

**\*P18.27.** Imagine un filtro de aire especial en la ventana de una casa. Los diminutos agujeros del filtro sólo dejan salir moléculas que se mueven con más de cierta rapidez mínima, y sólo dejan entrar moléculas que se mueven con menor rapidez. ¿Qué efecto tendría este filtro sobre la temperatura interior de la casa? (Resulta que la segunda ley de la termodinámica —que veremos en el capítulo 20— nos dice que tan maravilloso filtro es imposible de construir.)

**P18.28.** Un vaso con agua a temperatura ambiente se coloca en una campana en la que se va reduciendo gradualmente la presión del aire. Cuando la presión del aire se reduce lo suficiente, el agua comienza a hervir. La temperatura del agua no aumenta al hervir; de hecho, *baja* un poco. Explique estos fenómenos.

**P18.29.** Es fácil resbalar caminando sobre hielo, sobre todo si usamos patines de hielo. ¿Qué nos dice esto acerca de cómo el punto de fusión del hielo depende de la presión? Explique.

**P18.30.** Las ventosas hidrotermales son aberturas en el piso oceánico que descargan agua muy caliente. El agua que sale de una de ellas cerca de la costa de Oregon, a 2400 m de profundidad, está a 279 °C. A pesar de su alta temperatura, el agua no hierve. ¿Por qué?

**P18.31.** Las áreas oscuras de la superficie lunar se llaman *mares*, y en alguna época se pensó que eran cuerpos de agua. En realidad, estos “mares” son llanuras de lava solidificada. Dado que no hay atmósfera en la Luna, ¿cómo puede explicarse la ausencia de agua líquida en su superficie?

**P18.32.** Además de las instrucciones normales impresas en una caja de arroz, hay “instrucciones para cocer a gran altura”. La única diferencia es que se sugiere usar un mayor volumen de agua y mayor tiempo de cocción para cocer el arroz a gran altura. ¿Por qué dependen de la altura las instrucciones?

## Ejercicios

### Sección 18.1 Ecuaciones de estado

**18.1.** Un tanque de 20.0 L contiene 0.225 kg de helio a 18.0 °C. La masa molar del helio es de 4.00 g/mol. *a)* ¿Cuántos moles de helio hay en el tanque? *b)* Calcule la presión en el tanque en Pa y atm.

**18.2.** Helio gaseoso con un volumen de 2.60 L, a 1.30 atm de presión y una temperatura de 41.0 °C, se calienta hasta duplicar la presión y el volumen. *a)* Calcule la temperatura final. *b)* ¿Cuántos gramos de helio hay? La masa molar del helio es de 4.00 g/mol.

**18.3.** Un tanque cilíndrico tiene un pistón ajustado que permite cambiar el volumen del tanque. El tanque contiene originalmente 0.110 m<sup>3</sup> de aire a 3.40 atm de presión. Se tira lentamente del pistón hasta aumentar el volumen del aire a 0.390 m<sup>3</sup>. Si la temperatura permanece constante, ¿qué valor final tiene la presión?

**18.4.** Un tanque de 3.00 L contiene aire a 3.00 atm y 20.0 °C. El tanque se sella y enfría hasta que la presión es de 1.00 atm. *a)* ¿Qué temperatura tiene ahora el gas en grados Celsius? Suponga que el volumen del tanque es constante. *b)* Si la temperatura se mantiene en el valor determinado en el inciso *a)* y el gas se comprime, ¿qué volumen tendrá cuando la presión vuelva a ser de 3.00 atm?

**18.5.** *a)* Use la ley del gas ideal para estimar el número de moléculas de aire que hay en su laboratorio de física, suponiendo que todo el aire es N<sub>2</sub>. *b)* Calcule la densidad de partículas en el laboratorio (es decir, el número de moléculas por centímetro cúbico).

**18.6.** Imagine que tiene varios globos idénticos y determina experimentalmente que uno de ellos se revienta si su volumen excede 0.900 L. La presión del gas dentro del globo es igual a la atmosférica (1.00 atm). *a)* Si el aire dentro del globo está a una temperatura constante de 22.0 °C y se comporta como gas ideal, ¿qué masa de aire podrá introducir en uno de esos globos sin que revienta? *b)* Repita el inciso *a)* si el gas es helio en vez de aire.

**18.7.** Un Jaguar XK8 convertible tiene un motor de ocho cilindros. Al principio de su carrera de compresión, uno de los cilindros contiene 499 cm<sup>3</sup> de aire a presión atmosférica (1.01 × 10<sup>5</sup> Pa) y temperatura de 27.0 °C. Al final de la carrera, el aire se ha comprimido a un volumen de 46.2 cm<sup>3</sup> y la presión manométrica aumentó a 2.72 × 10<sup>6</sup> Pa. Calcule la temperatura final.

**18.8.** Un soldador llena un tanque de 0.0750 m<sup>3</sup> con oxígeno (masa molar = 32.0 g/mol) a una presión manométrica de 3.00 × 10<sup>5</sup> Pa y una temperatura de 37.0 °C. El tanque tiene una pequeña fuga, y con el tiempo se escapa algo de oxígeno. Cierta día en que la temperatura es de 22.0 °C, la presión manométrica del oxígeno en el tanque es de 1.80 × 10<sup>5</sup> Pa. Calcule *a)* La masa inicial de oxígeno y *b)* la masa que se fugó.

**18.9.** Un tanque cilíndrico grande contiene 0.750 m<sup>3</sup> de nitrógeno gaseoso a 27 °C y 1.50 × 10<sup>5</sup> Pa (presión absoluta). El tanque tiene un pistón ajustado que permite cambiar el volumen. Determine la presión si el volumen se reduce a 0.480 m<sup>3</sup> y la temperatura se aumenta a 157 °C.

**18.10.** Un recipiente cilíndrico y vacío de 1.50 m de largo y 90.0 cm de diámetro se va a llenar con oxígeno puro a 22.0 °C para almacenarse en una estación espacial. Para guardar tanto como sea posible, la presión absoluta del oxígeno será de 21.0 atm. La masa molar del oxígeno es 32.0 g/mol. *a)* ¿Cuántos moles de oxígeno puede almacenar este recipiente? *b)* Para alguien que levante este recipiente, ¿por cuántos kilogramos aumenta este gas la masa que habrá de ser levantada?

**18.11.** El gas dentro de un globo siempre tiene una presión casi igual a la presión atmosférica, pues ésta es la presión aplicada al exterior del globo. Un globo se llena con helio (un gas casi ideal) hasta un volumen de 0.600 L a 19.0 °C. ¿Qué volumen tendrá el globo si se le enfría hasta el punto de ebullición del nitrógeno líquido (77.3 K)?

**18.12. Desviaciones respecto a la ecuación del gas ideal.** Para el dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) gaseoso, las constantes de la ecuación de Van der Waals son:  $a = 0.364 \text{ J} \cdot \text{m}^3/\text{mol}^2$  y  $b = 4.27 \times 10^{-5} \text{ m}^3/\text{mol}$ . *a)* Si 1.00 mol de CO<sub>2</sub> gaseoso a 350 K se confina a un volumen de 400 cm<sup>3</sup>, calcule la presión del gas usando la ecuación del gas ideal y la de Van der Waals. *b)* ¿Cuál ecuación da una presión menor? ¿Por qué? ¿Qué porcentaje de diferencia hay entre los dos resultados? *c)* El gas se mantiene a la misma temperatura mientras se expande hasta un volumen de 4000 cm<sup>3</sup>. Repita los cálculos de los incisos *a)* y *b)*. *d)* Explique por qué estos cálculos demuestran que la ecuación de Van der Waals es equivalente a la del gas ideal si  $n/V$  es pequeño.

**18.13.** El volumen pulmonar total de una estudiante de física es de 6.00 L. Ella llena sus pulmones con aire a una presión absoluta de 1.00 atm y luego, deteniendo la respiración, comprime su cavidad torácica para reducir su volumen pulmonar a 5.70 L. ¿A qué presión está ahora el aire en sus pulmones? Suponga que la temperatura del aire no cambia.

**18.14.** Un buzo observa una burbuja de aire que sube del fondo de un lago (donde la presión absoluta es de 3.50 atm) a la superficie (donde

es de 1.00 atm). La temperatura en el fondo es de 4.0 °C, y en la superficie, de 23.0 °C. *a)* Calcule la razón entre el volumen de la burbuja al llegar a la superficie y el que tenía en el fondo. *b)* ¿Puede el buzo detener la respiración sin peligro mientras sube del fondo del lago a la superficie? ¿Por qué?

**18.15.** Un tanque metálico con un volumen de 3.10 L revienta si la presión absoluta del gas que contiene excede 100 atm. *a)* Si 11.0 moles de gas ideal se ponen en el tanque a 23.0 °C, ¿a qué temperatura podrá calentarse el gas antes de que se rompa el tanque? Desprecie la expansión térmica del tanque. *b)* Con base en su respuesta al inciso *a)*, ¿es razonable despreciar la expansión térmica del tanque? Explique.

**18.16.** Tres moles de gas ideal están en una caja cúbica rígida que mide 0.200 m por lado. *a)* ¿Qué fuerza ejerce el gas sobre cada una de las seis caras de la caja cuando su temperatura es de 20.0 °C? *b)* ¿Qué fuerza ejerce si su temperatura se aumenta a 100.0 °C?

**18.17.** Con los supuestos del ejemplo 18.4 (sección 18.1), ¿a qué altura sobre el nivel del mar la presión del aire es el 90% de la presión en el nivel del mar?

**18.18.** Considere las mismas suposiciones del ejemplo 18.4 (sección 18.1). Compare la disminución porcentual en la presión del aire al subir del nivel del mar a una elevación de 100 m con la que se observa al subir del nivel del mar a una elevación de 1000 m. Si su segunda respuesta no es 10 veces la primera, explique por qué.

**18.19.** Con los supuestos del ejemplo 18.4 (sección 18.1), compare la densidad del aire en el nivel del mar con la densidad a una elevación de 100 m.

**18.20.** Suponiendo que el aire tiene una temperatura uniforme de 0 °C (como en el ejemplo 18.4), ¿cuál es la densidad del aire a una altura de 1.00 km como un porcentaje de la densidad en la superficie?

**18.21.** A una altura de 11,000 m (altura de crucero de un avión de reacción comercial), la temperatura del aire es de -56.5 °C y su densidad es de 0.364 kg/m<sup>3</sup>. Determine la presión de la atmósfera a esa altura. (*Nota:* la temperatura a esta altura no es la misma que en la superficie, así que no puede usarse el cálculo del ejemplo 18.4 de la sección 18.1.)

## Sección 18.2 Propiedades moleculares de la materia

**18.22.** Una molécula orgánica grande tiene una masa de  $1.41 \times 10^{-21}$  kg. Calcule la masa molar de este compuesto.

**18.23.** Suponga que usted hereda de su tío (un químico excéntrico) 3.00 moles de oro cuando este metal se cotiza a \$14.75 por gramo. Consulte la tabla periódica en el Apéndice D y la tabla 14.1. *a)* ¿Cuál es el valor del oro aproximando al dólar más cercano? *b)* Si usted tiene su oro en forma de pepita, ¿cuál será el diámetro de ésta?

**18.24.** Las bombas de vacío modernas alcanzan fácilmente presiones del orden de  $10^{-13}$  atm en el laboratorio. *a)* A una presión  $9.00 \times 10^{-14}$  atm y una temperatura ordinaria de 300 K, ¿cuántas moléculas hay en un volumen de 1.00 cm<sup>3</sup>? *b)* ¿Cuántas moléculas estarían presentes a la misma temperatura pero a una presión de 1.00 atm?

**18.25.** La nebulosa Laguna (figura 18.28) es una nube de hidrógeno gaseoso que está a 3900 años luz de la Tierra; tiene unos 45 años luz de diámetro y brilla a causa de su elevada temperatura de 7500 K. (El gas alcanza esta temperatura gracias a las estrellas que están dentro de la nebulosa.) La nube es muy poco densa; apenas hay 80 moléculas por cm<sup>3</sup>. *a)* Calcule la presión del gas (en atm) en la nebulosa Laguna, y compárela con la presión de laboratorio mencionada en el ejercicio 18.24. *b)* Las películas de ciencia ficción a veces muestran naves que

Figura 18.28 Ejercicio 18.25.



son sacudidas por turbulencia al viajar por nubes de gas como la nebulosa Laguna. ¿Le parece realista eso? ¿Por qué?

**18.26.** En un gas en condiciones estándar, ¿cuánto mide una arista de un cubo que contiene tantas moléculas como personas hay en la Tierra (unas  $6 \times 10^9$ )?

**18.27.** ¿Cuántos moles hay en un frasco con 1.00 kg de agua? ¿Cuántas moléculas? La masa molar del agua es de 18.0 g/mol.

**18.28.** ¿Qué tan cerca están las moléculas de gas? Considere un gas ideal a 27 °C y a una presión de 1.00 atm. Para tener una idea de qué tan cerca están estas moléculas entre sí, en promedio, imagine que se encuentran separadas de manera uniforme, cada una en el centro de un pequeño cubo. *a)* ¿Cuál es la longitud de la arista de cada cubo si cubos adyacentes se tocan pero no se traslapan? *b)* ¿Cómo se compara esta distancia con el diámetro de una molécula típica? *c)* ¿Cómo se compara esta separación con la que existe entre los átomos de sólidos, los cuales comúnmente se encuentran a 0.3 nm de distancia?

**18.29.** Considere 5.00 moles de agua líquida. *a)* ¿Qué volumen ocupa esta cantidad de agua? La masa molar del agua es de 18.0 g/mol. *b)* Imagine que las moléculas, en promedio, están separadas de manera uniforme, cada una en el centro de un cubo pequeño. ¿Cuánto mide la arista de cada cubo si los cubos adyacentes se tocan pero no se traslapan? *c)* Compare esta distancia con el diámetro de una molécula.

## Sección 18.3 Modelo cinético-molecular del gas ideal

**18.30.** Un matraz contiene una mezcla de los gases neón (Ne), criptón (Kr) y radón (Rn). Compare *a)* las energías cinéticas medias de los tres tipos de átomos; *b)* la rapidez eficaz de sus moléculas. (*Sugerencia:* la tabla periódica del Apéndice D da la masa molar (en g/mol) de todos los elementos, bajo el símbolo químico correspondiente.)

**18.31. Difusión gaseosa del uranio.** *a)* A menudo se utiliza un proceso llamado *difusión gaseosa* para separar isótopos de uranio, es decir, átomos del elemento que tienen diferentes masas, como <sup>235</sup>U y <sup>238</sup>U. El único compuesto de uranio que es gaseoso a temperaturas ordinarias es el hexafluoruro de uranio, UF<sub>6</sub>. Especule cómo las moléculas de <sup>235</sup>UF<sub>6</sub> y <sup>238</sup>UF<sub>6</sub> podrían separarse por difusión molecular. *b)* Las masas molares de <sup>235</sup>UF<sub>6</sub> y <sup>238</sup>UF<sub>6</sub> son 0.349 kg/mol y 0.352 kg/mol, respectivamente. Si el hexafluoruro de uranio actúa como gas ideal, determine la razón entre las rapidez eficaces de las moléculas de <sup>235</sup>UF<sub>6</sub> y <sup>238</sup>UF<sub>6</sub> suponiendo que la temperatura es uniforme.

**18.32.** Las ideas de valor medio y eficaz se pueden aplicar a cualquier distribución. Un grupo de 150 estudiantes obtuvo los siguientes puntajes en un examen de 100 puntos:

Puntaje	Número de estudiantes
10	11
20	12
30	24
40	15
50	19
60	10
70	12
80	20
90	17
100	10

*a)* Calcule el puntaje medio del grupo. *b)* Calcule el puntaje eficaz del grupo.

**18.33.** Tenemos dos cajas del mismo tamaño, *A* y *B*. Cada caja contiene gas que se comporta como gas ideal. Insertamos un termómetro en cada caja y vemos que el gas de la caja *A* está a 50 °C, mientras que el de la caja *B* está a 10 °C. Esto es todo lo que sabemos acerca del gas contenido en las cajas. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones *deben* ser verdad? ¿Cuáles *podrían* ser verdad? *a)* La presión en *A* es mayor que en *B*. *b)* Hay más moléculas en *A* que en *B*. *c)* *A* y *B* no pueden contener el mismo tipo de gas. *d)* Las moléculas en *A* tienen en promedio más energía cinética por molécula que las de *B*. *e)* Las moléculas en *A* se mueven con mayor rapidez que las de *B*. Explique en qué basó sus respuestas.

**18.34. TPE.** Las condiciones de temperatura y presión estándar (TPE) son una temperatura de 0.00 °C y una presión de 1.00 atm. *a)* ¿Cuántos litros ocupa 1.00 mol de cualquier gas ideal a TPE? *b)* Para un científico en Venus, una presión absoluta de 1 atmósfera venusina equivale a 92 atmósferas terrestres. Desde luego, el científico utilizaría la atmósfera de Venus para definir TPE. Suponiendo que se mantiene la misma temperatura, ¿cuántos litros ocuparía un mol de gas ideal en Venus?

**18.35. a)** Un deuterón,  ${}^2\text{H}$ , es el núcleo de un isótopo de hidrógeno y consiste en un protón y un neutrón. El plasma de deuterones en un reactor de fusión nuclear debe calentarse a cerca de 300 millones de kelvin. Calcule la rapidez eficaz de los deuterones. ¿Es una fracción apreciable de la rapidez de la luz ( $c = 3.0 \times 10^8$  m/s)? *b)* ¿Qué temperatura tendría el plasma si la rapidez eficaz de los deuterones fuera igual a  $0.10c$ ?

**18.36. Clima en Marte.** La atmósfera de Marte está constituida en su mayor parte por  $\text{CO}_2$  (masa molar de 44.0 g/mol) bajo una presión de 650 Pa, y suponemos que se mantiene constante. En muchos lugares la temperatura varía de 0.0 °C en el verano a  $-100$  °C en el invierno. En el transcurso de un año de Marte, ¿cuáles son los intervalos *a)* de rapidez eficaz de las moléculas de  $\text{CO}_2$  y *b)* de la densidad (en moles/ $\text{m}^3$ ) de la atmósfera?

**18.37. a)** El oxígeno ( $\text{O}_2$ ) tiene una masa molar de 32.0 g/mol. Calcule la energía cinética de traslación media de una molécula de oxígeno a 300 K. *b)* Calcule el valor medio del cuadrado de su rapidez. *c)* Calcule su rapidez eficaz. *d)* Calcule la cantidad de movimiento de una molécula de oxígeno que viaja con esta rapidez. *e)* Suponga que una molécula de oxígeno que viaja con esta rapidez rebota entre los costados opuestos de un recipiente cúbico de 0.10 m por lado. ¿Qué fuerza media ejerce sobre cada una de las paredes del recipiente? (Suponga que la velocidad de la molécula es perpendicular a los dos costados que golpea.) *f)* Calcule la fuerza media por unidad de

área. *g)* ¿Cuántas moléculas de oxígeno con esta rapidez se necesitan para producir una presión media de 1 atm? *h)* Calcule el número de moléculas de oxígeno contenidas realmente en un recipiente de este tamaño a 300 K y presión atmosférica. *i)* Su respuesta al inciso *h)* deberá ser 3 veces mayor que su respuesta en *g)*. ¿Cuál es el origen de esta discrepancia?

**18.38.** Calcule la trayectoria libre media de las moléculas de aire a una presión de  $3.50 \times 10^{-13}$  atm y una temperatura de 300 K. (Esta presión se puede obtener fácilmente en el laboratorio; véase el ejercicio 18.24.) Al igual que en el ejemplo 18.8, modele las moléculas de aire como esferas con radio de  $2.0 \times 10^{-10}$  m.

**18.39.** ¿A qué temperatura es la rapidez eficaz de las moléculas de nitrógeno igual a la de las moléculas de hidrógeno a 20.0 °C? (*Sugerencia:* la tabla periódica del Apéndice D indica la masa molar (en g/mol) de todos los elementos, bajo el símbolo químico correspondiente. La masa molar del  $\text{H}_2$  es dos veces la de un átomo de hidrógeno; algo análogo sucede con el  $\text{N}_2$ .)

**18.40.** Las partículas de humo en el aire suelen tener masas del orden de  $10^{-16}$  kg. El movimiento browniano (rápido e irregular) de estas partículas, resultado de choques con las moléculas de aire, se puede observar al microscopio. *a)* Calcule la rapidez eficaz en movimiento browniano de una partícula con una masa de  $3.00 \times 10^{-16}$  kg en aire a 300 K. *b)* Sería diferente esa rapidez si la partícula estuviera en hidrógeno gaseoso a la misma temperatura? Explique.

## Sección 18.4 Capacidades caloríficas

**18.41. a)** ¿Cuánto calor se requiere para aumentar la temperatura de 2.50 moles de un gas diatómico ideal en 30.0 K cerca de la temperatura ambiente si el gas se mantiene a volumen constante? *b)* ¿Cuál es la respuesta a la pregunta del inciso *a)* si el gas es monoatómico en vez de diatómico?

**18.42.** Recipientes perfectamente rígidos contienen cada uno *n* moles de gas ideal: uno de ellos es hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) y el otro es neón (Ne). Si se requieren 100 J de calor para aumentar la temperatura del hidrógeno en 2.50 °C, ¿en cuántos grados elevará la misma cantidad de calor la temperatura del neón?

**18.43. a)** Calcule la capacidad calorífica específica a volumen constante del nitrógeno gaseoso ( $\text{N}_2$ ) y compárela con la del agua líquida. La masa molar del  $\text{N}_2$  es 28.0 g/mol. *b)* Se calienta 1.00 kg de agua, con volumen constante de 1.00 L, de 20.0 °C a 30.0 °C en una tetera. Con la misma cantidad de calor, ¿cuántos kilogramos de aire a 20.0 °C se podrían calentar a 30.0 °C? ¿Qué volumen (en litros) ocuparía ese aire a 20.0 °C y 1.00 atm de presión? Suponga, para simplificar, que el aire es 100%  $\text{N}_2$ .

**18.44. a)** Calcule la capacidad calorífica específica a volumen constante del vapor de agua, suponiendo que la molécula triatómica no lineal tiene tres grados de libertad de traslación y tres rotacionales y que el movimiento vibracional no contribuye. La masa molar del agua es 18.0 g/mol. *b)* La capacidad calorífica real del vapor de agua a baja presión es de cerca de 2000 J/kg · K. Compare esto con su cálculo y comente el papel real del movimiento vibracional.

**18.45. a)** Utilice la ecuación 18.28 para calcular la capacidad calorífica a volumen constante del aluminio en unidades de J/kg · K. Consulte la tabla periódica en el Apéndice D. *b)* Compare la respuesta en el inciso *a)* con el valor que se da en la tabla 17.3. Trate de explicar cualquier discordancia entre estos dos valores.

## \*Sección 18.5 Rapideces moleculares

**\*18.46.** Para nitrógeno gaseoso ( $\text{N}_2$ ), ¿cuál debe ser la temperatura si la rapidez del 94.7% de las moléculas es menor que *a)* 1500 m/s; *b)* 1000 m/s; *c)* 500 m/s? Use la tabla 18.2. La masa molar del  $\text{N}_2$  es 28.0 g/mol.

- \*18.47. Deduzca la ecuación (18.33) a partir de la ecuación (18.32).
- \*18.48. Demuestre que  $f(v)$ , dada por la ecuación (18.33), es máxima con  $\epsilon = kT$ . Use este resultado para obtener la ecuación (18.34).
- \*18.49. Para dióxido de carbono diatómico gaseoso ( $\text{CO}_2$ , masa molar = 44.0 g/mol) a  $T = 300$  K, calcule a) la rapidez más probable  $v_{mp}$ ; b) la rapidez media  $v_{\text{med}}$ ; c) la rapidez eficaz  $v_{\text{rms}}$ .

**Sección 18.6 Fases de la materia**

- 18.50. Las abullonadas nubes cúmulo, compuestas por gotitas de agua, se forman a baja altura en la atmósfera. Las tenues nubes cirrus, compuestas por cristales de hielo, se forman a mayor altura. Determine la altura  $y$  (medida con respecto al nivel del mar) por arriba de la cual sólo puede haber nubes cirrus. En un día típico y a alturas de menos de 11 km, la temperatura a una altura  $y$  está dada por  $T = T_0 - \alpha y$ , donde  $T_0 = 15.0$  °C y  $\alpha = 6.0$  C°/1000 m.
- 18.51. Se calienta agua sólida (hielo) desde una temperatura muy baja. a) ¿Qué presión externa mínima  $p_1$  debe aplicársele para observar una transición de fase de fusión? Describa la sucesión de transiciones de fase que se da si la presión aplicada  $p$  es tal que  $p < p_1$ . b) Por arriba de cierta presión máxima  $p_2$ , no se observa transición de ebullición. Determine esta presión. Describa la sucesión de transiciones de fase que se presenta si  $p_1 < p < p_2$ .
- 18.52. Un físico coloca un trozo de hielo a 0.00 °C y un vaso de agua a 0.00 °C dentro de una caja de vidrio, cierra la tapa y extrae todo el aire de la caja. Si el hielo, agua y recipiente se mantienen a 0.00 °C, describa el estado de equilibrio final dentro de la caja.
- 18.53. La atmósfera de Marte es de 95.3% dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y cerca del 0.03% vapor de agua. La presión atmosférica es de sólo 600 Pa, y la temperatura superficial varía entre -30 °C y -100 °C. Los casquetes de hielo polar contienen  $\text{CO}_2$  sólido y agua sólida. ¿Podría haber  $\text{CO}_2$  líquido en la superficie de Marte? ¿Y agua líquida? ¿Por qué?

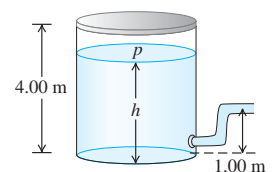
**Problemas**

- 18.54. a) Use la ecuación (18.1) para estimar el cambio de volumen de una esfera sólida de acero cuyo volumen inicial es de 11 L, después de que la temperatura y la presión se aumentan de 21 °C y  $1.013 \times 10^5$  Pa a 42 °C y  $2.10 \times 10^7$  Pa. (Sugerencia: consulte los capítulos 11 y 17 para determinar los valores de  $\beta$  y  $k$ .) b) En el ejemplo 18.3 se despreció el cambio de volumen de un tanque de 11 L para buceo. ¿Se justifica esa aproximación? Explique.
- 18.55. Un cilindro de 1.00 m de altura con diámetro interior de 0.120 m contiene gas propano (masa molar, 44.1 g/mol) que se usará en una parrillada. Inicialmente, el tanque se llena hasta que la presión manométrica es de  $1.30 \times 10^6$  Pa y la temperatura es 22.0 °C. La temperatura del gas se mantiene constante mientras el tanque se vacía parcialmente hasta que la presión manométrica es de  $2.50 \times 10^5$  Pa. Calcule la masa de propano que se gastó.
- 18.56. Durante una inmersión de prueba en 1939 antes de ser aceptado por la armada de Estados Unidos, el submarino *Squalus* se hundió en un punto donde la profundidad del agua era de 73.0 m. La temperatura en la superficie era de 27.0 °C, y en el fondo, 7.0 °C. La densidad del agua de mar es de 1030 kg/m<sup>3</sup>. a) Se usó una campana de inmersión con forma de cilindro circular de 2.30 m de altura, abierto abajo y cerrado arriba, para rescatar a 33 tripulantes atrapados en el *Squalus*. Al bajar la campana al fondo, ¿a qué altura subió el agua dentro de la campana? (Sugerencia: puede despreciarse la relativamente pequeña variación en la presión del agua entre el fondo de la campana y la superficie del agua dentro de la campana.) b) ¿Con qué presión manomé-

trica debió haberse suministrado aire comprimido a la campana en el fondo para expulsar de ella toda el agua?

- 18.57. **Atmósfera de Titán.** Titán, el satélite más grande de Saturno, tiene una gruesa atmósfera de nitrógeno. En su superficie, la presión es de 1.5 atmósferas terrestres y la temperatura es de 94 K. a) ¿Cuál es la temperatura de la superficie en °C? b) Calcule la densidad de la superficie en la atmósfera de Titán en moléculas por metro cúbico. c) Compare la densidad de la atmósfera superficial de Titán con la densidad de la atmósfera de la Tierra a 22 °C. ¿Cuál de ellos tiene la atmósfera más densa?
- 18.58. **Presión en Venus.** En la superficie de Venus la temperatura media es de 460 °C como resultado del efecto de invernadero (¡calentamiento global!), la presión es de 92 atmósferas terrestres y la aceleración debida a la gravedad es de 0.894  $g_{\text{Tierra}}$ . La atmósfera es casi toda  $\text{CO}_2$  (masa molar, 44.0 g/mol) y la temperatura permanece notablemente constante. Supondremos que la temperatura no cambia en lo absoluto con la altitud. a) ¿Cuál es la presión atmosférica 1.00 km arriba de la superficie de Venus? Expresé su respuesta en atmósferas de Venus y en atmósferas de la Tierra. b) ¿Cuál es la rapidez eficaz de las moléculas de  $\text{CO}_2$  en la superficie de Venus y a una altura de 1.00 km?
- 18.59. Un neumático de automóvil tiene un volumen de 0.0150 m<sup>3</sup> en un día frío cuando la temperatura del aire en el neumático es de 5.0 °C y la presión atmosférica es de 1.02 atm. En estas condiciones, la presión manométrica en el neumático es de 1.70 atm. Después de 30 min de viajar en carretera, la temperatura del aire en los neumáticos ha aumentado a 45.0 °C, y el volumen a 0.0159 m<sup>3</sup>. Determine la presión manométrica ahora.
- 18.60. Un matraz de 1.50 L, provisto de una llave de paso, contiene etano gaseoso ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) a 300 K y presión atmosférica ( $1.013 \times 10^5$  Pa). La masa molar del etano es de 30.1 g/mol. El sistema se calienta a 380 K, con la llave abierta a la atmósfera. Luego se cierra la llave y el matraz se enfría a su temperatura original. a) Calcule la presión final del etano en el matraz. b) ¿Cuántos gramos de etano quedan en el matraz?
- 18.61. Un globo con un volumen de 750 m<sup>3</sup> se va a llenar con hidrógeno a presión atmosférica ( $1.01 \times 10^5$  Pa). a) Si el hidrógeno se guarda en cilindros de 1.90 m<sup>3</sup> a una presión manométrica de  $1.20 \times 10^6$  Pa, ¿cuántos cilindros se necesitarán? Suponga que la temperatura del hidrógeno se mantiene constante. b) ¿Qué peso total (además del peso del gas) puede sostener el globo si el gas y el aire circundante están a 15.0 °C? La masa molar del hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) es de 2.02 g/mol. La densidad del aire a 15.0 °C y la presión atmosférica es de 1.23 kg/m<sup>3</sup>. Repase la explicación de la flotación del capítulo 14. c) ¿Qué peso se podría sostener si el globo se llenara con helio (masa molar de 4.00 g/mol) en vez de hidrógeno, también a 15.0 °C?
- 18.62. Un tanque cilíndrico vertical contiene 1.80 moles de un gas ideal a una presión de 1.00 atm y a 20.0 °C. La parte circular del tanque tiene un radio de 10.0 cm y el gas tiene un pistón que puede moverse sin fricción hacia arriba y hacia abajo en el cilindro. a) ¿Cuál es la masa de este pistón? b) ¿Qué altura tiene la columna de gas que sostiene el pistón?
- 18.63. Un tanque grande de agua tiene una manguera conectada como se ilustra en la figura 18.29. El tanque está sellado por arriba y tiene aire comprimido entre la superficie del agua y la tapa. Cuando la altura del agua  $h$  es de 3.50 m, la presión absoluta  $p$  del aire comprimido es de  $4.20 \times 10^5$  Pa. Suponga que ese aire se expande a

Figura 18.29 Problema 18.63.



temperatura constante, y considere que la presión atmosférica es  $1.00 \times 10^5$  Pa. *a*) ¿Con qué rapidez sale agua por la manguera cuando  $h = 3.50$  m? *b*) Al salir agua del tanque,  $h$  disminuye. Calcule la rapidez de flujo para  $h = 3.00$  m y  $h = 2.00$  m. *c*) ¿En qué valor de  $h$  se detiene el flujo?

**18.64.** En una hora, una persona en reposo consume 0.50 L de oxígeno a 1.00 atm y 20.0 °C. El aire inhalado es 21.0% oxígeno. *a*) ¿Cuántas moléculas de oxígeno consume esta persona con cada inhalación? *b*) Suponga que esta persona ahora está descansando a una altura de 2.000 m, pero la temperatura sigue siendo de 20.0 °C. Suponiendo que el porcentaje de oxígeno y el volumen por inhalación son los mismos que los que se mencionaron antes, ¿cuántas moléculas de oxígeno consume ahora esta persona con cada inhalación? *c*) Si el cuerpo aún requiere el mismo número de moléculas de oxígeno por segundo que a nivel del mar para mantener sus funciones, explique por qué algunas personas reportan que “les falta aire” a grandes alturas.

**18.65. ¿Cuántos átomos tenemos?** Estime el número de átomos que hay en el cuerpo de una estudiante de física de 50 kg. Considere que el cuerpo humano es en su mayor parte agua ( $M = 18.0$  g/mol) y que cada molécula de agua contiene tres átomos.

**18.66.** El tamaño de una molécula de oxígeno es del orden de  $2.0 \times 10^{-10}$  m. Haga un estimado de la presión a la que el volumen finito de las moléculas deberá causar desviaciones apreciables con respecto al comportamiento de gas ideal a temperaturas ordinarias ( $T = 300$  K).

**18.67.** Usted tiene dos recipientes idénticos, uno contiene el gas A y el otro contiene el gas B. Las masas de estas moléculas son  $m_A = 3.34 \times 10^{-27}$  kg y  $m_B = 5.34 \times 10^{-26}$  kg. Ambos gases están a la misma presión y a 10.0 °C. *a*) ¿Cuáles moléculas (A o B) tienen la mayor energía cinética de traslación por molécula y la mayor rapidez eficaz? Ahora usted desea elevar la temperatura de sólo uno de esos recipientes de manera que ambos gases tengan la misma rapidez eficaz. *b*) ¿De cuál gas elevaría la temperatura? *c*) ¿A qué temperatura logrará su cometido? *d*) Una vez que haya logrado su meta, ¿qué moléculas (A o B) tienen ahora la mayor energía cinética de traslación media por molécula?

**18.68. Colisiones de insectos.** Una jaula cúbica de 1.25 m por lado contiene 2500 abejas furiosas; cada una vuela aleatoriamente a 1.10 m/s. Podemos modelar estos insectos como esferas de 1.50 cm de diámetro. En promedio, *a*) ¿qué distancia viaja entre choques una abeja representativa? *b*) ¿Cuál es el tiempo medio entre choques? *c*) ¿Cuántos choques por segundo tiene una abeja?

**18.69. Aproximaciones sucesivas y la ecuación de Van der Waals.** En la ecuación del gas ideal, el número de moles por volumen  $n/V$  es igual a  $p/RT$ . En la ecuación de Van der Waals, despejar  $n/V$  en términos de  $p$  y  $T$  es un tanto más complicado. *a*) Demuestre que la ecuación de Van der Waals puede escribirse como

$$\frac{n}{V} = \left( \frac{p + an^2/V^2}{RT} \right) \left( 1 - \frac{bn}{V} \right)$$

*b*) Los parámetros de Van der Waals para el sulfuro de hidrógeno gaseoso ( $H_2S$ ) son  $a = 0.448 \text{ J} \cdot \text{m}^3/\text{mol}^2$  y  $b = 4.29 \times 10^{-5} \text{ m}^3/\text{mol}$ . Determine el número de moles por volumen de  $H_2S$  gaseoso a 127 °C y una presión absoluta de  $9.80 \times 10^5$  Pa como sigue: i) Calcule una primera aproximación usando la ecuación del gas ideal  $n/V = p/RT$ . ii) Sustituya esta aproximación en el miembro derecho de la ecuación del inciso *a*). El resultado es una aproximación mejorada de  $n/V$ . iii) Sustituya la nueva aproximación en el miembro derecho de la ecuación del inciso *a*). El resultado es una aproximación todavía mejor de  $n/V$ . iv) Repita el paso iii) hasta que aproximaciones sucesivas

coincidan con el nivel de precisión deseado (en este caso, tres cifras significativas). *c*) Compare su resultado final del inciso *b*) con el valor de  $p/RT$  obtenido usando la ecuación del gas ideal. ¿Qué resultado da un valor mayor de  $n/V$ ? ¿Por qué?

**18.70. Gas en Europa.** Un recipiente de 1.20 moles de nitrógeno gaseoso (28.0 g/mol) a 25.0 °C se deja en un satélite de Júpiter después de completar una misión espacial. Europa no tiene atmósfera apreciable y la aceleración debida a la gravedad en su superficie es  $1.30 \text{ m/s}^2$ . Después de algún tiempo, el recipiente presenta una pequeña fuga, lo que permite que moléculas escapen a través del pequeño agujero. ¿Cuál es la altura máxima (en km) por encima de la superficie de Europa que alcanzará una molécula de  $N_2$  que tiene rapidez igual a la rapidez eficaz si se dispara hacia arriba en línea recta por el orificio del recipiente? Ignore la variación en  $g$  con la altura.

**18.71.** Usted infla un globo esférico hasta que alcance un diámetro de 50.0 cm y la presión absoluta en su interior sea de 1.25 atm y la temperatura de 22.0 °C. Suponga que todo el gas es  $N_2$  con masa molar de 28.0 g/mol. *a*) Calcule la masa de una sola molécula de  $N_2$ . *b*) ¿Cuánta energía cinética de traslación tiene una molécula promedio de  $N_2$ ? *c*) ¿Cuántas moléculas de  $N_2$  hay en el globo? *d*) ¿Cuál es la energía cinética de traslación total de las moléculas en el globo?

**18.72.** *a*) Calcule el aumento de energía potencial gravitacional de una molécula de nitrógeno (masa molar, 28.0 g/mol) para un aumento de elevación de 400 m cerca de la superficie terrestre. *b*) ¿Con qué aumento de temperatura obtendremos la misma energía cinética media de una molécula de nitrógeno en ese cambio de altura? *c*) ¿Es posible que una molécula de nitrógeno cerca del nivel del mar, donde  $T = 15.0$  °C, suba a 400 m? ¿Es probable que lo haga sin chocar con otras moléculas en el camino? Explique.

**18.73. El potencial Lennard-Jones.** Una función de energía potencial de uso común para la interacción de dos moléculas (véase la figura 18.8) es el potencial Lennard-Jones 6-12

$$U(r) = U_0 \left[ \left( \frac{R_0}{r} \right)^{12} - 2 \left( \frac{R_0}{r} \right)^6 \right]$$

donde  $r$  es la distancia entre los centros de las moléculas y  $U_0$  y  $R_0$  son constantes positivas. La fuerza  $F(r)$  que corresponde a este potencial está dada por la ecuación (13.26). *a*) Grafique  $U(r)$  y  $F(r)$  contra  $r$ . *b*) Sea  $r_1$  el valor de  $r$  en el que  $U(r) = 0$ , y sea  $r_2$  el valor de  $r$  en el que  $F(r) = 0$ . Indique la ubicación de  $r_1$  y  $r_2$  en sus gráficas. ¿Cuál de ellos representa la separación de equilibrio entre las moléculas? *c*) Determine los valores de  $r_1$  y  $r_2$  en términos de  $R_0$ . Además, determine la relación  $r_1/r_2$ . *d*) Si las moléculas están separadas una distancia  $r_2$  [según el cálculo del inciso *c*)], ¿cuánto trabajo debe efectuarse para separarlas de manera que  $r \rightarrow \infty$ ?

**18.74.** *a*) Calcule la energía cinética de traslación aleatoria total de 5.00 L de hidrógeno gaseoso (masa molar, 2.016 g/mol) a una presión de  $1.01 \times 10^5$  Pa y temperatura de 300 K. (*Sugerencia:* utilice el procedimiento del problema 18.71 como guía.) *b*) Si el tanque que contiene el gas se coloca en un rápido avión que se desplaza a 300.0 m/s, ¿en qué porcentaje aumenta la energía cinética total del gas? *c*) Como la energía cinética de las moléculas de gas es mayor cuando éste se encuentra en el avión, ¿significa esto que su temperatura aumentó? Explique.

**18.75.** La rapidez de propagación de una onda de sonido en aire a 27 °C es de 350 m/s. Para comparar, calcule *a*)  $v_{\text{rms}}$  para las moléculas de nitrógeno y *b*) el valor eficaz de  $v_x$  a esta temperatura. La masa molar del nitrógeno ( $N_2$ ) es 28.0 g/mol.

**18.76. Hidrógeno en el Sol.** La superficie del Sol está aproximadamente a 5800 K y consiste principalmente en átomos de hidrógeno. *a)* Calcule la rapidez eficaz de un átomo de hidrógeno a esta temperatura. (La masa de un átomo de hidrógeno es de  $1.67 \times 10^{-27}$  kg.) *b)* La rapidez de escape para que una partícula salga de la influencia gravitacional del Sol está dada por  $(2GM/R)^{1/2}$ , donde  $M$  es la masa del Sol,  $R$  es su radio y  $G$  es la constante gravitacional (véase el ejemplo 12.5, sección 12.3). Use los datos del Apéndice F para calcular esta rapidez de escape. *c)* ¿Pueden escapar cantidades apreciables de hidrógeno del Sol? ¿Puede escapar algo de hidrógeno? Explique.

**18.77.** *a)* Demuestre que un proyectil con masa  $m$  puede “escapar” de la superficie de un planeta si se lanza verticalmente hacia arriba con una energía cinética mayor que  $mgR_p$ , donde  $g$  es la aceleración debida a la gravedad en la superficie del planeta y  $R_p$  es el radio del planeta. Ignore la resistencia del aire. (Véase el problema 18.76.) *b)* Si el planeta en cuestión es la Tierra, ¿a qué temperatura la energía cinética de traslación media de una molécula de nitrógeno (masa molar, 28.0 g/mol) es igual a la requerida para escapar? ¿Y de una molécula de hidrógeno (masa molar, 2.02 g/mol)? *c)* Repita el inciso *b)* para la Luna ( $g = 1.63$  m/s<sup>2</sup> y  $R_p = 1740$  km). *d)* Aunque la Tierra y la Luna tienen temperaturas superficiales medias similares, la Luna prácticamente no tiene atmósfera. Use sus resultados de los incisos *b)* y *c)* para explicar esto.

**18.78. Atmósferas planetarias.** *a)* La temperatura en la parte superior de la capa de nubes multicolores de Júpiter es de cerca de 140 K. La temperatura en la parte superior de la troposfera de la Tierra, a una altura aproximada de 20 km, es de cerca de 220 K. Calcule la rapidez eficaz de las moléculas de hidrógeno en ambos entornos. Dé sus respuestas en m/s y como una fracción de la rapidez de escape del planeta respectivo (véase el problema 18.76.) *b)* El hidrógeno gaseoso ( $H_2$ ) es poco común en la atmósfera terrestre; en cambio, en la atmósfera de Júpiter, el 89% de las moléculas es  $H_2$ . Explique por qué, usando sus resultados del inciso *a)*. *c)* Suponga que un astrónomo afirma haber descubierto una atmósfera de oxígeno ( $O_2$ ) en el asteroide Ceres. ¿Es creíble esto? Ceres tiene una masa igual a 0.014 veces la de la Luna, una densidad de 2400 kg/m<sup>3</sup> y una temperatura superficial de cerca de 200 K.

**18.79.** *a)* ¿Para qué masa de molécula o partícula es  $v_{rms}$  igual a 1.00 mm/s a 300 K? *b)* Si la partícula es un cristal de hielo, ¿cuántas moléculas contiene? La masa molar del agua es 18.0 g/mol. *c)* Calcule el diámetro de la partícula si es un trozo esférico de hielo. ¿Sería visible a simple vista?

**18.80.** Al describir las capacidades caloríficas de los sólidos en la sección 18.4, dijimos que la energía potencial  $U = \frac{1}{2}kx^2$  de un oscilador armónico promediada durante un periodo del movimiento es igual a la energía cinética  $K = \frac{1}{2}mv^2$  promediada durante un periodo. Demuestre este resultado, usando las ecuaciones (13.13) y (13.15) para la posición y la velocidad de un oscilador armónico simple. Por sencillez, suponga que la posición y velocidad iniciales hacen que el ángulo de fase  $\phi$  sea cero. (Sugerencia: use las identidades trigonométricas  $\cos^2(\theta) = [1 + \cos(2\theta)]/2$  y  $\sin^2(\theta) = (1 - \cos(2\theta))/2$ . ¿Qué valor medio tiene  $\cos(2\omega t)$  promediado durante un periodo?)

**18.81.** Es posible crear sólidos cristalinos con un espesor de una sola capa de átomos. Tales cristales “bidimensionales” se crean depositando átomos en una superficie muy plana. *a)* Si los átomos de un cristal bidimensional sólo pueden moverse dentro del plano del cristal, ¿qué capacidad calorífica molar tendrán a temperatura ambiente? Dé su respuesta como múltiplo de  $R$  y en J/mol · K. *b)* A muy bajas temperaturas, ¿la capacidad calorífica molar de un cristal bidimensional será mayor, menor o igual que el resultado obtenido en el inciso *a)*? Explique por qué.

**18.82.** *a)* Calcule la energía cinética rotacional total de las moléculas de 1.00 mol de un gas diatómico a 300 K. *b)* Calcule el momento de inercia de una molécula de oxígeno ( $O_2$ ) para rotación sobre el eje  $y$  o el eje  $z$  de la figura 18.18. Trate la molécula como dos puntos masivos (que representan los átomos de oxígeno) separados una distancia de  $1.21 \times 10^{-10}$  m. La masa molar de los átomos de oxígeno es de 16.0 g/mol. *c)* Calcule la velocidad angular eficaz de rotación de una molécula de oxígeno alrededor del eje  $y$  o del eje  $z$  de la figura 18.15. Compare su respuesta con la velocidad angular de un componente giratorio típico de una máquina (10,000 rpm).

**18.83.** Para cada uno de los gases poliatómicos de la tabla 18.1, calcule el valor de la capacidad calorífica molar a volumen constante,  $C_v$ , suponiendo que no hay energía vibracional. Compare sus resultados con los valores medidos que se dan en la tabla y calcule la fracción de la capacidad calorífica total que se debe a la vibración para cada uno de los tres gases. (Nota:  $CO_2$  es lineal,  $SO_2$  y  $H_2S$  no lo son. Recuerde que una molécula poliatómica lineal tiene dos grados de libertad rotacionales, y una molécula no lineal tiene tres.)

**\*18.84.** *a)* Demuestre que  $\int_0^\infty f(v) dv = 1$ , donde  $f(v)$  es la distribución de Maxwell-Boltzmann de la ecuación (18.32). *b)* En términos de la definición física de  $f(v)$ , explique por qué la integral del inciso *a)* debe tener ese valor.

**\*18.85.** Calcule la integral de la ecuación (18.31),  $\int_0^\infty v^2 f(v) dv$  y compare este resultado con  $(v^2)_{med}$  dada por la ecuación (18.16). (Sugerencia: puede usar la integral tabulada

$$\int_0^\infty x^{2n} e^{-\alpha x^2} dx = \frac{1 \cdot 3 \cdot 5 \cdots (2n-1)}{2^{n+1} \alpha^n} \sqrt{\frac{\pi}{\alpha}}$$

donde  $n$  es un entero positivo y  $\alpha$  es una constante positiva.)

**\*18.86.** Calcule la integral de la ecuación (18.30),  $\int_0^\infty v f(v) dv$ , y compare su resultado con  $v_{med}$  dada por la ecuación (18.35). (Sugerencia: haga el cambio de variable  $v^2 = x$  y use la integral tabulada

$$\int_0^\infty x^n e^{-\alpha x} dx = \frac{n!}{\alpha^{n+1}}$$

donde  $n$  es un entero positivo y  $\alpha$  es una constante positiva.)

**\*18.87.** *a)* Explique por qué en un gas de  $N$  moléculas el número de moléculas cuya rapidez está en el intervalo finito de  $v$  a  $v + \Delta v$  es  $\Delta N = N \int_v^{v+\Delta v} f(v) dv$ . *b)* Si  $\Delta v$  es pequeño,  $f(v)$  es aproximadamente constante en el intervalo, y  $\Delta N \approx N f(v) \Delta v$ . Para oxígeno gaseoso ( $O_2$ , masa molar = 32.0 g/mol) a  $T = 300$  K, use esta aproximación para calcular el número de moléculas cuya rapidez está a  $\Delta v = 20$  m/s o menos de  $v_{mp}$ . Expresé su respuesta como múltiplo de  $N$ . *c)* Repita el inciso *b)* para velocidades dentro de  $\Delta v = 20$  m/s o menos de  $7v_{mp}$ . *d)* Repita los incisos *b)* y *c)* para una temperatura de 600 K. *e)* Repita los incisos *b)* y *c)* para una temperatura de 150 K. *f)* ¿Qué le dicen estos resultados acerca de la forma de la distribución en función de la temperatura? ¿Concuerdan sus conclusiones con lo que se muestra en la figura 18.26?

**18.88. Meteorología.** La presión de vapor es la presión de la fase de vapor de una sustancia cuando está en equilibrio con la fase sólida o líquida de la sustancia. La humedad relativa es la presión parcial del vapor de agua en el aire dividida entre la presión de vapor del agua a esa misma temperatura, expresado como porcentaje. El aire está saturado cuando la humedad es del 100%. *a)* La presión de vapor del agua a 20.0 °C es de  $2.34 \times 10^3$  Pa. Si la temperatura del aire es de 20.0 °C y la humedad relativa es de 60%, determine la presión parcial del vapor de agua en la atmósfera (esto es, la presión debida exclusivamente al vapor de agua). *b)* En las condiciones del inciso *a)*, ¿qué masa de agua

hay en  $1.00 \text{ m}^3$  de aire? (La masa molar del agua es de  $18.0 \text{ g/mol}$ . Suponga que el vapor de agua puede tratarse como gas ideal.)

**18.89. El punto de rocío.** La presión de vapor del agua (véase el problema 18.88) disminuye al bajar la temperatura. Si se mantiene constante la cantidad de vapor de agua en el aire mientras se enfría éste, se llega a una temperatura, llamada *punto de rocío*, en la que la presión parcial y la presión de vapor coinciden y el vapor está saturado. Si el aire se enfría más, se condensará vapor a líquido hasta que la presión parcial otra vez sea igual a la presión de vapor a esa temperatura. La temperatura en un cuarto es de  $30.0^\circ\text{C}$ . Un meteorólogo enfría una lata metálica agregándole gradualmente agua fría. Cuando la temperatura de la lata llega a  $16.0^\circ\text{C}$ , se forman gotas de agua en la superficie exterior de la lata. Calcule la humedad relativa del aire del cuarto a  $30.0^\circ\text{C}$ . La siguiente tabla indica la presión de vapor del agua a diversas temperaturas:

Temperatura ( $^\circ\text{C}$ )	Presión de vapor (Pa)
10.0	$1.23 \times 10^3$
12.0	$1.40 \times 10^3$
14.0	$1.60 \times 10^3$
16.0	$1.81 \times 10^3$
18.0	$2.06 \times 10^3$
20.0	$2.34 \times 10^3$
22.0	$2.65 \times 10^3$
24.0	$2.99 \times 10^3$
26.0	$3.36 \times 10^3$
28.0	$3.78 \times 10^3$
30.0	$4.25 \times 10^3$

**18.90. Altura a la que se forman nubes.** En un día primaveral en el Medio Oeste de Estados Unidos, la temperatura del aire en la superficie es de  $28.0^\circ\text{C}$ . Se forman abullonadas nubes cúmulo a una altura en la que la temperatura del aire es igual al punto de rocío (véase el problema 18.89). Si la temperatura del aire disminuye al aumentar la altura, a razón de  $0.6^\circ\text{C}/100 \text{ m}$ , ¿a qué altura sobre el suelo se formarán las nubes si la humedad relativa en la superficie es de 35 y 80%? (*Sugerencia:* use la tabla del problema 18.89.)

## Problemas de desafío

**18.91. Nebulosas oscuras y el medio interestelar.** El área oscura de la figura 18.30 en la que parece no haber estrellas es una *nebulosa oscura*, una nube de gas frío en el espacio interestelar que contiene suficiente material para tapan la luz de las estrellas que están detrás. Una nebulosa oscura típica tiene un diámetro del orden de 20 años

Figura 18.30 Problema de desafío 18.91.



luz y contiene unos 50 átomos de hidrógeno por  $\text{cm}^3$  (hidrógeno monoatómico, *no*  $\text{H}_2$ ) a una temperatura cercana a  $20 \text{ K}$ . (Un año luz es la distancia que la luz viaja en el vacío en un año y es igual a  $9.46 \times 10^{15} \text{ m}$ .) *a*) Estime la trayectoria libre media de un átomo de hidrógeno en una nebulosa oscura. El radio de un átomo de hidrógeno es de  $5.0 \times 10^{-11} \text{ m}$ . *b*) Estime la rapidez eficaz de un átomo de hidrógeno y el tiempo libre medio (el tiempo medio entre choques para un átomo dado). Con base en este resultado, ¿cree que los choques atómicos, como los que dan pie a la formación de moléculas de  $\text{H}_2$ , son muy importantes para determinar la composición de la nebulosa? *c*) Estime la presión dentro de una nebulosa oscura. *d*) Compare la rapidez eficaz de un átomo de hidrógeno con la rapidez de escape en la superficie de la nebulosa (si se supone esférica). Si el espacio que rodea a la nebulosa estuviera vacío, ¿sería estable una nube así, o tendería a evaporarse? *e*) La estabilidad de las nebulosas oscuras se explica por la presencia de *medio interestelar* (MIE), un gas menos denso aún que permea el espacio y en el que están incrustadas las nebulosas oscuras. Demuestre que, para que las nebulosas oscuras estén en equilibrio con el MIE, el número de átomos por volumen  $N/V$  y la temperatura  $T$  de las nebulosas oscuras y el MIE deben estar relacionados por

$$\frac{(N/V)_{\text{nebulosa}}}{(N/V)_{\text{MIE}}} = \frac{T_{\text{MIE}}}{T_{\text{nebulosa}}}$$

*f*) En las cercanías del Sol, el MIE contiene cerca de 1 átomo de hidrógeno en  $200 \text{ cm}^3$ . Estime la temperatura del MIE en las cercanías del Sol, y compárela con la temperatura de la superficie solar cuyo valor es cercano a  $5800 \text{ K}$ . ¿Se quemaría una nave moviéndose con rapidez constante en el espacio interestelar? ¿Por qué?

**18.92. Atmósfera de la Tierra.** En la *troposfera*, la parte de la atmósfera que se extiende desde la superficie hasta una altura aproximada de  $11 \text{ km}$ , la temperatura no es uniforme, sino que disminuye al aumentar la altura. *a*) Demuestre que si la variación de temperatura se aproxima con la relación lineal

$$T = T_0 - \alpha y$$

donde  $T_0$  es la temperatura en la superficie terrestre y  $T$  es la temperatura a una altura  $y$ , la presión  $p$  a la altura  $y$  está dada por

$$\ln\left(\frac{p}{p_0}\right) = \frac{Mg}{Ra} \ln\left(\frac{T_0 - \alpha y}{T_0}\right)$$

donde  $p_0$  es la presión en la superficie terrestre y  $M$  es la masa molar del aire. El coeficiente  $\alpha$  se denomina razón de decaimiento de temperatura, y varía con las condiciones atmosféricas; un valor medio sería  $0.6^\circ\text{C}/100 \text{ m}$ . *b*) Demuestre que el resultado anterior se reduce al resultado del ejemplo 18.4 (sección 18.1) en el límite en el que  $\alpha \rightarrow 0$ . *c*) Con  $\alpha = 0.6^\circ\text{C}/100 \text{ m}$ , calcule  $p$  para  $y = 8863 \text{ m}$  y compare su respuesta con el resultado del ejemplo 18.4. Tome  $T_0 = 288 \text{ K}$  y  $p_0 = 1.00 \text{ atm}$ .

**18.93. Ecuación de Van der Waals y puntos críticos.** *a*) En las gráficas  $pV$ , la pendiente  $\partial p/\partial V$  a lo largo de una isoterma nunca es positiva. Explique por qué. *b*) Las regiones en las que  $\partial p/\partial V = 0$  representan un equilibrio entre dos fases; el volumen puede cambiar sin un cambio en la presión, como cuando el agua hierve a presión atmosférica. Podemos usar esto para determinar la temperatura, la presión y el volumen por mol en el punto crítico usando la ecuación de estado  $p = p(V, T, n)$ . Si  $T > T_c$ , entonces  $p(V)$  no tiene máximos a lo largo de una isoterma, pero si  $T < T_c$ , entonces  $p(V)$  tiene un máximo. Explique cómo esto nos lleva a la siguiente condición para determinar el punto crítico:

$$\frac{\partial p}{\partial V} = 0 \quad \text{y} \quad \frac{\partial^2 p}{\partial V^2} = 0 \quad \text{es el punto crítico}$$

c) Despeje  $p$  en la ecuación de Van der Waals (ecuación 18.7); es decir, obtenga  $p(V, T, n)$ . Determine  $\partial p/\partial V$  y  $\partial^2 p/\partial V^2$  e iguálas a cero con la finalidad de obtener dos ecuaciones para  $V, T$  y  $n$ . d) La resolución simultánea de las dos ecuaciones obtenidas en el inciso c) da la temperatura y el volumen por mol en el punto crítico,  $T_c$  y  $(V/n)_c$ . Determine estas constantes en términos de  $a$  y  $b$ . (Sugerencia: divida una ecuación entre la otra para eliminar  $T$ .) e) Sustituya estos valores en la ecuación de estado para obtener  $p_c$ , la presión en el punto crítico. f) Use los resultados de los incisos d) y e) para obtener la razón  $RT_c/p_c(V/n)_c$ . Ésta no deberá contener  $a$  ni  $b$  y, por lo tanto, deberá tener el mismo valor para todos los gases. g) Calcule la razón  $RT_c/p_c(V/n)_c$  para los gases  $H_2, N_2$  y  $H_2O$  usando los siguientes datos de punto crítico:

Gas	$T_c$ (K)	$p_c$ (Pa)	$(V/n)_c$ (m <sup>3</sup> /mol)
H <sub>2</sub>	33.3	$13.0 \times 10^5$	$65.0 \times 10^{-6}$
N <sub>2</sub>	126.2	$33.9 \times 10^5$	$90.1 \times 10^{-6}$
H <sub>2</sub> O	647.4	$221.2 \times 10^5$	$56.0 \times 10^{-6}$

(h) Analice la comparación de los resultados del inciso g) con la predicción del inciso f) basada en la ecuación de Van der Waals. ¿Qué

concluye usted acerca de la exactitud de la ecuación de Van der Waals como descripción del comportamiento de los gases cerca del punto crítico?

**18.94.** En el ejemplo 18.7 (sección 18.3) vimos que  $v_{rms} > v_{med}$ . No es difícil demostrar que esto *siempre* sucede. (La única excepción es cuando las partículas tienen la misma rapidez, en cuyo caso  $v_{rms} = v_{med}$ .) a) Para dos partículas con rapidez  $v_1$  y  $v_2$ , demuestre que  $v_{rms} \geq v_{med}$ , sean cuales fueren los valores numéricos de  $v_1$  y  $v_2$ . Después, demuestre que  $v_{rms} > v_{med}$  si  $v_1 \neq v_2$ . b) Suponga que, para un conjunto de  $N$  partículas, se sabe que  $v_{rms} > v_{med}$ . Otra partícula, con rapidez  $u$ , se agrega al conjunto de partículas. Si denotamos las nuevas rapidez eficaz y media con  $v'_{rms}$  y  $v'_{med}$ , demuestre que

$$v'_{rms} = \sqrt{\frac{Nv_{rms}^2 + u^2}{N + 1}} \quad \text{y} \quad v'_{med} = \frac{Nv_{med} + u}{N + 1}$$

c) Use las expresiones del inciso b) para demostrar que  $v'_{rms} > v'_{med}$  sea cual fuere el valor numérico de  $u$ . d) Explique por qué sus resultados de a) y c) juntos demuestran que  $v_{rms} > v_{med}$  para cualquier conjunto de partículas si no todas las partículas tienen la misma rapidez.