

## **2. Los estados de la materia**

---

## PRESENTACIÓN

---

En esta unidad se presentarán los estados de la materia con una breve descripción de los mismos, ya que han sido estudiados con profundidad en cursos anteriores.

Nos centraremos en el estudio de los gases y sus leyes. Dentro de cada ley se ha establecido la misma metodología, en primer lugar, se introduce una breve explicación sobre el comportamiento de los gases, para, a continuación, enunciar la ley con sus características, apoyada en un esquemático dibujo. Dos o tres experiencias nos ayudan a verificarla y realizar una gráfica de las variables que interaccionan. Por último un ejercicio de aplicación resuelto y actividades propuestas.

La teoría cinética se estudia desde la perspectiva histórica para a continuación explicar los estados de la materia y las leyes de los gases a través de ella.

## OBJETIVOS

---

- Conocer la teoría cinética y su interpretación de las características de cada uno de los estados físicos de la materia.
- Conocer las leyes experimentales que rigen las transformaciones de los gases.
- Emplear la teoría cinética para interpretar el comportamiento de los gases y las leyes experimentales que rigen sus transformaciones.
- Deducir leyes generales que expliquen cualquier transformación que experimenten los gases.
- Relacionar la cantidad de un gas con medidas indirectas como el volumen del recipiente, la temperatura a la que se encuentra y la presión que ejerce.
- Obtener algunas características de un gas a partir de medidas indirectas como su densidad o masa molar.
- Estudiar el comportamiento de mezclas de gases por medio de las leyes de los gases ideales.
- Aprender la diferencia entre lo que representa la composición de una mezcla de gases expresada como porcentaje en masa o porcentaje en volumen.

## CONTENIDOS

---

### CONCEPTOS

- La teoría cinética de la materia.
- Interpretación de las características de los estados físicos de la materia a partir de la teoría cinética.
- Leyes experimentales que rigen las transformaciones de los gases.
- Interpretación que da la teoría cinética de las leyes experimentales de los gases.
- Leyes generales que explican el comportamiento de los gases.
- Relación entre la cantidad de un gas y la medida de otras propiedades físicas.
- Leyes que rigen el comportamiento de las mezclas de gases.
- La composición de una mezcla de gases y su relación con otras propiedades físicas.

### PROCEDIMIENTOS, DESTREZAS Y HABILIDADES

- Destreza en la utilización de modelos teóricos para explicar hechos experimentales.
- Interpretación de gráficas.
- Dedución de leyes matemáticas a partir de representaciones gráficas.
- Realización de ejercicios numéricos de aplicación de las leyes de los gases.
- Capacidad para adaptar leyes generales a situaciones particulares.
- Soltura en el cambio de unidades de las magnitudes que caracterizan los gases.

**ACTITUDES**

- Valorar la importancia del método científico para el avance de la ciencia.
- Reconocer la importancia de la ciencia para explicar problemas y sucesos que ocurren en nuestro entorno próximo.

**EDUCACIÓN EN VALORES**

El estudio del comportamiento de los gases nos va a permitir comprender problemas y sucesos que ocurren en nuestro entorno próximo y tomar decisiones relacionadas con:

**1. Educación para la salud**

El comportamiento de los gases explica porqué el humo del tabaco procedente de un solo fumador puede contaminar una estancia. Esta es la razón de que en los espacios comunes se restrinja el uso del tabaco o se habiliten zonas separadas que permitan conciliar el deseo de unos de fumar tabaco con el de otros que quieren verse libres de sus efectos nocivos o molestos.

**2. Educación cívica**

La necesidad de ponernos de acuerdo en el reparto de espacios que pueden o no ser utilizados por fumadores nos obliga a considerar situaciones en las que se puede plantear un conflicto de convivencia y estudiar posibles soluciones. Todo esto contribuirá al establecimiento de habilidades democráticas que giren en torno a la idea de respeto hacia los demás.

**3. Educación medioambiental**

Una buena parte de los contaminantes medioambientales proceden de emisiones gaseosas. Su propia dinámica hace que viajen a través de la atmósfera y produzcan daños en lugares alejados de aquel en el que se originaron. Todo esto obliga al establecimiento de normativas internacionales similares a las que se recogen en el Protocolo de Kioto cuyo cumplimiento deberían exigir la ciudadanía a sus propios gobernantes.

**4. Educación para el consumidor**

Algunos productos como perfumes o ambientadores se basan en la capacidad de algunas sustancias para pasar a fase gas y difundirse por un espacio. El conocimiento del comportamiento de los gases nos puede ayudar a elegir el producto más adecuado a la finalidad que deseamos alcanzar.

**CRITERIOS DE EVALUACIÓN**

1. Conocer los postulados de la teoría cinética e interpretar, en base a ella, las características de los estados de la materia.
2. Conocer las leyes experimentales que rigen las transformaciones de los gases.
3. Interpretar gráficas  $P$ - $V$ ,  $V$ - $T$  y  $P$ - $T$  y deducir las leyes físicas y matemáticas correspondientes.
4. Interpretar las leyes experimentales de los gases sobre la base de la teoría cinética.
5. Resolver problemas numéricos que se refieran a cualquier transformación que experimente un gas, utilizando ecuaciones generales.
6. Calcular la masa de un gas a partir de la medición de otras propiedades como el volumen del recipiente, la temperatura a la que se encuentra y la presión que ejerce.
7. Relacionar algunas propiedades de un gas, como su densidad o su masa molar, con otras medidas físicas ( $P$ ,  $V$  o  $T$ ).
8. Hacer cálculos relativos a una mezcla de gases (presión que ejerce uno de los componentes, proporción de ese componente, etc.).
9. Distinguir, mediante cálculos, entre composición en masa y composición en volumen de una mezcla de gases.

## PROBLEMA RESUELTO 1

El amoniaco ( $\text{NH}_3$ ) es un gas que tiene múltiples aplicaciones y se obtiene industrialmente haciendo reaccionar gas hidrógeno con el nitrógeno del aire. Para estudiar las condiciones idóneas de fabricación, se utiliza una planta piloto, es decir, un reactor más pequeño que el industrial pero de un tamaño suficiente para que sus resultados puedan ser extrapolables a la industria; un tamaño adecuado puede ser un reactor cilíndrico de  $1,5 \text{ m}^2$  de sección y  $1 \text{ m}$  de altura. En una experiencia, el amoniaco que se obtiene ejerce una presión de  $200 \text{ atm}$ ósferas cuando se encuentra a  $300 \text{ }^\circ\text{C}$ . Calcula:

- El volumen que ocuparía el amoniaco que hay en el reactor si se encontrase en condiciones normales.
- La densidad del amoniaco en el reactor de la planta piloto y la que tendría en condiciones normales.
- La masa del amoniaco que hay dentro del reactor.

## Planteamiento y resolución

- a) Cuando un gas ideal experimenta una transformación:  $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$

Por condiciones normales se entiende  $V = 1 \text{ atm}$  y  $T = 273 \text{ K}$ :

$$\frac{200 \text{ atm} \cdot 1,5 \text{ m}^3}{(273 + 300)\text{K}} = \frac{1 \text{ atm} \cdot V_2}{273 \text{ K}}; V_2 = \frac{200 \cdot 1,5 \cdot 273}{(273 + 300) \cdot 1} = 142,93 \text{ m}^3$$

- b) En la planta piloto:

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{200 \text{ atm} \cdot 17 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 300)\text{K}} = 72,36 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

En condiciones normales:

- c) Para relacionar la cantidad de gas con las condiciones en que se encuentra, utilizamos la ecuación de estado de los gases ideales:  $PV = nRT$ .  $V$  será el volumen del reactor:

$$V = 1,5 \text{ m}^2 \cdot 1 \text{ m} = 1,5 \text{ m}^3 = 1,5 \cdot 10^3 \text{ L} \rightarrow 200 \text{ atm} \cdot 1,5 \cdot 10^3 \text{ L} = \frac{m}{17 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 300)\text{K} \rightarrow$$

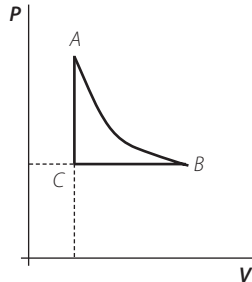
$$\rightarrow m = \frac{200 \cdot 1,5 \cdot 10^3 \cdot 17}{0,082 \cdot (273 + 300)} = 108,5 \cdot 10^3 \text{ g} = 108,5 \text{ kg de } \text{NH}_3$$

## ACTIVIDADES

- En una bombona de  $10 \text{ L}$  tenemos oxígeno a  $50 \text{ }^\circ\text{C}$  y a una presión de  $2500 \text{ mm}$  de Hg. Determina la cantidad de oxígeno que saldrá de la bombona si abrimos la válvula y dejamos que se enfríe hasta  $20 \text{ }^\circ\text{C}$ .  
*Sol.:  $V = 19,8 \text{ L}$*
- En un recipiente de  $3 \text{ L}$  introducimos  $10 \text{ g}$  de un gas desconocido que ejerce una presión de  $1200 \text{ mm}$  de Hg cuando se encuentra a  $-10 \text{ }^\circ\text{C}$ . Determina si se trata de dióxido de nitrógeno, dióxido de carbono o dióxido de azufre.  
*Sol.:  $\text{NO}_2$*
- La densidad del gas que hay en una bombona a  $2,5 \text{ atm}$  y  $-25 \text{ }^\circ\text{C}$  es  $3,45 \text{ g/L}$ . Determina si se trata de monóxido de nitrógeno, monóxido de carbono o monóxido de azufre. Determina la densidad de ese gas en condiciones normales.  
*Sol.:  $\text{CO}$*
- Una bombona de  $5 \text{ L}$  puede soportar una presión de  $60 \text{ atm}$ . ¿Podremos introducir en ella  $30 \text{ g}$  de gas hidrógeno a  $50 \text{ }^\circ\text{C}$ ? ¿Y si fuesen  $30 \text{ g}$  de dióxido de azufre?  
*Sol.:  $\text{NO}$  ( $\text{H}_2$ ); sí ( $\text{SO}_2$ )*

## PROBLEMA RESUELTO 2

Un gas ideal se encuentra en las condiciones correspondientes al punto A que son:  $P = 3 \text{ atm}$ ,  $V = 5 \text{ L}$  y  $t = 25^\circ\text{C}$ . Sufre una expansión a temperatura constante hasta B, donde el volumen llega a ser de 20 L y luego una compresión a presión constante hasta C. Haz los cálculos que te permitan conocer las condiciones del gas en los puntos B y C.



## Planteamiento y resolución

Tendremos en cuenta las leyes de los gases y compararemos las condiciones del gas en dos estados sucesivos:

A  $\rightarrow$  B, proceso a  $T = \text{cte.}$ :

$$\frac{P_A V_A}{T_A} = \frac{P_B V_B}{T_B} \rightarrow 3 \cdot 5 = P_B \cdot 20 \rightarrow P_B = \frac{3 \cdot 5}{20} = \mathbf{0,75 \text{ atm}}$$

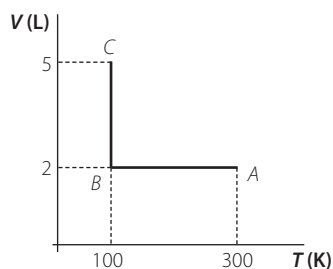
B  $\rightarrow$  C; proceso a  $P = \text{cte.}$ :

$$\frac{P_A V_A}{T_A} = \frac{P_B V_B}{T_B} \rightarrow \frac{5}{T_C} = \frac{20}{(273 + 25)} \rightarrow T_C = \frac{298 \cdot 5}{20} = \mathbf{74,5 \text{ K}}$$

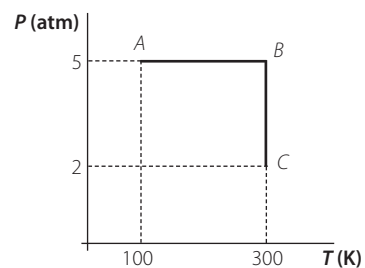
	P (atm)	V (L)	T (K)
<b>A</b>	3	5	273 + 25
<b>B</b>	0,75	20	273 + 25
<b>C</b>	0,75	5	74,5

## ACTIVIDADES

- 1** Un gas ideal que se encuentra en el estado representado por el punto A, ejerce una presión de 900 mm de Hg. Determina las características de  $P$ ,  $V$  y  $T$  que definen el gas en los estados correspondientes a los puntos A, B y C.



- 2** En un recipiente de 10 L tenemos un gas ideal que se encuentra en el estado representado por el punto A. Determina las características de  $P$ ,  $V$  y  $T$  que definen el gas en los estados correspondientes a los puntos A, B y C.



## PROBLEMA RESUELTO 3

Los equipos de buceo incluyen bombonas con una mezcla de gases para respirar cuya composición es distinta de la del aire normal y que depende de la profundidad de buceo. Para inmersiones del orden de los 30 m se utiliza una mezcla a una presión de unas 8 atmósferas cuya composición en volumen es 39,5 % de nitrógeno, 17,5 % de oxígeno y 43 % de helio. Recuerda que el aire que respiramos habitualmente ejerce una presión aproximada de 1 atmósfera y su composición en volumen es 78 % de nitrógeno y 21 % de oxígeno. Calcula:

- La presión parcial del nitrógeno y del oxígeno en el gas de buceo.
- La presión parcial del nitrógeno y del oxígeno en el aire que respiramos normalmente.
- La cantidad de nitrógeno, oxígeno y helio que necesitamos para preparar una bombona de 5 L del gas de buceo. Suponemos que ese gas debe ejercer la presión de 8 atmósferas a unos 5 °C.

## Planteamiento y resolución

- a) En el gas de buceo:

$$P_{N_2} = P_T \cdot X_{N_2} = 8 \text{ atm} \cdot 0,395 = 3,16 \text{ atm}; P_{O_2} = P_T \cdot X_{O_2} = 8 \text{ atm} \cdot 0,175 = \mathbf{1,4 \text{ atm}}$$

- b) En el aire que respiramos:

$$P_{N_2} = P_T \cdot X_{N_2} = 1 \text{ atm} \cdot 0,78 = 0,78 \text{ atm}; P_{O_2} = P_T \cdot X_{O_2} = 1 \text{ atm} \cdot 0,21 = \mathbf{0,21 \text{ atm}}$$

- c) Cada uno de los gases debe ejercer la presión que le corresponde en la mezcla: Para el nitrógeno:

$$PV = nRT \rightarrow 3,16 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L} = \frac{m_{N_2}}{2 \cdot 14 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 5) \text{ K} \rightarrow m_{N_2} = \frac{3,16 \cdot 5 \cdot 28}{0,082 \cdot (273 + 5)} = \mathbf{19,4 \text{ g de } N_2}$$

Para el oxígeno:

$$PV = nRT \rightarrow 1,4 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L} = \frac{m_{O_2}}{2 \cdot 16 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 5) \text{ K} \rightarrow m_{O_2} = \frac{1,4 \cdot 5 \cdot 32}{0,082 \cdot (273 + 5)} = \mathbf{9,8 \text{ g de } O_2}$$

Para el helio:  $P_{He} = P_T \cdot X_{He} = 8 \text{ atm} \cdot 0,43 = 3,44 \text{ atm}$

$$PV = nRT \rightarrow 3,44 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L} = \frac{m_{He}}{4 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 5) \text{ K} \rightarrow m_{He} = \frac{3,44 \cdot 5 \cdot 4}{0,082 \cdot (273 + 5)} = \mathbf{3,0 \text{ g de He}}$$

## ACTIVIDADES

- 1 En una bombona de 3 L a 50 °C introducimos 8 g de helio y 8 g de oxígeno. Calcula:

- La presión en el interior de la bombona.
- La composición de la mezcla de gases (% en masa y % en volumen).

Sol.: a) 19,9 atm; b) masa: 50 %  $H_{er}$ , 50 % O; volumen: 88,89 %  $H_{er}$ , 11,110

- 2 La composición en masa de una mezcla de gases es 20 % de oxígeno, 50 % argón y 30 % de nitrógeno. Si la presión que ejerce la mezcla de gases es 950 mm de Hg, calcula.

- La composición de la mezcla como porcentaje en volumen.

- La presión parcial del nitrógeno.

Sol.: a) 21,21 % O, 42,42 % Ar, 36,36 % N;  
b) 345,45 mm Hg

- 3 Tenemos una bombona de 5 L que contiene gas hidrógeno a 50 °C y 2 atmósferas de presión y una bombona de 3 L que contiene dióxido de carbono a 50 °C y 1000 mm de Hg. Se conectan ambas bombonas por medio de una válvula. Calcula:

- La presión que tendremos ahora en cada una de las bombonas.
- La presión que ejerce cada uno de los gases.

Sol.: a) 1,7435 atm;  
b)  $P_H = 1,25 \text{ atm}; P_{CO_2} = 0,4935 \text{ atm}$

### El agua que busca el fondo

#### Objetivo

**Comprobar que cuando un gas experimenta una transformación a presión constante, su volumen disminuye al disminuir la temperatura.**

#### Material

- Cazo para calentar agua.
- Botella de plástico de 50 cL.
- Recipiente con agua fría.

#### PROCEDIMIENTO

1. Introduce la botella invertida dentro del recipiente con agua fría.
2. Levántala con cuidado sin que la boca de la botella llegue a salir del agua. Comprobarás que el nivel de agua dentro de la botella es igual que el nivel de agua en el recipiente en el que se encuentra.
3. Echa agua en el cazo y ponla a calentar hasta que hierva.
4. Introduce la botella vacía en el agua hirviendo y deja que esté en ella unos 5 minutos. Cuida de que no entre nada de agua en la botella.
5. Rápidamente saca la botella del agua hirviendo e introdúcela, invertida, en el recipiente de agua fría.
6. Espera a que se enfríe la botella (unos 5 minutos).
7. Con cuidado, levántala sin que la boca de la botella llegue a salir del agua. Comprobarás que el nivel de agua dentro de la botella es más alto que el nivel de agua en el recipiente en el que se encuentra.

#### CUESTIONES

- 1 ¿Por qué el nivel de agua dentro de la botella invertida como se indica en el punto 1 del procedimiento, coincide con el nivel de agua en el recipiente exterior?
- 2 ¿Por qué el nivel de agua dentro de la botella invertida como se indica en el punto 7 del procedimiento, no coincide con el nivel de agua en el recipiente exterior?
- 3 Explica si el aire que hay dentro de la botella de plástico en las condiciones del punto 1 del procedimiento es igual, mayor o menor que el que hay en las condiciones del punto 7.
- 4 ¿A qué presión se encuentra el aire que hay dentro de la botella de plástico en las condiciones del punto 1 y en las del punto 8 del procedimiento?

## Composición volumétrica del aire

## Objetivo

**Determinar la composición volumétrica del aire.**

## Material

- Tubo de vidrio largo cerrado por un extremo (si no hay otro, un tubo de ensayo largo).
- Tapón de goma que ajuste bien con el extremo abierto del tubo.
- Cristalizador o cubeta grande donde podamos poner agua y manipular con las manos.
- Rotulador para marcar en vidrio.
- Regla.
- NaOH (2-4 mL de NaOH 1M).
- Pirogalol (100-150 mg).

## JUSTIFICACIÓN

El aire es una mezcla de gases cuya composición, en volumen es un 78 % de nitrógeno, 21 % de oxígeno y el resto, otros gases.

El pirogalol, o ácido pirogálico (1,2,3-trihidroxibenceno) es un compuesto que reacciona rápidamente con oxígeno en presencia de hidróxido de sodio; como resultado se obtiene una sustancia llamada quinona. La reacción es tan efectiva que se utiliza para eliminar el oxígeno del aire. Sabremos que se ha producido porque el pirogalol es un sólido cristalino que forma disoluciones acuosas incoloras, mientras que la disolución acuosa de quinona es de color marrón.

Determinaremos la composición del aire midiendo el volumen que ocupa una cierta cantidad de aire y el volumen que ocupa el gas después de que se haya eliminado el oxígeno.

## PROCEDIMIENTO

1. Introduce la disolución de NaOH en el tubo de vidrio, procurando no mojar sus paredes.
2. Con el tubo inclinado, deposita el pirogalol en el extremo abierto, procurando que no se moje. Tápalo con cuidado.
3. Una vez que el tubo está bien tapado, agítalo y voltéalo (2-3 minutos) con el fin de que el pirogalol esté en contacto con todo el aire que hay en el interior del tubo.
4. Pon marcas que delimiten el espacio libre que hay en el tubo (desde el nivel de líquido hasta la base del tapón).
5. Una vez que el líquido ha tomado el color marrón, introduce el tubo de vidrio invertido en la cubeta con agua y, cuidando de que la boca no salga del agua, quita el tapón.
6. Verás que sube el nivel del líquido en el interior del tubo. Pon una marca que te permita saber hasta donde llegó.
7. Saca el tubo del interior de la cubeta y, con la regla, mide la altura del espacio que ocupaba el aire en el interior del tubo ( $L_{\text{aire}}$ ) y la altura del espacio que ocupaba la mezcla gaseosa sin oxígeno ( $L_{\text{sin oxígeno}}$ ).

$$\% \text{ oxígeno} = \frac{L_{\text{aire}} - L_{\text{sin oxígeno}}}{L_{\text{aire}}} \cdot 100$$

## CUESTIONES

- 1 Explica por qué puedes determinar la proporción en volumen de oxígeno midiendo solo alturas sobre el tubo de vidrio.
- 2 ¿Por qué sube el agua de la cubeta en el interior del tubo una vez que se ha producido la reacción con el pirogalol?
- 3 ¿Por qué hay que tapar el tubo antes de que el pirogalol llegue a estar en contacto con la disolución de NaOH?
- 4 ¿Qué pasaría si realizásemos la experiencia sin tapar el tubo de vidrio?



### Obtención de un gas en el laboratorio

#### Objetivo

**Obtener un gas en el laboratorio y recogerlo desplazando el agua que hay en el interior de un tubo de ensayo.**

#### Material

- Kitasatos.
- Tapón de goma horadado por el que pasa la salida de un embudo de decantación.
- Embudo de decantación.
- Soporte con aro para el embudo y nuez para sujetar el kitasatos.
- Tubos de vidrio y gomas para hacer una conexión en U.
- Tubo de ensayo.
- Cubeta con agua.
- Trozos de mármol ( $\text{CaCO}_3$ ).
- HCl 1 M (100-200 mL).

#### PROCEDIMIENTO

1. Coloca unos trozos de mármol dentro del kitasatos.
2. Conecta las gomas y los tubos de vidrio enlazados en el extremo lateral del kitasatos. Haz que los ajustes sean buenos, de modo que no haya fugas de gas.
3. Tapa el kitasatos con el tapón horadado y atravesado por el extremo del embudo de decantación de forma que ajuste bien.
4. Sujeta el kitasatos con la pinza y coloca el embudo en el soporte.
5. Con la llave del embudo cerrada, introduce en él la disolución de HCl.
5. Llena una cubeta con agua. Introduce un tubo de ensayo en su interior y llénalo de agua.
7. Da la vuelta al tubo de ensayo y sácalo parcialmente de la cubeta de forma que no llegue a salir líquido de su interior. Introduce en su boca uno de los extremos del tubo en U que está conectado al kitasatos. Puedes utilizar un soporte para mantener el tubo en la posición adecuada.
8. Cuando todo esté dispuesto, abre la llave del embudo de decantación. Verás que aparece un burbujeo y el nivel de líquido en el interior del tubo de ensayo desciende.

#### EXPLICACIÓN

Se ha producido la reacción:



El  $\text{CO}_2$  es un gas que sale por los tubos conectados a la salida lateral del kitasatos y llega al tubo de ensayo; allí, desplaza el agua. Vemos que, a medida que progresa la reacción, baja el nivel del agua en el tubo de ensayo; el gas que hay en el espacio libre es  $\text{CO}_2$ .

#### CUESTIONES

- 1 Si no tuvieses disolución de HCl, indica cuál de las siguientes podrías utilizar: disolución de NaOH,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NH}_3$ .
- 2 Si no tuvieses mármol, indica qué otra sustancia podrías utilizar:  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{CaSO}_4$ .
- 3 ¿Por qué debemos tapar el kitasatos con el tapón de goma?
- 4 Imagina que llevas a cabo la práctica y que no desciende el nivel de agua en el interior del tubo de ensayo. Señala, al menos, tres puntos de la experiencia que debes revisar.

## CIENCIA Y TÉCNICA

**Bombonas de oxígeno**

Las bombonas de oxígeno que utilizan algunos enfermos tienen una capacidad de un metro cúbico (1000 litros).

Incorporan un **manómetro** que nos permite comprobar la presión del gas de la bombona. Es un indicador de la cantidad de gas que queda.

Un **caudalímetro** permite controlar el flujo de oxígeno. Una escala graduada permite controlar el flujo que recibe el enfermo.

**El buceo y las leyes de los gases**

Las personas que practican el submarinismo se sumergen a cierta profundidad por debajo del nivel del agua. Su cuerpo se ve sometido a una presión que aumenta a medida que descienden; así, a la presión de una atmósfera que actúa sobre ellos en la superficie, deben añadir otra atmósfera por cada 10 m de inmersión.

El cuerpo humano tiene una serie de cavidades que están llenas de aire: los pulmones, los canales auditivos, los senos nasales, etc. Los cambios en la presión tendrán consecuencias en los cambios de volumen a los que el cuerpo se tendrá que adaptar.

Durante la inmersión, la temperatura del agua se puede considerar constante, por lo que la ley de los gases ideales se transforma en la de Boyle-Mariotte que dice que a temperatura constante, la presión y el volumen de un gas son magnitudes inversamente proporcionales:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

En consecuencia, el aire que ocupa 1 L en la superficie, donde la presión es de 1 atm, ocupará 1/2 L en una inmersión de 10 m, donde  $P$  2 atm, y 1/3 L en una inmersión de 20 m, donde  $P$  3 atm. En el ascenso sucederá lo contrario.

En general, existen dos modalidades de buceo: en apnea, solo con los recursos del propio cuerpo, y con una escafandra, que facilita un aporte de aire adicional.

Para compensar la disminución del volumen del aire por aumento de la presión externa, un buzo en apnea emplea una serie de maniobras, como la de Valsalva, una espiración forzada cerrando la nariz y la boca, para reequilibrar el volumen en las fosas nasales y los canales auditivos (trompa de Eustaquio), o dilatar los vasos sanguíneos en los alvéolos y desplazar hacia arriba la masa abdominal, para reequilibrar el volumen en los pulmones. Todo esto tiene un límite, ya que si se sigue descendiendo, la presión puede hacer que se rompa el tímpano o los vasos alveolares y los pulmones se encharquen de sangre.

En la modalidad de escafandra el buzo dispone de una fuente de aire autónoma, lo que le permite reequilibrar el volumen de las cavidades introduciendo más cantidad de aire en su cuerpo. Pero esto puede representar problemas en el ascenso, ya que si no se logra eliminar el exceso de aire, el aumento de volumen que va a experimentar al disminuir la presión al acercarse a la superficie puede hacer que los pulmones lleguen al límite de su dilatación, se rompan los alvéolos y se produzcan hemorragias en los senos faciales o se rompa el tímpano. También es posible que alguna burbuja de aire pase a la sangre y provoque una embolia en algún vaso sanguíneo.

**CUESTIONES**

- 1 Busca cuál es el récord de inmersión en apnea. Teniendo en cuenta que la presión aumenta 1 atmósfera por cada 10 metros de inmersión, calcula la presión en ese punto y determina cuanto ocupará, en esas condiciones, el aire que ocupa 1 L en la superficie.
- 2 Explica cuál es la causa de que un accidente de submarinismo pueda provocar la rotura del tímpano de la persona que lo practica.
- 3 Podríamos pensar que el problema de hacer inmersiones prolongadas en el mar está en que las personas, a diferencia de los peces, no son capaces de respirar el oxígeno que está disuelto en agua. La solución podría estar en bajar con un aporte de oxígeno en un dispositivo que pudiese controlar el propio buzo. No obstante, sigue existiendo un límite por debajo del cual no se puede descender. Utiliza las leyes de los gases para explicar la existencia de este límite.

## HISTORIA DE LA CIENCIA

## Vuelos en globo

El primer vuelo controlado fue llevado a cabo en 1793 en un globo desarrollado por los hermanos Montgolfier en Francia. El artilugio, de más de 200 km de masa, se elevó a unos 100 m de altura y recorrió 9 km en el cielo de París. El tiempo empleado en el vuelo fue de unos 25 km. Antes se habían realizado ensayos con globos con animales.

Más tarde en ese mismo año, Charles empleó gas hidrógeno en lugar de aire caliente para llenar un globo y recorrer unos 25 km, empleando para ello unos 45 minutos.

En 1999 el suizo Bertrand Piccard y el británico Brian Jones finalizaron la vuelta al mundo en globo aerostático sin escalas en el Breitling Orbiter III. Recorrieron casi 47 000 km y tardaron más de 19 días.

## El mal agudo de montaña

El aire que respiramos es una mezcla de gases cuya composición en volumen es de un 78 % de nitrógeno, un 21 % de oxígeno y el resto, de otros gases. Esta composición se mantiene constante en casi toda la atmósfera, si bien su densidad y, en consecuencia, la presión que ejerce, varía sensiblemente disminuyendo a medida que ascendemos. Al nivel del mar, la presión que ejerce el aire es de unos 760 mm de Hg, a 2000 m de altura, unos 590 mm de Hg; y a unos 4000 m, de 460 mm de Hg.

Mediante la respiración, introducimos en nuestro organismo el oxígeno que permite que se produzcan en las células los procesos metabólicos necesarios para la vida. El aire que respiramos por la nariz o la boca llega a los pulmones en cuyos alvéolos se produce el intercambio gaseoso; el aire pasa a la sangre cuya hemoglobina transporta el oxígeno hasta la última célula del cuerpo. Realizamos este proceso unas 15 veces por minuto y cada vez entran y salen de nuestro organismo unos 500 mL de aire, lo que hace un total de unos 7,5 litros por minuto.

Todo esto permite que nuestras funciones vitales se desarrollen con normalidad a altitudes próximas al nivel del mar. Pero si practicamos ascensión, la disminución de la presión atmosférica hace que el oxígeno que llega a nuestro organismo sea inferior y se producen trastornos que pueden dar lugar a lo que se conoce como el **Mal Agudo de Montaña (MAM)**. Sus primeros síntomas son dolor de cabeza, fatiga acusada y disnea (dificultad para respirar), síntomas debidos a la hipoxia o falta de oxígeno; para corregirlos puede ser suficiente descender hasta una altura adecuada aunque, en ocasiones, hay que aplicarle directamente oxígeno o incluso introducirlo en una cámara hiperbárica.

Para evitar el problema del mal de altura se recomienda a los alpinistas ejercicios de aclimatación, es decir, hacer escaladas progresivas donde se ascienda poco a poco y se espere un tiempo para adaptarse a la atmósfera del lugar. Los mecanismos que permiten la adaptación dependen del organismo y suelen estar relacionados con la hiperventilación pulmonar, el enlentecimiento de la circulación pulmonar, para alargar el tiempo del intercambio gaseoso, el aumento de la frecuencia cardiaca, y el aumento en la producción de glóbulos rojos, las células que contienen la hemoglobina que transporta el oxígeno. Todos estos mecanismos van apareciendo a lo largo del tiempo; se considera que hacen falta de 4 a 8 semanas en altitud para una aclimatación completa. Las personas que viven en zonas de altitud elevada tienen ya una adaptación genética a las condiciones ambientales y pueden desarrollar una vida prácticamente normal, como la que es frecuente en las personas que habitan en zonas al nivel del mar.

## CUESTIONES

- 1 Busca información que te permita conocer qué es y como funciona una cámara hiperbárica.
- 2 EPOC son las siglas de Enfermedad Pulmonar Obstructiva que se caracteriza porque los alvéolos no permiten el intercambio gaseoso en condiciones normales. Uno de los factores determinantes en la aparición de EPOC es el tabaquismo, y sus síntomas son similares al mal de montaña (MAM). Explica a qué se deben las similitudes entre EPOC y MAM, qué síntomas puede presentar una persona que sufra esta enfermedad y cuál puede ser el tratamiento.
- 3 Teniendo en cuenta que la composición volumétrica del aire es casi la misma en toda la atmósfera, calcula la cantidad de oxígeno que habrá en 7 L de aire al nivel del mar y a 25 °C y la que habrá en 7 L de aire a 4000 m de altura y -24 °C.
- 4 Cuando se viaja en avión nos dan una serie de avisos de seguridad. Entre ellos nos enseñan a utilizar una mascarilla para el caso de que se produzca un accidente por el que se abra una ventanilla o cualquier otro agujero en vuelo. Explica para qué y por qué se debe utilizar la mascarilla.

### Velocidades moleculares de distintos gases a 25 °C (298 K)

Gas	T (K)	Peso molecular relativo	v (media) (m/s)	v (media) (km/h)	v (más probable) (m/s)	v (más probable) (km/h)
H <sub>2</sub>	298	2	1928	6940	1561	5621
He	298	4	1363	4907	1104	3975
Ne	298	20	610	2195	494	1778
N <sub>2</sub>	298	28	515	1855	417	1502
CO	298	28	515	1855	417	1502
O <sub>2</sub>	298	32	482	1735	390	1405
Ar	298	40	431	1552	349	1257
CO <sub>2</sub>	298	44	411	1480	333	1198
NO <sub>2</sub>	298	46	402	1447	326	1172
O <sub>3</sub>	298	48	393	1417	319	1147
SO <sub>2</sub>	298	64	341	1227	276	994
Cl <sub>2</sub>	298	71	324	1165	262	943
Xe	298	131	238	857	193	695

La velocidad media es la que realmente se tiene en cuenta cuando se mide la temperatura de un gas.

Velocidad más probable quiere decir que es la velocidad a la que se mueven más partículas.

### Velocidades moleculares de un gas a distintas temperaturas

Gas	T (K)	T (°C)	v (media) (m/s)	v (media) (km/h)	v (más probable) (m/s)	v (más probable) (km/h)
O <sub>2</sub>	203	-70	398	1432	322	1160
O <sub>2</sub>	213	-60	407	1467	330	1188
O <sub>2</sub>	223	-50	417	1501	338	1216
O <sub>2</sub>	233	-40	426	1534	345	124
O <sub>2</sub>	243	-30	435	1567	353	1269
O <sub>2</sub>	253	-20	444	1599	360	1295
O <sub>2</sub>	263	-10	453	1630	367	1320
O <sub>2</sub>	273	0	461	1661	374	1345
O <sub>2</sub>	283	10	470	1691	380	1369
O <sub>2</sub>	293	20	478	1720	387	1393
O <sub>2</sub>	303	30	486	1749	394	1417
O <sub>2</sub>	313	40	494	1778	400	1440
O <sub>2</sub>	323	50	502	1806	406	1463
O <sub>2</sub>	333	60	509	1834	413	1486

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

**1. EJERCICIO RESUELTO**

En una jeringuilla cogemos  $30 \text{ cm}^3$  de aire. En ese momento la presión que ejerce dicho gas es de  $100\,000 \text{ Pa}$ .

- Escribe el valor de la presión en atmósferas, en milímetros de mercurio, en milibares y en newtons por centímetro cuadrado.
- Una vez tapado el agujero de salida, calcula cuál será la nueva presión si empujamos el émbolo, reduciendo el volumen ocupado por el gas hasta  $18 \text{ cm}^3$ .
- Calcula cuál debería ser el volumen ocupado por el gas para que la presión fuera únicamente de  $0,7 \text{ atm}$ .

**SOLUCIÓN**

- a) La presión del aire en la jeringuilla coincide con la atmosférica porque el sistema está abierto. Esta presión son  $100\,000 \text{ Pa} = 1000 \text{ mbar} = 10 \text{ N/cm}^2$ , o bien:

$$100\,000 \cancel{\text{ Pa}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101\,300 \cancel{\text{ Pa}}} = 0,987 \cancel{\text{ atm}} \cdot \frac{760 \text{ atm de Hg}}{1 \cancel{\text{ atm}}} = 750 \text{ mm de Hg}$$

- b) La Ley de Boyle-Mariotte afirma que el producto de masa por el volumen en un sistema isotérmico es constante, así que:

$$P_0 \cdot V_0 = P_f \cdot V_f \rightarrow 100\,000 \text{ Pa} \cdot 30 \text{ cm}^3 = P_f \cdot 18 \text{ cm}^3 \rightarrow P_f = 166\,667 \text{ Pa}$$

- c) En el sistema, que es isotérmico, se conserva el producto de la presión por el volumen:

$$P_0 \cdot V_0 = P_f \cdot V_f \rightarrow 0,987 \text{ atm} \cdot 30 \text{ cm}^3 = 0,7 \text{ atm} V_f \rightarrow V_f = 42,3 \text{ cm}^3$$

- 1** Los neumáticos de un determinado modelo de coche se inflan un día cuando la temperatura es de  $5 \text{ }^\circ\text{C}$  hasta una presión de 2 bares.

- Si al mediodía la temperatura ha subido hasta  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ , ¿cuál es ahora la presión?
- ¿Cuál debe ser la temperatura para que la presión sea de  $1,6 \text{ atm}$ ?

**SOLUCIÓN**

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

- 2 Se ha inflado un globo con helio a la temperatura de  $6\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Si hemos aumentado la temperatura hasta  $30\text{ }^{\circ}\text{C}$  pero la presión no ha cambiado, ¿cuál es ahora el volumen del globo en relación con el que tenía a  $6\text{ }^{\circ}\text{C}$ ?

SOLUCIÓN

- 3 Completa la siguiente tabla referida a un determinado gas:

Presión (atm)	Volumen (L)	Temperatura (K)
2	3	150
	2	150
4		300
4	2	

SOLUCIÓN

- 4 Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- Dos gases diferentes encerrados en recipientes iguales y a la misma temperatura ejercen la misma presión.
  - Cuando se calienta un gas, la presión que ejerce aumenta.
  - Cuando dentro de un recipiente cuyo volumen es constante se calienta un gas de manera que su temperatura pase de  $30\text{ }^{\circ}\text{C}$  a  $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ , su presión se habrá duplicado.
  - La temperatura de un gas es una magnitud relacionada con la velocidad a la que se mueven las moléculas que lo forman.

SOLUCIÓN

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

- 5 Estamos en una habitación a  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$  y presión de 1 atm. Cuando terminamos nuestra botella de 0,5 litros de refresco, ponemos el tapón y la cerramos. La calentamos hasta  $50\text{ }^{\circ}\text{C}$  y la abrimos. Calcula la cantidad de moléculas que saldrán de la botella.

SOLUCIÓN

- 6 En un recipiente de litro introducimos 5 g de  $\text{CO}_2$  y 5 g de CO a una temperatura de  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Calcula:
- La presión en el interior del recipiente.
  - Si en el mismo recipiente se introduce solo dióxido de carbono en condiciones normales, ¿cuántos gramos de gas habrá dentro?

SOLUCIÓN

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

- 7** Hemos introducido helio en un recipiente a 20 °C y la presión que ejerce resulta ser de 1,5 atm. Calcula la densidad del gas en el recipiente.

**SOLUCIÓN****2. EJERCICIO RESUELTO**

En un envase de 3 litros hay encerrados 19,51 g de un gas. La presión en el interior del envase es 2,5 atm y la temperatura, 27 °C.

- a) ¿Cuál es la masa molecular del gas?  
b) ¿Cuánto ocuparía dicho gas en condiciones normales?

**SOLUCIÓN**

- a) La ecuación de estado de los gases perfectos nos permite calcular el número de moles que tiene que haber en 3 litros para que la presión sea 2,5 atmósferas y la temperatura 300 K:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2,5 \cdot 3}{0,082 \cdot 300} = 0,305 \text{ mol}$$

Los 0,305 mol corresponden a 19,51, luego los gramos de un mol de ese gas son:

$$\frac{19,51}{0,305} = 64 \text{ g/mol}$$

La masa molecular del gas es 64 u; podría ser SO<sub>2</sub>.

- b) En condiciones normales,  $P = 1 \text{ atm}$  y  $T = 273 \text{ K}$ , 0,305 moles de un gas ideal ocupa un volumen igual a:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,305 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 6,831$$

- 8** En una botella hay 0,5 gramos de oxígeno, 0,5 gramos de hidrógeno y 0,5 gramos de nitrógeno, en condiciones normales.

- a) ¿Cuál es el volumen de la botella?  
b) ¿A qué temperatura hay que llevar el gas para que la presión aumente un 20 %?  
c) Una vez aumentada la presión en un 20 %, ¿cuánto gas habría que sacar para volver a tener presión de 1 atm?  
d) Si después de proceder como indica el apartado anterior, volvemos a la temperatura inicial, ¿cuál será ahora la presión?

**SOLUCIÓN**



NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

- 9** Hemos recogido una muestra de gas y los porcentajes en masa que contiene son los siguientes: nitrógeno 50 %, oxígeno 30 % y vapor de agua 20 %. Si suponemos que la presión total es de 1 atm, calcula las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases componentes.

**SOLUCIÓN**

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

**3. EJERCICIO RESUELTO**

En una botella de 2 litros tenemos 3 g de butano ( $C_4H_{10}$ ) a  $20^\circ C$ . Si queremos aumentar la presión hasta 1 atm introduciendo propano ( $C_3H_8$ ) en la botella:

- a) ¿Qué cantidad de propano debemos introducir?  
 b) ¿Cuáles serán las fracciones molares de cada uno de los gases?  
 c) ¿Cuáles serán las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases?

**SOLUCIÓN**

- a) La ecuación de estado de los gases perfectos establece que la presión que ejercen los:

$$\frac{3 \text{ g}}{(4 \cdot 12 + 10 \cdot 1) \text{ g/mol}} = 0,052 \text{ moles de butano}$$

en un volumen de 2 litros a 293 K de temperatura es:

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{0,052 \cdot 0,082 \cdot 293}{2} = 0,62 \text{ atm}$$

Si queremos aumentar la presión 0,38 atm más con gas propano, hay que introducir:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,38 \cdot 2}{0,082 \cdot 293} = 0,032 \text{ mol de propano}$$

Como la masa molecular del propano es 44 u, en la botella hay que introducir:

$$0,032 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} = 1,41 \text{ g de propano}$$

- b) Las fracciones molares de cada gas son:

$$X_{C_4H_{10}} = \frac{n_{C_4H_{10}}}{n_{C_4H_{10}} + n_{C_3H_8}} = \frac{0,052}{0,052 + 0,032} = 0,62$$

$$X_{C_3H_8} = \frac{n_{C_3H_8}}{n_{C_4H_{10}} + n_{C_3H_8}} = \frac{0,032}{0,052 + 0,032} = 0,38$$

Y son proporcionales a las presiones parciales que ejerce cada gas.

- c) Las fracciones parciales se leen del enunciado y el apartado a)

$$P_{C_4H_{10}} = 0,62 \text{ atm}$$

$$P_{C_3H_8} = 0,38 \text{ atm}$$

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

- 10** En un recipiente de 5 litros se encierran 0,14 moles de un gas A, 0,1 mol de un gas B y 0,04 moles de un gas C. Si sus presiones parciales son respectivamente 0,7 atmósferas, 0,5 atmósferas y 0,2 atmósferas, calcula:
- La temperatura a la que se encuentra la mezcla.
  - Las presiones parciales ejercidas por los gases B y C cuando se extrae el gas A del recipiente.
  - Las fracciones molares de los gases B y C después de extraer el gas A.

**SOLUCIÓN**

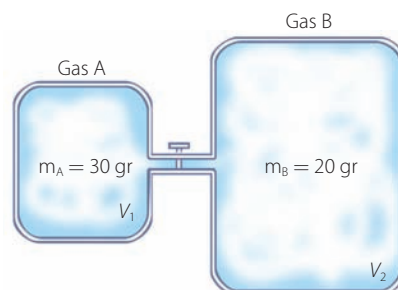
- 11** La presión ejercida por una mezcla de gas cloro y gas yodo es de 0,9 atm. Si duplicamos la cantidad de cloro presente en la mezcla, la presión pasa a ser de 1,2 atm.
- Calcula en qué proporción se encontraban las moléculas de cloro y yodo en la mezcla inicial.
  - Calcula la presión que ejerce la mezcla si después de duplicar el cloro se triplica la cantidad de yodo presente en ella.

**SOLUCIÓN**

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

- 12** Dos recipientes de 0,5 y 1 litro, respectivamente, están comunicados mediante una válvula que puede abrirse y cerrarse a voluntad. Inicialmente tenemos la válvula cerrada. En el recipiente de 0,5 litros hay 30 gramos de un gas de masa molecular 30 u. En el otro hay 20 gramos de otro gas de masa molecular 40 u también. Todo el sistema está a la temperatura de 10 °C. Si se abre la válvula que permite el paso de gas de un recipiente a otro:

- Calcula las presiones iniciales en el interior de cada recipiente antes de abrir la válvula.
- Calcula la presión final después de abrir la válvula.
- Calcula las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases.



SOLUCIÓN

## CAMBIOS DE ESTADO

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

Las sustancias puras, ya sean elementos químicos o compuestos, son homogéneas y de composición constante, poseen propiedades físicas y químicas características, que las distinguen unas de otras y por eso sirven para identificarlas.

En las aplicaciones específicas de las sustancias, se establece unas normas de calidad, como las normas ISO, que regulan cuales deben ser las propiedades, el comportamiento y la composición de materiales y productos. Algunas de las propiedades que forman parte de los criterios indicativos de la pureza de una sustancia química son: la composición centesimal, la densidad, la solubilidad y las temperaturas de fusión y de ebullición a la presión de una atmosférica.

- 13 A continuación se indican algunas propiedades características de cuatro elementos químicos puros (A, B, C y D) sin identificar.

Elementos	Densidad (kg/m <sup>3</sup> )	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
A	8900	1453	2732
B	7900	1538	2861
C	8900	1085	2570
D	13 600	-39	357

- a) Consulta la tabla y realiza la gráfica de cambio de estado para los elementos A y D. Indica el estado físico de los mismos a la temperatura ambiente de 20 °C y a 1500 °C, en las mismas condiciones de presión.

- b) ¿Se trata del mismo elemento el A y el B?

¿Pueden ser la misma sustancia la A y la C?

- c) Consulta una tabla de datos e identifica a cada uno de los elementos químicos.

## CAMBIOS DE ESTADO

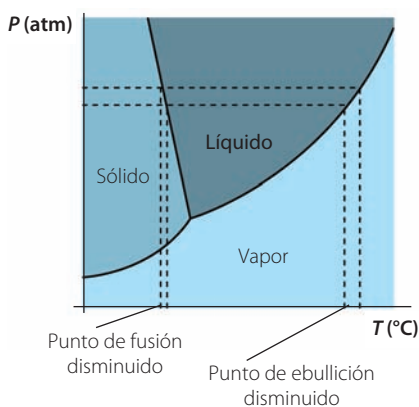
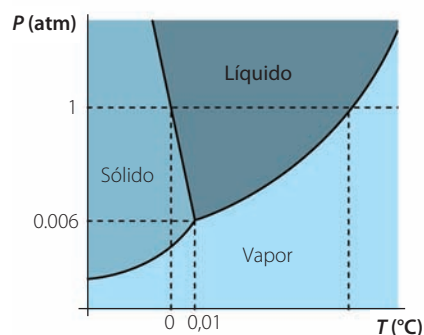
NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

Un diagrama de fases resume las condiciones en las cuales una sustancia existe como sólido, líquido o gas, mediante líneas que representan los cambios de estado. La gráfica se divide en tres regiones y cada una representa una fase pura.

Las curvas representan las presiones y temperaturas a las cuales pueden coexistir diferentes fases. Hay una curva para el equilibrio sólido-líquido, otra para el líquido-vapor y otra para el sólido-vapor. En el punto de unión de las tres curvas, llamado punto triple, coexisten la fase sólida, la líquida y la gaseosa.

**14** Observa el diagrama de fases para el agua y responde.

- ¿Cuál es el punto triple para el agua?
- ¿Cómo es la pendiente de la línea que limita las fases sólida-líquida?
- ¿Qué utilidad presentan los diagramas de fases?



- ¿Qué sucedería si el agua se fundiera o hirviera a una presión mayor a la atmosférica?
- ¿Y si la presión disminuye por debajo de 1atm?

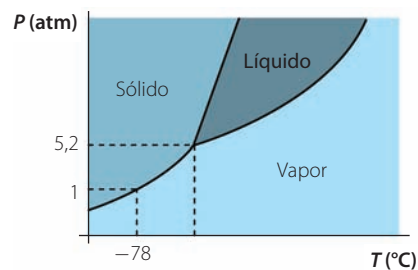
- Observa los puntos A, B y C del diagrama de fases del agua y deduce qué sucedería si:
  - A partir de A, la temperatura se eleva a presión constante.
  - A partir de C, la temperatura se reduce a presión constante.
  - A partir de B, la presión se reduce a temperatura constante.

## CAMBIOS DE ESTADO

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

- 15** El diagrama de fases del dióxido de carbono es semejante al del agua, pero con una diferencia importante: la pendiente de la curva entre la fase sólida y líquida es positiva. De hecho, esto sucede para casi todas las otras sustancias. El agua se comporta de distinta manera porque el hielo es menos denso que el agua líquida.

- a) Indica cuál es el punto triple del dióxido de carbono.
- b) ¿Por qué el dióxido de carbono es imposible que funda a la presión de 1 atm?



- c) ¿Qué sucede cuando el dióxido de carbono se calienta por encima de  $-78\text{ °C}$  y a 1 atm?

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

## 1. EJERCICIO RESUELTO

En una jeringuilla cogemos 30 cm<sup>3</sup> de aire. En ese momento la presión que ejerce dicho gas es de 100 000 Pa.

- Escribe el valor de la presión en atmósferas, en milímetros de mercurio, en milibares y en newtons por centímetro cuadrado.
- Una vez tapado el agujero de salida, calcula cuál será la nueva presión si empujamos el émbolo, reduciendo el volumen ocupado por el gas hasta 18 cm<sup>3</sup>.
- Calcula cuál debería ser el volumen ocupado por el gas para que la presión fuera únicamente de 0,7 atm.

## SOLUCIÓN

- a) La presión del aire en la jeringuilla coincide con la atmosférica porque el sistema está abierto. Esta presión son 100 000 Pa = 1000 mbar = 10 N/cm<sup>2</sup>, o bien:

$$100\,000 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101\,300 \text{ Pa}} = 0,987 \text{ atm} \cdot \frac{760 \text{ atm de Hg}}{1 \text{ atm}} = 750 \text{ mm de Hg}$$

- b) La Ley de Boyle-Mariotte afirma que el producto de masa por el volumen en un sistema isotérmico es constante, así que:

$$P_0 \cdot V_0 = P_f \cdot V_f \rightarrow 100\,000 \text{ Pa} \cdot 30 \text{ cm}^3 = P_f \cdot 18 \text{ cm}^3 \rightarrow P_f = 166\,667 \text{ Pa}$$

- c) En el sistema, que es isotérmico, se conserva el producto de la presión por el volumen:

$$P_0 \cdot V_0 = P_f \cdot V_f \rightarrow 0,987 \text{ atm} \cdot 30 \text{ cm}^3 = 0,7 \text{ atm} V_f \rightarrow V_f = 42,3 \text{ cm}^3$$

- 1 Los neumáticos de un determinado modelo de coche se inflan un día cuando la temperatura es de 5 °C hasta una presión de 2 bares.

- Si al mediodía la temperatura ha subido hasta 25 °C, ¿cuál es ahora la presión?
- ¿Cuál debe ser la temperatura para que la presión sea de 1,6 atm?

## SOLUCIÓN

- a) Si suponemos que el volumen de los neumáticos no varía, la Ley de Gay-Lussac asegura que el sistema mantiene constante el cociente de la presión y la temperatura:

$$\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_f}{T_f} \rightarrow \frac{2 \text{ bar}}{(273 + 5) \text{ K}} = \frac{P_f}{(273 + 5) \text{ K}} \rightarrow P_f = 2,14 \text{ bar}$$

- a) Manteniéndonos en la hipótesis de volumen constante, cuando la presión sea:

$$1,6 \text{ atm} \cdot \frac{1,013 \text{ bar}}{1 \text{ atm}} = 1,62 \text{ bar}$$

La temperatura será:

$$\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_f}{T_f} \rightarrow \frac{2 \text{ bar}}{(273 + 5) \text{ K}} = \frac{1,62 \text{ bar}}{T_f} \rightarrow T_f = 225 \text{ K}$$

O bien 48 °C bajo cero.



NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

- 2** Se ha inflado un globo con helio a la temperatura de 6 °C. Si hemos aumentado la temperatura hasta 30 °C pero la presión no ha cambiado, ¿cuál es ahora el volumen del globo en relación con el que tenía a 6 °C?

**SOLUCIÓN**

El proceso que sufre el globo es un proceso isóbaro y, por tanto, se verifica la ley de Charles:

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{V_f}{T_f} \rightarrow \frac{V_0}{(273 + 6) \text{ K}} = \frac{V_f}{(273 + 30) \text{ K}} \rightarrow \frac{V_f}{V_0} = \frac{303}{279} = 1,09$$

El volumen del globo será al final un 9 % más que al principio.

- 3** Completa la siguiente tabla referida a un determinado gas:

Presión (atm)	Volumen (L)	Temperatura (K)
2	3	150
	2	150
4		300
4	2	

**SOLUCIÓN**

Como la temperatura es constante en las dos primeras filas se aplica la ley de Boyle-Mariotte:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \rightarrow 2 \text{ atm} \cdot 3 \text{ L} = P_2 \cdot 2 \text{ L} \rightarrow P_2 = 3 \text{ atm}$$

Como el volumen es constante en la segunda y cuarta fila se aplica la ley de Gay-Lussac:

$$\frac{P_2}{T_2} = \frac{P_4}{T_4} \rightarrow \frac{3 \text{ atm}}{150 \text{ K}} = \frac{4 \text{ atm}}{T_4} \rightarrow T_4 = 200 \text{ K}$$

Como la presión es constante en la tercera y la cuarta fila se aplica la ley de Charles:

$$\frac{V_3}{T_3} = \frac{V_4}{T_4} \rightarrow \frac{V_3}{300 \text{ K}} = \frac{2 \text{ L}}{200 \text{ K}} \rightarrow V_3 = 3 \text{ L}$$

La tabla completa es:

Presión (atm)	Volumen (L)	Temperatura (K)
2	3	150
3	2	150
4	3	300
4	2	200

- 4** Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Dos gases diferentes encerrados en recipientes iguales y a la misma temperatura ejercen la misma presión.
- Cuando se calienta un gas, la presión que ejerce aumenta.
- Cuando dentro de un recipiente cuyo volumen es constante se calienta un gas de manera que su temperatura pase de 30 °C a 60 °C, su presión se habrá duplicado.
- La temperatura de un gas es una magnitud relacionada con la velocidad a la que se mueven las moléculas que lo forman.

**SOLUCIÓN**

- Falso: Depende de la cantidad de gas que haya en cada uno de ellos.
- Falso: El gas puede dilatarse y conserva la presión que ejerce.
- Falso: Para que se duplique la presión ha de duplicarse la temperatura en kelvin.
- Verdadero. La teoría cinética relaciona la temperatura con la energía cinética media de las moléculas.

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

- 5** Estamos en una habitación a 20 °C y presión de 1 atm. Cuando terminamos nuestra botella de 0,5 litros de refresco, ponemos el tapón y la cerramos. La calentamos hasta 50 °C y la abrimos. Calcula la cantidad de moléculas que saldrán de la botella.

**SOLUCIÓN**

Cuando se caliente la botella saldrá aire hasta que se iguale la presión en el exterior y en el interior de la botella. La ecuación de estado de los gases perfectos:

$$PV = nRT$$

asegura que a 20 °C de temperatura y una atmósfera en el interior de la botella de 0,5 litros hay [ $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L}/(\text{mol K})$ ]:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 0,5}{0,082 \cdot (273 + 20)} = 0,021 \text{ mol}$$

Sin embargo, a 50 °C de temperatura, presión de 1 atmósfera y volumen de 0,5 litros, habrá:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 0,5}{0,082 \cdot (273 + 20)} = 0,019 \text{ mol}$$

De la botella habrán salido 0,002 mol, es decir,  $1,25 \cdot 10^{23}$  moléculas.

- 6** En un recipiente de litro introducimos 5 g de  $\text{CO}_2$  y 5 g de  $\text{CO}$  a una temperatura de 20 °C. Calcula:
- La presión en el interior del recipiente.
  - Si en el mismo recipiente se introduce solo dióxido de carbono en condiciones normales, ¿cuántos gramos de gas habrá dentro?

**SOLUCIÓN**

- a) Las presiones son aditivas, así que podemos calcular la presión que cada gas ejerce en el interior del recipiente y sumárlas; o bien, podemos calcular el número de moles total de los dos gases y aplicar la ecuación de estado de los gases perfectos.

Como la masa molecular del dióxido de carbono es 44 u, en 5 gramos hay 0,114 moles, que en un volumen de un litro y a 20 °C ejercen una presión igual a:

$$P_{\text{CO}_2} = \frac{nRT}{V} = \frac{0,114 \cdot 0,082 \cdot 293}{1} = 2,73 \text{ atm}$$

Por otro lado, la masa molecular del monóxido de carbono es 28 u, así que en 5 g de monóxido de carbono hay 0,179 mol de gas, que a 20 °C y en un litro ejercen una presión:

$$P_{\text{CO}} = \frac{nRT}{V} = \frac{0,179 \cdot 0,082 \cdot 293}{1} = 4,30 \text{ atm}$$

La presión en el interior del recipiente es la suma de las ejercidas por los dos gases:

$$P = P_{\text{CO}_2} + P_{\text{CO}} = 2,73 \text{ atm} + 4,30 \text{ atm} = 7,03 \text{ atm}$$

- b) Las condiciones normales de presión y temperatura son 1 atm y 273 K. En esas condiciones el número de moles de un gas perfecto que hay en un litro es:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 1}{0,082 \cdot 273} = 0,045 \text{ mol}$$

Si el gas es dióxido de carbono, de masa molecular 44 u, la masa de gas que corresponde a los 0,045 mol es:

$$0,045 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} = 1,98 \text{ g}$$

En la botella hay 1,98 g de dióxido de carbono en condiciones normales de presión y temperatura.

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

- 7** Hemos introducido helio en un recipiente a 20 °C y la presión que ejerce resulta ser de 1,5 atm. Calcula la densidad del gas en el recipiente.

**SOLUCIÓN**

La ecuación de estado de los gases perfectos permite calcular, conocida la presión y la temperatura, el número de moles por litro de helio que hay en el recipiente:

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{RT} = \frac{1,5}{0,082 \cdot 293} = 0,062 \text{ mol/L}$$

Como la masa atómica del helio es 4 unidades de masa atómica, cada mol del gas tiene 4 g y, por tanto:

$$d = 4 \text{ g/mol} \cdot 0,062 \text{ mol/l} = 0,25 \text{ g/l}$$

**2. EJERCICIO RESUELTO**

En un envase de 3 litros hay encerrados 19,51 g de un gas. La presión en el interior del envase es 2,5 atm y la temperatura, 27 °C.

- a) ¿Cuál es la masa molecular del gas?  
b) ¿Cuánto ocuparía dicho gas en condiciones normales?

**SOLUCIÓN**

- a) La ecuación de estado de los gases perfectos nos permite calcular el número de moles que tiene que haber en 3 litros para que la presión sea 2,5 atmósferas y la temperatura 300 K:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2,5 \cdot 3}{0,082 \cdot 300} = 0,305 \text{ mol}$$

Los 0,305 mol corresponden a 19,51, luego los gramos de un mol de ese gas son:

$$\frac{19,51}{0,305} = 64 \text{ g/mol}$$

La masa molecular del gas es 64 u; podría ser SO<sub>2</sub>.

- b) En condiciones normales,  $P = 1 \text{ atm}$  y  $T = 273 \text{ K}$ , 0,305 moles de un gas ideal ocupa un volumen igual a:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,305 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 6,831$$

- 8** En una botella hay 0,5 gramos de oxígeno, 0,5 gramos de hidrógeno y 0,5 gramos de nitrógeno, en condiciones normales.

- a) ¿Cuál es el volumen de la botella?  
b) ¿A qué temperatura hay que llevar el gas para que la presión aumente un 20 %?  
c) Una vez aumentada la presión en un 20 %, ¿cuánto gas habría que sacar para volver a tener presión de 1 atm?  
d) Si después de proceder como indica el apartado anterior, volvemos a la temperatura inicial, ¿cuál será ahora la presión?

**SOLUCIÓN**

- a) Los tres gases del enunciado son diatómicos y sus masas moleculares son el doble de sus masas atómicas: la masa molecular del oxígeno es 32 u, la masa molecular del hidrógeno es 2 u y la del nitrógeno son 28 u. Por tanto, 0,5 gramos de oxígeno son:

$$\frac{0,5 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,016 \text{ mol de oxígeno}$$

continúa →

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

0,5 gramos de hidrógeno son:

$$\frac{0,5 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol de hidrógeno}$$

Y 0,5 gramos de nitrógeno son:

$$\frac{0,5 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0,018 \text{ mol de nitrógeno}$$

La suma total de moles es 0,285 mol que ocupan un volumen en condiciones normales de

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,284 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 6,361 \text{ L}$$

El recipiente que los contiene ha de tener ese volumen.

- b) Dentro de la botella se aumenta la temperatura para conseguir que la presión sea de 1,2 atm. La ecuación de estado de los gases perfectos permite calcular esa temperatura:

$$PV = nRT \rightarrow 1,2 \cdot 6,36 = 0,284 \cdot 0,082 \cdot T$$

La temperatura ha de subir hasta 327,7 K, o bien, 54,7 °C.

- c) Si ahora se abre la botella para reducir la cantidad de gas y volver a la presión de 1 atm manteniendo la temperatura, se tiene que el número de moles dentro de ella ha de ser:

$$PV = nRT \rightarrow 1 \cdot 6,36 = n \cdot 0,082 \cdot 327,7 \rightarrow n = 0,237 \text{ mol}$$

- d) Por último, se desea volver a la temperatura inicial. La ecuación de estado de los gases perfectos asegura que:

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,237 \cdot 0,082 \cdot 273}{6,36} = 0,83 \text{ atm}$$

Por supuesto, como en el interior de la botella hay ahora menos gas, la presión  $P = 0,83 \text{ atm}$  que recupera el volumen y la temperatura inicial es menor que la presión de partida.

- 9 Hemos recogido una muestra gas y los porcentajes en masa que contiene son los siguientes: nitrógeno 50 %, oxígeno 30 % y vapor de agua 20 %. Si suponemos que la presión total es de 1 atm, calcula las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases componentes.**

**SOLUCIÓN**

La presión parcial que ejerce cada uno de los gases depende del porcentaje en número de moles que cada uno tenga en la muestra.

Si en 100 g de gas, 50 g son de nitrógeno, en esa cantidad hay:

$$\frac{50 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 1,78 \text{ mol de nitrógeno}$$

Si 30 g son de oxígeno, hay:

$$\frac{30 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,94 \text{ mol de oxígeno}$$

Y si 20 g son de vapor de agua:

$$\frac{20 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 1,11 \text{ mol de vapor de agua}$$

continúa →

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

En 100 g hay 3,83 mol, de los cuales 1,78 mol son de nitrógeno, 0,94 mol son de oxígeno y el resto de vapor de agua. Sus fracciones molares son:

$$X_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{N}_2} + n_{\text{O}_2} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1,78}{3,83} = 0,46$$

$$X_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{N}_2} + n_{\text{O}_2} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,94}{3,83} = 0,25$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{N}_2} + n_{\text{O}_2} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1,11}{3,83} = 0,29$$

En esta muestra de gas las presiones parciales de cada componente van en la misma proporción:

$$P_{\text{N}_2} = X_{\text{N}_2} \cdot P = 0,46 \text{ atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = X_{\text{O}_2} \cdot P = 0,25 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = X_{\text{H}_2\text{O}} \cdot P = 0,29 \text{ atm}$$

### 3. EJERCICIO RESUELTO

En una botella de 2 litros tenemos 3 g de butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) a 20 °C. Si queremos aumentar la presión hasta 1 atm introduciendo propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) en la botella:

- ¿Qué cantidad de propano debemos introducir?
- ¿Cuáles serán las fracciones molares de cada uno de los gases?
- ¿Cuáles serán las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases?

#### SOLUCIÓN

- a) La ecuación de estado de los gases perfectos establece que la presión que ejercen los:

$$\frac{3 \text{ g}}{(4 \cdot 12 + 10 \cdot 1) \text{ g/mol}} = 0,052 \text{ moles de butano}$$

en un volumen de 2 litros a 293 K de temperatura es:

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,052 \cdot 0,082 \cdot 293}{2} = 0,62 \text{ atm}$$

Si queremos aumentar la presión 0,38 atm más con gas propano, hay que introducir:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,38 \cdot 2}{0,082 \cdot 293} = 0,032 \text{ mol de propano}$$

Como la masa molecular del propano es 44 u, en la botella hay que introducir:

$$0,032 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} = 1,41 \text{ g de propano}$$

- b) Las fracciones molares de cada gas son:

$$X_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{n_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} + n_{\text{C}_3\text{H}_8}} = \frac{0,052}{0,052 + 0,032} = 0,62$$

$$X_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{n_{\text{C}_3\text{H}_8}}{n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} + n_{\text{C}_3\text{H}_8}} = \frac{0,032}{0,052 + 0,032} = 0,38$$

Y son proporcionales a las presiones parciales que ejerce cada gas.

- c) Las fracciones molares se leen del enunciado y del apartado a)

$$P_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 0,62 \text{ atm}$$

$$P_{\text{C}_3\text{H}_8} = 0,38 \text{ atm}$$

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

- 10** En un recipiente de 5 litros se encierran 0,14 moles de un gas A, 0,1 mol de un gas B y 0,04 moles de un gas C. Si sus presiones parciales son respectivamente 0,7 atmósferas, 0,5 atmósferas y 0,2 atmósferas, calcula:

- La temperatura a la que se encuentra la mezcla.
- Las presiones parciales ejercidas por los gases B y C cuando se extrae el gas A del recipiente.
- Las fracciones molares de los gases B y C después de extraer el gas A.

**SOLUCIÓN**

- a) La fracción molar de cada gas en la mezcla es proporcional a sus presiones parciales, así que los tres gases se introdujeron a la misma temperatura, que es la temperatura de la mezcla. El volumen de la mezcla es 5 litros, y el número de moles:

$$n = n_A + n_B + n_C = 0,14 + 0,1 + 0,04 = 0,28 \text{ mol}$$

Y la presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de sus componentes,

$$P = P_A + P_B + P_C = 0,7 + 0,5 + 0,2 = 1,4 \text{ atm}$$

La ecuación de Estado de los Gases Perfectos permite calcular la temperatura de la mezcla

$$T = \frac{PV}{nR} = \frac{1,4 \cdot 5}{0,28 \cdot 0,082} = 305 \text{ K}$$

- b) La presión parcial que ejerce cada gas depende solo de la cantidad de dicho gas que haya, su volumen y su temperatura; y no de otros componentes gaseosos aunque compartan volumen con él. Por tanto:

$$P_A = 0,7 \text{ atm}; P_B = 0,5 \text{ atm}$$

- c) Una vez extraído el gas A, el número de moles de cada gas sigue siendo:

$$n_B = 0,1 \text{ mol}$$

$$n_C = 0,04 \text{ mol}$$

Las fracciones molares de cada gas son, por tanto:

$$X_B = \frac{n_B}{n_B + n_C} = \frac{0,1}{0,1 + 0,04} = 0,71$$

$$X_C = \frac{n_C}{n_B + n_C} = \frac{0,04}{0,1 + 0,04} = 0,29$$

- 11** La presión ejercida por una mezcla de gas cloro y gas yodo es de 0,9 atm. Si duplicamos la cantidad de cloro presente en la mezcla, la presión pasa a ser de 1,2 atm.

- Calcula en qué proporción se encontraban las moléculas de cloro y yodo en la mezcla inicial.
- Calcula la presión que ejerce la mezcla si después de duplicar el cloro se triplica la cantidad de yodo presente en ella.

**SOLUCIÓN**

- a) Si se duplica el gas cloro y la presión aumenta 0,3 atm, es porque la presión parcial inicial del cloro era 0,3 atm también (en iguales condiciones de volumen y temperatura duplicar en cantidad, moles, un gas significa duplicar en presión parcial). Por tanto, inicialmente el gas cloro ejercía una presión parcial de 0,3 atm y el gas yodo, de 0,6 atm. La proporción en las presiones parciales se mantiene en el número de moles, y las fracciones molares son:

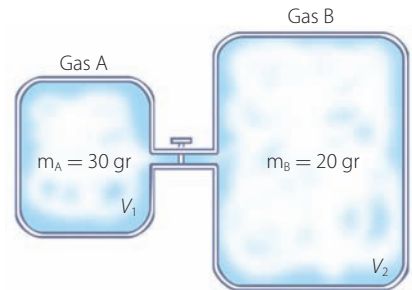
$$X_{Cl_2} = 0,33 \quad X_{I_2} = 0,67$$

- b) Las presiones parciales iniciales del gas cloro y el gas yodo eran 0,3 y 0,6 atm. Después de duplicar el cloro y triplicar el yodo la presiones parciales de cada gas son el doble para el cloro, 0,6 atm, y el triple para el yodo, 1,8 atm. La mezcla tendrá una presión total suma de las presiones parciales de cada gas:

$$P = P_{Cl_2} + P_{I_2} = 0,6 + 1,8 = 2,4 \text{ atm.}$$

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

- 12** Dos recipientes de 0,5 y 1 litro, respectivamente, están comunicados mediante una válvula que puede abrirse y cerrarse a voluntad. Inicialmente tenemos la válvula cerrada. En el recipiente de 0,5 litros hay 30 gramos de un gas de masa molecular 30 u. En el otro hay 20 gramos de otro gas de masa molecular 40 u también. Todo el sistema está a la temperatura de 10 °C. Si se abre la válvula que permite el paso de gas de un recipiente a otro:



- Calcula las presiones iniciales en el interior de cada recipiente antes de abrir la válvula.
- Calcula la presión final después de abrir la válvula.
- Calcula las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases.

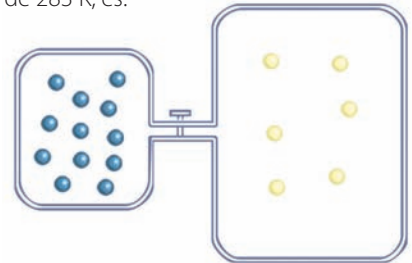
**SOLUCIÓN**

- a) La ecuación de estado de los gases perfecto afirma que la presión en el primer recipiente, de volumen 0,5 litros, en el que hay 1 mol de un gas A, a una temperatura de 283 K, es:

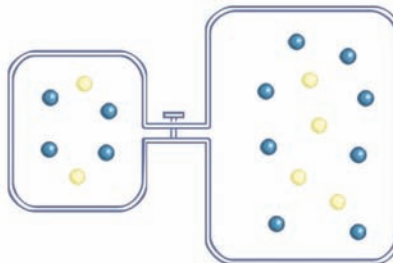
$$P_A = \frac{n_A RT}{V_1} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 283}{0,5} = 46,4 \text{ atm}$$

La presión en el segundo recipiente de 1 litro, en el que hay 0,5 moles de gas B a la temperatura de 283 K es:

$$P_B = \frac{n_B RT}{V_2} = \frac{0,5 \cdot 0,082 \cdot 283}{1} = 11,6 \text{ atm}$$



- b) Los gases se mezclan.



La ecuación de estado de los gases perfecto permite calcular la presión de la mezcla de 1,5 moles, que ocupa los dos recipientes, 1,5 litros, a la temperatura de 283 K:

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{1,5 \cdot 0,082 \cdot 283}{1,5} = 23,2 \text{ atm}$$

- c) Después de mezclarse el mol de gas A ocupa el volumen de los dos recipientes, litro y medio, a la misma temperatura.

Su presión parcial es, por tanto:

$$P'_A = \frac{n_A RT}{V} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 283}{1,5} = 15,5 \text{ atm}$$

El gas B, después de mezclarse mantiene también el número de moles y la temperatura; sin embargo, ocupa también 1,5 litros.

Su presión parcial es:

$$P'_B = \frac{n_B RT}{V} = \frac{0,5 \cdot 0,082 \cdot 283}{1,5} = 7,7 \text{ atm}$$

Efectivamente, la presión de la mezcla en los dos recipientes es la suma de las presiones parciales de cada gas.

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

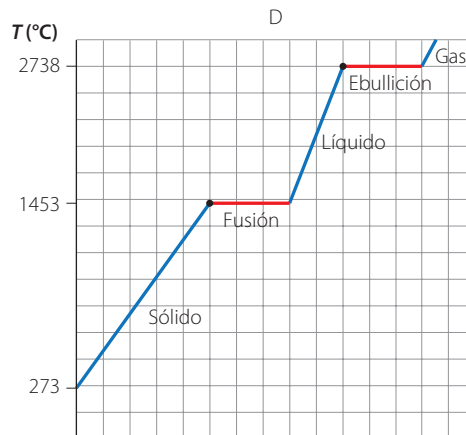
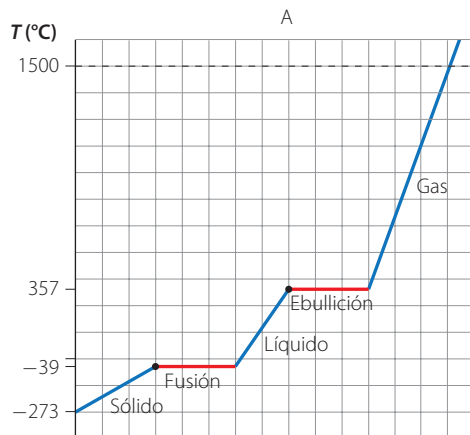
Las sustancias puras, ya sean elementos químicos o compuestos, son homogéneas y de composición constante, poseen propiedades físicas y químicas características, que las distinguen unas de otras y por eso sirven para identificarlas.

En las aplicaciones específicas de las sustancias, se establece unas normas de calidad, como las normas ISO, que regulan cuáles deben ser las propiedades, el comportamiento y la composición de materiales y productos. Algunas de las propiedades que forman parte de los criterios indicativos de la pureza de una sustancia química son: la composición centesimal, la densidad, la solubilidad y las temperaturas de fusión y de ebullición a la presión de una atmosférica.

- 13 A continuación se indican algunas propiedades características de cuatro elementos químicos puros (A, B, C y D) sin identificar.

Elementos	Densidad (kg/m <sup>3</sup> )	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
A	8900	1453	2732
B	7900	1538	2861
C	8900	1085	2570
D	13 600	-39	357

- a) Consulta la tabla y realiza la gráfica de cambio de estado para los elementos A y D. Indica el estado físico de los mismos a la temperatura ambiente de 20 °C y a 1500 °C, en las mismas condiciones de presión.



La sustancia A se encuentra en estado líquido a la temperatura de 20 °C y a 1500 °C, en estado gaseoso.

A la temperatura de 20 °C, la sustancia D se encuentra en estado sólido; y a la temperatura de 1500 °C, en estado líquido.

- b) ¿Se trata del mismo elemento el A y el B?

Tanto los valores de la densidad como los de los puntos de fusión y de ebullición son diferentes, por tanto, las sustancias son necesariamente distintas.

¿Pueden ser la misma sustancia la A y la C?

Aunque ambos elementos tienen la misma densidad, sin embargo, los puntos de fusión y de ebullición son diferentes, lo que nos indica que no pueden corresponder al mismo elemento químico.

- c) Consulta una tabla de datos e identifica a cada uno de los elementos químicos.

El elemento A corresponde con el níquel, el B con el hierro, el C es el cobre y el D el mercurio.



## CAMBIOS DE ESTADO

NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

Un diagrama de fases resume las condiciones en las cuales una sustancia existe como sólido, líquido o gas, mediante líneas que representan los cambios de estado. La gráfica se divide en tres regiones y cada una representa una fase pura.

Las curvas representan las presiones y temperaturas a las cuales pueden coexistir diferentes fases. Hay una curva para el equilibrio sólido-líquido, otra para el líquido-vapor y otra para el sólido-vapor. En el punto de unión de las tres curvas, llamado punto triple, coexisten la fase sólida, la líquida y la gaseosa.

**14** Observa el diagrama de fases para el agua y responde.

a) ¿Cuál es el punto triple para el agua?

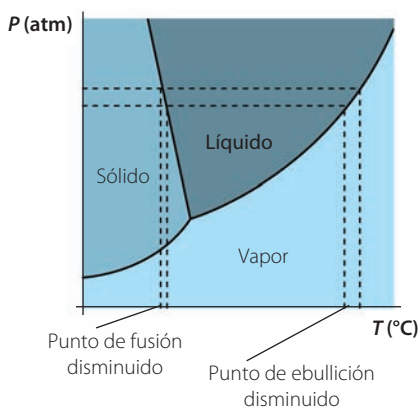
Para el agua el punto triple es aquel en que las tres fases pueden existir en equilibrio y corresponde a una presión de 0,006 atm y a una temperatura de 0,01 °C.

b) ¿Cómo es la pendiente de la línea que limita las fases sólida-líquida?

La pendiente de esta línea es negativa.

c) ¿Qué utilidad presentan los diagramas de fases?

Los diagramas de fases permiten predecir los cambios en el punto de fusión y en el punto de ebullición de una sustancia debidos a los cambios de la presión externa.



d) ¿Qué sucedería si el agua se fundiera o hirviera a una presión mayor a la atmosférica?

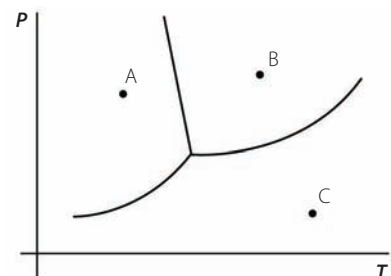
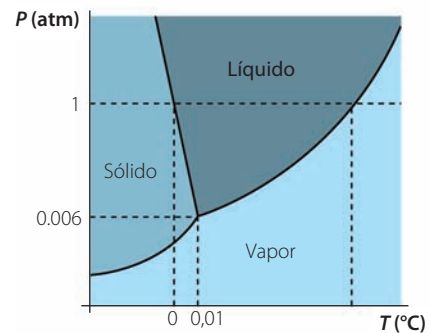
Al aumentar la presión por encima de 1 atm, aumentará el punto de ebullición y disminuirá el punto de fusión.

e) ¿Y si la presión disminuye por debajo de 1 atm?

Se produciría un menor punto de ebullición e incrementará el punto de fusión.

f) Observa los puntos A, B y C del diagrama de fases del agua y deduce qué sucedería si:

- A partir de A, la temperatura se eleva a presión constante. El hielo se funde.
- A partir de C, la temperatura se reduce a presión constante, y el vapor de agua se condensa en hielo.
- A partir de B, la presión se reduce a temperatura constante. El agua hierve.



NOMBRE: \_\_\_\_\_ CURSO: \_\_\_\_\_ FECHA: \_\_\_\_\_

- 15** El diagrama de fases del dióxido de carbono es semejante al del agua, pero con una diferencia importante: la pendiente de la curva entre la fase sólida y líquida es positiva. De hecho, esto sucede para casi todas las otras sustancias. El agua se comporta de distinta manera porque el hielo es menos denso que el agua líquida.

a) Indica cuál es el punto triple del dióxido de carbono.  
El punto triple del dióxido de carbono está a 5,2 atm y  $-57\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

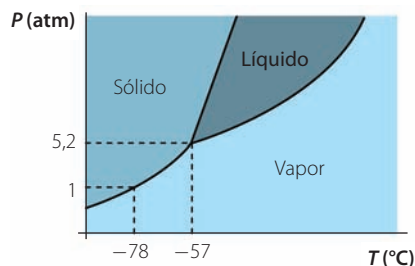
b) ¿Por qué el dióxido de carbono es imposible que funda a la presión de 1 atm?

La fase líquida no es estable por debajo de 5,2 atm, de modo que solo las fases sólida y de vapor pueden existir en condiciones atmosféricas.

En el diagrama se observa que la fase líquida está muy por arriba de la presión atmosférica. Por consiguiente, no es posible que el dióxido de carbono sólido funda a la presión de 1 atm.

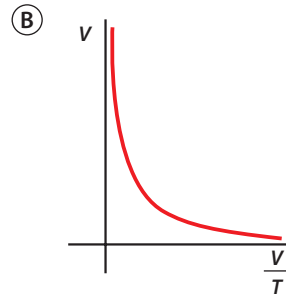
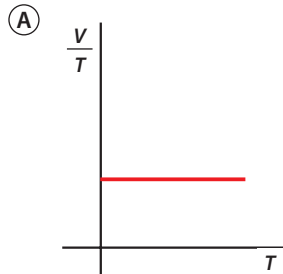
c) ¿Qué sucede cuando el dióxido de carbono se calienta por encima de  $-78\text{ }^{\circ}\text{C}$  y a 1 atm?

En estas condiciones el dióxido de carbono sublima. Por esto el dióxido de carbono sólido se conoce como hielo seco, pues parece hielo y no se funde. Por esta propiedad, el hielo seco se utiliza para enfriar o refrigerar alimentos y medicinas. También se usa para simular niebla y vapor en el mundo del espectáculo.



## PRUEBA DE EVALUACIÓN 1

- 1 Enuncia los postulados de la teoría cinética de los gases y explica, basándote en ella, por qué se cumple la ley de Boyle-Mariotte.
- 2 Explica por qué las gráficas siguientes representan la variación del volumen de un gas al modificar su temperatura absoluta cuando permanece constante la presión. Dibuja una tercera gráfica, distinta de estas dos, que represente también la relación entre el volumen y la temperatura absoluta de un gas cuando experimenta transformaciones a presión constante.



- 3 En una ampolla de 600 mL se introduce una cierta cantidad de gas que ejerce una presión de 1 atm a 50 °C:
  - a) ¿Qué volumen ocuparía ese gas en condiciones normales?
  - b) Si el gas es metano ( $\text{CH}_4$ ), ¿Cuál será su masa?
  - c) ¿Cuántas moléculas de metano habrá en la ampolla?
- 4 El carbono y el oxígeno forman dos gases, el CO y el  $\text{CO}_2$ .
  - a) Determina cuál de los dos gases tendremos en un recipiente si su densidad en condiciones normales es 1,25 g/L.
  - b) Calcula cuál será la densidad de ese gas si la presión aumenta en 200 mm de Hg y la temperatura desciende 20 °C, con respecto a las condiciones normales.
- 5 En un recipiente de 5 L tenemos gas hidrógeno a 30 °C ejerciendo una presión de 1500 mm de Hg. En el recipiente introducimos 1,5 g de gas nitrógeno sin que varíe la temperatura. Calcula:
  - a) La presión que habrá ahora en el interior del recipiente.
  - b) La composición de la mezcla expresada como porcentaje en peso y como porcentaje en volumen.

## PRUEBA DE EVALUACIÓN 1: SOLUCIONES

1 Aplicada a los gases, la teoría cinética comprende los siguientes postulados:

- Los gases están constituidos por partículas que se mueven en línea recta y al azar. Su movimiento solo cambia cuando las partículas chocan entre sí o con las paredes del recipiente.
- La presión que ejerce un gas es una medida del número de choques de sus partículas contra las paredes del recipiente.
- Las partículas de los gases son muy pequeñas y están muy separadas unas de otras. El volumen que ocupan se considera despreciable, y así podemos suponer que cada partícula se mueve por todo el volumen del recipiente.
- No existen fuerzas de unión entre las partículas de los gases; por eso se mueven con total libertad.
- La energía cinética media de las partículas del gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta; cuanto mayor sea su temperatura, mayor será la rapidez con que se mueven.

La ley de Boyle-Mariotte dice: «Cuando un gas experimenta transformaciones a temperatura constante, el producto de la presión que ejerce por el volumen que ocupa, permanece constante».

De acuerdo con la teoría cinética, si el gas se mantiene a la misma temperatura, tanto antes como después de la transformación sus partículas tendrán la misma energía y, por tanto, se van a mover a la misma velocidad.

Si hacemos que disminuya el volumen del recipiente, las partículas del gas llegarán antes a las paredes del recipiente y aumentará el número de choques contra ellas, lo que detectaremos como un aumento de la presión.

2 Cuando un gas experimenta una transformación a presión constante, su volumen y su temperatura absoluta son directamente proporcionales:

$$\frac{V}{T} = cte$$

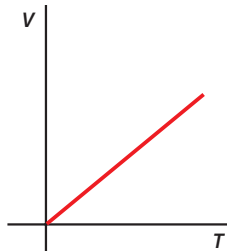
La gráfica A) representa  $V/T$  para cualquier valor de  $T$ . Como  $V/T$  es constante, la representación es una línea paralela al eje en el que se representan las temperaturas.

La expresión anterior también se puede escribir:

$$\frac{V}{T} = V \cdot \frac{1}{T} = cte$$

lo que representa que  $V$  y  $(1/T)$  son magnitudes inversamente proporcionales; por tanto, su representación es una hipérbola.

Otra gráfica que represente la relación entre  $\frac{V}{T} = cte$  puede ser:



Como  $V$  y  $T$  son magnitudes directamente proporcionales, la representación es una línea recta que pasa por el origen, ya que la expresión coincide con la ecuación de una recta sin término independiente:  $V = cte \cdot T$

3 a) Condiciones normales representa  $P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg}$  y  $T = 273 \text{ K} = 0^\circ \text{C}$ .

$$\begin{aligned} \frac{P_1 V_1}{T_1} &= \frac{P_2 V_2}{T_2} \rightarrow \frac{1 \text{ atm} \cdot 600 \text{ mL}}{(273 + 50) \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \cdot V_2}{273 \text{ K}} \rightarrow \\ &\rightarrow V_2 = \frac{1 \cdot 600 \cdot 273}{1 \cdot 323} = 507 \text{ mL} \end{aligned}$$

b) En cualquiera de los dos estados relacionamos  $P$ ,  $V$  y  $T$  con los moles de gas:

$$\begin{aligned} PV &= nRT \rightarrow \\ 1 \text{ atm} \cdot 0,6 \text{ L} &= n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 50) \text{ K} \rightarrow \\ \rightarrow n &= \frac{1 \cdot 0,6}{0,082 \cdot 323} = 0,023 \text{ mol de CH}_4 \end{aligned}$$

continúa →

## PRUEBA DE EVALUACIÓN 1: SOLUCIONES (continuación)

La masa molar del  $\text{CH}_4$  permitirá conocer la masa correspondiente a esos moles:

$$M_{\text{CH}_4} = 12 + 4 \cdot 14 = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow 0,023 \text{ mol de } \text{CH}_4 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,37 \text{ g de } \text{CH}_4$$

c)  $0,023 \text{ mol de } \text{CH}_4 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 1,39 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } \text{CH}_4$ .

4) a)  $d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,25 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$M_{\text{CO}} = 12 + 16 = 28 \text{ g/mol}$ ;  $M_{\text{CO}_2} = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol}$ .

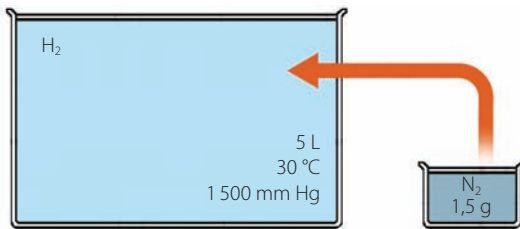
El gas que tenemos es  $\text{CO}$ .

b) Condiciones normales representa  $P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg}$  y  $T = 273 \text{ K} = 0^\circ \text{C}$ .

Ahora las condiciones son:  $P = 560 \text{ mm de Hg}$  y  $t = -20^\circ \text{C} = 253 \text{ K}$ .

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{\frac{560}{760} \text{ atm} \cdot 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 - 20) \text{ K}} = 0,99 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

5



a) La presión que habrá ahora será la debida al  $\text{H}_2$  y al  $\text{N}_2$  que se añade. Calculamos esta última:

$$PV = nRT \rightarrow P_{\text{N}_2} \cdot 5\text{L} = \frac{1,5 \text{ g}}{2 \cdot 14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 30) \text{ K}$$

$$P_{\text{N}_2} = \frac{1,5 \cdot 0,082 \cdot 303}{14 \cdot 2 \cdot 5} = 0,266 \text{ atm}$$

$$P_T = P_{\text{H}_2} + P_{\text{N}_2} = 1500 \text{ mm Hg} + 0,266 \text{ atm} \cdot 760 \frac{\text{mm Hg}}{\text{atm}} = 1702 \text{ mm Hg}$$

b) Para determinar la composición de la mezcla como porcentaje en peso debemos conocer la masa del  $\text{H}_2$ .

$$PV = nRT \rightarrow \frac{1500 \text{ mm Hg}}{760 \frac{\text{mm Hg}}{\text{atm}}} \cdot 5\text{L} = \frac{m}{2 \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 30) \text{ K} \rightarrow m_{\text{H}_2} = \frac{1500 \cdot 5 \cdot 2}{760 \cdot 0,082 \cdot 303} = 0,79 \text{ g}$$

$$\% \text{H}_2 = \frac{m_{\text{H}_2}}{m_{\text{H}_2} + m_{\text{N}_2}} \cdot 100 = \frac{0,79}{0,79 + 1,5} \cdot 100 = 34,5\%$$

$$\% \text{N}_2 = 100 - \% \text{H}_2 = 100 - 34,5 = 65,5\%$$

El porcentaje en volumen coincide con el porcentaje en número de partículas, que lo podremos obtener multiplicando por 100 la fracción molar de cada componente.

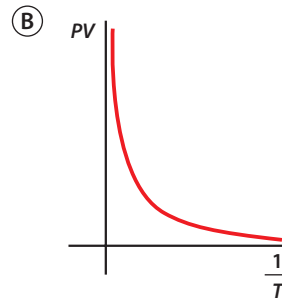
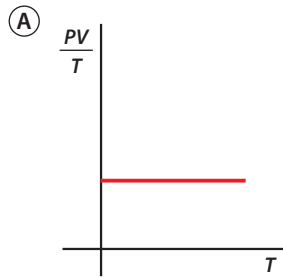
Obtenemos la fracción molar de cada componente utilizando la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$P_{\text{H}_2} = P_T \cdot X_{\text{H}_2}; \quad X_{\text{H}_2} = \frac{1500}{1702} = 0,8813; \quad \%V_{\text{H}_2} = 100 \cdot X_{\text{H}_2} = 88,13\%$$

$$\% \text{N}_2 = 100 - \% \text{H}_2 = 100 - 88,13 = 11,87\%$$

## PRUEBA DE EVALUACIÓN 2

- 1 Enuncia los postulados de la teoría cinética de los gases y explica, basándote en ella, por qué se cumple la ley de Gay-Lussac.
- 2 Explica por qué las gráficas siguientes muestran la relación entre las magnitudes  $P$ ,  $V$  y  $T$  de un gas ideal, expresadas como se indica en cada gráfica. Dibuja una tercera gráfica, distinta de estas dos, que represente también la relación entre estas magnitudes.



- 3 En un recipiente de 3 L se introduce una cierta cantidad de gas que ejerce una presión de 800 mm de Hg a la temperatura de 60 °C.
  - a) ¿Qué presión ejercerá si se duplica su temperatura y se reduce a la mitad el volumen del recipiente en que se encuentra?
  - b) Si la cantidad de gas que hay en el recipiente es de 2 g, determina si será amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), hidrógeno o dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ).
  - c) Calcula la cantidad de moléculas del gas que hay en el interior del recipiente.
- 4 **Contesta:**
  - a) Calcula la densidad del dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ) en condiciones normales.
  - b) Si en un recipiente tenemos dióxido de azufre a  $-0\text{ °C}$ , ¿qué presión ejercerá si su densidad es 4 g/L?
- 5 Nuestra habitación mide 3 m de ancho, 3,5 m de largo y 2,5 m de alto. La composición en volumen del aire seco es 78 % de nitrógeno, 21 % de oxígeno y el resto, otros gases. En un día de verano, la temperatura son 30 °C y la presión, 800 mm de Hg.
 

Calcula:

  - a) La presión que ejerce el oxígeno.
  - b) La masa de aire que hay en la habitación.
  - c) La composición del aire expresada como porcentaje en masa.

## PRUEBA DE EVALUACIÓN 2: SOLUCIONES

1 Aplicada a los gases, la teoría cinética comprende los siguientes postulados:

- Los gases están constituidos por partículas que se mueven en línea recta y al azar. Su movimiento solo cambia cuando las partículas chocan entre sí o con las paredes del recipiente.
- La presión que ejerce un gas es una medida del número de choques de sus partículas contra las paredes del recipiente.
- Las partículas de los gases son muy pequeñas y están muy separadas unas de otras. El volumen que ocupan se considera despreciable y así podemos suponer que cada partícula se mueve por todo el volumen del recipiente.
- No existen fuerzas de unión entre las partículas de los gases, por eso se mueven con total libertad.
- La energía cinética media de las partículas del gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta; cuanto mayor sea su temperatura, mayor será la rapidez con que se mueven.

La ley de Gay-Lussac dice que cuando un gas experimenta transformaciones a volumen constante, el cociente entre la presión que ejerce y su temperatura absoluta permanece constante.

De acuerdo con la teoría cinética, si aumenta la temperatura de un gas, aumenta su energía y, con ello, la velocidad a que se mueven sus partículas.

Si aumenta la temperatura pero permanece constante el volumen del recipiente, las partículas del gas, llegarán antes a las paredes del recipiente, aumentará el número de choques que producen contra las paredes y, en consecuencia, aumentará la presión que detectamos.

2 Cuando un gas experimenta una transformación en la que pueden cambiar su presión, volumen o temperatura, se cumple la ley de los gases ideales:

$$\frac{PV}{T} = \text{cte.}; \text{ o bien, } PV = nRT$$

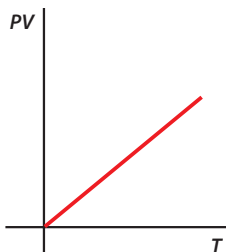
La gráfica A) representa  $(PV)/T$  para cualquier valor de  $T$ . Como  $(PV)/T$  es constante, la representación es una línea paralela al eje en el que se representan las temperaturas.

La expresión anterior también se puede escribir:

$$\frac{PV}{T} = PV \cdot \frac{1}{T} = \text{cte}$$

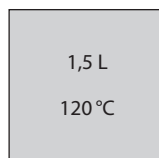
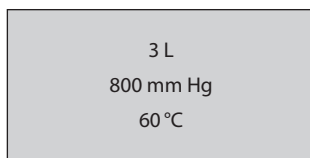
Esto representa que  $(PV)$  y  $(1/T)$  son magnitudes inversamente proporcionales: por tanto, su representación es una hipérbola.

Otra gráfica que represente la relación entre  $\frac{PV}{T} = \text{cte}$  puede ser:



Como el producto  $(PV)$  es directamente proporcional a  $T$ , la representación es una línea recta que pasa por el origen, ya que la expresión coincide con la ecuación de una recta sin término independiente:  $PV = \text{cte} \cdot T$

3



a) Como es un gas ideal que cambia de estado, se cumplirá la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \rightarrow \frac{800 \text{ mm Hg} \cdot 3 \cancel{\text{ L}}}{(273 + 60) \cancel{\text{ K}}} = \frac{P_2 \cdot 1,5 \cancel{\text{ L}}}{(273 + 60) \cancel{\text{ K}}} \rightarrow P_2 = \frac{800 \cdot 3 \cdot (273 + 120)}{(273 + 60) \cdot 1,5} = 1888,3 \text{ mm Hg}$$

continúa →

## PRUEBA DE EVALUACIÓN 2: SOLUCIONES (continuación)

- b) Ahora tenemos que relacionar la masa del gas con las condiciones en que se encuentra; utilizamos para ello la ecuación de los gases ideales que podremos referir a cualquiera de los dos estados:

$$PV = nRT \rightarrow \frac{800 \text{ mmHg}}{760 \frac{\text{mmHg}}{\text{atm}}} \cdot 3 \text{ L} = \frac{2 \text{ g}}{M} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 60) \text{ K} \rightarrow M = \frac{2 \cdot 0,082 \cdot (273 + 60) \cdot 760}{800 \cdot 3} = 17,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Esta masa molecular coincide con la del amoníaco ( $\text{NH}_3$ ).

- c) Podemos conocer la cantidad de moléculas a partir de la cantidad de moles:

$$2 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{17,3 \text{ g}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 6,96 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

- 4 a) La densidad de un gas depende de las condiciones en que se encuentre. Condiciones normales se refiere a  $P = 1 \text{ atm}$  y  $273 \text{ K}$ :

$$M_{\text{SO}_2} = 32 + 2 \cdot 16 = 64 \text{ g/mol} \rightarrow d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}} = 2,86 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$b) P = \frac{d \cdot R \cdot T}{M} = \frac{4 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 - 50) \text{ K}}{64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,14 \text{ atm}$$

- 5 a) De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales, la presión que ejerce uno de los componentes de una mezcla gaseosa:  $P_{\text{O}_2} = P_T \cdot X_{\text{O}_2}$ .

El porcentaje en volumen de un componentes está relacionado con su fracción molar:

$$\% V_{\text{O}_2} = 100 \cdot X_{\text{O}_2} = 21 \% \rightarrow X_{\text{O}_2} = 0,21$$

$$P_{\text{O}_2} = P_T \cdot X_{\text{O}_2} = 800 \text{ mmHg} \cdot 0,21 = 168 \text{ mmHg}$$

- b) Podemos determinar la masa de aire que hay en la habitación calculando la masa de N y la masa de O, pues representan la práctica totalidad del aire. Utilizamos la ecuación de los gases ideales:  $PV = nRT$ .

V será el volumen de la habitación:  $V = 3 \text{ m} \cdot 3,5 \text{ m} \cdot 2,5 \text{ m} = 26,25 \text{ m}^3 = 26,25 \cdot 10^3 \text{ L}$

Para el oxígeno:

$$\frac{168 \text{ mmHg}}{760 \frac{\text{mmHg}}{\text{atm}}} \cdot 26,25 \cdot 10^3 \text{ L} = \frac{m}{2 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 30) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow m = \frac{168 \cdot 26,25 \cdot 10^3 \cdot 16 \cdot 2}{760 \cdot 0,082 \cdot (273 + 30)} = 7473 \text{ g} = 7,5 \text{ kg de O}_2$$

Para el nitrógeno:

$$P_{\text{N}_2} = P_T = X_{\text{N}_2} = 800 \text{ mmHg} \cdot 0,78 = 624 \text{ mmHg}$$

$$\frac{624 \text{ mmHg}}{760 \frac{\text{mmHg}}{\text{atm}}} \cdot 26,25 \cdot 10^3 \text{ L} = \frac{m}{2 \cdot 14 \cdot 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 30) \text{ K}$$

$$m = \frac{624 \cdot 26,25 \cdot 10^3 \cdot 14 \cdot 2}{760 \cdot 0,082 \cdot (273 + 30)} = 24 \ 289 \text{ g} = 24,3 \text{ kg de N}_2$$

Masa aire habitación =  $7,5 \text{ kg} + 24,3 \text{ kg} = 31,8 \text{ kg}$ .

- c)  $\% \text{ O}_2 = \frac{m_{\text{O}_2}}{m_{\text{O}_2} + m_{\text{N}_2}} \cdot 100 = \frac{7,5}{7,5 + 24,3} \cdot 100 = 23,6 \%$ ;  $\% \text{ N}_2 = \frac{m_{\text{N}_2}}{m_{\text{O}_2} + m_{\text{N}_2}} \cdot 100 = \frac{24,3}{7,5 + 24,3} \cdot 100 = 76,4 \%$