temperaturas extremadamente bajas.

### Difusión y efusión de los gases

Ahora se analizarán dos fenómenos basados en el movimiento gaseoso.

#### 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 de los gases. 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 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 el ejemplo 5.16), un gas más ligero se difundirá a través de cierto espacio más rápido que un gas más pesado. En la figura 5.20 se ilustra la difusión gaseosa.



Júpiter: el interior de este colosal planeta está compuesto principalmente por hidrógeno.

La difusión siempre procede de una región de una concentración mayor a una donde la concentración es menor.



**Figura 5.19** Recorrido de una sola molécula de gas. Cada cambio de dirección representa un choque contra otra molécula.

**Figura 5.20** Demostración de la difusión de los gases. El  $\text{NH}_3$  gaseoso (en una botella que contiene amoníaco acuoso) se combina con  $\text{HCl}$  gaseoso (en una botella que contiene ácido clorhídrico) para formar  $\text{NH}_4\text{Cl}$  sólido. Debido a que el  $\text{NH}_3$  es más ligero y por lo tanto se difunde con más rapidez, el  $\text{NH}_4\text{Cl}$  sólido aparece primero junto a la botella de  $\text{HCl}$  (a la derecha).



En 1832, el químico escocés Thomas Graham<sup>11</sup> encontró que *bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, las velocidades de difusión de los gases son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares*. Este precepto, conocido como la *ley de la difusión de Graham*, se expresa matemáticamente como

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} \quad (5.17)$$

donde  $r_1$  y  $r_2$  son las velocidades de difusión de los gases 1 y 2, y  $M_1$  y  $M_2$  son sus masas molares, respectivamente.

#### Efusión de los gases

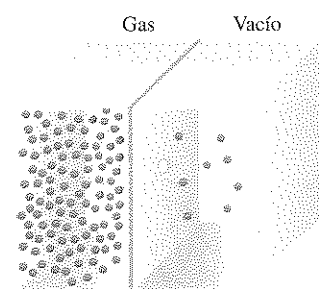
Si bien la difusión es un proceso mediante el cual un gas se mezcla gradualmente con otro, la *efusión* es el proceso mediante el cual un gas bajo presión se escapa de un compartimiento de un contenedor a otro atravesando por un pequeño orificio. En la figura 5.21 se muestra la efusión de un gas hacia el vacío. Aunque la efusión difiere en naturaleza de la difusión, la velocidad de efusión de un gas tiene la misma forma que la ley de difusión de Graham [véase la ecuación (5.17)]. Un globo de hule lleno de helio se desinfla más rápido que uno lleno de aire debido a que la velocidad de efusión a través de los poros del hule es más rápida para los átomos más ligeros del helio que para las moléculas de aire. Industrialmente, la efusión de un gas se utiliza para separar los isótopos de uranio en las formas de  $^{235}\text{UF}_6$  y  $^{238}\text{UF}_6$  gaseosos. Al someter a los gases a muchas etapas de efusión, los científicos pueden lograr el enriquecimiento del isótopo  $^{235}\text{U}$ , que se utilizó en la fabricación de bombas atómicas durante la Segunda Guerra Mundial.

En el ejemplo 5.17 se muestra una aplicación de la ley de Graham.

#### Ejemplo 5.17

Un gas inflamable compuesto sólo por carbono e hidrógeno se efunde a través de una barrera porosa en 1.50 min. En las mismas condiciones de temperatura y presión, un volumen igual de vapor de bromo tarda 4.73 minutos en efundirse a través de la misma barrera. Calcule la masa molar del gas desconocido y sugiera qué gas podría ser.

(continúa)



**Figura 5.21** Efusión de los gases. Las moléculas de los gases se mueven desde una región de alta presión (izquierda) a una de baja presión a través de un pequeño orificio.

<sup>11</sup> Thomas Graham (1805-1869). Químico escocés. Graham realizó un trabajo importante en ósmosis y caracterizó varios ácidos fosfóricos.

## LA QUÍMICA en acción

### Átomos superenfriados

¿Qué le sucede a un gas cuando se enfría hasta cerca del cero absoluto? Hace más de 70 años, Albert Einstein, al abundar sobre un trabajo realizado por el físico indio Satyendra Nath Bose, predijo que a temperaturas extremadamente bajas los átomos gaseosos de ciertos elementos se "fusionarían" o "condensarían" para formar una sola entidad y una nueva forma de materia. A diferencia de los gases, líquidos y sólidos ordinarios, esta sustancia superenfriada, que se denominó *condensado de Bose-Einstein (CBE)*, no contendría átomos individuales debido a que los átomos originales se encimarían unos sobre otros, sin dejar espacio entre ellos.

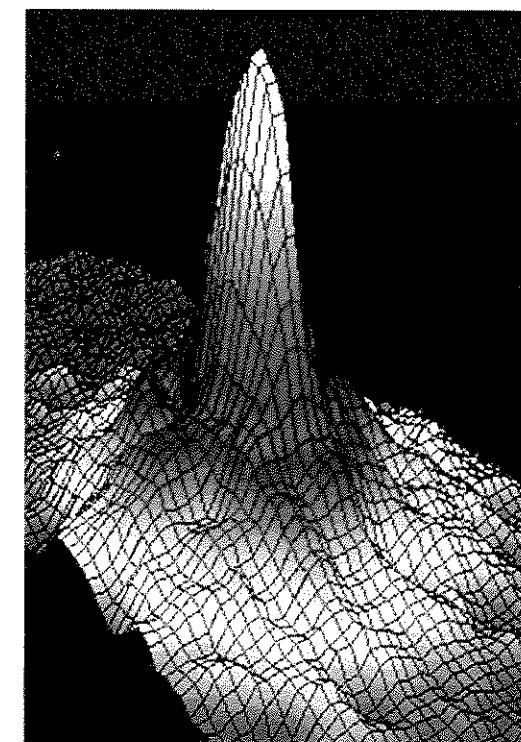
La hipótesis de Einstein inspiró un esfuerzo internacional para producir el CBE. Pero, como algunas veces sucede en la ciencia, la tecnología necesaria no estaba disponible sino hasta hace muy poco tiempo, y por lo tanto las investigaciones fueron infructuosas. Los láser, que utilizan un proceso basado en otra de las ideas de Einstein, no se diseñaron específicamente para la investigación del CBE, pero se volvieron un instrumento crítico para la realización de este trabajo.

Finalmente, en 1995, los físicos encontraron la evidencia que desde hacía mucho tiempo estaban buscando. Un grupo en la Universidad de Colorado fue el primero en anunciar sus éxitos. Había creado un CBE mediante el enfriamiento de una muestra de átomos de rubidio gaseoso (Rb) a cerca de  $1.7 \times 10^{-7}$  K con la ayuda de una técnica denominada "enfriamiento por láser", proceso en el cual una luz láser se dirige a un haz de átomos, a fin de golpearlos de frente y desacelerarlos de manera drástica. Los átomos de Rb se enfriaron aún más en una "melaza óptica" que producía el cruce de seis láser. Los átomos más lentos y fríos, se atraparon en un campo magnético, en tanto que los átomos con movimiento rápido, y "mayor temperatura", escapaban, con lo que se eliminaba más energía del gas. En estas circunstancias, la energía cinética de los átomos atrapados era virtualmente de cero, lo que explica la temperatura extremadamente baja del gas. En este punto los átomos de Rb formaban el condensado, tal como Einstein lo había pronosticado. A pesar de que este CBE era invisible al ojo humano (medía sólo  $5 \times 10^{-3}$  cm de largo), los científicos pudieron capturar su imagen en una pantalla de computadora al enfocar otro haz de láser sobre él. El láser provocó que el CBE se desintegrara después de unos 15 segundos, tiempo suficiente para registrar su existencia.

La figura muestra la distribución de velocidades de Maxwell\* de los átomos de Rb a esta temperatura. Los colores indican el número de átomos con la velocidad especificada por los dos ejes horizontales. Las porciones azules y blancas representan los átomos que se han fusionado para formar el CBE.

\* La distribución de la velocidad difiere de la distribución de la rapidez en que la velocidad tiene tanto magnitud como dirección. Por lo tanto, la velocidad tiene valores, tanto positivos como negativos, pero la rapidez puede tener sólo valores cero o positivos.

A pocas semanas del descubrimiento por el grupo de la Universidad de Colorado, un grupo de científicos de la Universidad Rice, mediante técnicas similares, pudo producir un CBE con átomos de litio y, en 1998, fue posible que los científicos del Massachusetts Institute of Technology produjeran un CBE con átomos de hidrógeno. Desde entonces se han logrado numerosos avances para entender las propiedades del CBE en general y los experimentos se han ampliado para abarcar los sistemas moleculares. Se espera que los estudios del CBE aclaren las propiedades atómicas que aún siguen sin ser completamente comprendidas (véase el capítulo 7) y los mecanismos de superconductividad (véase el ensayo de La química en acción referente a este tema en el capítulo 11). Un beneficio adicional podría ser el desarrollo de mejores equipos láser. Otras aplicaciones dependerán del estudio adicional que se haga del mismo CBE. No obstante, el descubrimiento de una nueva forma de materia ha sido uno de los logros científicos más importantes del siglo XX.



Distribución de velocidad de Maxwell de átomos de Rb a aproximadamente  $1.7 \times 10^{-7}$  K. La velocidad aumenta del centro (cero) hacia afuera a lo largo de los dos ejes. El color rojo representa el número más bajo de átomos de Rb y el blanco el más alto. La velocidad promedio en la región blanca es de aproximadamente 0.5 mm/s.



**Estrategia** La velocidad de efusión indica el número de moléculas que pasan a través de un orificio poroso en un momento dado. Cuanto mayor sea el tiempo que esto conlleva, más lenta será la velocidad de efusión. Por lo tanto, la ecuación (5.17) se puede escribir como  $r_1/r_2 = t_2/t_1 = \sqrt{M_2/M_1}$ , donde  $t_1$  y  $t_2$  son los tiempos para la efusión de los gases 1 y 2, respectivamente.

**Solución** A partir de la masa molar del  $\text{Br}_2$ , se tiene

$$\frac{1.50 \text{ min}}{4.73 \text{ min}} = \sqrt{\frac{M}{159.8 \text{ g/mol}}}$$

donde  $M$  es la masa molar del gas desconocido. Al resolver para  $M$  se tiene

$$M = \left( \frac{1.50 \text{ min}}{4.73 \text{ min}} \right)^2 \times 159.8 \text{ g/mol} = 16.1 \text{ g/mol}$$

Debido a que la masa molar del carbono es 12.01 g y la del hidrógeno es 1.008 g, el gas desconocido es el metano ( $\text{CH}_4$ ).

**Ejercicio de práctica** Le toma 192 segundos a un gas desconocido efundirse a través de una pared porosa y 84 segundos al mismo volumen de  $\text{N}_2$  gaseoso efundirse a la misma temperatura y presión. ¿Cuál es la masa molar del gas desconocido?

Problemas similares: 5.83, 5.84.

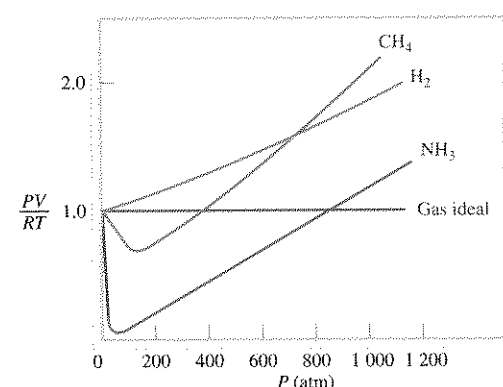
## 5.8 Desviación del comportamiento ideal

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 lo 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 5.22 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 ( $\leq 5 \text{ atm}$ ); a medida que aumenta la presión, las desviaciones que ocurren son significativas. Las fuerzas de atracción operan entre las moléculas a distancias relativa-

**Figura 5.22** Gráfico de  $PV/RT$  contra  $P$  de 1 mol de un gas a  $0^\circ\text{C}$ . Para 1 mol de un gas ideal,  $PV/RT$  es igual a 1, sin importar la presión del gas. Para los gases reales, se observan algunas desviaciones del comportamiento ideal a presiones elevadas. A presiones muy bajas todos los gases muestran un comportamiento ideal, es decir, sus valores  $PV/RT$  convergen en 1 cuando  $P$  tiende a cero.



mente 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 éstas del impulso que necesitan para romper su atracción mutua.

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 Waals<sup>12</sup> 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 5.23), 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,  $P_{\text{ideal}}$ , se relaciona con la presión experimental medida,  $P_{\text{real}}$ , por medio de la ecuación

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

$\uparrow$                        $\uparrow$   
 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, ( $n^2/V^2$ ), debido a que la presencia de cada una de las dos moléculas en una región determinada es proporcional a  $n/V$ . Por lo tanto,  $a$  es sólo una constante de proporcionalidad.

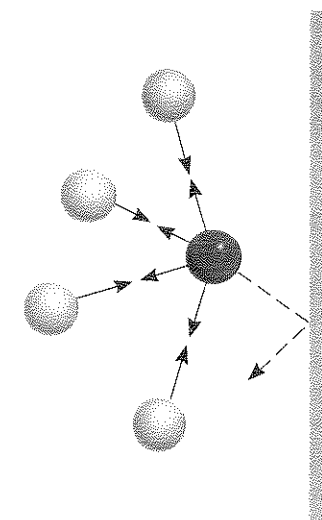
Otra corrección concierne al volumen ocupado por las moléculas del gas. En la ecuación del gas ideal,  $V$  representa el volumen del recipiente. Sin embargo, cada molécula ocupa un volumen intrínseco finito, aunque pequeño, de manera que el volumen efectivo del gas se convierte en  $(V - nb)$ , donde  $n$  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:

$$\underbrace{\left( P + \frac{an^2}{V^2} \right)}_{\text{presión corregida}} \underbrace{(V - nb)}_{\text{volumen corregido}} = nRT \quad (5.18)$$

La ecuación (5.18), que relaciona  $P$ ,  $V$ ,  $T$  y  $n$  para un gas no ideal, se conoce como la *ecuación de van der Waals*. Las constantes de van der Waals,  $a$  y  $b$ , se eligen para cada gas a fin de obtener la mayor congruencia posible entre la ecuación (5.18) y el comportamiento observado de un gas particular.

<sup>12</sup> Johannes Diderck van der Waals (1837-1923). Físico holandés. Van der Waals recibió el premio Nobel de Física en 1910 por su trabajo sobre las propiedades de gases y líquidos.



**Figura 5.23** Efecto de las fuerzas intermoleculares sobre la presión ejercida por un gas. La velocidad de una molécula que es movida hacia la pared del recipiente (esfera roja) se reduce por las fuerzas de atracción ejercidas por las moléculas vecinas (esferas grises). En consecuencia, el impacto de esta molécula contra la pared del recipiente no es tan grande como hubiera sido si no existieran fuerzas intermoleculares. En general, la presión medida del gas es más baja que la presión que el gas ejercería si se comportara idealmente.

TABLA 5.4

**Constantes de van der Waals de algunos gases comunes**

| Gas              | $a$<br>$\left(\frac{\text{atm} \cdot \text{L}^2}{\text{mol}^2}\right)$ | $b$<br>$\left(\frac{\text{L}}{\text{mol}}\right)$ |
|------------------|--|---|
| 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 <sub>2</sub>   | 0.244  | 0.0266  |
| N <sub>2</sub>   | 1.39   | 0.0391  |
| O <sub>2</sub>   | 1.36   | 0.0318  |
| Cl <sub>2</sub>  | 6.49   | 0.0562  |
| CO <sub>2</sub>  | 3.59   | 0.0427  |
| CH <sub>4</sub>  | 2.25   | 0.0428  |
| CCl <sub>4</sub> | 20.4   | 0.138   |
| NH <sub>3</sub>  | 4.17   | 0.0371  |
| H <sub>2</sub> O | 5.46   | 0.0305  |

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 ejemplo 5.18 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<sub>3</sub> ocupan 5.20 L a 47°C, calcule la presión del gas (en atm) mediante: a) la ecuación del gas ideal y b) la ecuación de van der Waals.

**Estrategia** Para calcular la presión del NH<sub>3</sub> mediante la ecuación del gas ideal, se procede como en el ejemplo 5.3. ¿Qué correcciones se realizan a la presión y al volumen en la ecuación van der Waals?

**Solución** a) Se tienen los siguientes datos:

$$\begin{aligned} V &= 5.20 \text{ L} \\ T &= (47 + 273) \text{ K} = 320 \text{ K} \\ n &= 3.50 \text{ mol} \\ R &= 0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol} \end{aligned}$$

Al sustituir estos valores en la ecuación del gas ideal, se tiene

$$\begin{aligned} P &= \frac{nRT}{V} \\ &= \frac{(3.50 \text{ mol})(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(320 \text{ K})}{5.20 \text{ L}} \\ &= 17.7 \text{ atm} \end{aligned}$$

b) Se necesita la ecuación (5.18). Es aconsejable calcular primero los factores de corrección para la ecuación (5.18) por separado. Según la tabla 5.4, se tiene

$$\begin{aligned} a &= 4.17 \text{ atm} \cdot \text{L}^2/\text{mol}^2 \\ b &= 0.0371 \text{ L/mol} \end{aligned}$$

de manera que los factores de corrección para la presión y volumen son

$$\begin{aligned} \frac{an^2}{V^2} &= \frac{(4.17 \text{ atm} \cdot \text{L}^2/\text{mol}^2)(3.50 \text{ mol})^2}{(5.20 \text{ L})^2} = 1.89 \text{ atm} \\ nb &= (3.50 \text{ mol})(0.0371 \text{ L/mol}) = 0.130 \text{ L} \end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned} (P + 1.89 \text{ atm})(5.20 \text{ L} - 0.130 \text{ L}) &= (3.50 \text{ mol})(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(320 \text{ K}) \\ P &= 16.2 \text{ atm} \end{aligned}$$

**Verificación** Según lo que se ha aprendido acerca del comportamiento no ideal, ¿es razonable que la presión calculada por medio de la ecuación de van der Waals sea más pequeña que la que se obtiene con la ecuación del gas ideal? ¿Por qué?

**Ejercicio de práctica** 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.

Problema similar: 5.89.

## Resumen de datos 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, pascals 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 mayor velocidad.
11. En la difusión, dos gases se mezclan gradualmente entre sí. En la efusión, las moléculas del gas atraviesan un pequeño orificio cuando están sometidas a presión. Ambos procesos están regidos por la misma ley matemática, la ley de la difusión y efusión de Graham.
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. 173                      | Escala de temperatura absoluta, p. 179 | Ley de Charles y de Gay-Lussac, p. 179           | Presión atmosférica, p. 172   |
| Cero absoluto, p. 179                  |  |  | Presión atmosférica estándar (1 atm), p. 173                            |
| Constante de los gases ( $R$ ), p. 181 | Escala de temperatura Kelvin, p. 179   | Ley de Dalton de las presiones parciales, p. 192 | Presiones parciales, p. 192   |
| Difusión, p. 203                       | Fracción molar, p. 193                 | Ley de la difusión de Graham, p. 204             | Raíz de la velocidad cuadrática media (rms)( $u_{\text{rms}}$ ), p. 202 |
| Ecuación de van der Waals, p. 207      | Gas ideal, p. 181                      | Manómetro, p. 174                                | Temperatura y presión estándar (TPE), p. 182                            |
| Ecuación del gas ideal, p. 181         | Joule (J), p. 197                      | Newton (N), p. 172                               | Teoría cinética molecular de los gases, p. 197                          |
| Efusión, p. 204                        | Ley de Avogadro, p. 180                |  |   |
| Energía cinética (EC), p. 197          | Ley de Boyle, p. 175                   | Pascal (Pa), p. 172                              |   |
|  | Ley de Charles, p. 179                 | Presión, p. 172                                  |   |

## 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,  $15^\circ$  (véase la 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  $25^\circ\text{C}$ , ¿cuál de las siguientes sustancias en estado gaseoso se puede llamar apropiadamente gas y cuál deberá considerarse vapor: nitrógeno molecular ( $\text{N}_2$ ), 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 pies (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 atm.
- 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?

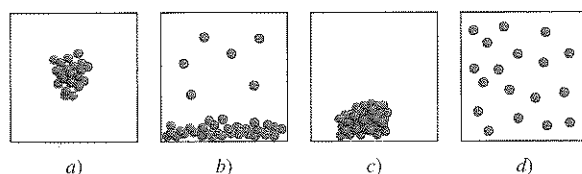
### Las leyes de los gases

#### Preguntas de repaso

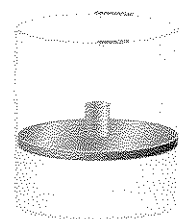
- 5.15 Enuncie las siguientes leyes de los gases en forma escrita y también con ecuaciones: leyes de Boyle, Charles y Avogadro. Indique, en cada caso, las condiciones en las que se aplica cada ley y exprese las unidades para cada término en la ecuación.
- 5.16 Explique por qué se expande un globo de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

### Problemas

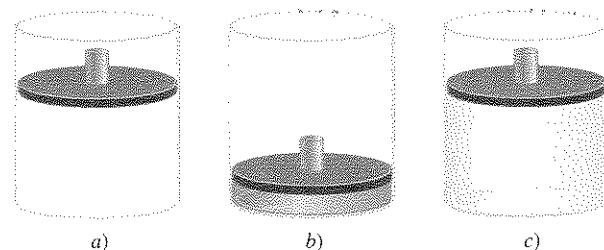
- 5.17 Una muestra gaseosa de una sustancia se enfría a presión constante. ¿Cuál de los siguientes diagramas representa mejor la situación si la temperatura final es a) superior al punto de ebullición de la sustancia y b) inferior al punto de ebullición pero por encima del punto de congelación de la sustancia?



- 5.18 Considere la siguiente muestra gaseosa en un cilindro al que se le ha adaptado un pistón móvil. En un principio hay  $n$  moles de gas a temperatura  $T$ , presión  $P$  y volumen  $V$ .



Elija el cilindro que represente correctamente el gas después de cada uno de los siguientes cambios. (1) La presión sobre el pistón se triplica a  $n$  y  $T$  constantes. (2) La temperatura se duplica a  $n$  y  $P$  constantes. (3) Se agregan  $n$  moles de otro gas a  $T$  y  $P$  constantes. (4)  $T$  se reduce a la mitad y la presión sobre el pistón se reduce a la cuarta parte de su valor original.



- 5.19 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?
- 5.20 Una muestra de amoníaco gaseoso ejerce una presión de 5.3 atm a  $46^\circ\text{C}$ . ¿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?
- 5.21 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.)
- 5.22 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.)
- 5.23 Un volumen de 36.4 L de metano gaseoso se calienta de  $25^\circ\text{C}$  a  $88^\circ\text{C}$  a presión constante. ¿Cuál es el volumen final del gas?
- 5.24 En condiciones de presión constante, una muestra de hidrógeno gaseoso con un volumen inicial de 9.6 L a  $88^\circ\text{C}$  se enfría hasta que su volumen final es de 3.4 L. ¿Cuál es su temperatura final?
- 5.25 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?

- 5.26 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  $\text{Cl}_2$  reacciona con tres volúmenes de  $\text{F}_2$  para obtener dos volúmenes del producto. ¿Cuál es la fórmula del producto?

### La ecuación del gas ideal

#### Preguntas de repaso

- 5.27 Enumere las características de un gas ideal. Escriba la ecuación del gas ideal y enúnciela en forma verbal. Exprese las unidades para cada término en la ecuación.
- 5.28 Utilice la ecuación (5.9) para derivar todas las leyes de los gases.
- 5.29 ¿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?
- 5.30 ¿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

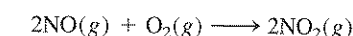
- 5.31 Una muestra de nitrógeno gaseoso contenido en un recipiente con un volumen de 2.3 L a una temperatura de  $32^\circ\text{C}$ , ejerce una presión de 4.7 atm. Calcule el número de moles presentes en el gas.
- 5.32 Dado que 6.9 moles del gas monóxido de carbono están presentes en un recipiente con un volumen de 30.4 L, ¿cuál es la presión del gas (en atm) si la temperatura es  $62^\circ\text{C}$ ?
- 5.33 ¿Qué volumen ocuparán 5.6 moles de hexafluoruro de azufre ( $\text{SF}_6$ ) gaseoso si la temperatura y presión del gas son  $128^\circ\text{C}$  y 9.4 atm?
- 5.34 Cierta cantidad de un gas está contenido en un recipiente de vidrio a  $25^\circ\text{C}$  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?
- 5.35 Un globo lleno de gas que tiene un volumen de 2.50 L a 1.2 atm y  $25^\circ\text{C}$  se eleva en la estratosfera (unos 30 km sobre la superficie de la Tierra), donde la temperatura y la presión son  $-23^\circ\text{C}$  y  $3.00 \times 10^{-3}$  atm, respectivamente. Calcule el volumen final del globo.
- 5.36 La temperatura de 2.5 L de un gas, inicialmente a TPE, se eleva a  $250^\circ\text{C}$  a volumen constante. Calcule la presión final del gas en atm.
- 5.37 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?
- 5.38 Un gas liberado durante la fermentación de glucosa (en la manufactura de vino) tiene un volumen de 0.78 L a  $20.1^\circ\text{C}$  y 1.00 atm. ¿Cuál es el volumen del gas a la temperatura de fermentación de  $36.5^\circ\text{C}$  y 1.00 atm de presión?

- 5.39 Un gas ideal originalmente a 0.85 atm y  $66^\circ\text{C}$  se expande hasta que su volumen final, presión y temperatura son 94 mL, 0.60 atm y  $45^\circ\text{C}$ , respectivamente. ¿Cuál era su volumen inicial?
- 5.40 Calcule el volumen (en litros) de 88.4 g de  $\text{CO}_2$  a TPE.
- 5.41 Un gas a 772 mmHg y  $35.0^\circ\text{C}$  ocupa un volumen de 6.85 L. Calcule su volumen a TPE.
- 5.42 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  $30^\circ\text{C}$ . Calcule la presión interior del recipiente después de que todo el hielo seco se ha convertido en  $\text{CO}_2$  gaseoso.
- 5.43 A TPE, 0.280 L de un gas pesa 0.400 g. Calcule la masa molar del gas.
- 5.44 A 741 torr y  $44^\circ\text{C}$ , 7.10 g de un gas ocupan un volumen de 5.40 L. ¿Cuál es la masa molar del gas?
- 5.45 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  $1.0 \times 10^{-3}$  atm, respectivamente. ¿Cuántas moléculas de ozono están presentes en 1.0 L de aire en estas condiciones?
- 5.46 Suponiendo que el aire contiene 78% de  $\text{N}_2$ , 21% de  $\text{O}_2$  y 1% de Ar, todos en volumen, ¿cuántas moléculas de cada tipo de gas están presentes en 1.0 L de aire a TPE?
- 5.47 Un recipiente de 2.10 L contiene 4.65 g de un gas a 1.00 atm y  $27.0^\circ\text{C}$ . a) Calcule la densidad del gas en gramos por litro. b) ¿Cuál es la masa molar del gas?
- 5.48 Calcule la densidad del bromuro de hidrógeno (HBr) gaseoso en gramos por litro a 733 mmHg y  $46^\circ\text{C}$ .
- 5.49 Cierta anestésico contiene 64.9% de C, 13.5% de H y 21.6% de O en masa. A  $120^\circ\text{C}$  y 750 mmHg, 1.00 L del compuesto gaseoso pesa 2.30 g. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
- 5.50 Un compuesto tiene la fórmula empírica  $\text{SF}_4$ . A  $20^\circ\text{C}$ , 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?

### Estequiometría de los gases

#### Problemas

- 5.51 Considere la formación de dióxido de nitrógeno a partir de óxido nítrico y oxígeno



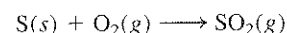
Si 9.0 L de NO reaccionan con un exceso de  $\text{O}_2$  a TPE, ¿cuál es el volumen en litros de  $\text{NO}_2$  producido?

- 5.52 El metano, principal componente del gas natural, se utiliza para calentar y cocinar. El proceso de combustión es



Si 15.0 moles de  $\text{CH}_4$  reaccionan, ¿cuál es el volumen producido de  $\text{CO}_2$  (en litros) a  $23.0^\circ\text{C}$  y 0.985 atm?

- 5.53 Cuando el carbón se quema, el azufre presente en él se convierte en dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ), responsable del fenómeno de lluvia ácida.



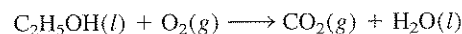
Si 2.54 kg de S reaccionan con oxígeno, calcule el volumen de  $\text{SO}_2$  gaseoso (en mL) formado a  $30.5^\circ\text{C}$  y 1.12 atm.

- 5.54 En la fermentación del alcohol, la levadura convierte la glucosa en etanol y dióxido de carbono:



Si reaccionan 5.97 g de glucosa y se recolectan 1.44 L de  $\text{CO}_2$  gaseoso, a 293 K y 0.984 atm, ¿cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

- 5.55 Un compuesto de P y F se analizó de la siguiente manera: se calentaron 0.2324 g del compuesto en un recipiente de 378  $\text{cm}^3$  transformándolo todo en gas, el cual tuvo una presión de 97.3 mmHg a  $77^\circ\text{C}$ . Enseguida, el gas se mezcló con una disolución de cloruro de calcio y todo el F se transformó en 0.2631 g de  $\text{CaF}_2$ . Determine la fórmula molecular del compuesto.
- 5.56 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  $17^\circ\text{C}$  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.
- 5.57 ¿Qué masa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  sólido se formó cuando se mezclaron 73.0 g de  $\text{NH}_3$  con una masa igual de  $\text{HCl}$ ? ¿Cuál es el volumen del gas remanente, medido a  $14.0^\circ\text{C}$  y 752 mmHg? ¿De qué gas se trata?
- 5.58 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  $20.0^\circ\text{C}$  y 792 mmHg). Calcule el porcentaje en masa del carbonato de calcio en la muestra. Plantee las suposiciones.
- 5.59 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.
- 5.60 El etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) se quema en el aire:



Haga el balanceo de la ecuación y determine el volumen de aire en litros a  $35.0^\circ\text{C}$  y 790 mmHg que se requieren para quemar 227 g de etanol. Suponga que el aire contiene 21.0% de  $\text{O}_2$  en volumen.

### Ley de Dalton de las presiones parciales

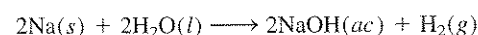
#### Preguntas de repaso

- 5.61 Enuncie la ley de Dalton de las presiones parciales y explique qué es la fracción molar. ¿La fracción molar tiene unidades?
- 5.62 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

- 5.63 Una mezcla de gases contiene 0.31 moles de  $\text{CH}_4$ , 0.25 moles de  $\text{C}_2\text{H}_6$  y 0.29 moles de  $\text{C}_3\text{H}_8$ . La presión total es 1.50 atm. Calcule las presiones parciales de los gases.
- 5.64 Un matraz de 2.5 L a  $15^\circ\text{C}$  contiene una mezcla de  $\text{N}_2$ , He y Ne a presiones parciales de 0.32 atm para  $\text{N}_2$ , 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  $\text{N}_2$  se elimina selectivamente.
- 5.65 El aire seco cerca del nivel del mar tiene la siguiente composición en volumen:  $\text{N}_2$ , 78.08%;  $\text{O}_2$ , 20.94%; Ar, 0.93%;  $\text{CO}_2$ , 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  $0^\circ\text{C}$ . (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.)
- 5.66 Una mezcla de helio y neón gaseosos se recolectó sobre agua a  $28.0^\circ\text{C}$  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  $28^\circ\text{C}$  = 28.3 mmHg.)
- 5.67 Un trozo de sodio metálico reacciona completamente con agua del modo siguiente:



El hidrógeno gaseoso generado se recoge sobre agua a  $25.0^\circ\text{C}$ . 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  $25.0^\circ\text{C}$  = 0.0313 atm.)

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



El hidrógeno gaseoso generado se recoge sobre agua a  $25.0^\circ\text{C}$  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  $25^\circ\text{C}$  = 23.8 mmHg.)

- 5.69 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.
- 5.70 Una muestra de amoníaco gaseoso ( $\text{NH}_3$ ) 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  $\text{N}_2$  e  $\text{H}_2$ .

### La teoría cinética molecular de los gases

#### Preguntas de repaso

- 5.71 ¿Cuáles son las suposiciones básicas de la teoría cinética molecular de los gases?
- 5.72 ¿Cómo explica la teoría cinética molecular las siguientes leyes: de Boyle, Charles, Avogadro y Dalton de las presiones parciales?
- 5.73 ¿Qué expresa la curva de distribución de velocidades de Maxwell? ¿Tal teoría funcionaría para una muestra de 200 moléculas? Explique.
- 5.74 ¿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.
- 5.75 El hexafluoruro de uranio ( $\text{UF}_6$ ) 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.
- 5.76 ¿Cuál es la diferencia entre difusión y efusión de un gas? Enuncie la ley de Graham y defina los términos en la ecuación (5.17).

#### Problemas

- 5.77 Compare los valores de las raíces de la velocidad cuadrática media del  $\text{O}_2$  y del  $\text{UF}_6$  a  $65^\circ\text{C}$ .
- 5.78 La temperatura en la estratosfera es de  $-23^\circ\text{C}$ . Calcule las raíces de la velocidad cuadrática media de las moléculas de  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$  y  $\text{O}_3$  en esta región.
- 5.79 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?
- 5.80 A cierta temperatura, las velocidades de seis moléculas gaseosas en un recipiente son de 2.0 m/s, 2.2 m/s, 2.6 m/s, 2.7 m/s, 3.3 m/s 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?
- 5.81 Con base en su conocimiento de la teoría cinética de los gases, derive la ley de Graham [ecuación (5.17)].
- 5.82 El isótopo  $^{235}\text{U}$  experimenta una fisión cuando se le bombardea con neutrones. No obstante, su abundancia natural es de sólo 0.72%. Para separarlo del isótopo más abundante  $^{238}\text{U}$ , primero se convierte el uranio en  $\text{UF}_6$ , el cual se vaporiza fácilmente a una temperatura por encima de la ambiente. La mezcla de  $^{235}\text{UF}_6$  y  $^{238}\text{UF}_6$  gaseosos se somete a muchas etapas de efusión. Calcule el factor de separación, es decir, el enriquecimiento de  $^{235}\text{U}$  en relación con  $^{238}\text{U}$  después de una etapa de efusión.

- 5.83 Un gas que se libera de la fermentación de la glucosa se efundirá a través de una barrera porosa en 15.0 min. Bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, le toma 12.0 min a un volumen igual de  $\text{N}_2$  efundirse a través de la misma barrera. Calcule la masa molar del gas y sugiera qué gas podría ser.

- 5.84 El níquel forma un compuesto gaseoso de fórmula  $\text{Ni}(\text{CO})_x$ . ¿Cuál es el valor de  $x$  dado el hecho de que en las mismas condiciones de temperatura y presión, el metano ( $\text{CH}_4$ ) se efunde 3.3 veces más rápido que el compuesto?

### Desviación del comportamiento ideal

#### Preguntas de repaso

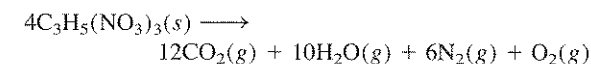
- 5.85 Mencione dos evidencias para mostrar que los gases no se comportan en forma ideal en todas las condiciones.
- 5.86 ¿En cuáles de las siguientes condiciones se esperaría que un gas se comportara en forma casi ideal? a) Temperatura elevada y presión baja, b) temperatura y presión elevadas, c) baja temperatura y presión elevada, d) temperatura y presión bajas.
- 5.87 Escriba la ecuación de van der Waals para un gas real. Explique los términos que corrigen la presión y el volumen.
- 5.88 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 la 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

- 5.89 Con la utilización de los datos de la tabla 5.4, calcule la presión ejercida por 2.50 moles de  $\text{CO}_2$  confinados en un volumen de 5.00 L a 450 K. Compare la presión con la que predice la ecuación del gas ideal.
- 5.90 A  $27^\circ\text{C}$ , 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

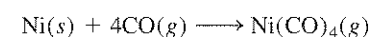
- 5.91 Discuta los siguientes fenómenos en términos de las leyes de los gases: a) el aumento en la presión de la llanta de un automóvil en un día caluroso, b) la "explosión" de una bolsa de papel inflada, c) la expansión de un globo climático al elevarse en el aire, d) el fuerte sonido que hace un foco al romperse.
- 5.92 En las mismas condiciones de temperatura y presión, ¿cuál de los siguientes gases se comportará más idealmente: Ne,  $\text{N}_2$  o  $\text{CH}_4$ ? Explique.
- 5.93 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  $25^\circ\text{C}$  a partir de  $206 \times 10^2$  g de nitroglicerina.

¿Cuáles son las presiones parciales de los gases en estas condiciones?

- 5.94 La fórmula empírica de un compuesto es  $\text{CH}$ . A  $200^\circ\text{C}$ ,  $0.145\text{ g}$  de este compuesto ocupan un volumen de  $97.2\text{ mL}$  a una presión de  $0.74\text{ atm}$ . ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
- 5.95 Cuando se calienta el nitrito de amonio ( $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ), 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  $\text{NH}_4\text{NO}_2$  necesaria para inflar una pelota de tenis a un volumen de  $86.2\text{ mL}$  a  $1.20\text{ atm}$  y  $22^\circ\text{C}$ .
- 5.96 El porcentaje en masa de bicarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ ) en una tableta de Alka-Seltzer es de  $32.5\%$ . Calcule el volumen (en  $\text{mL}$ ) de  $\text{CO}_2$  generado a  $37^\circ\text{C}$  y  $1.00\text{ atm}$  cuando una persona ingiere una tableta de  $3.29\text{ g}$ . (Sugerencia: La reacción ocurre entre el  $\text{HCO}_3^-$  y el  $\text{HCl}$  del estómago.)
- 5.97 El punto de ebullición del nitrógeno líquido es  $-196^\circ\text{C}$ . Con sólo esta información, ¿cree que el nitrógeno es un gas ideal?
- 5.98 En el proceso metalúrgico de refinamiento de níquel, el metal primero se combina con monóxido de carbono para formar tetracarbonilo níquel, el cual es un gas a  $43^\circ\text{C}$ :

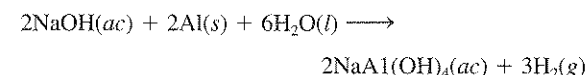


Esta reacción separa el níquel de otras impurezas sólidas. a) A partir de  $86.4\text{ g}$  de  $\text{Ni}$ , calcule la presión de  $\text{Ni}(\text{CO})_4$  en un recipiente con un volumen de  $4.00\text{ L}$ . (Suponga que la reacción anterior es completa.) b) A temperaturas por arriba de  $43^\circ\text{C}$ , la presión del gas aumenta mucho más rápido que lo que predice la ecuación del gas ideal. Explique.

- 5.99 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.
- 5.100 Una persona adulta sana exhala alrededor de  $5.0 \times 10^2\text{ mL}$  de una mezcla gaseosa en cada respiración. Calcule el número de moléculas presentes en este volumen a  $37^\circ\text{C}$  y  $1.1\text{ atm}$ . Enumere los componentes principales de esta mezcla gaseosa.
- 5.101 Al bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ) 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  $\text{CO}_2$  producido al calentar  $5.0\text{ g}$  de  $\text{NaHCO}_3$  a  $180^\circ\text{C}$  y  $1.3\text{ atm}$ . b) El bicarbonato de amonio ( $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ ) también se ha utilizado para el mismo fin. Sugiera una ventaja y desventaja al usar  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  en lugar de  $\text{NaHCO}_3$  para hornear.
- 5.102 Un barómetro que tiene un área de sección transversal de  $1.00\text{ cm}^2$ , a nivel del mar mide una presión de  $76.0\text{ cm}$  de mercurio. La presión ejercida por esta columna de mercurio es igual a la que ejerce todo el aire en  $1\text{ cm}^2$  de la superficie de la Tierra. Si la densidad del mercurio es de  $13.6\text{ g/mL}$  y el radio promedio de la Tierra

es de  $6371\text{ km}$ , calcule la masa total de la atmósfera de la Tierra en kilogramos. (Sugerencia: El área superficial de una esfera es  $4\pi r^2$ , donde  $r$  es el radio de la esfera.)

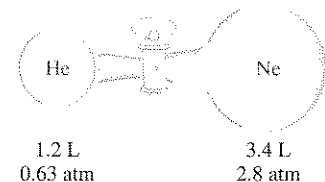
- 5.103 Algunos productos comerciales que se usan para destapar cañerías contienen una mezcla de hidróxido de sodio y polvo de aluminio. Cuando la mezcla se vierte en un drenaje tapado, ocurre la siguiente reacción



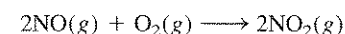
El calor generado en esta reacción ayuda a derretir los sólidos, como la grasa, que obstruyen la cañería, y el hidrógeno gaseoso liberado remueve los sólidos que tapan el drenaje. Calcule el volumen de  $\text{H}_2$  formado a TPE si  $3.12\text{ g}$  de  $\text{Al}$  se tratan con un exceso de  $\text{NaOH}$ .

- 5.104 El volumen de una muestra de  $\text{HCl}$  gaseoso puro fue de  $189\text{ mL}$  a  $25^\circ\text{C}$  y  $108\text{ mmHg}$ . Se disolvió completamente en unos  $60\text{ mL}$  de agua y se valoró con una disolución de  $\text{NaOH}$ . Se requirieron  $15.7\text{ mL}$  de esta disolución para neutralizar el  $\text{HCl}$ . Calcule la molaridad de la disolución de  $\text{NaOH}$ .
- 5.105 El propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) 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  $7.45\text{ g}$  de propano.

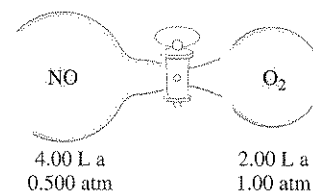
- 5.106 Considere el siguiente aparato. Calcule las presiones parciales de helio y de neón después de abrir la válvula. La temperatura permanece constante a  $16^\circ\text{C}$ .



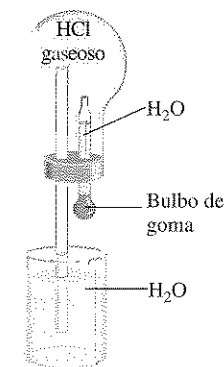
- 5.107 El óxido nítrico ( $\text{NO}$ ) reacciona con el oxígeno molecular como sigue:



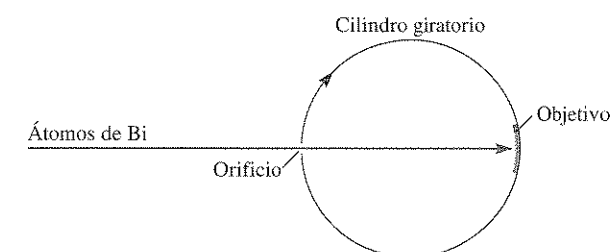
En un principio, el  $\text{NO}$  y el  $\text{O}_2$  están separados como se muestra a continuación. Cuando se abre la válvula, la reacción ocurre rápida y completamente. Determine qué gases permanecen al final y calcule sus presiones parciales. Suponga que la temperatura permanece constante a  $25^\circ\text{C}$ .



- 5.108 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.)



- 5.109 Describa cómo mediría, por medios físicos o químicos, las presiones parciales de una mezcla de gases de la siguiente composición: a)  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2$ , b)  $\text{He}$  y  $\text{N}_2$ .
- 5.110 Cierta hidrato tiene la fórmula  $\text{MgSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ . Se calienta en un horno una cantidad de  $54.2\text{ g}$  del compuesto con el fin de secarlo. Calcule  $x$  si el vapor generado ejerce una presión de  $24.8\text{ atm}$  en un recipiente de  $2.00\text{ L}$  a  $120^\circ\text{C}$ .
- 5.111 Una mezcla de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  y  $\text{MgCO}_3$  con una masa de  $7.63\text{ g}$  se trata con un exceso de ácido clorhídrico. El  $\text{CO}_2$  gaseoso que se genera ocupa un volumen de  $1.67\text{ L}$  a  $1.24\text{ atm}$  y  $26^\circ\text{C}$ . A partir de estos datos, calcule la composición porcentual en masa de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  en la mezcla.
- 5.112 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  $850^\circ\text{C}$ , algunos átomos de bismuto ( $\text{Bi}$ ) chocaron en el blanco en un punto situado a  $2.80\text{ cm}$  de la mancha opuesta a la abertura. Si el diámetro del cilindro es de  $15.0\text{ cm}$  y gira a  $130$  revoluciones por segundo. a) Calcule la velocidad ( $\text{m/s}$ ) 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  $2.80\text{ cm}$ . c) Determine la velocidad de los átomos de  $\text{Bi}$ . Compare los resultados del inciso c) con los obtenidos para la  $u_{\text{rms}}$  del  $\text{Bi}$  a  $850^\circ\text{C}$ . Explique la diferencia.



- 5.113 Si  $10.00\text{ g}$  de agua se introducen en un matraz vacío con un volumen de  $2.500\text{ L}$  a  $65^\circ\text{C}$ , calcule la masa de agua evaporada. (Sugerencia: Suponga que el volumen del agua líquida remanente es despreciable; la presión del vapor de agua a  $65^\circ\text{C}$  es de  $187.5\text{ mmHg}$ .)
- 5.114 El oxígeno comprimido se vende en el comercio en cilindros metálicos. Si un cilindro de  $120\text{ L}$  se llena con oxígeno a una presión de  $132\text{ atm}$  a  $22^\circ\text{C}$ , ¿cuál es la masa de  $\text{O}_2$  presente? ¿Cuántos litros de este gas a  $1.00\text{ atm}$  y  $22^\circ\text{C}$  produciría el cilindro? (Suponga un comportamiento ideal del gas.)
- 5.115 Cuando se cuecen huevos duros, a veces se rompe el cascarón debido a su rápida expansión térmica a temperaturas elevadas. Sugiera otra causa.
- 5.116 Se sabe que el etileno gaseoso ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ) 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.
- 5.117 Anualmente se utilizan alrededor de  $8.0 \times 10^6$  toneladas de urea [ $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ ] como fertilizante. La urea se prepara a partir de dióxido de carbono y amoníaco (los productos son urea y vapor de agua), a  $200^\circ\text{C}$  en condiciones de presión elevada. Calcule el volumen necesario de amoníaco (en litros) medido a  $150\text{ atm}$  para preparar  $1.0$  toneladas de urea.
- 5.118 Algunos bolígrafos tienen un pequeño orificio en el cuerpo de la pluma. ¿Para qué sirve?
- 5.119 Las leyes de los gases son de vital importancia para los buzos. La presión ejercida por  $33$  pies de agua del mar equivale a  $1\text{ atm}$  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  $0.20\text{ atm}$  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 porcentaje por volumen) cuando la presión total ejercida sobre el buzo es de  $4.0\text{ atm}$ ? (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 198.)

- 5.120 El óxido nítrico ( $\text{N}_2\text{O}$ ) se puede obtener por la descomposición térmica del nitrato de amonio ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ). a) Escriba una ecuación balanceada de la reacción. b) En 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.
- 5.121 Se etiquetan dos recipientes A y B. El recipiente A contiene gas  $\text{NH}_3$  a 70°C y el B contiene gas Ne a la misma temperatura. Si la energía cinética promedio del  $\text{NH}_3$  es  $7.1 \times 10^{-21}$  J/molécula, calcule la velocidad cuadrática media de los átomos de Ne en  $\text{m}^2/\text{s}^2$ .
- 5.122 ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene el mayor valor de  $a$ :  $\text{CH}_4$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$  o Ne?
- 5.123 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 goma 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  $\text{CH}_2$ , determine la masa molar del compuesto.



- 5.124 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.
- 5.125 Los óxidos ácidos, como el dióxido de carbono, reaccionan con óxidos básicos como el óxido de calcio ( $\text{CaO}$ ) y el óxido de bario ( $\text{BaO}$ ) para formar sales (carbonatos metálicos). a) Escriba las ecuaciones que representen estas dos reacciones. b) Una estudiante coloca una mezcla de  $\text{BaO}$  y  $\text{CaO}$  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  $\text{CO}_2$  se redujo a 252 mmHg. Calcule la composición porcentual en masa de la mezcla. Considere que los volúmenes de los sólidos son despreciables.
- 5.126 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 neumá-

tico 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.

- 5.127 El motor de un automóvil de carreras produce monóxido de carbono ( $\text{CO}$ ), un gas tóxico, a una velocidad de unos 188 g de  $\text{CO}$  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  $\text{CO}$  en moles por minuto. b) ¿Cuánto tiempo tomaría acumular una concentración letal de  $\text{CO}$  de 1 000 ppmv (partes por millón en volumen)?
- 5.128 El espacio interestelar contiene principalmente átomos de hidrógeno a una concentración aproximada de 1 átomo/ $\text{cm}^3$ . 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.
- 5.129 En la cima del Monte Everest, la presión atmosférica es de 210 mmHg y la densidad del aire es 0.426  $\text{kg}/\text{m}^3$ . 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.
- 5.130 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 (vea la 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  $3.9 \times 10^3$  Pa a 30°C. Calcule la humedad relativa.
- 5.131 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.
- 5.132 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  $\frac{4}{3}\pi r^3$ .)
- 5.133 Un estudiante rompe un termómetro y se derrama la mayor parte del mercurio ( $\text{Hg}$ ) 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. La presión del vapor de mercurio a 20°C es  $1.7 \times 10^{-6}$  atm. b) ¿La concentración de vapor de mercurio sobrepasa la norma de la calidad del aire de 0.050 mg  $\text{Hg}/\text{m}^3$ ? c) Una manera de limpiar pequeñas cantidades de mercurio derramado consiste en rociar polvo de azu-

fre sobre el metal. Sugiera una razón física y química para esta acción.

- 5.134 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.
- 5.135 El dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ) no se puede obtener en forma pura en la fase gaseosa porque existe como una mezcla de  $\text{NO}_2$  y  $\text{N}_2\text{O}_4$ . 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?
- 5.136 La sección La química en acción de la página 205 describe el enfriamiento de vapor de rubidio a  $1.7 \times 10^{-7}$  K. Calcule la raíz de la velocidad cuadrática media y la energía cinética promedio de un átomo de Rb a esta temperatura.
- 5.137 El hidruro de litio reacciona con agua como sigue:



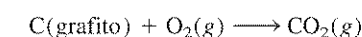
Durante la Segunda Guerra Mundial, los pilotos de Estados Unidos llevaban tabletas de LiH. En caso de un inesperado accidente en el mar, las tabletas de LiH reaccionarían con el agua del mar y se llenarían sus chalecos y botes salvavidas con hidrógeno gaseoso. ¿Cuántos gramos de LiH se necesitarían para llenar un salvavidas de 4.1 L a 0.97 atm y 12°C?

- 5.138 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.
- 5.139 La atmósfera de Venus está compuesta de 96.5% de  $\text{CO}_2$ , 3.5% de  $\text{N}_2$  y 0.015% de  $\text{SO}_2$  en volumen. Su presión atmosférica estándar es  $9.0 \times 10^6$  Pa. Calcule las presiones parciales de los gases en pascuales.
- 5.140 Una estudiante intenta determinar el volumen de un bulbo como el que se muestra en la página 188, y éstos son sus resultados: masa del bulbo llenado con aire seco a 23°C y 744 mmHg = 91.6843 g; masa del bulbo al vacío = 91.4715 g. Suponga que la composición del aire es 78% de  $\text{N}_2$ , 21% de  $\text{O}_2$  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 3.140.)
- 5.141 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 nú-

mero 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  $1.47 \times 10^3$  m/s.

- 5.142 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 5.102 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 (inhala o exhala) 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) Enuncie tres suposiciones importantes en estos cálculos.

- 5.143 ¿A qué temperatura los átomos de He tendrán el mismo valor de  $u_{\text{rms}}$  que las moléculas de  $\text{N}_2$  a 25°C?
- 5.144 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  $\text{g}/\text{cm}^3$ . 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.)
- 5.145 ¿Cuál de los gases nobles no tiene un comportamiento ideal en ninguna circunstancia? ¿Por qué?
- 5.146 Una relación conocida como la fórmula barométrica es útil para estimar el cambio en la presión atmosférica con respecto a la altitud. La fórmula está dada por  $P = P_0 e^{-gMh/RT}$ , donde  $P$  y  $P_0$  son las presiones a la altura  $h$  y a nivel del mar, respectivamente,  $g$  es la aceleración debida a la gravedad ( $9.8 \text{ m/s}^2$ ),  $M$  es el promedio de la masa molar del aire (29.0 g/mol) y  $R$  es la constante de los gases. Calcule la presión atmosférica en atm a una altura de 5.0 km, suponiendo que la temperatura sea constante a 5°C y  $P_0 = 1.0$  atm.
- 5.147 Una muestra de 5.72 g de grafito se calentó con 68.4 g de  $\text{O}_2$  en un matraz de 8.00 L. La reacción que se produjo fue



Después de que la reacción se completó, la temperatura en el matraz fue de 182°C. ¿Cuál era la presión total al interior del matraz?



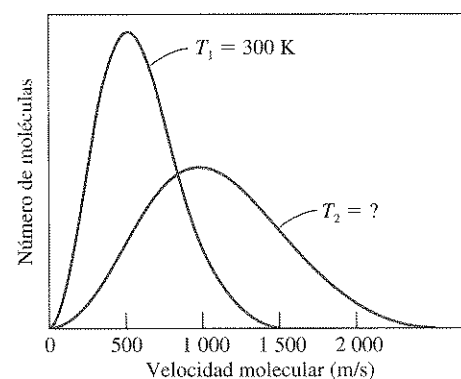
- 5.148 Una muestra de 6.11 g de una aleación de Cu-Zn reacciona con ácido HCl para producir hidrógeno gaseoso. Si el hidrógeno gaseoso tiene un volumen de 1.26 L a 22°C y 728 mmHg, ¿cuál es el porcentaje de Zn en la aleación? (*Sugerencia:* El Cu no reacciona con HCl.)
- 5.149 Un supervisor de almacén midió los contenidos de un recipiente de acetona de 25 galones parcialmente lleno un día en que la temperatura era de 18.0°C y la presión atmosférica era de 750 mmHg, y encontró que quedaban 15.4 galones del disolvente. Después de sellar fir-

memente el recipiente, un asistente lo tiró mientras lo estaba transportando hacia el laboratorio orgánico. El recipiente se abolló y su volumen interno descendió a 20.4 galones. ¿Cuál será la presión total al interior del recipiente después del accidente? La presión del vapor de la acetona a 18.0°C es 400 mmHg. (*Sugerencia:* En el momento en que el recipiente se selló, su presión interna, que es igual a la suma de las presiones del aire y la acetona, era la misma que la presión atmosférica.)

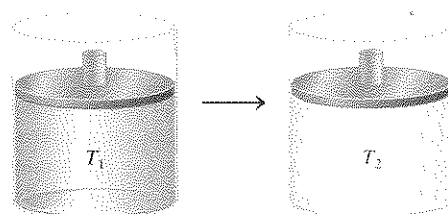
## Problemas especiales

- 5.150 En 2.00 min, 29.7 mL de He se efundieron a través de un pequeño orificio. En las mismas condiciones de presión y temperatura, 10.0 mL de una mezcla de CO y CO<sub>2</sub> se efunden a través del orificio en la misma cantidad de tiempo. Calcule la composición porcentual en volumen de la mezcla.
- 5.151 Con respecto de la figura 5.22, explique lo siguiente: a) ¿Por qué a bajas presiones las curvas caen debajo de la línea horizontal designada como gas ideal y después por qué a altas presiones se elevan por encima de la línea horizontal? b) ¿Por qué todas las curvas convergen en 1 a presiones muy bajas? c) Cada curva cruza la línea horizontal denominada gas ideal. ¿Esto significa que en ese punto el gas se comporta de manera ideal?
- 5.152 Una mezcla de metano (CH<sub>4</sub>) y etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>) se almacena en un contenedor a 294 mmHg. Los gases se queman en el aire para formar CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O. Si la presión del CO<sub>2</sub> es 356 mmHg medida a la misma temperatura y volumen que la mezcla original, calcule las fracciones molares de los gases.
- 5.153 Utilice la teoría cinética de los gases para explicar por qué el aire caliente se eleva.
- 5.154 Una forma de entender el aspecto físico de *b* en la ecuación de van der Waals es calcular el "volumen excluido". Suponga que la distancia de mayor acercamiento entre dos átomos similares es la suma de sus radios (*2r*). a) Calcule el volumen alrededor de cada átomo al interior del cual el centro del otro átomo no puede penetrar. b) De su resultado en a), calcule el volumen excluido para 1 mol de átomos, el cual es la constante *b*. ¿Cómo se compara este volumen con la suma de volúmenes de 1 mol de los átomos?
- 5.155 Una muestra de 5.00 moles de NH<sub>3</sub> gaseoso se mantienen en un contenedor de 1.92 L a 300 K. Si se supone que la ecuación de van der Waals da la respuesta correcta para la presión del gas, calcule el error porcentual que se comete al utilizar la ecuación del gas ideal para calcular la presión.
- 5.156 La raíz de la velocidad cuadrática media de cierto óxido gaseoso es 493 m/s a 20°C. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?

- 5.157 Con respecto de la figura 5.17, se puede ver que el máximo de cada diagrama de distribución de velocidad se denomina la velocidad más probable (*u<sub>mp</sub>*) debido a que es la velocidad que posee el mayor número de moléculas. Está dado por  $u_{mp} = \sqrt{2RT/M}$ . a) Compare *u<sub>mp</sub>* con *u<sub>rms</sub>* para el nitrógeno a 25°C. b) El siguiente diagrama muestra las curvas de distribución de velocidad de Maxwell para un gas ideal a dos diferentes temperaturas *T*<sub>1</sub> y *T*<sub>2</sub>. Calcule el valor de *T*<sub>2</sub>.



- 5.158 Una reacción gaseosa tiene lugar a un volumen y presión constantes en el cilindro mostrado. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones describe mejor la reacción? La temperatura inicial (*T*<sub>1</sub>) es el doble de la temperatura final (*T*<sub>2</sub>).
- a)  $A + B \longrightarrow C$   
 b)  $AB \longrightarrow C + D$   
 c)  $A + B \longrightarrow C + D$   
 d)  $A + B \longrightarrow 2C + D$



## Respuestas a los ejercicios de práctica

5.1 0.986 atm. 5.2 39.3 kPa. 5.3 9.29 L. 5.4 30.6 L.  
 5.5  $4.46 \times 10^3$  mmHg. 5.6 0.68 atm. 5.7 2.6 atm.  
 5.8 13.1 g/L. 5.9 44.1 g/mol. 5.10 B<sub>2</sub>H<sub>6</sub>. 5.11 96.9 L.  
 5.12 4.75 L. 5.13 0.338 M. 5.14 CH<sub>4</sub>: 1.29 atm; C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>:

0.0657 atm; C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>: 0.0181 atm. 5.15 0.0653 g. 5.16 321 m/s. 5.17 146 g/mol. 5.18 30.0 atm; 45.5 atm utilizando la ecuación de un gas ideal.



# MISTERIO de la química

## Sin oxígeno\*

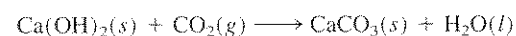
En septiembre de 1991, cuatro hombres y cuatro mujeres entraron a la burbuja de vidrio más grande del mundo, conocida como Biosfera II, para probar la idea de que los humanos podrían diseñar y construir un ecosistema totalmente integrado, un modelo para hacer una futura colonia en otro planeta. La Biosfera II (la Tierra se considera la Biosfera I) era un mundo completo en miniatura de 3 acres: con una selva, una sabana, un pantano, un desierto y una granja para trabajar, que se proyectó para ser autosuficiente. Este experimento único se prolongó durante dos o tres años, pero poco después surgieron indicios de que el proyecto peligraba.

Al poco tiempo de que la burbuja se selló, los sensores dentro del inmueble mostraron que la concentración de oxígeno en la atmósfera de la Biosfera II había caído de su nivel inicial de 21% (en volumen), mientras que la cantidad de dióxido de carbono había aumentado desde un nivel de 0.035% (en volumen), o 350 ppm (partes por millón). En forma alarmante, el nivel de oxígeno continuó cayendo a una velocidad de casi 0.5% por mes y el nivel de dióxido de carbono se mantuvo en aumento, forzando al equipo a encender los limpiadores químicos eléctricos, similares a los de los submarinos, para eliminar parte del exceso de CO<sub>2</sub>. En forma gradual, el nivel de CO<sub>2</sub> se estabilizó alrededor de 4000 ppm, que es elevado, pero no peligroso. Sin embargo, la pérdida de oxígeno no cesó. Por enero de 1993, luego de 16 meses de experimento, la concentración de oxígeno había caído a 14%, equivalente a la concentración de O<sub>2</sub> en el aire a una altitud de 4 360 metros (14 300 pies). El equipo empezó a tener problemas para realizar tareas normales. Por su seguridad, fue necesario bombear oxígeno puro en la Biosfera II.

Con todas las plantas presentes en la Biosfera II, la producción de oxígeno debería haber sido mayor como consecuencia de la fotosíntesis. ¿Por qué descendió la concentración de oxígeno a un nivel tan bajo? Una pequeña parte de la pérdida se atribuyó al singular clima nublado que retardó el crecimiento de las plantas. La posibilidad de que el hierro del suelo había reaccionado con el oxígeno para formar óxido de hierro(III), o herrumbre, se descartó por falta de evidencia, al igual que por otras explicaciones. La hipótesis más factible fue que los microbios (microorganismos) utilizaron el oxígeno para metabolizar el exceso de materia orgánica que se había añadido al suelo para favorecer el crecimiento de las plantas. Finalmente, ésta terminó siendo la causa.

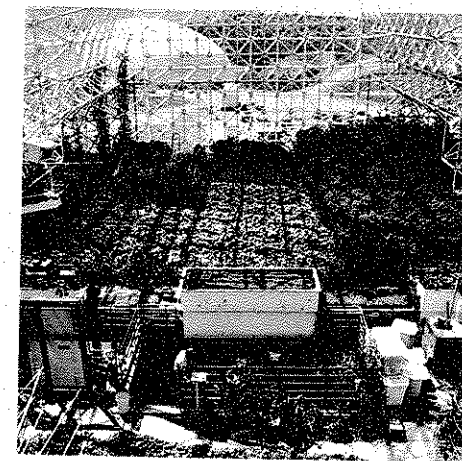
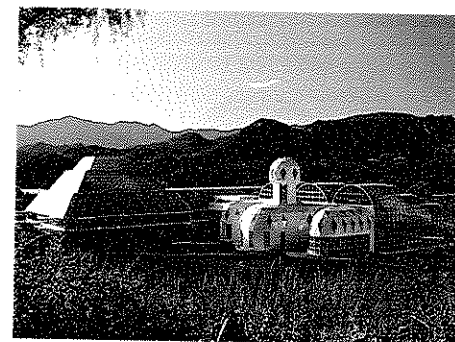
La identificación de la causa del agotamiento de oxígeno llevó a otra pregunta. El metabolismo produce dióxido de carbono. Según la cantidad de oxígeno consumido por los microbios, el nivel de CO<sub>2</sub> debería ser de 40 000 ppm, 10 veces más de lo que se midió. ¿Qué sucedió con el exceso de gas? Después de descartar que hubiera habido una fuga al mundo exterior y reacciones entre el CO<sub>2</sub> y compuestos del suelo y del agua, los científicos descubrieron que ¡el concreto del interior de la Biosfera II había consumido grandes cantidades de CO<sub>2</sub>!

El concreto es una mezcla de arena y grava que se juntan con un agente que es una mezcla de hidratos de silicato de calcio e hidróxido de calcio. El hidróxido de calcio es el ingrediente clave en el misterio del CO<sub>2</sub>. El dióxido de carbono se filtra en la estructura porosa del concreto, entonces reacciona con el hidróxido de calcio para formar carbonato de calcio y agua:



En condiciones normales, esta reacción se produce lentamente, pero las concentraciones de CO<sub>2</sub> en la Biosfera II eran demasiado elevadas, así que la reacción se produjo mucho más rápido. De hecho, en

\* Adaptación autorizada de "Biosphere II: Out of Oxygen", por Joe Alper, CHEM MATTERS, febrero, 1995, p. 8. Derechos registrados 1995 American Chemical Society.



Vegetación en la Biosfera II.

sólo dos años, el CaCO<sub>3</sub> se había acumulado a una profundidad de más de 2 cm en el concreto de la Biosfera II. Unos 10 000 m<sup>2</sup> de concreto expuesto habían ocultado una cantidad de 500 000 a 1 500 000 moles de CO<sub>2</sub>.

El agua producida en la reacción entre el Ca(OH)<sub>2</sub> y el CO<sub>2</sub> ocasionó otro problema: el CO<sub>2</sub> también reacciona con agua para formar ácido carbónico (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>), y los iones de hidrógeno producidos por el ácido promueven la corrosión de las barras de hierro reforzado del concreto, debilitando su estructura. Esta situación se controló adecuadamente al pintar toda la superficie de concreto con una capa impermeable.

Al mismo tiempo, el agotamiento del oxígeno (y también el aumento del dióxido de carbono) se hizo más lento, quizá porque ahora había menos materia orgánica en los suelos y también porque la nueva iluminación en las áreas de agricultura había estimulado la fotosíntesis. El proyecto finalizó prematuramente, y en 1996 las instalaciones fueron transformadas en un centro de educación e investigación. A partir de 2005 la Biosfera II está en venta.

El experimento de la Biosfera II es un proyecto interesante del cual se puede aprender bastante acerca de la Tierra y sus habitantes. Aparte de todo, ha mostrado qué tan complejos son los ecosistemas de la Tierra y qué difícil es recrear a la naturaleza, incluso en pequeña escala.

## Pistas químicas

1. ¿Qué disolución usaría en un limpiador químico para remover el dióxido de carbono?
2. La fotosíntesis convierte el dióxido de carbono y el agua en carbohidratos y oxígeno gaseoso, en tanto que el metabolismo es el proceso por el cual los carbohidratos reaccionan con el oxígeno para formar dióxido de carbono y agua. Utilizando glucosa (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) para representar a los carbohidratos, escriba las ecuaciones para estos dos procesos.
3. ¿Por qué la difusión del O<sub>2</sub> de la Biosfera II al mundo exterior no se consideró como una posible causa del agotamiento de oxígeno?
4. El ácido carbónico es un ácido diprótico. Escriba las ecuaciones para las etapas de ionización del ácido en agua.
5. ¿Cuáles son los factores que se deben considerar en la elección de un planeta en el cual se pudiera construir una estructura como la Biosfera II?