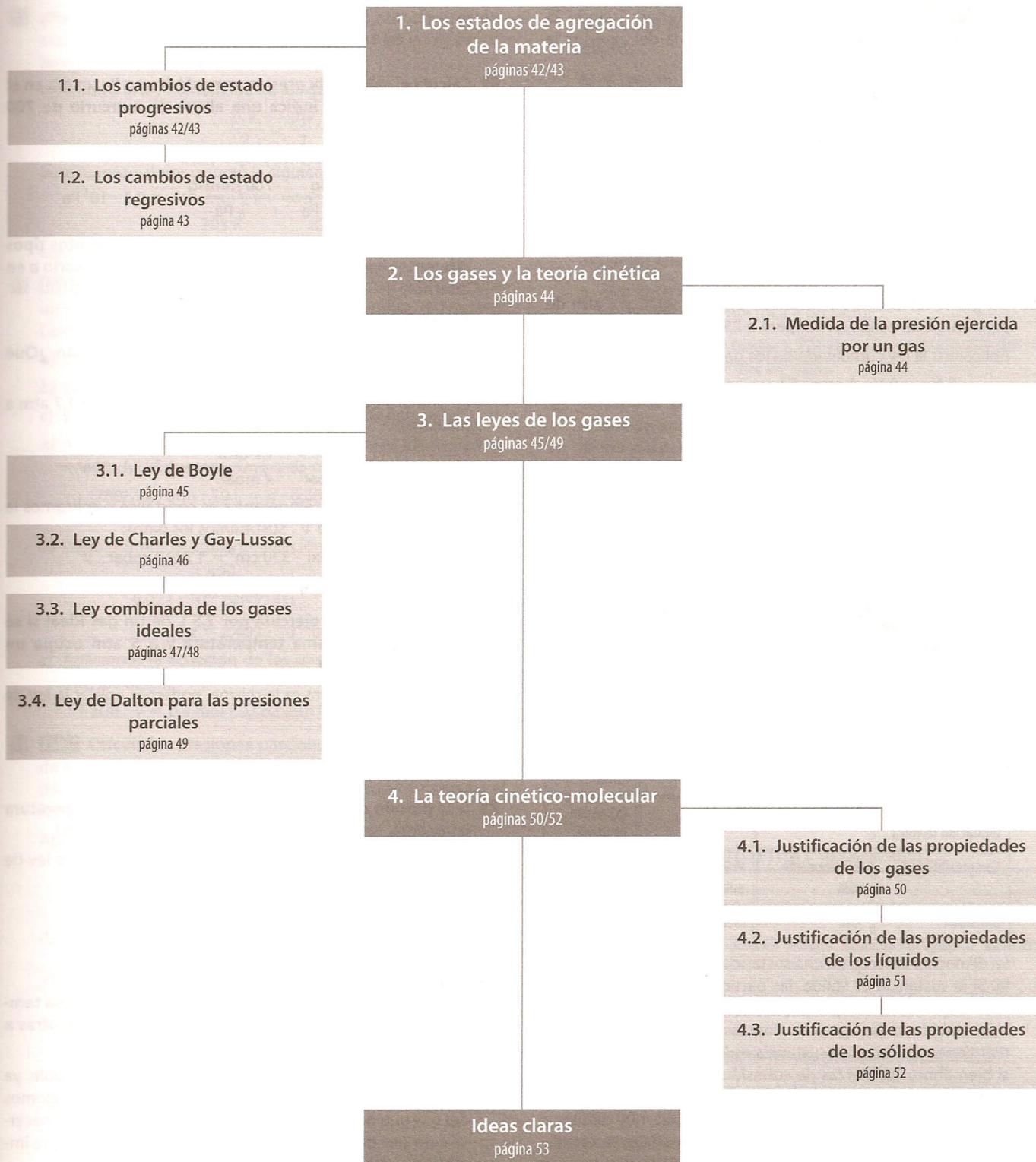


2

Estados de agregación. Teoría cinética

E S Q U E M A D E L A U N I D A D



Cuestiones previas (página 41)

- 1.** ¿Por qué los gases pueden ser comprimidos tan fácilmente y no así los líquidos o los sólidos?

Porque las moléculas de los gases están muy separadas unas de otras y mediante fuerzas se las puede unir más (disminuir su volumen); sin embargo, las partículas de los líquidos y de los sólidos se encuentran muy cerca unas de otras, con pocos espacios vacíos.

- 2.** ¿La ebullición de una sustancia pura sucede siempre a la misma temperatura?

No, depende del valor de la presión exterior. Cuando la presión de vapor de la sustancia iguale a la del exterior, la sustancia entra en ebullición.

- 3.** ¿A qué se debe la presión que ejercen los gases sobre las paredes de los recipientes que los contienen? ¿Cuáles crees que son los factores que la determinan?

Se debe a los choques de las moléculas del gas con las paredes del recipiente.

Los factores últimos que determinan una mayor o menor presión sobre las paredes del recipiente son la masa de las partículas del gas y la velocidad que llevan.

- 4.** Un gas ideal ocupa un volumen de 5 L a 20 °C y 1 atm de presión. ¿Qué volumen ocupará a 25 °C y 2 atm de presión?

Aplicamos la ley combinada de los gases ideales:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}; \frac{1 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{293 \text{ K}} = \frac{2 \text{ atm} \cdot V_2}{298 \text{ K}}; V_2 = 2,5 \text{ L}$$

Actividades (páginas 42/52)

- 1** Basándote en lo estudiado en años anteriores, da una explicación a la variación en la expansión (dilatación térmica) que muestran los tres estados de la materia (tabla 2.1.).

ESTADOS DE LA MATERIA

PROPIEDAD	Sólido	Líquido	Gaseoso
Forma	Propia	Se adapta al recipiente	Se adapta al recipiente
Volumen	Propio	Propio	Ocupa el del recipiente
Rigidez	Rígido (no fluye)	Fluido	Fluido
Expansión o dilatación térmica	Pequeña	Pequeña	Expansión ilimitada
Compresibilidad	Prácticamente nula	Prácticamente nula	Muy elevada
Densidad	Alta	Media	Baja

La dilatación térmica de una sustancia se produce al calentarla. Si la sustancia es sólida, las partículas que la forman aumentan su movilidad pero apenas pueden cambiar de posición debido a las grandes fuerzas de cohesión que las mantienen unidas. Si la sustancia es líquida ocurre lo mismo, si bien ahora las fuerzas de cohesión son algo menores y la sustancia líquida presenta un ligero aumento en su dilatación. En los gases, las fuerzas de cohesión son muy débiles y las partículas que forman el gas adquieren una gran movilidad expandiéndose muy fácilmente.

- 2** ¿En cuál de los tres estados clasificarías los plásticos, la plastilina, el vidrio?

Se los puede clasificar como sólidos amorfos o como líquidos muy viscosos.

- 3** Si utilizáramos agua en lugar de mercurio, ¿qué altura mínima debería tener el tubo del experimento de Torricelli para soportar la presión normal de 1 atm?

Sabemos que 1 atm = 101 300 Pa. Por otra parte, según el principio fundamental de la hidrostática:

$$p_{\text{atm}} = \rho gh$$

Despejando h y sustituyendo, tenemos:

$$h = \frac{101\,300 \text{ Pa}}{1\,000 \text{ kg/m}^3 \cdot 9,8 \text{ m/s}^2} = 10,3 \text{ m}$$

- 4** Calcula el valor de la presión atmosférica en Pa un día en el que el barómetro indica una altura de mercurio de 700 mmHg.

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{760 \text{ mmHg}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = \frac{700 \text{ mmHg}}{x \text{ Pa}}; x = 9,3 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

- 5** ¿Qué es un manómetro?, ¿cómo funciona?, ¿cuántos tipos diferentes hay? Busca la información en un diccionario o en Internet.

RESPUESTA LIBRE.

- 6** Ciertos gases ocupan 320 cm³ a 1 028 mbar de presión. ¿Qué volumen tendrá a una presión de 1,7 atm?

Lo primero que haremos es convertir la presión de 1,7 atm a milibares:

$$\frac{1 \text{ atm}}{1\,013 \text{ mbar}} = \frac{1,7 \text{ atm}}{x \text{ mbar}}; x = 1\,722,1 \text{ mbar}$$

Suponemos que la temperatura es constante y aplicamos la ley de Boyle: $pV = p'V'$. Sustituimos los datos:

$$1\,028 \text{ mbar} \cdot 320 \text{ cm}^3 = 1\,722,1 \text{ mbar} \cdot V'$$

$$V' = 191 \text{ cm}^3$$

- 7** Calcula la presión ejercida por 2,5 L de un gas ideal si se sabe que a la misma temperatura y a 5 atm ocupa un volumen de 100 mL.

Como la temperatura es la misma, podemos aplicar la ley de Boyle: $p_1 V_1 = p_2 V_2$

Sustituimos valores:

$$5 \text{ atm} \cdot 0,1 \text{ L} = p_2 \cdot 2,5 \text{ L}; p_2 = 0,2 \text{ atm}$$

- 8** Si la presión de 10 L de hidrógeno se triplica a temperatura constante, ¿en qué porcentaje cambiará el volumen?

Como la temperatura es la misma, podemos aplicar la ley de Boyle: $p_1 V_1 = p_2 V_2$

Sustituimos valores:

$$p_1 \cdot 10 \text{ L} = 3p_1 \cdot V_2; V_2 = 10/3 \text{ L}$$

Es decir, disminuye la tercera parte un 33,3 %.

- 9** ¿Qué volumen correspondería a un gas que está a una temperatura de -273 °C? ¿Qué significado físico encuentras a ese resultado?

Le correspondería un volumen de 0 L. Eso es imposible, ya que si hemos partido de un número determinado de átomos del gas que ocupan un cierto volumen, este no puede hacerse cero por disminución de su temperatura, puesto que implicaría la desaparición de los átomos.

- 10** A una temperatura de 25 °C una masa de gas ocupa un volumen de 150 cm³. Si a presión constante se calienta hasta 90 °C, ¿cuál será el nuevo volumen?

Aplicamos la ley de Charles y Gay-Lussac:

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

Sustituimos valores:

$$\frac{150 \text{ cm}^3}{298 \text{ K}} = \frac{V_2}{363 \text{ K}}; V_2 = 182,7 \text{ cm}^3$$

- 11** De un gas conocemos el volumen que ocupa; ¿es suficiente hecho para conocer la cantidad de gas presente?

No. Además, debemos conocer la presión y la temperatura a la que se encuentra.

- 12** ¿Pueden 2 L de un gas ideal, a 20 °C y 2 atm de presión, ocupar un volumen de 3 L si modificamos las condiciones hasta 4 atm y 606 °C?

Aplicamos la ley combinada de los gases ideales:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

Sustituimos valores y como la siguiente igualdad es cierta:

$$\frac{2 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{293 \text{ K}} = \frac{4 \text{ atm} \cdot 3 \text{ L}}{879 \text{ K}}$$

concluimos que el enunciado si es posible.

- 13 PAU** Se sabe que cierta cantidad de gas ideal a 20 °C ocupa un volumen de 10 L cuando el manómetro indica 780 mmHg. Calcula:

a) La cantidad de gas en mol.

b) El número de partículas gaseosas allí existentes.

c) El volumen que ocuparía en condiciones normales.

a) Aplicando la ecuación general de los gases ideales, $pV = nRT$, calculamos el número de moles del gas:

$$(780/760) \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} = n \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 293 \text{ K}$$
$$n = 0,4 \text{ mol}$$

b) Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ partículas}} = \frac{0,4 \text{ mol}}{x \text{ partículas}}$$
$$x = 2,409 \cdot 10^{23} \text{ partículas}$$

c) Aplicamos la ecuación de los gases: $pV = nRT$ y sustituimos los datos:

$$1 \text{ atm} \cdot V = 0,4 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 273 \text{ K}; V = 9 \text{ L}$$

- 14 PAU** Calcula las presiones parciales que ejercen cada uno de los gases de una mezcla formada por 4 g de hidrógeno (H_2) y 8 g de oxígeno (O_2) si el manómetro instalado en el recipiente marca 2 atm.

Aplicamos la ley de las presiones parciales de Dalton:

$$p_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2} p}{n_{\text{T}}} \quad p_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} p}{n_{\text{T}}}$$
$$n_{\text{H}_2} = \frac{4 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol de H}_2; n_{\text{O}_2} = \frac{8 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol de O}_2$$

Sustituimos:

$$p_{\text{H}_2} = 2 \text{ mol} \cdot \frac{2 \text{ atm}}{2,25 \text{ mol}} = 1,78 \text{ atm}$$

$$p_{\text{O}_2} = 0,25 \text{ mol} \cdot \frac{2 \text{ atm}}{2,25 \text{ mol}} = 0,22 \text{ atm}$$

Se comprueba, así, que la suma de ambas sustancias coincide con la presión total:

$$1,78 \text{ atm} + 0,22 \text{ atm} = 2 \text{ atm}$$

- 15** Según la teoría cinético-molecular, explica por qué todos los gases, a temperatura y presión normales, cumplen las leyes de Boyle y de Charles y Gay-Lussac.

Porque en esas condiciones las moléculas de los gases están muy separadas entre sí y ejercen poca atracción.

A bajas temperaturas, cerca de la licuefacción, disminuye la energía cinética y aumentan las fuerzas de atracción entre las moléculas, estas se unen y hay menos partículas individuales y, por lo tanto, menos choques que los que predice la teoría cinética.

A presiones altas, el gas se encuentra comprimido, y el volumen ocupado por las propias moléculas (despreciado en las leyes) es una parte importante del volumen total.

- 16** Define presión de vapor de un líquido. ¿Es única para cada sustancia? Puedes utilizar Internet para comprobar tu respuesta.

Es la presión de equilibrio ejercida, a una determinada temperatura, por las moléculas del líquido que pasan a la fase de vapor y por las de vapor que pasan a la fase líquida.

Su valor es independiente de las cantidades de líquido y vapor presentes (mientras existan ambos), pero sí depende del tipo de sustancia y de su temperatura.

- 17** ¿Cómo podríamos elevar la temperatura de ebullición del agua por encima de 100 °C? ¿Y hacer que hierva a 60 °C?

- Aumentando la presión. Por ejemplo, dejando salir poco vapor del recipiente (olla a presión).
- Disminuyendo la presión. Por ejemplo, sacando aire del recipiente con una bomba de vacío.

- 18** Observa la tabla 2.4 e indica un rango de temperaturas en el que se encuentre la temperatura de ebullición del éter dietílico a presión normal.

	$p_v(0^\circ\text{C})$	$p_v(25^\circ\text{C})$	$p_v(50^\circ\text{C})$	$p_v(100^\circ\text{C})$
Agua	0,0060	0,0313	0,217	1,000
Éter dietílico	0,2434	0,6184	1,7434	6,3934

Entre 25-50 °C y más cerca de 50 que de 50 °C, porque en ese intervalo la presión de vapor alcanza el valor de 1 atm.

- 19** Teniendo en cuenta la teoría cinético-molecular, identifica entre los siguientes modelos realizados por ordenador, cuáles corresponden a las trayectorias seguidas por las partículas de un sólido, de un líquido y de un gas.

La de la izquierda son las trayectorias de las partículas de un gas, las del centro, de un líquido y las de la derecha, de un sólido.

Cuestiones y problemas (páginas 56/57)

Estados de la materia

- 1** Indica tres propiedades físicas que distingan a sólidos, líquidos y gases.

La forma, la densidad, la mayor o menor compresibilidad, la fluidez...

- 2** ¿Cuál es la diferencia entre evaporación y ebullición?

La evaporación es el paso de líquido a gas producido en la superficie libre de los líquidos.

La ebullición es el paso de líquido a gas que sucede en toda la masa de líquido.

- 3** El término «fluidos» se aplica por igual a líquidos y a gases. Ahora bien, ¿cuál de las dos formas de materia manifiesta una menor tendencia a fluir? ¿Por qué?

Los líquidos, pues en ellos las fuerzas existentes entre sus partículas son mayores.

- 4** ¿Por qué sentimos frío al salir mojados de la piscina?

El proceso de evaporación consume energía; entonces, la energía cinética media de las moléculas que permanecen en estado líquido desciende, y la temperatura disminuye. Al bajar la temperatura del líquido, este tiene que absorber calor de los alrededores, en este caso de la piel.

- 5** Si rodeas el bulbo de un termómetro que está marcando la temperatura ambiente con un paño humedecido en agua que también está a temperatura ambiente, ¿marcará lo mismo el termómetro? Razona tu respuesta.

No, pues la evaporación del líquido del paño producirá un enfriamiento del entorno, y la temperatura del termómetro descenderá.

- 6** Por las mañanas es frecuente observar gotitas de agua (rocío) sobre las hojas de las plantas; ¿cómo se han formado?

Por la condensación del vapor de agua que contiene la atmósfera sobre superficies frías.

- 7** ¿Cuál es la diferencia entre rocío y escarcha?

El rocío es agua líquida producida por la condensación del vapor de agua que contiene la atmósfera sobre superficies frías. La escarcha es agua congelada producida por la sublimación del vapor de agua de la atmósfera sobre superficies muy frías, inferiores a 0 °C.

Leyes de los gases

- 8** Explica por qué las variaciones de altura de la columna de mercurio en un barómetro constituyen una medida de la presión atmosférica en ese momento.

Porque, en cada momento, la altura de la columna de mercurio se ajusta para equilibrar la fuerza ejercida por la atmósfera sobre la superficie libre del mercurio de la cubeta.

- 9** ¿Qué significa que la relación entre la presión de un gas y el volumen que ocupa (cuando la temperatura se mantiene constante) sea hipérbólica?

Que la relación pV se ajusta a la ecuación de una hipérbola:

$$V = k \frac{1}{p}$$

- 10** ¿Por qué la gráfica $V-T$, a presión constante, es una recta?

Porque la relación $V-T$ se ajusta a una ecuación lineal:

$$V = kT$$

donde la constante k representa la pendiente de la recta.

- 11** ¿Qué significa ley combinada de los gases?

La ley combinada de los gases es aquella que tiene en cuenta las variaciones de p , T y V de un gas ideal, es decir, cuando ninguna de las tres magnitudes permanece constante.

- 12** ¿Qué se entiende por gas ideal?

Gas ideal es aquel que cumple al 100 % la ley combinada de los gases.

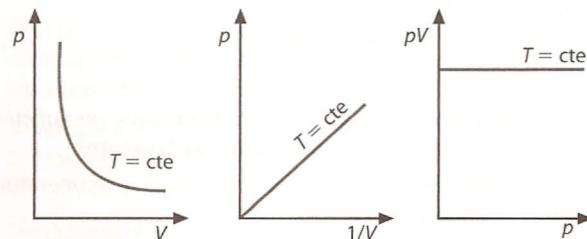
- 13** ¿Por qué no se puede alcanzar el cero absoluto de temperatura?

- 14** Porque a esa temperatura, el volumen de una masa inicial de gas se haría cero, es decir, ¡desaparecería!

El manómetro que se utiliza para calcular la presión de los neumáticos de un vehículo, ¿mide la presión absoluta en el interior del neumático?

No, mide la diferencia entre la presión interna y la presión atmosférica externa.

- 15** ¿Algunas de estas gráficas representan la ley de Boyle?



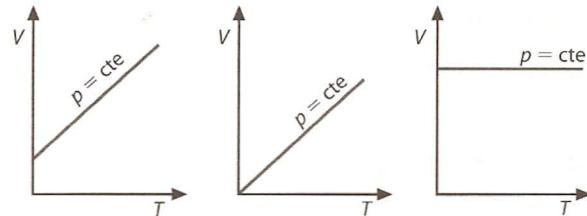
Las tres gráficas representan la ley de Boyle:

$$p = \frac{k}{V}$$

$$p = k \left(\frac{1}{V} \right)$$

$$pV = k$$

- 16** ¿Algunas de estas gráficas representan la ley de Charles y Gay-Lussac?



Ninguna representa esta ley:

- En la gráfica de la izquierda se observa que a 0 K el gas ocupa un cierto volumen, esto no puede ser, pues a $T = 0$ K; $V = 0$.
- En la siguiente no se ha tenido en cuenta la licuefacción del gas (a menos que pensemos que se trata de un gas ideal que no se licuara). Sabemos que a partir de ese punto no se cumple la ley de Charles.
- En la gráfica de la derecha la recta debe tener pendiente (la presión que corresponda).

- 17** ¿Se podría usar un gas como sustancia termométrica?

Sí, tanto considerando las variaciones de su volumen como las variaciones de su presión.

- 18** Indica de forma razonada si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Si se calienta un gas desde 10 °C hasta 20 °C, a presión constante, el volumen se duplica.
 - El volumen se reduce a la mitad si se enfriá un gas desde 273 °C hasta 0 °C, a presión constante.
 - Si se enfriá un gas desde 600 °C hasta 200 °C, a presión constante, el volumen se reduce a la tercera parte.
- a**) Falsa, pues 283 K (10 °C) no es el doble que 293 K (20 °C).
b) Verdadera, pues 546 K (273 °C) es el doble que 273 K (0 °C).
c) Falsa, pues 873 K (600 °C) no es el triple que 473 K (200 °C).

- 19** ¿Se puede aumentar el volumen de un gas sin calentarlo? Razona tu respuesta.

Sí, disminuyendo la presión a temperatura constante.

$$pV = p'V'$$

$$\text{si } V' > V, \text{ entonces } p' < p.$$

20 Una habitación tiene las siguientes medidas: 10 m de largo, 5 m de ancho y 3 m de alto. Si la temperatura de la misma pasa de 10 °C a 25 °C al encender la calefacción, ¿qué volumen de aire, medido a 25 °C, entrará o saldrá de la habitación por los resquicios de puertas y ventanas?

A presión constante:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow \frac{150 \text{ m}^3}{273 \text{ K}} = \frac{V_2}{298 \text{ K}}$$

con lo que: $V_2 = 158 \text{ m}^3$

Por tanto, saldrá una cantidad de aire de:

$$158 \text{ m}^3 - 150 \text{ m}^3 = 8 \text{ m}^3$$

21 Calcula cuántos recipientes de 2 L a 20 °C y 1 atm de presión se pueden llenar con los 50 L de oxígeno que contiene una bombona de este gas a 6 atm y 20 °C.

Como la temperatura es constante: $p_1 V_1 = p_2 V_2$, por lo que, sustituyendo los datos:

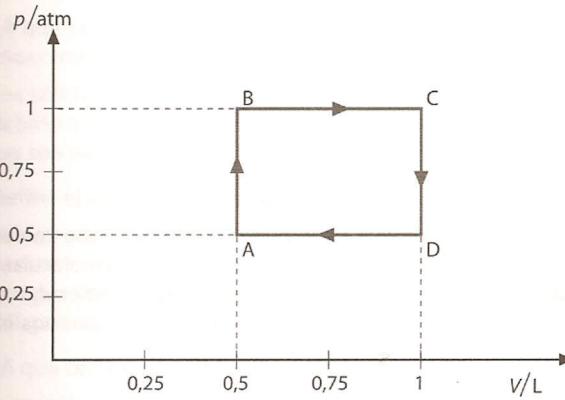
$$6 \text{ atm} \cdot 50 \text{ L} = 1 \text{ atm} \cdot V_2$$

$$V_2 = 300 \text{ L}$$

Luego, el número de recipientes es:

$$\frac{300 \text{ L}}{2 \text{ L} (\text{cada recipiente})} = 150 \text{ recipientes}$$

22 La gráfica siguiente muestra las transformaciones sufridas por una masa de gas ideal que inicialmente se encontraba en el punto A a una temperatura de 25 °C. Calcula la temperatura del gas en los puntos B, C y D.



Paso de A a B (proceso a $V = \text{cte}$):

$$\frac{p_A}{T_A} = \frac{p_B}{T_B} \Rightarrow \frac{0,5 \text{ atm}}{298 \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm}}{T_B}; T_B = 596 \text{ K} = 323 \text{ °C}$$

Paso de B a C (proceso a $p = \text{cte}$):

$$\frac{V_B}{T_B} = \frac{V_C}{T_C} \Rightarrow \frac{0,5 \text{ L}}{596 \text{ K}} = \frac{1 \text{ L}}{T_C}; T_C = 1192 \text{ K} = 919 \text{ °C}$$

Paso de C a D (proceso a $V = \text{cte}$):

$$\frac{p_C}{T_C} = \frac{p_D}{T_D} \Rightarrow \frac{1 \text{ atm}}{1192 \text{ K}} = \frac{0,5 \text{ atm}}{T_D}; T_D = 596 \text{ K} = 323 \text{ °C}$$

23 En un recipiente de 4 L de capacidad hay un gas a la presión de 6 atm. Calcula el volumen que ocuparía si el valor de la presión se duplicase, sin variar la temperatura.

Aplicamos la ley de Boyle, $p_1 V_1 = p_2 V_2$, y sustituimos los datos:

$$6 \text{ atm} \cdot 4 \text{ L} = 12 \text{ atm} \cdot V_2; V_2 = 2 \text{ L}$$

24 Un gas ocupa un volumen de 2 L en condiciones normales de presión y temperatura. ¿Qué volumen ocupará la misma masa de gas a 2 atm de presión y 50 °C de temperatura?

Aplicamos la ecuación combinada de los gases ideales y sustituimos los datos:

$$\frac{1 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{273 \text{ K}} = \frac{2 \text{ atm} \cdot V_2}{323 \text{ K}}; V_2 = 1,18 \text{ L}$$

25 Un gas ocupa un volumen de 80 cm³ a 10 °C y 715 mmHg de presión. ¿Qué volumen ocupará en condiciones normales?

Aplicamos la ecuación combinada de los gases ideales y sustituimos los datos:

$$\frac{715 \text{ mmHg} \cdot 80 \text{ cm}^3}{273 \text{ K}} = \frac{760 \text{ mmHg} \cdot V_2}{283 \text{ K}}$$

$$V_2 = 72,6 \text{ cm}^3$$

26 Tenemos 400 cm³ de oxígeno en condiciones normales. ¿Qué presión ejercerá un volumen de 500 cm³ si la temperatura aumenta en 25 °C?

Aplicando la ecuación combinada de los gases y sustituendo los datos:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

$$\frac{1 \text{ atm} \cdot 400 \text{ cm}^3}{273 \text{ K}} = \frac{p_2 \cdot 500 \text{ cm}^3}{298 \text{ K}}$$

$$p_2 = 0,87 \text{ atm}$$

27 Calcula la densidad del ácido clorhídrico (HCl) a 650 mmHg y 70 °C.

Aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$p = \frac{n}{V} RT = \frac{m}{\text{masa molar} \cdot V} RT = \frac{\rho}{\text{masa molar}} RT$$

$$\rho = \frac{p \cdot \text{masa molar}}{RT}$$

$$\rho = \frac{(650/760) \text{ atm} \cdot 36,5 \text{ g/mol}}{0,082 \text{ atm L/mol} \cdot 343 \text{ K}} = 1,11 \text{ g/L}$$

28 La densidad de un gas es 1,48 g/L en condiciones normales. ¿Cuál será su densidad a 320 K y 730 mmHg?

Despejamos la masa molar en la ecuación de los gases ideales:

$$\text{masa molar} = \frac{\rho_1 RT_1}{p_1} =$$

$$= \frac{1,48 \text{ g/L} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 33,13 \text{ g/mol}$$

Calculamos la nueva densidad:

$$\rho_2 = \frac{p_2 \cdot \text{masa molar}}{RT_2} =$$

$$= \frac{(730/760) \text{ atm} \cdot 33,13 \text{ g/mol}}{0,082 \text{ atm L/mol} \cdot 320 \text{ K}} = 1,21 \text{ g/L}$$

29 ¿Qué volumen ocupan, en condiciones normales, 14 g de nitrógeno?

Establecemos la relación:

$$\frac{28 \text{ g de nitrógeno}}{22,4 \text{ L}} = \frac{14 \text{ g de nitrógeno}}{x \text{ L}}; x = 11,2 \text{ L}$$

30 Se tienen 4 L de un gas en condiciones normales.

a) ¿Qué volumen ocupará a 30 °C y 2 atm de presión?

b) ¿Cuántas partículas de gas hay en la muestra?

a) Aplicamos la ley combinada de los gases y sustituimos:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p'V'}{T'}$$

$$\frac{1 \text{ atm} \cdot 4 \text{ L}}{273 \text{ K}} = \frac{2 \text{ atm} \cdot V'}{303 \text{ K}}; V' = 2,22 \text{ L}$$

b) Sabemos que 1 mol de gas en condiciones normales ocupa un volumen de 22,4 L y contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas; por consiguiente:

$$4 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} =$$

$$= 1,075 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de gas}$$

31 Se dispone de 45,0 g de metano (CH_4) a 27 °C y 800 mmHg. Calcula:

a) El volumen que ocupa en las citadas condiciones.

b) El número de moléculas existentes.

a) Aplicando la ecuación de los gases ideales:

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

$$V = \frac{(45,0 \text{ g}/16 \text{ g/mol}) \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 300 \text{ K}}{(800/760) \text{ atm}} = 66 \text{ L}$$

b) Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{16 \text{ g de metano}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = \frac{45 \text{ g de metano}}{x \text{ moléculas}}$$
$$x = 1,7 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de metano} (\text{CH}_4)$$

32 Sabiendo que la densidad media del aire a 0 °C y 1 atm de presión es 1,293 g/L, calcula la masa molecular media del aire.

Aprovechando que la densidad está medida en CN, podemos hallar el mol de aire con la siguiente relación:

$$\frac{1,293 \text{ g}}{1 \text{ L}} = \frac{x \text{ g}}{22,4 \text{ L}}$$

$$x = 28,96 \text{ g en 1 mol de aire}$$

Por tanto, la masa molecular del aire será 28,96 u.

33 En un matraz de 1 L están contenidos 0,9 g de un gas a la temperatura de 25 °C. Un manómetro acoplado al matraz indica 600 mmHg. Calcula la masa molecular del gas.

Aplicamos la ecuación de los gases ideales para calcular la cantidad de sustancia:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{(600/760) \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 298 \text{ K}} = 0,032 \text{ mol}$$

Como esa cantidad de sustancia está en los 0,9 g:

$$\frac{0,032 \text{ mol}}{0,9 \text{ g}} = \frac{1 \text{ mol}}{x \text{ g}}; x = 28,1 \text{ g}$$

Por tanto, la masa molecular del gas será 28,1 u.

34 ¿Qué presión indicará el manómetro anterior si calentamos el gas hasta 80 °C?

Tenemos que aplicar la ecuación combinada de los gases ideales:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

Como el volumen es constante, podemos escribir:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \rightarrow \frac{600 \text{ mmHg}}{298 \text{ K}} = \frac{p_2}{353 \text{ K}}; p_2 = 710,7 \text{ mmHg}$$

35 Un recipiente cerrado de 0,75 L contiene CO_2 a la presión de 6 atm y 27 °C de temperatura. Calcula:

a) La masa de CO_2 que contiene.

b) La presión cuando la temperatura sea de -173 °C.

a) Se calcula el número de moles de CO_2 , aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{6 \text{ atm} \cdot 0,75 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L/K mol} \cdot 300 \text{ K}} = 0,18 \text{ mol}$$

De este modo:

$$m = n \cdot \text{masa molar} = 0,18 \cdot 44 \text{ g/mol} = 7,92 \text{ g}$$

b) Como el recipiente está cerrado, el volumen permanece constante; por consiguiente:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

Sustituyendo:

$$\frac{6 \text{ atm}}{300 \text{ K}} = \frac{x \text{ atm}}{100 \text{ K}}$$
$$x = 2 \text{ atm}$$

36 PAU Se sabe que 0,702 g de un gas encerrado en un recipiente de 100 cm³ ejerce una presión de 700 mmHg cuando la temperatura es de 27 °C. El análisis del gas ha mostrado la siguiente composición: 38,4% de C, 4,8% de H y 56,8% de Cl. Calcula su fórmula molecular.

Hallamos n, y con él su masa molecular (requisito imprescindible para posteriormente calcular la fórmula molecular):

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{(700/760) \text{ atm} \cdot 0,1 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 300 \text{ K}} = 0,00374 \text{ mol}$$

Luego, si:

$$\frac{0,702 \text{ g}}{0,00374 \text{ mol}} = \frac{x \text{ g}}{1 \text{ mol}}; x = 187,7 \text{ g/mol}$$

entonces, la masa molecular será 187,8 u.

Hallamos los moles de átomos de cada elemento:

$$\frac{38,4 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 3,2 \text{ mol de átomos de carbono}$$

$$\frac{4,8 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 4,8 \text{ mol de átomos de hidrógeno}$$

$$\frac{56,8 \text{ g}}{35,5 \text{ g/mol}} = 1,6 \text{ mol de átomos de cloro}$$

Dividiendo entre el menor:

$$\frac{3,2}{1,6} = 2$$

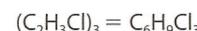
$$\frac{4,8}{1,6} = 3$$

$$\frac{1,6}{1,6} = 1$$

La fórmula empírica es $(\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl})_n$. Como la masa molecular del compuesto es 187,7 u, para hallar la fórmula molecular, dividimos esa masa molecular entre la masa molecular de la fórmula empírica. El resultado es un número que nos indica cuántas veces se repite la fórmula empírica:

$$\frac{187,7 \text{ u}}{62,5 \text{ u}} = 3$$

De este modo, la fórmula molecular será:



37 PAU Una cantidad de 35,2 g de un hidrocarburo ocupa en estado gaseoso 13,2 L medidos a 1 atm y 50 °C. Sabiendo que el 85,5 % es carbono, calcula su fórmula molecular.

Despejando la masa molar en la ecuación de los gases ideales:

$$\text{masa molar} = \frac{mRT}{pV} =$$

$$= \frac{35,2 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 323 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 13,2 \text{ L}} = 70,6 \text{ g/mol}$$

Hallamos la fórmula empírica del hidrocarburo (recordando que un hidrocarburo solo contiene carbono e hidrógeno, por lo que la diferencia desde 85,5 hasta 100 corresponde al tanto por ciento de hidrógeno):

$$\frac{85,5 \text{ g de carbono}}{12 \text{ g/mol}} = 7,125 \text{ mol de carbono}$$

$$\frac{14,5 \text{ g de hidrógeno}}{1 \text{ g/mol}} = 14,5 \text{ mol de hidrógeno}$$

Dividiendo ambos resultados entre 7,125, queda la siguiente relación: 1 mol de carbono y 2 mol de hidrógeno.

Por tanto, la fórmula empírica será CH_2 , de masa molar 14 g/mol. Dividiendo la masa molar del hidrocarburo entre la masa molar de la fórmula empírica (70,6 g/mol/14 g/mol), comprobamos que la fórmula molecular es cinco veces superior a la empírica, es decir, la fórmula molecular es C_5H_{10} .

PAU Un recipiente contiene 50 L de un gas de densidad 1,45 g/L. La temperatura a la que se encuentra el gas es de 323 K, y su presión, de 10 atm. Calcula:

a) Los moles que contiene el recipiente.

b) La masa de un mol del gas.

a) Primero hallamos la cantidad de sustancia:

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{10 \text{ atm} \cdot 50 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 323 \text{ K}} = 18,87 \text{ mol}$$

b) Despejamos la masa molar en la ecuación de los gases ideales:

$$\text{masa molar} = \frac{pRT}{p} = \frac{1,45 \text{ g/L} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 323 \text{ K}}{10 \text{ atm}} = 3,8 \text{ g/mol}$$

Teoría cinético-molecular

■ ¿Qué es una teoría? Indica lo que explica la teoría cinético-molecular de la materia.

Es un conjunto de leyes que explican un determinado fenómeno. La teoría cinético-molecular explica el comportamiento y propiedades de la materia.

■ ¿A qué se debe que los sólidos formen estructuras geométricas muy ordenadas y los líquidos y gases no?

Los sólidos forman estructuras geométricas muy ordenadas debido a las intensas fuerzas entre sus partículas; estas fuerzas son menores en los líquidos y aún menores en los gases.

■ Define el concepto de presión de vapor.

Es la presión que se obtiene cuando, a una determinada temperatura, existe un equilibrio entre el número de partículas que pasan del estado líquido al gaseoso y el de las que pasan del gaseoso al líquido.

■ ¿A qué temperatura hierve un líquido?

A aquella en la cual la presión de vapor coincide con la presión del aire del recinto.

■ Las moléculas de SO_2 son más pesadas que las de O_2 y, sin embargo, según la teoría cinético-molecular, sus energías cinéticas promedio a la misma temperatura son iguales. ¿Cómo es esto posible?

En la ecuación de la energía cinética ($\frac{1}{2} mv^2$) podemos observar que una partícula de masa alta moviéndose a una velocidad baja puede tener la misma energía cinética que otra de masa baja moviéndose a velocidad alta.

■ Cuando se abre la llave de una bombona de butano, el líquido de su interior se transforma en gas. ¿Cómo puede ocurrir este cambio de estado si no ha habido suministro de energía?

La presión a la que se encuentra el líquido de la bombona es alta, superior a la atmosférica, por lo que solo algunas partículas de líquido pasan al estado de vapor (y al revés) hasta alcanzar un cierto equilibrio. Pero al abrir la llave disminuye la presión del interior y un número mayor de partículas del líquido puede alcanzar el estado de vapor (al disminuir las fuerzas de atracción entre ellas).

■ La mejor manera de secar la ropa es extenderla al sol y ponerla donde sopla el viento. ¿Por qué?

Al aumentar la superficie, hay mayor número de moléculas en la superficie libre del líquido expuestas a una temperatura más alta. El viento se encarga de arrastrar las moléculas de vapor, con lo que se impide su condensación, y de esta forma aumenta la cantidad de líquido que se evapora.

■ En los pueblos de alta montaña lleva más tiempo cocinar las legumbres en agua hirviendo que en los pueblos de la costa. ¿Por qué?

En las montañas, la presión atmosférica es inferior que al nivel del mar, por lo que el agua hierve a menos de 100 °C, y los alimentos deben estar más tiempo cociendo.

■ ¿Cuál es el fundamento de las ollas a presión?

La presión que existe en el interior de la olla a presión es superior a 760 mmHg, debido a la acumulación del vapor, que apenas puede escapar al exterior; entonces, la temperatura de ebullición del agua aumenta, y, con la mayor temperatura que se logra alcanzar, se incrementa la velocidad de las reacciones químicas que ocurren en la cocción.

■ Comenta la siguiente frase: «Los líquidos con temperaturas de ebullición altas a presiones normales tienen presiones de vapor bajas».

Es verdadera. Por ejemplo, el éter dietílico (véase tabla 2.4 del *Libro del alumno*) debe hervir, a presión normal, a unos 30 °C.

Eso significa que a 30 °C ya tiene una presión de vapor de 760 mmHg. Sin embargo, el agua hierve a 100 °C (a presión normal), es decir, a 30 °C su presión de vapor es todavía baja.

■ ¿Cuál es el aumento de la energía cinética media de las partículas de un gas, si se eleva su temperatura en 10 °C?

La teoría cinético-molecular demuestra que:

$$\bar{E}_c = KT$$

Si aumentamos la temperatura en 10 °C, la nueva energía cinética media de las partículas del gas será:

$$\bar{E}'_c = K(T + 10) = KT + K \cdot 10 = \bar{E}_c + 2,07 \cdot 10^{-22} \text{ J}$$

Es decir, el aumento habrá sido de $2,07 \cdot 10^{-22}$ J.

■ Si la velocidad media de las partículas de un gas se duplica, ¿qué ocurre con su temperatura?

Igualando la ecuación de la cuestión anterior a $\frac{1}{2} mv^2$, tenemos:

$$\bar{E}_c = KT = \frac{1}{2} mv^2$$

Si la velocidad se duplica, entonces:

$$\frac{1}{2} m(2v)^2 = KT'; \frac{1}{2} m 4v^2 = KT'$$

Como $\frac{1}{2} mv^2 = E_c$; $4\bar{E}_c = KT'$; o lo que es lo mismo:

$$4 \cdot KT = KT'$$

Es decir, $T' = 4T$. La nueva temperatura se cuadriplica.

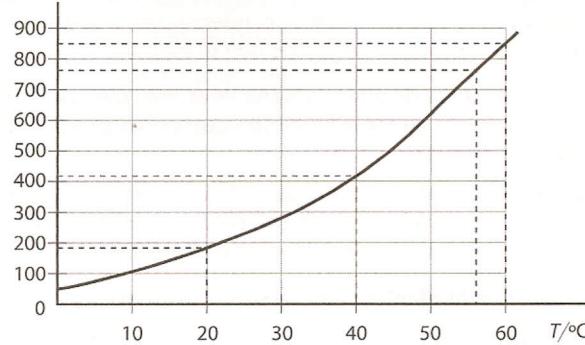
■ Construye una curva de p_v-T para la acetona a partir de los siguientes datos:

Temperatura (°C)	Presión (mmHg)
0	50
20	190
40	410
60	850

A partir de la gráfica, indica el punto de ebullición de la acetona en recipientes abiertos (a presión de 1 atm).

La acetona hierve a 56 °C.

p/mmHg



- 52 Con los datos del ejercicio anterior y los de la tabla 2.4, indica cuál de las tres sustancias es más volátil: la acetona, el agua o el éter dietílico. ¿Por qué?

	$p_v(0\text{ }^\circ\text{C})$	$p_v(25\text{ }^\circ\text{C})$	$p_v(50\text{ }^\circ\text{C})$	$p_v(100\text{ }^\circ\text{C})$
Agua	0,0060	0,0313	0,217	1,000
Éter dietílico	0,2434	0,6184	1,7434	6,3934

En esta tabla 2.4 puede apreciarse cómo el éter dietílico hierve (en recipientes abiertos) a una temperatura comprendida entre 25 °C y 50 °C (ya que en ese intervalo la presión de vapor alcanza el valor de 1 atm), mientras que la gráfica del problema anterior muestra que a 760 mmHg (1 atm) la acetona alcanza la temperatura de ebullición a 56 °C. Por consiguiente, es más volátil el éter dietílico que la acetona.

Evaluación (página 58)

Señala en cada caso la respuesta que consideres correcta:

1. Un litro de aire tiene una masa de 1,29 g, a 0 °C y 1 atm de presión. ¿Qué masa tendrán 2 L de un gas cuya densidad sea el doble que la del aire?

- a) 2,58 g
- b) 5,16 g
- c) 1,29 g

2. El paso de líquido a sólido:

- a) Desprende energía.
- b) Es un cambio químico.
- c) Se produce a cualquier temperatura.

3. El paso de líquido a vapor:

- a) Desprende energía.
- b) Es un cambio químico.
- c) Se produce a cualquier temperatura.

4. Si se aumenta la presión de un gas al doble, su nuevo volumen:

- a) Aumenta el doble.
- b) Disminuye la mitad.
- c) Depende de la temperatura a la que se haya hecho el proceso.

5. La presión que ejerce una masa de gas a 25 °C en el interior de un recipiente herméticamente cerrado cuando se calienta hasta 50 °C:

- a) Aumenta el doble.
- b) Disminuye la mitad.
- c) Aumenta 1,084 veces.

6. Un mol de un compuesto cualquiera:

- a) Ocupa un volumen de 22,4 L.
- b) Ocupa un volumen de 22,4 L, solo en condiciones normales.
- c) Contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de ese compuesto.

7. La masa de 10 L de O₂ medidos a 780 mmHg y 20 °C es:

- a) 13,7 g
- b) 74,9 g
- c) 50,4 g

8. Los gases ejercen presión sobre todo lo que les rodea debido a:

- a) Que sus moléculas están muy separadas.
- b) Que las colisiones de sus moléculas son elásticas.
- c) Las colisiones de sus moléculas con el entorno.

9. Las moléculas que se evaporan de la superficie de un líquido contenido en un recipiente no completamente cerrado:

- a) Escapan en su totalidad.
- b) Pueden chocar unas con otras y retornar al líquido.
- c) Terminan todas por retornar al líquido.

10. El punto de ebullición de un líquido depende:

- a) Únicamente de su presión de vapor.
- b) De su presión de vapor y de la presión atmosférica.
- c) De la temperatura y de la presión exterior.