

## Actividades

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



La dilatación térmica tiene un fundamento físico diferente en líquidos, gases y sólidos. En los **gases** las moléculas están deslocalizadas, por lo que a lo largo del tiempo una molécula puede llegar a ocupar cualquier posición en el seno de la masa gaseosa, el calentamiento produce un aumento de la energía cinética de cada molécula lo cual aumenta la presión del mismo, que a su vez es el fundamento de la dilatación térmica que produce una **ilimitada expansión**. En los **sólidos** antes de la fusión o aparición de deformaciones por calor, cada molécula está constreñida a moverse alrededor de una pequeña región alrededor de la posición de equilibrio de la misma. Al aumentar la temperatura la molécula realiza oscilaciones alrededor de su posición de equilibrio lo cual tiene el efecto de expandir el sólido en una pequeña magnitud. En los **líquidos** el proceso es más complejo y presenta características intermedias entre gases y sólidos, las partículas gozan de cierta movilidad relativa en el seno del líquido pero no es muy grande ya que existen fuerzas que se oponen a su dilatación, presenta valores intermedios entre sólidos y gases.



2 *Aparentemente, las cosas parecen muy claras, pero... ¿en cuál de los tres estados clasificarías las siguientes sustancias: plásticos, plastilina, vidrio?*



Se consideran líquidos muy viscosos ya que no tienen estructura cristalina ni punto de fusión definido.



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?*



$$P = \rho \cdot g \cdot h \Rightarrow h = \frac{P}{\rho g} = \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1000 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \cdot 9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}} = 10,34 \text{ m}$$



4 *Calcula la presión que ejerce la atmósfera, en Pa, cuando el barómetro indica una altura de mercurio de 700 mmHg.*



$$P = \rho \cdot g \cdot h = 13600 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \cdot 9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \cdot 0,700 \text{ m} = 93296 \text{ Pa.}$$



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



Un **manoscopio** o **manómetro** es un instrumento de medición que sirve para medir la presión de fluidos contenidos en recipientes cerrados. Existen, básicamente, dos tipos: los de **líquidos** y los **metálicos**.

Los **manómetros de líquidos** emplean, por lo general, como líquido manométrico el mercurio, que llena parcialmente un tubo en forma de U. El tubo puede estar abierto por ambas ramas o abierto por una sola. En ambos casos la presión se mide conectando el tubo al recipiente que contiene el fluido por su rama inferior abierta y determinando el desnivel  $h$  de la columna de mercurio entre ambas ramas.

Si el manómetro es de tubo abierto es necesario tomar en cuenta la presión atmosférica  $p_0$  en la ecuación:  $p = p_0 \pm \rho \cdot g \cdot h$

Si es de tubo cerrado, la presión vendrá dada directamente por  $p = \rho \cdot g \cdot h$ . Los manómetros de este segundo tipo permiten, por sus características, la medida de presiones elevadas.

En los **manómetros metálicos** la presión da lugar a deformaciones en una cavidad o tubo metálico, denominado tubo de Bourdon en honor a su inventor. Estas deformaciones se transmiten a través de un sistema mecánico a una aguja que marca directamente la presión sobre una escala graduada.



6 *Cierto gas ocupa un volumen de 320 cm<sup>3</sup> a una presión de 1 028 mbar. ¿Qué volumen ocupará a una presión de 1,7 atm?*



$V_1 = 320 \text{ cm}^3$   
 $P_1 = 1\,028 \text{ bar}$

$P_2 = 1,7 \text{ atm} = 1,7 \text{ atm} \cdot \frac{1013 \text{ bar}}{1 \text{ atm}} = 1722,1 \text{ bar}$

Ley de Boyle:  $P_1 V_1 = P_2 V_2 \Leftrightarrow V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{1028 \text{ bar} \cdot 320 \text{ cm}^3}{1722,1 \text{ bar}} = 191 \text{ cm}^3$



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.*



$V_1 = 100 \text{ ml} = 0,1 \text{ L}$   
 $P_1 = 5 \text{ atm}$   
 $V_2 = 2,5 \text{ L}$

Ley de Boyle:  $P_1 V_1 = P_2 V_2 \Leftrightarrow P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2} = \frac{5 \text{ atm} \cdot 0,1 \text{ L}}{2,5 \text{ L}} = 0,2 \text{ atm}$



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



$V_1 = 10 \text{ L.}$   
 $P_1 = p \text{ atm.}$   
 $P_2 = 3p \text{ atm.}$

Ley de Boyle:  $P_1V_1 = P_2V_2 \Leftrightarrow V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2} = \frac{p \cdot 10 \text{ L}}{3p} = \frac{10}{3} \text{ L}$  disminuye a la tercera parte es decir 2/3 un 66,6 % disminuye.



**9** ¿Qué volumen correspondería a un gas que está a una temperatura de  $-273 \text{ }^\circ\text{C}$ ? ¿Qué significado físico encuentras a ese resultado?



Le correspondería un volumen nulo:  $V = V_0 \left( 1 + \frac{t}{273} \right) = V_0 \left( 1 - \frac{273}{273} \right) = 0$

Una explicación es que, cuando enfriamos un objeto, lo que estamos haciendo es extraerle energía; el cero absoluto lo alcanzamos en el momento en que le hemos extraído la totalidad de su energía; es decir, el momento en que la energía de ese objeto se hace cero. Si pensamos en la equivalencia materia/energía, esto debería suponer que, en el momento en que un objeto alcanza el cero absoluto debería desaparecer, ya que al quedarse sin energía también se queda sin materia.

En la práctica, lo que ocurre cuando enfriamos un paquete de átomos a una temperatura muy cercana al cero absoluto se puede formar un condensado de Einstein-Bose o un condensado de Fermi, unos extraños estados en los que la materia se comporta como si fuera una partícula subatómica gigante.

Por otro lado es muy difícil encontrar sustancias que a esa temperatura tan baja se encuentre en fase gaseosa, lo normal es que ya esté en fase líquida o sólida.



**10** A una temperatura de  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  una masa de gas ocupa un volumen de  $150 \text{ cm}^3$ . Si a presión constante se calienta hasta  $90 \text{ }^\circ\text{C}$ , ¿cuál será el nuevo volumen?



$T_1 = 25 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$   
 $V_1 = 150 \text{ cm}^3$   
 $T_2 = 90 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 363 \text{ K.}$

Ley de Charles y Gay-Lussac:  $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Leftrightarrow V_2 = V_1 \cdot \frac{T_2}{T_1} = 150 \text{ cm}^3 \cdot \frac{363\text{K}}{298\text{K}} = 182,7 \text{ cm}^3$ .



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



No es suficiente, hemos de saber otras magnitudes: la presión o la temperatura pues  $pV = nRT$   
 $\Rightarrow n = \frac{pV}{RT} = f(p, V, T)$ .



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



$$\begin{aligned}
 V_1 &= 2 \text{ L.} \\
 T_1 &= 20 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ K.} \\
 P_1 &= 2 \text{ atm.} \\
 V_2 &= 3 \text{ L.} \\
 T_2 &= 606 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 879 \text{ K.} \\
 P_2 &= 4 \text{ atm.}
 \end{aligned}$$

Comprobamos si cumple la ley de los gases perfectos o ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} = \text{cte.} \Rightarrow \frac{2 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{293 \text{ K}} = \frac{4 \text{ atm} \cdot 3 \text{ L}}{879 \text{ K}} \Rightarrow \text{el gas puede darse en las dos condiciones.}$$



**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:

- La cantidad de gas en mol.
- El número de partículas gaseosas allí presentes.
- El volumen que ocuparía en condiciones normales.



$$\begin{aligned}
 T &= 20 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ K} \\
 V &= 10 \text{ L.} \\
 P &= 780 \text{ mmHg} = 780 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 1,03 \text{ atm}
 \end{aligned}$$

$$\text{a) } PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{\frac{780}{760} \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K}} = 0,43 \text{ mol.}$$

$$\text{b) } 0,43 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ partículas}}{1 \text{ mol}} = 2,57 \cdot 10^{23} \text{ partículas.}$$

c) Como 1 mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa 22,4 L, 0,43 mol ocuparán 9,63 L.



**14 PAU** Calcula las presiones parciales que ejercen cada uno de los gases de la mezcla formada por 4 g de H<sub>2</sub> y 8 g de O<sub>2</sub> si el manómetro instalado en el recipiente marca 2 atm.



$$\begin{cases}
 m_{\text{H}_2} = 4 \text{ g} \Rightarrow n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}} = \frac{4 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 4 \text{ mol} \\
 m_{\text{O}_2} = 8 \text{ g} \Rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}} = \frac{8 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol}
 \end{cases} \Rightarrow n_T = n_{\text{H}_2} + n_{\text{O}_2} = 4 \text{ mol} + 0,25 \text{ mol} = 4,25 \text{ mol}$$

Ley de Dalton de las presiones parciales:

$$\left\{ \begin{array}{l} p_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_T} \cdot P = \frac{4}{4,25} \cdot 2 \text{ atm} = 1,88 \text{ atm} \\ p_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_T} \cdot P = \frac{0,25}{4,25} \cdot 2 \text{ atm} = 0,12 \text{ atm} \end{array} \right. \xrightarrow{\text{Comprobación}} p_{\text{H}_2} + p_{\text{O}_2} = 1,88 \text{ atm} + 0,12 \text{ atm} = 2 \text{ atm}$$

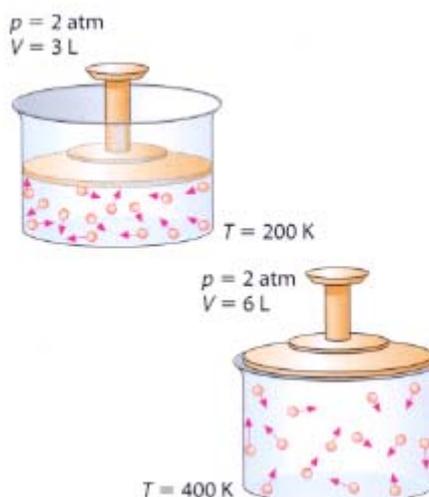
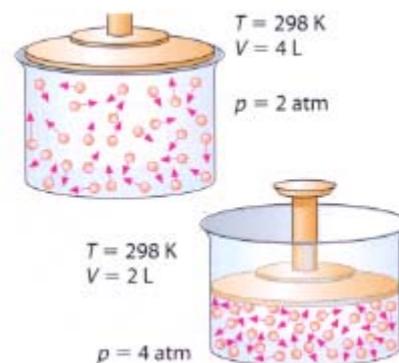


15 A la luz de la teoría cinético-molecular, explica por qué todos los gases, a temperatura y presión normales, cumplen las leyes de Boyle y de Charles y Gay-Lussac.



### Justificación de la Ley de Boyle

Supongamos que, a  $T = \text{cte}$ , comprimimos un gas hasta reducir su volumen a la mitad. Los postulados 3 y 4 de la teoría cinética nos dicen que la velocidad media de las partículas va a ser la misma. Esto significa que como la distancia se ha reducido a la mitad, las partículas harán, en el mismo tiempo que antes de la compresión, dos veces el trayecto de ida y vuelta, con lo cual colisionarán doble número de veces contra las paredes del recipiente y consecuentemente, la presión se duplicará.



### Justificación de la Ley de Charles y Gay-Lussac

Supongamos en un gas encerrado en un recipiente cuya cara superior puede desplazarse libremente. Inicialmente hay un equilibrio entre la presión interna que ejerce el gas y la externa de la atmósfera. Según el postulado 4 d, la teoría cinético-molecular, si duplicamos la temperatura, estamos duplicando también la energía cinética media de las moléculas y, en la misma medida la presión interna, es decir, las colisiones contra las paredes del recipiente se duplican. Como la presión externa permanece constante, el gas debe reducir su presión interna a la mitad con objeto de igualarla a la atmosférica y lo consigue presionando la pared superior hasta que las partículas gaseosas se muevan en un volumen doble que el inicial.



16 Define presión de vapor de un líquido. ¿Es única para cada sustancia?



La **presión de vapor** o más comúnmente **presión de saturación** es la presión, para una temperatura dada, en la que la fase líquida y el vapor se encuentran en equilibrio dinámico; su valor es independiente de las cantidades de líquido y vapor presentes mientras existan ambas. En la situación de equilibrio, las fases reciben la denominación de **líquido saturado** y **vapor saturado**. Esta propiedad posee una relación inversamente proporcional con las fuerzas de atracción intermoleculares, debido a que cuanto mayor sea el módulo de las mismas, mayor deberá ser la cantidad de energía entregada (ya sea en forma de calor u otra manifestación) para vencerlas y producir el cambio de estado. Imaginemos una ampolla de cristal en la que se ha realizado el vacío y que se mantiene a una temperatura

constante; si introducimos una cierta cantidad de líquido en su interior éste se evaporará rápidamente al principio hasta que se alcance el equilibrio entre ambas fases.

Inicialmente sólo se produce la evaporación ya que no hay vapor; sin embargo a medida que la cantidad de vapor aumenta y por tanto la presión en el interior de la ampolla, se va incrementando también la velocidad de condensación, hasta que transcurrido un cierto tiempo ambas velocidades se igualan. Llegados a este punto se habrá alcanzado la presión máxima posible en la ampolla (presión de vapor o de saturación) que no podrá superarse salvo que se incremente la temperatura.

El equilibrio dinámico se alcanzará más rápidamente cuanto mayor sea la superficie de contacto entre el líquido y el vapor, pues así se favorece la evaporación del líquido; del mismo modo que un charco de agua extenso pero de poca profundidad se seca más rápido que uno más pequeño pero de mayor profundidad que contenga igual cantidad de agua. Sin embargo, el equilibrio se alcanza en ambos casos para igual presión.

El factor más importante que determina el valor de la presión de saturación es la propia naturaleza del líquido, encontrándose que en general entre líquidos de naturaleza similar, la presión de vapor a una temperatura dada es tanto menor cuanto mayor es el peso molecular del líquido.

A medida que mas y mas moléculas pasan al estado de vapor, la presión dentro del espacio cerrado sobre el líquido aumenta, este aumento no es indefinido, y hay un valor de presión para el cual por cada molécula que logra escapar del líquido necesariamente regresa una de las gaseosas a él, por lo que se establece un equilibrio y la presión no sigue subiendo. Esta presión se conoce como Presión de Vapor Saturado.

La presión de vapor saturado depende de dos factores:

1. La naturaleza del líquido
2. La temperatura

Luego no es única para cada sustancia depende de la temperatura. La relación entre la temperatura y la presión de vapor saturado de las sustancias, no es una línea recta, en otras palabras, si se duplica la temperatura, no necesariamente se duplicará la presión, pero si se cumplirá siempre, que para cada valor de temperatura, habrá un valor fijo de presión de vapor saturado para cada líquido. La explicación de este fenómeno puede se basa en el aumento de energía de la moléculas al calentarse. Cuando un líquido se calienta, estamos suministrándole energía. Esta energía se traduce en aumento de velocidad de las moléculas que lo componen, lo que a su vez significa, que los choques entre ellas serán mas frecuentes y violentos.

Es fácil darse cuenta entonces, que la cantidad de moléculas que alcanzarán suficiente velocidad para pasar al estado gaseoso será mucho mayor, y por tanto mayor también la presión



**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 exterior por encima de la atmosférica (en recipiente cerrado) la temperatura de ebullición sería mayor de los 100 °C (fundamento de las ollas a presión).

Para que hierva a 60 °C debemos disminuir la presión externa.



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



Como la presión atmosférica es  $p = 1 \text{ atm}$  el éter dietílico entrará en ebullición entre  $25 \text{ °C}$  y  $50 \text{ °C}$  cuyas presiones de vapor son, respectivamente (  $0,6184 \text{ atm}$  y  $1,7434 \text{ atm}$ ).  
Su punto de ebullición es  $34,6 \text{ °C}$ .

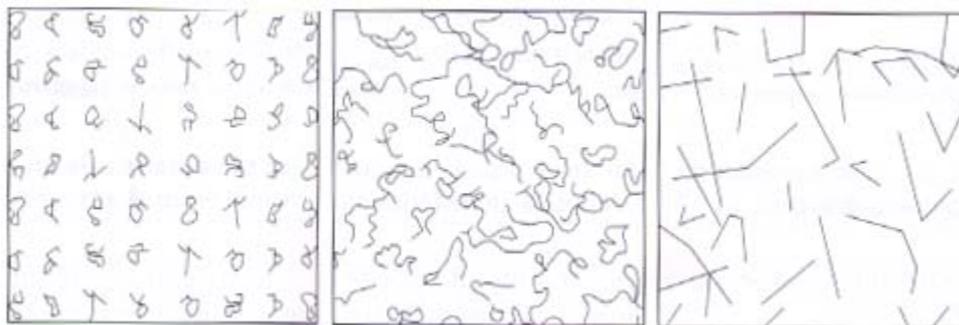


**19** *Teniendo en cuenta la teoría cinético-molecular, identifica entre los siguientes modelos realizados por ordenador, cuáles corresponden a las trayectorias seguidas por las partículas de un sólido, de un líquido y de un gas.*



Esta teoría describe el comportamiento y las propiedades de la materia en base a cuatro postulados:

1. La materia está constituida por partículas que pueden ser átomos ó moléculas cuyo tamaño y forma característicos permanecen el estado sólido, líquido ó gas.
2. Estas partículas están en continuo movimiento aleatorio. En los sólidos y líquidos los movimientos están limitados por las fuerzas cohesivas, las cuales hay que vencer para fundir un sólido ó evaporar un líquido.
3. La energía depende de la temperatura. A mayor temperatura más movimiento y mayor energía cinética.
4. Las colisiones entre partículas son elásticas. En una colisión la energía cinética de una partícula se transfiere a otra sin pérdidas de la energía global.



En el **ESTADO SOLIDO** las moléculas están muy juntas y se mueven oscilando alrededor de unas posiciones fijas; las fuerzas de cohesión son muy grandes. En el **ESTADO LIQUIDO** las moléculas están más separadas y se mueven de manera que pueden cambiar sus posiciones, pero las fuerzas de cohesión, aunque son menos intensas que en el estado sólido, impiden que las moléculas puedan independizarse. En el **ESTADO GASEOSO** las moléculas están totalmente separadas unas de otras y se mueven libremente; **no existen fuerzas de cohesión.**

En el orden de la figura se corresponde con: sólido, líquido y gas.



**CUESTIONES Y PROBLEMAS**

**ESTADOS DE LA MATERIA**

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



- **Los sólidos:** Tienen forma y volumen constantes. Se caracterizan por la rigidez y regularidad de sus estructuras.
- **Los líquidos:** No tienen forma fija pero sí volumen. La variabilidad de forma y el presentar unas propiedades muy específicas son características de los líquidos.
- **Los gases:** No tienen forma ni volumen fijos. En ellos es muy característica la gran variación de volumen que experimentan al cambiar las condiciones de temperatura y presión.

Propiedades	Sólido	Líquido	Gas
Densidad	Alta	Media	Baja
Concentración	Alta	Media	Baja
Volumen	Propio	Propio	El del recipiente



② ¿Cuál es la diferencia entre evaporación y ebullición?



El cambio de estado de líquido a gas se denomina vaporización. La vaporización puede tener lugar de dos formas:

- A cualquier temperatura, el líquido pasa lentamente a estado gaseoso, el proceso se denomina **evaporación**. El paso es lento porque son las partículas que se encuentran en la **superficie del líquido** en contacto con la atmósfera las que se van escapando de la atracción de las demás partículas cuando adquieren suficiente energía para liberarse. Partículas del líquido que se encuentran en el interior no podrán recorrer demasiado antes de ser capturadas de nuevo por las partículas que la rodean.
- A una determinada temperatura determinada se produce el paso de líquido a gas **en todo el volumen del líquido** el proceso se denomina **ebullición**. Cualquier partícula del interior o de la superficie adquiere suficiente energía para escapar de sus vecinas, la energía se la proporciona la fuente calorífica que le ha llevado a dicha temperatura.

Por tanto, el cambio de estado denominado vaporización se puede producir de alguna de estas formas:

- Por **evaporación** que **tiene lugar en la superficie del líquido, es lenta y a cualquier temperatura**, aunque aumenta la evaporación con la temperatura. Un ejemplo lo tenemos con el agua que se extiende por el suelo o la ropa mojada tendida, el proceso de secado es una evaporación del agua líquida. El agua contenida en un vaso también termina por desaparecer (se evapora), aunque la evaporación será mayor si aumentamos la superficie de contacto entre el agua y la atmósfera (por ejemplo echando el contenido del vaso en un plato).
- Por **ebullición** que **tiene lugar a una determinada temperatura (temperatura de ebullición), es tumultuosa y tiene lugar en cualquier parte del líquido (superficie o interior)**. El ejemplo lo tenemos en el agua, a medida que la calentamos la evaporación aumenta y llega un momento en el que salen burbujas de vapor de agua de cualquier parte del líquido y de forma tumultuosa (desordenadamente).



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?*



Como en los líquidos las partículas de que se componen están más próximas que en los gases, sus interacciones son mayores provocando el fenómeno que se llama viscosidad o resistencia a la fluidez, siendo por tanto esta menor que en los gases, a una cierta temperatura.



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



Porque parte del agua que moja nuestro cuerpo se evapora al aire captando calor de nuestra piel y enfriándola lo que hace que sintamos frío, es el mismo fenómeno que enfría el agua de un botijo de material poroso.



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.*



Parte del agua que humedece el paño se evaporará captando calor y enfriando el paño, luego el termómetro marcará una temperatura menor.



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



El **rocío** es un fenómeno físicometeorológico en el que gotas de agua se depositan en la superficie del suelo y de las plantas, procedentes de la condensación del vapor de agua de la atmósfera. El rocío se forma por la noche y en tiempo tranquilo y claro, cuando el frío del suelo se transmite al aire que está en contacto con él y causa la condensación del vapor de su capa interior. Este fenómeno tiene que ver con la capacidad limitada del aire para incorporar o retener vapor de agua. Para una determinada temperatura del aire, existe un contenido mínimo de este elemento que puede ser incorporado en el ambiente. Esta capacidad mínima es creciente en la medida que la temperatura del aire aumenta pero al bajar la temperatura por la noche esta capacidad disminuye y el exceso ha de condensarse en forma de agua. Una de las formas de producción de rocío tiene que ver con el enfriamiento nocturno del suelo (y de la capa de aire adyacente) debido a la pérdida neta de energía por emisión de radiación infrarroja. Esta pérdida de energía es mayor durante las noches despejadas y frías cuando el efecto invernadero disminuye, haciendo posible que se alcance el punto de saturación que lleva a la formación del rocío.



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



El **rocío** es un fenómeno físicometeorológico en el que gotas de agua se depositan en la superficie del suelo y de las plantas, procedentes de la condensación del vapor de agua de la atmósfera. El rocío se forma por la noche y en tiempo tranquilo y claro, cuando el frío del suelo se transmite al aire que está en contacto con él y causa la condensación del vapor de su capa interior. Este fenómeno tiene que ver con la capacidad limitada del aire para incorporar o retener vapor de agua. Para una determinada temperatura del aire, existe un contenido mínimo de este elemento que puede ser incorporado en el ambiente. Esta capacidad mínima es creciente en la medida que la temperatura del aire aumenta pero al bajar la temperatura por la noche esta capacidad disminuye y el exceso ha de condensarse en forma de agua. Una de las formas de producción de rocío tiene que ver con el enfriamiento nocturno del suelo (y de la capa de aire adyacente) debido a la pérdida neta de energía por emisión de radiación infrarroja. Esta pérdida de energía es mayor durante las noches despejadas y frías cuando el efecto invernadero disminuye, haciendo posible que se alcance el punto de saturación que lleva a la formación del rocío.

Se denomina **escarcha** a la capa de hielo cristalino que se forma sobre superficies expuestas a la intemperie y que se han enfriado lo suficiente como para provocar la congelación del rocío o del vapor de agua contenido en el aire. Si la temperatura es menor que  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ , el rocío se congela produciéndose la escarcha.



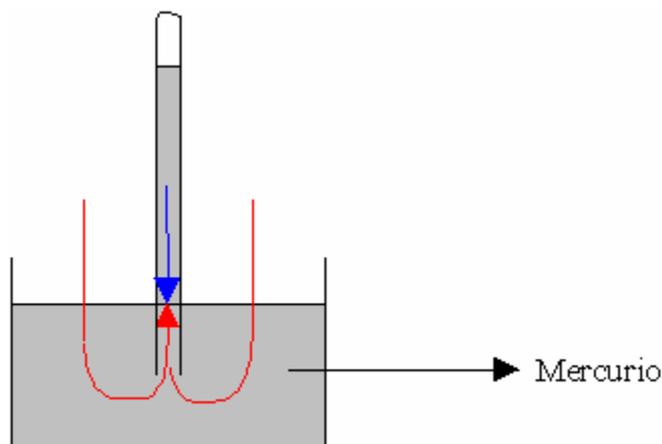
## LEY DE LOS GASES

ⓑ *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.*



Un barómetro es un instrumento que mide la presión atmosférica. La presión atmosférica es el peso por unidad de superficie ejercida por la atmósfera.

Los primeros barómetros estaban formados por una columna de líquido encerrada en un tubo cuya parte superior está cerrada. **El peso de la columna de líquido compensa exactamente el peso de la atmósfera**



Un barómetro de mercurio de Torricelli se puede construir fácilmente. Se llena de mercurio un tubo delgado de vidrio de unos 80 cm de longitud y cerrado por un extremo; se tapa el otro extremo y se sumerge en una cubeta que contenga también mercurio; si entonces se destapa se verá que el mercurio del tubo desciende unos centímetros, dejando en la parte superior un espacio vacío (cámara barométrica o vacío de Torricelli). La altura de la columna de mercurio en el tubo, medida desde la superficie del mercurio de la cubeta, es de 760 mm al nivel del mar y en condiciones normales. Torricelli dedujo que la

presión ejercida por la atmósfera sobre la superficie libre de mercurio de la cubeta era suficiente para equilibrar la presión ejercida por la columna. **La altura de dicha columna constituye, por lo tanto una medida de presión atmosférica.** Lo mismo puede decirse de una columna de agua que, a causa del menor peso específico, puede ascender en el tubo de una bomba aspirante a una altura algo mayor de 10 m exactamente a  $10.33\text{ m} = 0.76 \cdot 13.59$ , siendo 13.59 el peso específico del mercurio.



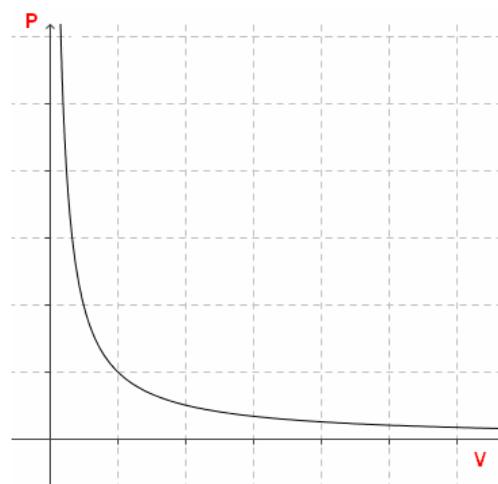
① ¿Qué significa que la relación entre la presión de un gas y el volumen que ocupa (cuando la temperatura se mantiene constante) es hiperbólica?



La ley de los gases perfectos a T constantes queda:

$$\frac{P \cdot V}{T} = k \xrightarrow{\text{Si } T = \text{cte}} P \cdot V = K$$

que es la ley de Boyle que dice que el producto de la presión a que está sometido por el volumen que ocupa el gas es constante, es decir la presión y el volumen son inversamente proporcionales, la representación de la función  $P \cdot V = K$  o  $P = k/V$  es una hipérbola luego **la relación entre ambas variables se dice hiperbólica.**



①① ¿Por qué la gráfica V-T, a presión constante, es una recta?



Partimos de la ley de los gases perfectos:  $\frac{P \cdot V}{T} = k \xrightarrow{\text{Si } P = \text{cte}} \frac{V}{T} = K \Leftrightarrow V = KT$  luego la gráfica de V frente a T es una recta que pasa por el origen ya que es una función lineal de V frente a T.



①① ¿Qué significa «ley combinada de los gases»?



Que la combinación de las tres variables (P, V y T) sigue una ley, la de los gases perfectos o ideales que se expresa:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \text{cte} \Leftrightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

La presión por el volumen partido por la temperatura absoluta es siempre constante para una cierta cantidad de cada gas en condiciones ideales.



①② ¿Qué se entiende por «gas ideal»?



Un gas se considera ideal si cumple perfectamente las leyes de Boyle y de Charles y Guy-Lussac, es decir la ley de los gases ideales:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \text{cte} \Leftrightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$



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



El cero absoluto es la temperatura teórica más baja posible. A esta temperatura el nivel de energía del sistema es el más bajo posible, por lo que las partículas, según la mecánica clásica, carecen de movimiento; no obstante, según la mecánica cuántica, el cero absoluto debe tener una energía residual, llamada energía de punto cero, para poder así cumplir el principio de indeterminación de Heisenberg.

El cero absoluto lo calculó Lord Kelvin. Kelvin descubrió que, cuando se enfría un gas, su volumen va disminuyendo en proporción a su temperatura; es decir, por cada grado que disminuye la temperatura del gas, su volumen disminuye en un porcentaje concreto. A partir de estos datos, Kelvin calculó que si seguimos enfriando el gas, al llegar a una temperatura de -273.15 grados Celsius el volumen sería cero.

Además, Kelvin observó que siempre obtenía este resultado; daba igual la composición o el volumen del gas, en el momento en que la temperatura llevaba a -273.15C, su volumen se hacía cero. La conclusión del científico es que esa temperatura es un mínimo absoluto. Una explicación más precisa es que, cuando enfriamos un objeto, lo que estamos haciendo es extraerle energía; el cero absoluto lo alcanzamos en el momento en que le hemos extraído la totalidad de su energía; es decir, el momento en que la energía de ese objeto se hace cero. Si pensamos en la equivalencia materia/energía, esto debería suponer que, en el momento en que un objeto alcanza el cero absoluto debería desaparecer, ya que al quedarse sin energía también se queda sin materia.



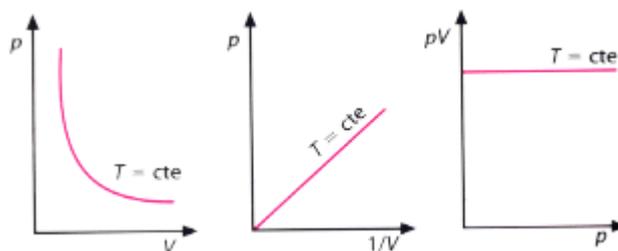
14 *El manómetro que se utiliza para calcular la presión de los neumáticos de un vehículo, ¿mide la presión absoluta en el interior del neumático?*



Mide la diferencia de presión con la presión atmosférica externa, ya que la membrana está sometida también por el otro lado a la presión de la atmósfera.



15 *¿Representa la ley de Boyle alguna de estas gráficas?*



Las tres representan la ley de Boyle:

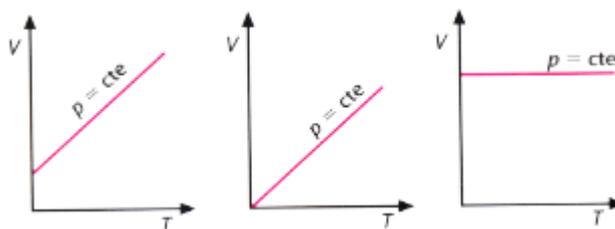
- ☀ La primera es la representación directa de la expresión  $P \cdot V = k$  (cte.) en que la variación de P frente a V es hiperbólica, como hemos visto en el ejercicio 9.

☀ La segunda se obtiene si representamos P frente a la inversa del volumen (1/V) ,ya que si  $P \cdot V = k$ , entonces  $P = \frac{K}{V} = k \frac{1}{V}$ , se obtiene una recta que pasa por el origen de pendiente K.

☀ La tercera se obtiene si representamos el producto P·V frente a P que nos da una recta horizontal de ordenada P·V = k para cada presión.



①⑥ ¿Representa la ley de Charles y Gay-Lussac alguna de estas gráficas?



La primera ya que si  $\frac{V}{T} = k(\text{cte.}) \Rightarrow V = kT$  la representación de T frente a V ha de ser una recta que **pase por el origen de coordenadas de pendiente k**, pero como todos los gases se convierten en líquidos por debajo de cierta temperatura ( punto de licuefacción) no puede pasar por el origen como indica la segunda y tampoco puede ser la tercera pues eso supondría que el volumen que ocupa el gas no depende de la temperatura siendo siempre el mismo lo cual es falso.



①⑦ ¿Crees que se podría utilizar un gas como sustancia termométrica?



Un cuerpo que tiene por lo menos una propiedad que se puede medir al cambiar la temperatura, que cambia ocurren cambios en su temperatura puede ser usado como termómetro. Una propiedad así se denomina **propiedad termométrica**. La sustancia que exhibe cambios en la propiedad termométrica se conoce como **sustancia termométrica**. Como todos sabemos se suele usar mercurio y alcohol para fabricar termómetros pero también los gases se dilatan de forma constante con la temperatura luego se pueden usar como sustancias termométricas sobre todo para termómetros en la escala Kelvin pero suelen usar la variación de presión del gas a  $V = \text{cte}$  para mostrar las variaciones de temperatura.



- ①⑧ Indica de forma razonada cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera y cuál falsa:
- a) A presión constante, si se calienta un gas desde 10°C hasta 20°C, el volumen se duplica.
  - b) A presión constante, si se enfría un gas desde 273 °C hasta 0°C, el volumen se reduce a la mitad.
  - c) A presión constante, si se enfría un gas desde 600°C hasta 200 °C, el volumen se reduce a la tercera parte.



a) A  $p = \text{cte.}$   $\frac{V}{T} = k \Rightarrow V = kT$  pero como la temperatura  $T$  ha de estar en la escala absoluta o Kelvin si duplicamos la temperatura centígrada de  $t_1 = 10\text{ }^\circ\text{C}$  a  $t_2 = 20\text{ }^\circ\text{C}$  la temperatura absoluta no se duplica ya que sumamos una cantidad constante  $T_1 = 10 + 273 = 283\text{ K}$  y  $T_2 = 20 + 273 = 293\text{ K}$  y 293 no es el doble de 283 luego el **volumen no se duplica**.

b) Veamos: de  $t_1 = 273\text{ }^\circ\text{C}$  a  $t_2 = 0\text{ }^\circ\text{C}$  la temperatura absoluta  $T_1 = 273 + 273 = 546\text{ K}$  y  $T_2 = 0 + 273 = 273\text{ K}$ , ahora sí que  $546\text{ K} = 2 \cdot 273\text{ K}$  luego el volumen **sí se reduce a la mitad**:

$$V = kT \Rightarrow \frac{V_1}{V_2} = \frac{kT_1}{kT_2} = \frac{T_1}{T_2} = \frac{546\text{K}}{273\text{K}} = 2 \Leftrightarrow V_2 = \frac{1}{2} V_1$$

c) Ocurre como en el apartado a) que aunque la temperatura centígrada sí se reduce a la tercera parte, la temperatura expresada en la escala Kelvin no lo hace, luego su volumen **no se reduce a la tercera parte**.



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



A  $t = \text{cte.}$  ( sin calentar) el producto  $P \cdot V = \text{cte}$  (ley de Boyle) luego si disminuimos la presión externa a que está sometido el gas, el volumen aumentará, si tiene posibilidad de hacerlo por ser el recipiente lo suficientemente flexible.



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?



Volumen de la habitación =  $V_1 = a \cdot b \cdot c = 10\text{ m} \cdot 5\text{ m} \cdot 3\text{ m} = 150\text{ m}^3$ .

Al aumentar la temperatura del aire este se expande pasando a ocupar un volumen  $V_2$  :

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Leftrightarrow V_2 = V_1 \cdot \frac{T_2}{T_1} = 150\text{m}^3 \cdot \frac{(25 + 273)\text{K}}{(10 + 273)\text{K}} = 157,95\text{ m}^3$$

luego el volumen de gas que abandona la habitación es  $\Delta V = V_2 - V_1 = 157,95\text{ m}^3 - 150\text{ m}^3 = 7,95\text{ m}^3$ .



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



$$\text{N}^\circ \text{ de moles en la bombona} = n_b = \frac{P_b \cdot V_b}{R \cdot T_b}$$

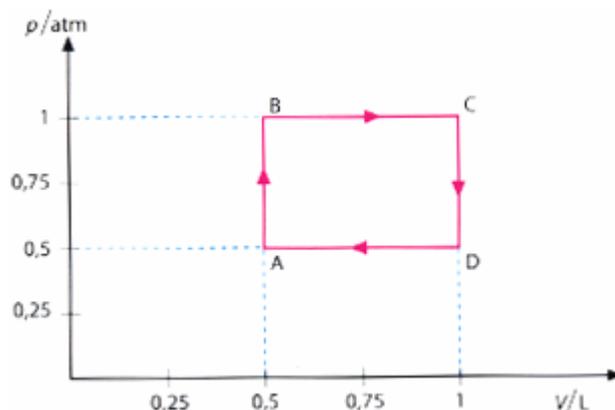
$$\text{N}^\circ \text{ de moles en el recipiente} = n_r = \frac{P_r \cdot V_r}{R \cdot T_r}$$

Como  $T = \text{cte} = 293 \text{ K} \Rightarrow T_r = T_b$

$$\frac{n_b}{n_r} = \frac{P_b \cdot V_b}{R \cdot T_b} = \frac{P_b \cdot V_b}{P_r \cdot V_r} = \frac{6 \text{ atm} \cdot 50 \text{ L}}{1 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}} = 150 \Leftrightarrow n_b = 150 n_r, \text{ se pueden llenar 150 recipientes con la bombona.}$$



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



Aplicamos la ley de Guy-Lussac:

**Transformación de A a B (isócara, a  $V = 0,5 \text{ L} = \text{cte.}$ )**

$$\frac{P_A}{T_A} = \frac{P_B}{T_B} \Rightarrow T_B = T_A \cdot \frac{P_B}{P_A} = (25 + 273) \text{ K} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{0,5 \text{ atm}} = 596 \text{ K} = 596 - 273 = 323 \text{ °C.}$$

**Transformación de B a C (isóbara, a  $P = 1 \text{ atm} = \text{cte.}$ )**

$$\frac{V_B}{T_B} = \frac{V_C}{T_C} \Rightarrow T_C = T_B \cdot \frac{V_C}{V_B} = 596 \text{ K} \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,5 \text{ L}} = 1192 \text{ K} = 1192 - 273 = 919 \text{ °C.}$$

**Transformación de C a D (isócara, a  $V = 1 \text{ L} = \text{cte.}$ )**

$$\frac{P_C}{T_C} = \frac{P_D}{T_D} \Rightarrow T_D = T_C \cdot \frac{P_D}{P_C} = 1192 \text{ K} \cdot \frac{0,5 \text{ atm}}{1 \text{ atm}} = 596 \text{ K} = 596 - 273 = 323 \text{ °C.}$$



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.



$P_1 = 6 \text{ atm}$ ,  $P_2 = 12 \text{ atm}$ ,  $V_1 = 4 \text{ L}$  y  $T = \text{cte}$ , aplicamos la ley de Boyle:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \Leftrightarrow V_2 = V_1 \cdot \frac{P_1}{P_2} = 4 \text{ L} \cdot \frac{6 \text{ atm}}{12 \text{ atm}} = 2 \text{ L.}$$



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?



$V_1 = 2 \text{ L}$ ,  $P_1 = 1 \text{ atm}$ ,  $T_1 = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K}$ .

$P_2 = 2 \text{ atm}$  y  $T_2 = 50 \text{ °C} = 323 \text{ K}$ , para hallar el  $V_2$  aplicamos la ley de los gases perfectos:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Leftrightarrow V_2 = V_1 \cdot \frac{T_2 \cdot P_1}{T_1 \cdot P_2} = 2 \text{ L} \cdot \frac{323 \text{ K} \cdot 1 \text{ atm}}{273 \text{ K} \cdot 2 \text{ atm}} = 1,18 \text{ L}.$$



25 Un gas ocupa un volumen de 80 cm<sup>3</sup> a 10 °C y 715 mm Hg de presión, ¿qué volumen ocupará en condiciones normales?



$V_1 = 80 \text{ cm}^3$ ,  $P_1 = 715 \text{ mm Hg}$ ,  $T_1 = 10 \text{ °C} = 283 \text{ K}$ .

$P_2 = 760 \text{ mm Hg}$  y  $T_2 = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K}$ , para hallar el  $V_2$  aplicamos la ley de los gases perfectos:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Leftrightarrow V_2 = V_1 \cdot \frac{T_2 \cdot P_1}{T_1 \cdot P_2} = 80 \text{ cm}^3 \cdot \frac{273 \text{ K} \cdot 715 \text{ mm Hg}}{323 \text{ K} \cdot 760 \text{ mm Hg}} = 72,6 \text{ cm}^3.$$



26 Tenemos 400 cm<sup>3</sup> de oxígeno en condiciones normales. ¿Qué presión ocupará un volumen de 500 cm<sup>3</sup> si la temperatura aumenta en 25 °C?



$V_1 = 400 \text{ cm}^3$ ,  $P_1 = 1 \text{ atm}$ ,  $T_1 = 273 \text{ K}$ .

$V_2 = 500 \text{ cm}^3$  y  $T_2 = 0 \text{ °C} = 298 \text{ K}$ , para hallar la  $P_2$  aplicamos la ley de los gases perfectos:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Leftrightarrow P_2 = P_1 \cdot \frac{T_2 \cdot V_1}{T_1 \cdot V_2} = 1 \text{ atm} \cdot \frac{298 \text{ K} \cdot 400 \text{ cm}^3}{273 \text{ K} \cdot 500 \text{ cm}^3} = 0,87 \text{ atm}.$$



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



$P = 650 \text{ mm Hg} = \frac{650}{760} \text{ atm}$ ,  $T = (70 \text{ °C} + 273) = 343 \text{ K}$

Masa molecular del HCl =  $M_{\text{HCl}} = 1 \cdot 1 \text{ de H} + 1 \cdot 35,5 \text{ de Cl} = 36,5 \text{ g/mol}$ .

Aplicando la ley de los gases ideales:

$$PV = nRT \Leftrightarrow PV = \frac{m}{M}RT \Leftrightarrow \rho = \frac{m}{V} = \frac{MP}{RT} = \frac{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot \frac{650}{760} \text{atm}}{0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 343\text{K}} = 1,11 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$



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



$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{\frac{MP_1}{R \cdot T_1}}{\frac{MP_2}{R \cdot T_2}} = \frac{P_1 \cdot T_2}{P_2 \cdot T_1} \Leftrightarrow \rho_2 = \rho_1 \frac{P_2 \cdot T_1}{P_1 \cdot T_2} = 1,48 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{730}{1 \text{atm}} \cdot \frac{273\text{K}}{320\text{K}} = 1,21 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$



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



1 mol de cualquier gas, en condiciones normales, ocupa un volumen de 22,4 L, como 14 g de nitrógenos son medio mol, ocuparán 11,2 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?



Los 4 L del gas en condiciones normales son  $4\text{L} \cdot \frac{1\text{mol}}{22,4\text{L}} = 0,18 \text{ mol}$

a)  $V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,18\text{mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 303\text{K}}{2 \text{atm}} = 2,22 \text{ L}$

b)  $0,18 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{partículas}}{1 \text{mol}} = 1,08 \cdot 10^{23} \text{partículas.}$



31 Se dispone de 45,0 g de metano (CH4) a 27 °C y 800 mmHg. Calcula:

- a) El volumen que ocupa en las citadas condiciones.
- b) El número de moléculas existente.



Masa de metano = m = 45,0 g de CH<sub>4</sub>, T = 27 °C = 300 K y p =  $\frac{800}{760}$  atm

Masa molecular del metano = M = 1 · 12 de C + 4 · 1 de H = 16 g/mol

$$a) PV = nRT \Leftrightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{\frac{m}{M}RT}{P} = \frac{mRT}{MP} = \frac{45,0 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot \frac{800}{760} \text{ atm}} = 65,73 \text{ L.}$$

$$b) n = \frac{m}{M} = \frac{45 \text{ g}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \Rightarrow \frac{45}{16} \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ partículas}}{1 \text{ mol}} = 1,69 \cdot 10^{24} \text{ partículas.}$$



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.



Densidad media del aire = ρ = 1,293 g/L, T = 0 °C = 273 K y P = 1 atm.

$$PV = nRT = \frac{m}{M}RT \Leftrightarrow \rho = \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT} \Leftrightarrow M = \frac{\rho RT}{P} = \frac{1,293 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 28,95 \frac{\text{g}}{\text{mol}}.$$



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.



V = 1 L, m = 0,9 g, T = 25 °C = 298 K y P =  $\frac{600}{760}$  atm

$$P \cdot M = mRT \Leftrightarrow M = \frac{mRT}{P} = \frac{0,9 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{\frac{600}{760} \text{ atm}} = 27,86 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$



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



Como V = cte aplicamos la ley de Charles Guy- Lussac:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Leftrightarrow P_2 = P_1 \cdot \frac{T_2}{T_1} = 600 \text{ mm Hg} \cdot \frac{353 \text{ K}}{298 \text{ K}} = 710,8 \text{ mm Hg.}$$



35 Un recipiente contiene 0,75 L de CO<sub>2</sub> a la presión de 6 atm y 27°C de temperatura. Calcula:

- a) La masa de CO<sub>2</sub> que contiene.
- b) La presión cuando la temperatura es de -173 °C.



V<sub>1</sub> = 0,75 L, P<sub>1</sub> = 6 atm y T<sub>1</sub> = 300 K, M<sub>CO<sub>2</sub></sub> = 1·12 de C + 2·16 de O = 44  $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ . T<sub>2</sub> = - 173 °C = 100 K.

a)  $m = \frac{P_1 V_1 \cdot M_{\text{CO}_2}}{RT_1} = \frac{6 \text{ atm} \cdot 0,75 \text{ L} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K}} = 8,0 \text{ g}.$

b) Como V = cte aplicamos la ley de Charles Guy- Lussac:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Leftrightarrow P_2 = P_1 \cdot \frac{T_2}{T_1} = 6 \text{ atm} \cdot \frac{100 \text{ K}}{300 \text{ K}} = 2 \text{ atm}.$$



36 Se sabe que 0,702 g de un gas encerrado en un recipiente de 100 cm<sup>3</sup> 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



Mediante la ley de los gases perfectos hallamos su masa molecular:

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{0,702 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K}}{\frac{700}{760} \text{ atm} \cdot 0,1 \text{ L}} = 187,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Ahora hallamos su proporción de átomos que nos dará su fórmula empírica:

1) Dividimos la composición centesimal por cada masa atómica:

$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{38,4}{12} = 3,2 \text{ de C} \\ \frac{4,8}{1} = 4,8 \text{ de H} \\ \frac{56,8}{35,5} = 1,6 \text{ de Cl} \end{array} \right.$$

2) Dividimos las tres cantidades anteriores por la menor (1,6) y obtenemos la relación (aproximada) de números enteros: 2 de C, 3 de H, y 1 de Cl luego la fórmula empírica es C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>Cl de masa molar 24 +3 + 35,5 = 62,5 y su fórmula molecular (CH<sub>2</sub>ClO)<sub>n</sub>.

3) Hallamos n :

$$n = \frac{\text{masa molar real}}{\text{masa molar empírica}} = \frac{187,5}{62,5} \approx 3, \text{ luego su fórmula molecular es } \text{C}_6\text{H}_9\text{Cl}_3.$$



③⑦ 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.



Mediante la ley de los gases perfectos hallamos su masa molecular:

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{35,2g \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 323\text{K}}{\frac{700}{760} \text{atm} \cdot 0,1 \text{L}} = 187,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Ahora hallamos su proporción de átomos que nos dará su fórmula empírica:

1) Dividimos la composición centesimal por cada masa atómica:

$$\begin{cases} \frac{38,4}{12} = 3,2 \text{ de C} \\ \frac{4,8}{1} = 4,8 \text{ de H} \\ \frac{56,8}{35,5} = 1,6 \text{ de Cl} \end{cases}$$

2) Dividimos las tres cantidades anteriores por la menor (1,6) y obtenemos la relación (aproximada) de números enteros: 2 de C, 3 de H, y 1 de Cl luego la fórmula empírica es C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>Cl de masa molar 24 + 3 + 35,5 = 62,5 y su fórmula molecular (CH<sub>2</sub>ClO)<sub>n</sub>.

3) Hallamos n :

$$n = \frac{\text{masa molar real}}{\text{masa molar empírica}} = \frac{187,5}{62,5} \approx 3, \text{ luego su fórmula molecular es C}_6\text{H}_9\text{Cl}_3.$$



③⑧ Un recipiente contiene 50 L de una 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.



$$\text{a) } P \cdot V = \frac{m}{M} RT \Leftrightarrow M = \frac{m \cdot RT}{V \cdot P} = \rho \frac{RT}{P} = 1,45 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 323\text{K}}{10\text{atm}} = 3,84 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m = \rho \cdot V = 1,45 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 50\text{L} = 72,5\text{g}, \text{ luego } n = \frac{m}{M} = \frac{72,5\text{g}}{3,84 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 18,88 \text{ mol.}$$

b) Ya hemos visto en el primer apartado que M = 3,84 g/mol.



## TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR

③① ¿Qué es una teoría? Indica lo que explica la teoría cinético-molecular de la materia.



Una teoría es un sistema lógico compuesto de observaciones, axiomas y postulados, que tienen como objetivo declarar bajo qué condiciones se desarrollarán ciertos supuestos, tomando como contexto una explicación del medio idóneo para que se desarrollen las predicciones. A raíz de estas, se pueden especular, deducir y/o postular mediante ciertas reglas o razonamientos, otros posibles hechos.

La teoría cinético-molecular describe el comportamiento y las propiedades de la materia en base a cuatro postulados:

5. La materia está constituida por partículas que pueden ser átomos ó moléculas cuyo tamaño y forma característicos permanecen el estado sólido, líquido ó gas.
6. Estas partículas están en continuo movimiento aleatorio. En los sólidos y líquidos los movimientos están limitados por las fuerzas cohesivas, las cuales hay que vencer para fundir un sólido ó evaporar un líquido.
7. La energía depende de la temperatura. A mayor temperatura más movimiento y mayor energía cinética.
8. Las colisiones entre partículas son elásticas. En una colisión la energía cinética de una partícula se transfiere a otra sin pérdidas de la energía global.



④① ¿A qué se debe que los sólidos formen estructuras geométricas muy ordenadas y los líquidos y gases no?



• Estado Sólido

Los sólidos se caracterizan por tener forma y volumen constantes. Esto se debe a que las partículas que los forman están unidas por unas fuerzas de atracción grandes de modo que ocupan posiciones casi fijas. En el estado sólido las partículas solamente pueden moverse vibrando u oscilando alrededor de posiciones fijas, pero no pueden moverse trasladándose libremente a lo largo del sólido. Las partículas en el estado sólido propiamente dicho, se disponen de forma ordenada, con una regularidad espacial geométrica, que da lugar a diversas estructuras cristalinas. Al aumentar la temperatura aumenta la vibración de las partículas.

• Estado Líquido

Los líquidos, al igual que los sólidos, tienen volumen constante. En los líquidos las partículas están unidas por unas fuerzas de atracción menores que en los sólidos, por esta razón las partículas de un líquido pueden trasladarse con libertad. El número de partículas por unidad de volumen es muy alto, por ello son muy frecuentes las colisiones y fricciones entre ellas. Así se explica que los líquidos no tengan forma fija y adopten la forma del recipiente que los contiene. También se explican propiedades como la fluidez o la viscosidad. En los líquidos el movimiento es desordenado, pero existen asociaciones de varias partículas que, como si fueran una, se mueven al unísono. Al aumentar la temperatura aumenta la movilidad de las partículas (su energía).

• Estado Gaseoso

Los gases, igual que los líquidos, no tienen forma fija pero, a diferencia de éstos, su volumen tampoco es fijo. También son fluidos, como los líquidos. En los gases, las fuerzas que mantienen unidas las

partículas son muy pequeñas. En un gas el número de partículas por unidad de volumen es también muy pequeño. Las partículas se mueven de forma desordenada, con choques entre ellas y con las paredes del recipiente que los contiene. Esto explica las propiedades de expansibilidad y compresibilidad que presentan los gases: sus partículas se mueven libremente, de modo que ocupan todo el espacio disponible. La compresibilidad tiene un límite, si se reduce mucho el volumen en que se encuentra un gas éste pasará a estado líquido. Al aumentar la temperatura las partículas se mueven más deprisa y chocan con más energía contra las paredes del recipiente, por lo que aumenta la presión.

Estas características se derivan de los enlaces que se dan entre las partículas (átomos o moléculas) que los constituyen, los sólidos suelen tener enlace iónico o metálico y los líquidos y gases enlace covalente (polar o no) y por puentes de hidrógeno.



④① *Define el concepto de «presión de vapor».*



La **presión de vapor** o más comúnmente **presión de saturación** es la presión, para una temperatura dada, en la que la fase líquida y el vapor se encuentran en equilibrio dinámico entre las moléculas de líquido que escapan a la fase gaseosa y las de gas que pasan a la fase líquida; su valor es independiente de las cantidades de líquido y vapor presentes mientras existan ambas.



④② *¿A qué temperatura hierve un líquido?*



Un líquido hierve a la temperatura a la cual **la presión de vapor del líquido iguala la presión externa** (si es en recipientes abiertos, la atmosférica de ese lugar).



④③ *Las moléculas de SO<sub>2</sub> son más pesadas que las de O<sub>2</sub> y, sin embargo, según la teoría cinético-molecular, sus energías cinéticas promedio a la misma temperatura son iguales. ¿Cómo es esto posible?*



Porque según el 4 postulado la energía cinética media sólo depende (directamente proporcional) a la temperatura del gas y esta es la misma para las dos sustancias.



④④ *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?*



El butano, que es gas a temperatura ambiente, se encuentra en las bombonas en estado líquido pues está sometido a una alta presión, alrededor de 200 atm, cuando sale al exterior, presión de 1 atm, se expande tomando la energía necesaria, en forma de calor, del medio ambiente (lo podemos comprobar dirigiendo el flujo hacia un termómetro) y se convierte en gas.



④⑤ *La mejor manera de secar la ropa es extenderla al sol y donde sople el viento. ¿Por qué?*



El secado de la ropa consiste en que las moléculas de agua líquida que empapan la prenda pasan, en forma de vapor de agua, al medio ambiente para alcanzar el equilibrio entre la presión de vapor de la superficie de la ropa y la del ambiente, que ha de ser menor, y este proceso de **evaporación** se favorece con la temperatura, que aumenta la energía cinética media de las moléculas y hace más fácil que abandonen la fase líquida de la prenda, y con la aireación que las va difundiendo por el ambiente haciendo que la presión de vapor en las inmediaciones de la prenda de ropa sea menor y facilite el paso de más moléculas de la fase líquida a la gaseosa para igualar la presión de vapor del agua a esa temperatura y presión atmosférica.



④⑥ *En los pueblos de alta montaña lleva más tiempo cocinar las legumbres en agua hirviendo que en los pueblos de la costa. ¿Por qué?*



Los pueblos de alta montaña, al estar a mayor altura tienen una presión atmosférica menor de 1 atm y, como el agua hierve cuando su presión de vapor iguala la presión externa, la temperatura a la cual se produce la ebullición es más baja ya que se igualan las presiones a menor temperatura, luego las legumbres tardan más en cocerse porque están sometidas a una temperatura más baja.



④⑦ *¿Cuál es el fundamento de las ollas a presión?*



El efecto contrario al descrito en el ejercicio anterior: elevar la temperatura de cocción de los alimentos elevando la presión externa, que producen los mismos vapores que se desprenden del líquido, normalmente agua, al estar en un recipiente herméticamente cerrado, para que el agua del interior necesite una presión de vapor más alta para equilibrarla y, por tanto, se pueda calentar a una temperatura mayor.



④⑧ *Comenta la siguiente frase: «Los líquidos con temperaturas de ebullición altas a presiones normales tienen presiones de vapor bajas.»*



Como un líquido alcanza su temperatura de ebullición cuando **la presión de vapor del líquido iguala la presión externa** (si es en recipientes abiertos, la atmosférica de ese lugar), si su presión de vapor es baja, se necesitará comunicarle más calor para que, la mayor vaporización de sus moléculas, iguale la presión exterior, luego tendrá una temperatura de ebullición más alta.



49 ¿Cuál es el aumento de la energía cinética media de las partículas de un gas si se eleva su temperatura en 10°C (Dato:  $K = 2,07 \cdot 10^{-23} \text{ J/kg}$ )



$$E_c = KT = 2,07 \cdot 10^{-23} \text{ J/kg} \cdot 10 \text{ }^\circ\text{C} = 2,07 \cdot 10^{-22} \text{ J}$$



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



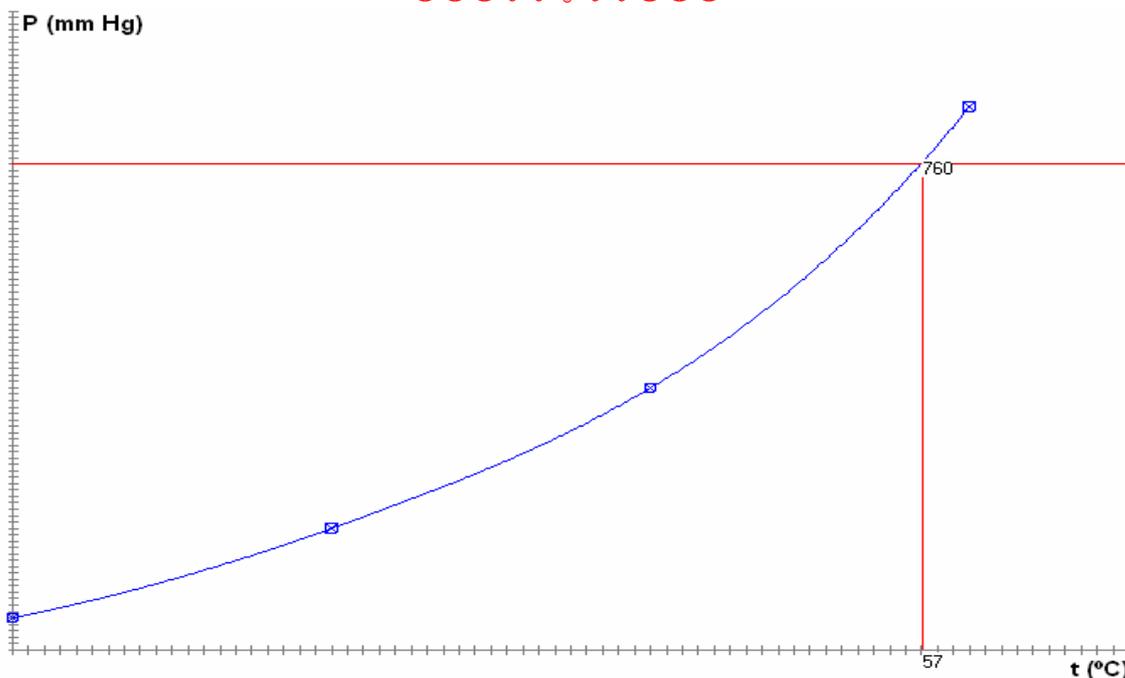
$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = KT \Rightarrow \frac{\frac{1}{2}mv_1^2}{\frac{1}{2}mv_2^2} = \frac{KT_1}{KT_2} \Leftrightarrow \frac{T_2}{T_1} = \frac{v_2^2}{v_1^2} = \frac{(2v_1)^2}{v_1^2} = \frac{4v_1^2}{v_1^2} = 4 \Rightarrow T_2 = 4T_1, \text{ la temperatura se cuadruplica.}$$



51 Construye una curva de p, 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).



Vemos que a una  $P = 1\text{atm} = 760 \text{ mm Hg}$  la temperatura de ebullición de la cetona es de  $57 \text{ }^\circ\text{C}$



52 Con los datos del ejercicio anterior y los de la tabla, 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



Es más volátil la que tenga mayor presión de vapor a una cierta temperatura, luego es evidente que el éter dietílico es más volátil que el agua según la tabla anterior ya que, a cualquier temperatura, su presión de vapor es mayor. Comparando con la acetona vemos que son similares un poco más el éter ya que a 50 °C tiene más presión de vapor (1,7434 atm) que la acetona a 60° C ( $850/760 = 1,11842$  atm).

