

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.
- Apreciar 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.
- Deducción 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.

Los estados de la materia

1. En qué estado físico se encuentran las siguientes sustancias a 70 °C:

- | | |
|------------------|---------------------|
| a) Azufre. | d) Octano. |
| b) Éter etílico. | e) Acetona. |
| c) Butano. | f) Alcohol etílico. |

Teniendo en cuenta la tabla de puntos de fusión y de ebullición que aparece en la página 31:

- a) Azufre: sólido.
- b) Éter etílico: gas.
- c) Butano: gas.
- d) Octano: líquido.
- e) Acetona: gas.
- f) Alcohol etílico: líquido.

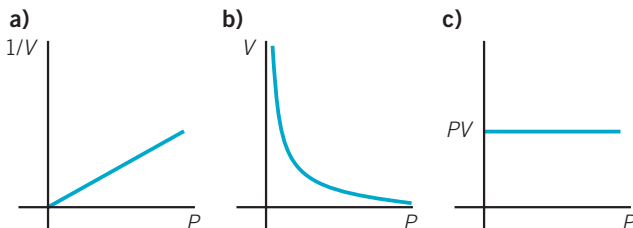
2. Una técnica de cocina consiste en colocar sobre el fuego una plancha metálica y asar sobre ella los alimentos. Observa la tabla de esta página y da alguna razón por la que estas planchas suelen ser de hierro y no son nunca de plomo.

A la presión de 1 atmósfera, el plomo funde a 327 °C, mientras que el hierro lo hace a 1 538 °C. Esto permite cocinar los alimentos a una temperatura más alta y en menos tiempo.

3. En algunos trabajos se unen piezas soldándolas con un metal. En las vidrieras se unen vidrios de colores enmarcándolas y soldándolas con plomo. Da una razón de por qué se utiliza este metal y no otro de precio similar, como por ejemplo el hierro.

A la presión de 1 atm el plomo funde a 327 °C, mientras que el hierro lo hace a 1 538 °C. Esto permite unir las piezas de vidrio por medio del metal fundido sin necesidad de calentar a temperaturas muy altas, lo que podría resquebrajar el vidrio.

4. Indica cuál de las siguientes gráficas representa la variación de la presión de un gas al modificar el volumen del recipiente, manteniendo constante la temperatura:

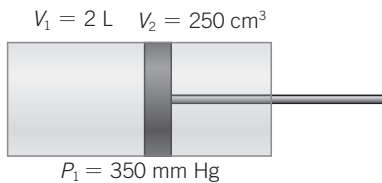


A temperatura constante, $P \cdot V = \text{cte.}$

- La gráfica a) indica que P es directamente proporcional a $1/V$. Da una representación correcta de la ley.
- La gráfica b) indica que P y V son inversamente proporcionales. Da una representación correcta de la ley.
- La gráfica c) indica que el producto de PV es constante a cualquier presión. También es coherente con la ley.

Las tres gráficas representan de forma coherente la variación de la presión de un gas al modificar el volumen del recipiente, manteniendo constante la temperatura.

5. En un cilindro de émbolo móvil tenemos un gas a temperatura constante que ejerce una presión de 350 mm de Hg cuando el volumen del cilindro es de 2 L. ¿Qué presión ejercerá el gas si desplazamos el émbolo hasta que el volumen sea de 250 cm³?



De acuerdo con la ley de Boyle-Mariotte, a temperatura constante:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \rightarrow 350 \text{ mm Hg} \cdot 2 \text{ L} = P \cdot 0,25 \text{ L} \rightarrow$$

$$\rightarrow P_2 = \frac{350 \text{ mm Hg} \cdot 2 \text{ L}}{0,25 \text{ L}} = 2800 \text{ mm Hg}$$

6. ¿En cuánto cambia la presión de un gas si su temperatura pasa de 20 a 40 °C manteniendo constante su volumen?

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac, a volumen constante:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow \frac{P_1}{(20 + 273) \text{ K}} = \frac{P_2}{(40 + 273) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow P_2 = \frac{313 \text{ K} \cdot P_1}{293 \text{ K}} = 1,07 P_1$$

7. Manteniendo el volumen constante duplicamos la presión de un gas. ¿Qué ocurrirá con la temperatura?

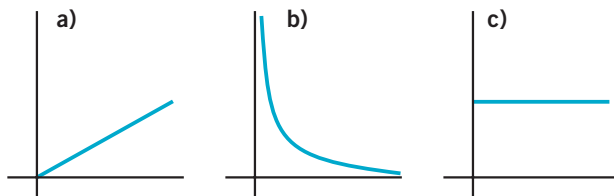
De acuerdo con la ley de Gay-Lussac, a volumen constante:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{2P_1}{T_2} \rightarrow T_2 = \frac{2 \cdot P_1 \cdot T_1}{P_1} = 2T_1 \rightarrow$$

→ Se duplica la temperatura absoluta.

Los estados de la materia

8. Las tres gráficas siguientes pueden representar la relación que hay entre el volumen y la temperatura de un gas cuando experimenta transformaciones a presión constante. Indica qué magnitud se debe representar en cada eje:



De acuerdo con la ley de Charles, cuando la presión se mantiene constante, el volumen es directamente proporcional a la temperatura absoluta de un gas.

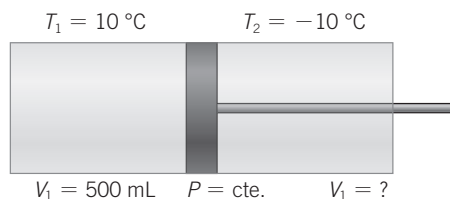
$$\frac{V}{T} = \text{cte.}$$

La gráfica a) representa dos magnitudes directamente proporcionales. En un eje se representa V ; y en otro, T absoluta.

La gráfica b) representa dos magnitudes inversamente proporcionales. En un eje se representa V ; y en otro, $1/T$ absoluta. (o T y $1/V$).

La gráfica c) representa dos magnitudes independientes, por mucho que cambie una, la otra permanece constante. En el eje de abscisas se representa la temperatura centígrada y en el de ordenadas, el volumen. El volumen tiende a 0 cuando la temperatura tiende a $-273\text{ }^\circ\text{C}$.

9. En un recipiente de pared móvil tenemos una cierta cantidad de gas que ocupa 500 mL y se encuentra a $10\text{ }^\circ\text{C}$. ¿Qué volumen ocupará si el gas se enfría hasta $-10\text{ }^\circ\text{C}$ sin que varíe la presión?



De acuerdo con la ley de Charles, cuando la presión de un gas ideal se mantiene constante, el volumen es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

$$\begin{aligned} \frac{V_1}{T_1} &= \frac{V_2}{T_2} \rightarrow \frac{500\text{ mL}}{(273 + 10)\text{K}} = \frac{V_2}{(273 - 10)\text{K}} \rightarrow \\ &\rightarrow V_2 = \frac{500\text{ mL} \cdot 263\text{ K}}{283\text{ K}} = 464,7\text{ mL} \end{aligned}$$

10. Deduce, de forma similar, la ley de Charles-Gay Lussac.

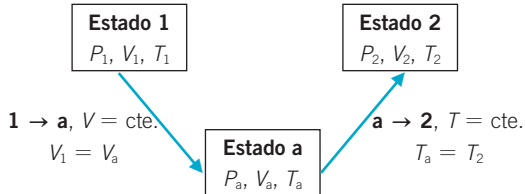
La ecuación de estado de los gases ideales dice:

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

A $P = \text{cte.}$:

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

11. Deduce la ecuación de estado de los gases ideales suponiendo que el gas pasa del estado 1 → a en un proceso a volumen constante y de a → 2 en un proceso a temperatura constante.



- Transformación **1 → a**, $V = \text{cte.}$ Se cumple la ley de Gay-Lussac:

$$P_a = \frac{P_1 \cdot T_a}{T_1}$$

- Transformación **a → 2**, a $T = \text{cte.}$ Se cumple la ley de Boyle-Mariotte:

$$P_a \cdot V_a = P_2 \cdot V_2$$

Teniendo en cuenta que $V_1 = V_a$ y $T_a = T_2$, estas expresiones se transforman:

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

Despejamos P_a en ambas expresiones y las igualamos:

$$P_a = \frac{P_1 \cdot T_a}{T_1}; P_a = \frac{P_2 \cdot V_2}{V_1} \rightarrow \frac{P_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{V_1}$$

Reordenamos la expresión poniendo todo lo que se refiere al estado 1 en un miembro y lo que se refiere al estado 2 en el otro:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \text{Ecuación general de los gases ideales}$$

12. ¿Es posible que un gas experimente una transformación en la que se mantenga constante el volumen que ocupa y la presión que ejerce?

Para que esto suceda también debe permanecer constante la temperatura, con lo que el gas no sufriría transformación.

Los estados de la materia

13. En un recipiente de 15 L se ha colocado un gas a 50 °C que ejerce una presión de 2 atm. Determina cuál será ahora el volumen del recipiente si lo calentamos hasta 100 °C y dejamos que la presión llegue hasta 3 atm.

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{2 \text{ atm} \cdot 15 \text{ L}}{(273 + 50) \text{ K}} = \frac{3 \text{ atm} \cdot V_2}{(273 + 100) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow V_2 = \frac{2 \text{ atm} \cdot 15 \text{ L} \cdot (273 + 100) \cancel{\text{K}}}{(273 + 50) \cancel{\text{K}} \cdot 3 \text{ atm}} = 34,64 \text{ L}$$

14. Una bombona de 3 L contiene CO₂ que a temperatura ambiente (20 °C) ejerce una presión de 2 atm. En un descuido la bombona se acerca a un fuego y llega a alcanzar 800 °C. ¿Llegará a explotar? La bombona está hecha de un material que soporta hasta 15 atm.

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{2 \text{ atm} \cdot 3 \text{ L}}{(273 + 20) \text{ K}} = \frac{P_2 \cdot 3 \text{ L}}{(273 + 800) \text{ K}} \rightarrow$$

$$P_2 = \frac{2 \text{ atm} \cdot (273 + 800) \cancel{\text{K}}}{(273 + 20) \cancel{\text{K}}} = 7,32 \text{ atm}$$

La bombona no explota.

15. Para hacer una experiencia necesitamos introducir un gas inerte (argón) en una cámara de 1,5 m de largo, 1 m de ancho y 2 m de alto hasta que su presión sea de 1 atm a 20 °C. ¿Será suficiente con el argón que tenemos en una bombona de 50 L si su presión es de 70 atm a 20 °C?

$$V_{\text{cámara}} = 1,5 \text{ m} \cdot 1 \text{ m} \cdot 2 \text{ m} = 3 \text{ m}^3 = 3000 \text{ L}$$

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{70 \text{ atm} \cdot 50 \text{ L}}{(273 + 20) \text{ K}} = \frac{P_2 \cdot 3000 \text{ L}}{(273 + 20) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow P_2 = \frac{70 \text{ atm} \cdot 50 \cancel{\text{L}}}{3000 \cancel{\text{L}}} = 1,167 \text{ atm}$$

Sí, y sobra argón.

16. En una jeringuilla de 50 mL se ha recogido gas hidrógeno a 1500 mm de Hg y 50 °C. Determina qué posición marcará el émbolo de la jeringuilla si dejamos que la presión en su interior sea de 1 atm y la temperatura se reduzca a la mitad.

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

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

Si la temperatura centígrada se reduce a la mitad:

$$\frac{1500 \text{ mm Hg} \cdot 50 \text{ mL}}{(273 + 50) \text{ K}} = \frac{760 \text{ mm Hg} \cdot V_2}{(273 + 25) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow V_2 = \frac{1500 \cancel{\text{ mm Hg}} \cdot 50 \text{ mL} \cdot 298 \cancel{\text{ K}}}{760 \cancel{\text{ mm Hg}} \cdot 323 \cancel{\text{ K}}} = 91 \text{ mL}$$

Si la temperatura Kelvin se reduce a la mitad:

$$\frac{1500 \text{ mm Hg} \cdot 50 \text{ mL}}{(273 + 50) \text{ K}} = \frac{760 \text{ mm Hg} \cdot V_2}{161,5 \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow V_2 = \frac{1500 \cancel{\text{ mm Hg}} \cdot 50 \text{ mL} \cdot 161,5 \cancel{\text{ K}}}{760 \cancel{\text{ mm Hg}} \cdot 323 \cancel{\text{ K}}} = 49,34 \text{ mL}$$

- 17. En una ampolla con émbolo se han recogido 300 mL de gas nitrógeno a la presión de 3 atm y 40 °C. ¿Cuál será la presión del gas en el interior si el émbolo se expande hasta 450 mL y se duplica la temperatura?**

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

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

Si la temperatura centígrada se duplica:

$$\frac{3 \text{ atm} \cdot 300 \text{ mL}}{(273 + 40) \text{ K}} = \frac{P_2 \cdot 450 \text{ mL}}{(273 + 80) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow P_2 = \frac{3 \text{ atm} \cdot 300 \cancel{\text{ mL}} \cdot 353 \cancel{\text{ K}}}{450 \cancel{\text{ mL}} \cdot 313 \cancel{\text{ K}}} = 2,256 \text{ atm}$$

Si la temperatura Kelvin se duplica:

$$\frac{3 \text{ atm} \cdot 300 \text{ mL}}{(273 + 40) \text{ K}} = \frac{P_2 \cdot 450 \text{ mL}}{626 \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow P_2 = \frac{3 \text{ atm} \cdot 300 \cancel{\text{ mL}} \cdot 626 \cancel{\text{ K}}}{450 \cancel{\text{ mL}} \cdot 313 \cancel{\text{ K}}} = 4 \text{ atm}$$

- 18. Como resultado de una reacción química se ha generado un gas que ocupa un volumen de 10 L a la presión de 2500 mm de Hg. ¿Cuál será la temperatura de ese gas si cuando se enfría hasta -10 °C ejerce una presión de 2,5 atm y ocupa 7 L?**

Los estados de la materia

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

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

$$\rightarrow \frac{2500 \text{ mmHg} \cdot 10 \text{ L}}{T_1} = \frac{2,5 \cdot 760 \text{ mmHg} \cdot 7 \text{ L}}{(273 - 10) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow T_1 = \frac{2500 \text{ mmHg} \cdot 10 \text{ L} \cdot 263 \text{ K}}{2,5 \cdot 760 \text{ mmHg} \cdot 7 \text{ L}} = 494,4 \text{ K} = 221,4 \text{ }^\circ\text{C}$$

- 19. En un recipiente de 5 L tenemos un gas que ejerce una presión de 600 mm de Hg a 35 °C. ¿Es posible que experimente una transformación en la que se duplique la presión y el volumen del gas? ¿Qué sucederá con su temperatura?**

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{2P_1 \cdot 2V_1}{T_2} \rightarrow T_2 = 4T_1$$

La temperatura absoluta del gas se multiplica por cuatro.

$$T_1 = 35 \text{ }^\circ\text{C} = 308 \text{ K} \rightarrow T_2 = 4 \cdot 308 = 1232 \text{ K}$$

- 20. En un recipiente de 5 L tenemos un gas que ejerce una presión de 600 mm de Hg a 35 °C. ¿Es posible que experimente una transformación en la que se duplique la temperatura y el volumen del gas? ¿Qué sucederá con su presión?**

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot 2V_1}{2T_1} \rightarrow P_1 = P_2$$

La presión del gas no varía.

- 21. Calcula la presión que ejercerán 3 mol de gas oxígeno que se encuentren en un recipiente de 5 L a 50 °C.**

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$PV = nRT \rightarrow P \cdot 5 \text{ L} = 3 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 50) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{3 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 50) \text{ K}}{5 \text{ L}} = 15,89 \text{ atm}$$

- 22. ¿Cuántos moles de CO₂ tendremos en un recipiente de 10 L si se encuentra a la presión de 3 atm y a 70 °C?**

- a) ¿Cuántas moléculas de CO_2 tendremos?
 b) ¿Cuántos átomos de O tendremos?
 c) ¿Cuántos moles de O tendremos?

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$PV = nRT \rightarrow 3 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 70) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{3 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 70) \text{ K}} = 1,067 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

$$\text{a) } 1,067 \text{ mol de } \text{CO}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} =$$

$$= 6,423 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}_2$$

$$\text{b) } 6,423 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de } \text{CO}_2} =$$

$$= 1,285 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O}$$

$$\text{c) } 1,067 \text{ mol de } \text{CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de O}}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} = 2,134 \text{ mol de O}$$

- 23. En dos recipientes iguales y a la misma temperatura se introducen 10 g de gas hidrógeno y 10 g de gas cloro. Determina en cuál de los dos recipientes la presión es mayor.**

Teniendo en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

A igual volumen y temperatura, la presión será mayor donde sea mayor el número de moles:

$$10 \text{ g de } \text{H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2}{(2 \cdot 1) \text{ g de } \text{H}_2} = 5 \text{ mol de } \text{H}_2 \rightarrow$$

$$10 \text{ g de } \text{Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Cl}_2}{(2 \cdot 35,5) \text{ g de } \text{Cl}_2} = 0,14 \text{ mol de } \text{Cl}_2$$

La presión es mayor en el recipiente de hidrógeno.

- 24. En un recipiente tenemos 5 g de gas hidrógeno y 5 g de gas nitrógeno, la mezcla ejerce una presión de 800 mm de Hg.**

Calcula:

- a) La presión parcial que ejerce cada componente de la mezcla.
 b) La composición de la mezcla expresada como porcentaje en masa y como porcentaje en volumen.

Los estados de la materia

- a) De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales, para cada componente:

$$P_1 = P_T \cdot X_1$$

Para calcular las fracciones molares debemos conocer el número de moles de cada componente. Lo calculamos dividiendo la masa en gramos de cada uno entre su masa molar:

$$M(\text{H}_2) = 2 \cdot 1 = 2 \text{ g/mol}; M(\text{N}_2) = 2 \cdot 14 = 28 \text{ g/mol}$$

$$P_{\text{H}_2} = P_T \cdot X_{\text{H}_2} = P_T \cdot \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} = 800 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{5}{2}}{\frac{5}{2} + \frac{5}{28}} =$$

$$= 746,7 \text{ mm Hg}$$

$$P_{\text{N}_2} = P_T \cdot X_{\text{N}_2} = P_T \cdot \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} = 800 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{5}{28}}{\frac{5}{2} + \frac{5}{28}} =$$

$$= 53,33 \text{ mm Hg}$$

- b) Composición de la mezcla como porcentaje en masa: 50 % de cada uno ya que tenemos la misma masa.

Composición de la mezcla como porcentaje en volumen: coincide con el porcentaje en número de partículas:

$$\frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} \cdot 100 = \frac{\frac{5}{2}}{\frac{5}{2} + \frac{5}{28}} \cdot 100 = 93,33 \% \text{ de H}_2$$

$$\frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} \cdot 100 = \frac{\frac{5}{28}}{\frac{5}{2} + \frac{5}{28}} \cdot 100 = 6,77 \% \text{ de N}_2$$

- 25. En tres recipientes distintos de 1 L de capacidad tenemos H₂, CO₂ y N₂ cada uno a la presión de 1 atm y todos a la misma temperatura. Metemos los tres gases en un recipiente de 1 L a la misma temperatura, ¿cuánto valdrá la presión ahora?**

De acuerdo con la ley de Dalton: 1 + 1 + 1 = 3 atm.

- 26. En un recipiente de 1 L introducimos gas H₂ a la presión de 1 atm y en otro recipiente de 3 L introducimos CO₂ también a la presión de 1 atm; ambos recipientes a la misma temperatura. Metemos los dos gases en un recipiente de 3 L, también a la misma temperatura. ¿Cuánto valdrá la presión ahora?**

En la mezcla, el dióxido de carbono sigue ejerciendo una presión de 1 atm. Calculamos la presión que ejerce el hidrógeno en las nuevas condiciones:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{1 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{T} = \frac{P_2 \cdot 3 \text{ L}}{T} \rightarrow$$

$$\rightarrow P_2 = \frac{1 \text{ atm} \cdot 1 \cancel{\text{L}}}{3 \cancel{\text{L}}} = 0,33 \text{ atm}$$

De acuerdo con la Ley de Dalton, la presión de la mezcla de gases:

$$P_T = P_{H_2} + P_{CO_2} = 1 \text{ atm} + 0,33 \text{ atm} = 1,33 \text{ atm}$$

- 27. En una ampolla se introducen 20 g de gas H_2 y 50 g de N_2 . Si el manómetro indica que la presión en la ampolla es de 1200 mm de Hg, ¿cuál es la presión que ejerce cada gas?**

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$P_{H_2} = P_T \cdot X_{H_2} = P_T \cdot \frac{n_{H_2}}{n_{H_2} + n_{N_2}} = 1200 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{20}{2 \cdot 1}}{\frac{20}{2 \cdot 1} + \frac{50}{2 \cdot 14}} =$$

$$= 1018 \text{ mm Hg}$$

$$P_{N_2} = P_T \cdot X_{N_2} = P_T \cdot \frac{n_{N_2}}{n_{H_2} + n_{N_2}} = 1200 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{50}{2 \cdot 14}}{\frac{20}{2 \cdot 1} + \frac{50}{2 \cdot 14}} =$$

$$= 182 \text{ mm Hg}$$

- 28. De acuerdo con la teoría cinética, ¿cómo se comportan las partículas que forman la materia cuando esta se encuentra en estado sólido, líquido o gas?**

De acuerdo con la teoría cinética, la materia está formada por partículas.

- En estado sólido estas partículas están unidas por fuerzas bastante fuertes, que las obligan a permanecer en posiciones relativamente fijas; solo tienen un pequeño movimiento de vibración en torno a una posición de equilibrio que es mayor cuanto mayor sea la temperatura del cuerpo.
- En estado gaseoso las fuerzas entre las partículas son casi inexistentes; de ahí que se muevan con total libertad, por todo el recipiente en que se encuentran.
- En estado líquido las fuerzas que mantienen unidas las partículas son intermedias, lo que permiten que tengan una cierta movilidad y se puedan deslizar unas sobre otras.

Los estados de la materia

- 29. Utiliza la teoría cinética para explicar por qué cuando calentamos un cuerpo, a veces cambia su temperatura, y otras veces, no.**

El calor que comunicamos a un cuerpo hace que aumente el movimiento de las partículas que lo forman. Si el cuerpo se encuentra a la temperatura de un cambio de estado, el calor se invierte en modificar el tipo de interacción entre las partículas y se producirá el cambio de estado; mientras se produce el cambio de estado, no hay variación de la temperatura.

Si el cuerpo se encuentra a una temperatura alejada de la del cambio de estado, el calor hace que aumente el movimiento de las partículas y, en consecuencia, la temperatura del cuerpo.

- 30. Las siguientes frases contienen un error o no son totalmente ciertas. Completa cada una de ellas para que sean correctas:**

- El agua tiene un punto de ebullición de 100 °C.**
- Todas las sustancias tienen un punto de fusión característico.**
- Cuanto más alto sea el punto de fusión de una sustancia, más alto es su punto de ebullición.**
 - A la presión de 1 atmósfera, el agua tiene un punto de ebullición de 100 °C.
 - Todas las sustancias puras tienen un punto de ebullición característico.
 - No siempre se cumple que cuanto más alto sea el punto de fusión de una sustancia, más alto va a ser su punto de ebullición. Véanse ejemplos en la tabla de la página 31, por ejemplo, el alcohol etílico y el metílico.

- 31. Razona si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:**

- A 25 °C las fuerzas entre las moléculas de oxígeno son menores que entre las moléculas de agua.**
- A 25 °C las fuerzas entre las moléculas de oxígeno son menores que las que existen a 75 °C.**
- A 25 °C las fuerzas entre las moléculas de agua son menores que las que existen a 75 °C.**
- A 25 °C las moléculas de agua vibran menos que a -25 °C.**
- A 3 °C las moléculas de agua están más próximas que a -3 °C.**
- A 25 °C las moléculas de oxígeno se mueven a más velocidad que a 80 °C.**
 - Cierto. A 25 °C el oxígeno es un gas y el agua, líquido.
 - Falso. A ambas temperaturas el oxígeno es un gas ideal y entre sus moléculas no existen fuerzas de interacción.

- c) Falso, es la misma.
- d) Falso. La vibración de las moléculas de agua es mayor cuanto mayor sea su temperatura.
- e) Cierto. El agua es una sustancia anómala y a 3 °C tiene una densidad mayor que a -3 °C; ello es debido a que las moléculas de agua están más próximas a 3 °C que a -3 °C.
- f) Falso. Cuanto mayor es la temperatura de un gas, mayor es la energía cinética de sus moléculas y mayor la velocidad a la que se mueven.

32. Las bombonas de butano que utilizamos en las cocinas tienen este combustible en estado líquido. Observa la tabla de la página 31 y explica cómo es posible que el butano se mantenga líquido a la temperatura de nuestra casa.

Porque se mantiene a presión elevada y en esas condiciones el punto de ebullición aumenta.

33. Explica por qué el punto de ebullición de las sustancias baja si disminuye la presión exterior.

Las sustancias entran en ebullición cuando su presión de vapor coincide con la presión exterior. Si disminuye la presión exterior, disminuye la temperatura a la que se produce esta coincidencia.

34. Razona si es posible aumentar el volumen de un gas sin calentarlo.

De acuerdo con la ecuación de estado de los gases ideales, esto es posible si disminuye la presión del gas en la misma proporción.

$$PV = nRT$$

35. ¿En cuánto tiene que cambiar el volumen de un recipiente que contiene un gas si queremos que su presión se cuadruplique sin que varíe su temperatura?

El volumen se debe reducir a la cuarta parte. En efecto:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{4P_1 \cdot V_2}{T_1} \rightarrow \frac{V_1}{4} = V_2$$

36. Tenemos un gas dentro de un cilindro de émbolo móvil. ¿Hay algún modo de reducir el volumen sin variar la presión ni empujar el émbolo?

Para que se reduzca el volumen sin que se altere la presión hay que disminuir la temperatura del gas:

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

37. Justifica si son ciertas las siguientes afirmaciones:

- a) Cuando un gas que ocupa 300 cm^3 se comprime hasta ocupar 100 cm^3 sin que varíe su temperatura, triplica la presión que ejerce.
 b) Cuando un gas que se encuentra a $10 \text{ }^\circ\text{C}$ se calienta hasta que esté a $20 \text{ }^\circ\text{C}$ sin que varíe su presión, su volumen se duplica.
 c) Cuando un gas que ocupa 300 cm^3 se comprime hasta ocupar 100 cm^3 sin que varíe su presión, triplica la temperatura a la que se encuentra.

a) Cierto:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{P_1 \cdot 300 \text{ cm}^3}{T_1} = \frac{P_2 \cdot 100 \text{ cm}^3}{T_1}$$

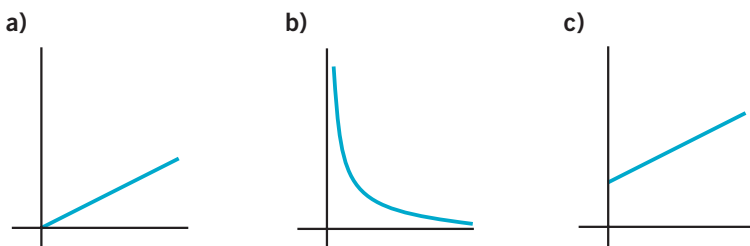
b) Falso. Esto sería si se duplicase la temperatura absoluta.

c) Falso:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{P_1 \cdot 300 \text{ cm}^3}{T_1} = \frac{P_1 \cdot 100 \text{ cm}^3}{T_2}$$

La temperatura absoluta se debe reducir a la tercera parte.

38. Las tres gráficas siguientes pueden representar la relación que hay entre la presión y la temperatura de un gas cuando experimenta transformaciones a volumen constante. Indica qué magnitud se debe representar en cada eje.



Para un gas ideal que sufre transformaciones a volumen constante, la presión es directamente proporcional a su temperatura absoluta:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \text{cte.}$$

- En la gráfica a) se representa en un eje P ; y en otro, T (temperatura absoluta).
- La gráfica b) representa dos magnitudes inversamente proporcionales. En un eje se debe representar P , y en el otro, $1/T$ (o viceversa).
- La gráfica c) representa dos magnitudes directamente proporcionales con ordenada en el origen. En el eje de ordenadas se debe representar P , y en el de abscisas, la temperatura centígrada. P tiende a 0 cuando $T = -273 \text{ }^\circ\text{C}$.

- 39. La mayoría de los termómetros que utilizamos en el laboratorio miden la temperatura en °C y permiten medir temperaturas positivas y negativas. Cuando se quema madera se alcanzan temperaturas próximas a los 350-400 °C. ¿Se te ocurre algún proceso que transcurra a temperaturas similares a esas pero negativas?**

No. De acuerdo con la teoría cinética, la temperatura más baja posible es $-273,15$ °C.

- 40. Explica por qué la escala Kelvin de temperaturas comienza en $-273,15$ °C.**

Porque a esa temperatura el movimiento de las partículas es nulo y ya no se puede reducir. (En rigor no es completamente nulo por los requisitos de la mecánica cuántica.)

- 41. Utilizando la teoría cinética de los gases justifica que si un gas experimenta una transformación a temperatura constante, al reducir a la mitad el volumen del recipiente, la presión se duplica.**

De acuerdo con la teoría cinética, la energía cinética de las partículas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

Si el gas experimenta una transformación a temperatura constante, la velocidad de sus partículas no cambia. Si se reduce el volumen a la mitad, las partículas, que se mueven a la misma velocidad que antes, llegarán el doble de veces a las paredes del recipiente y duplicarán los choques que producen contra ellas; en consecuencia, se duplica la presión que ejerce el gas.

- 42. Utiliza la teoría cinética de los gases para explicar que si un gas experimenta transformaciones a presión constante, al duplicar su temperatura absoluta su volumen se duplica.**

Si la presión del gas permanece constante, debe permanecer constante el número de choques de las partículas contra las paredes del recipiente.

La velocidad de las partículas del gas es proporcional a su temperatura absoluta, de forma que, si la temperatura se duplica, aumenta su velocidad. Si queremos que se mantenga el número de choques contra las paredes del recipiente, debe duplicarse el volumen del recipiente que aloja el gas, para que la superficie que limita el volumen aumente.

- 43. En un recipiente de volumen variable tenemos un gas que ejerce una presión de 600 mm de Hg cuando el volumen es de 1,2 L. ¿Cuál será el volumen si la presión alcanza los 1000 mm de Hg sin que varíe su temperatura?**

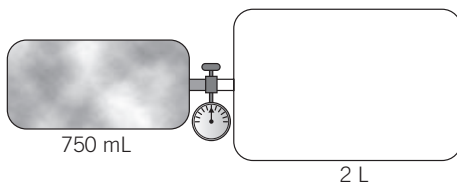
Los estados de la materia

De acuerdo con la ecuación de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{600 \text{ mm Hg} \cdot 1,2 \text{ L}}{T} = \frac{1000 \text{ mm Hg} \cdot V_2}{T} \rightarrow$$

$$\rightarrow V_2 = \frac{600 \text{ mm Hg} \cdot 1,2 \text{ L}}{1000 \text{ mm Hg}} = 0,72 \text{ L}$$

- 44.** En una ampolla de 750 mL tenemos un gas que ejerce una presión de 1,25 atm a 50 °C. Lo conectamos a una segunda ampolla vacía de 2 L. ¿Qué presión leeremos ahora en el manómetro si no varía la temperatura?



Tenemos:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{1,25 \text{ atm} \cdot 0,75 \text{ L}}{T} = \frac{P_2 \cdot (2 + 0,75) \text{ L}}{T}$$

$$\rightarrow P_2 = \frac{1,25 \text{ atm} \cdot 0,75 \cancel{\text{L}}}{2,75 \cancel{\text{L}}} = 0,34 \text{ atm}$$

- 45.** Un gas ejerce una presión de 800 mm de Hg a 50 °C. ¿Cuál debe ser su temperatura si queremos que ejerza una presión de 1,5 atm sin que varíe el volumen del recipiente en que se encuentra?

Tenemos:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{800}{760} \text{ atm} \cdot V = \frac{1,5 \text{ atm} \cdot V}{T} \rightarrow$$

$$\rightarrow T = \frac{1,5 \text{ atm} \cdot (273 + 50) \text{ K}}{\frac{800}{760} \text{ atm}} = 460 \text{ K} = 187 \text{ °C}$$

- 46.** Tenemos un gas encerrado en un recipiente de 5 L. ¿En cuánto cambia su temperatura si su presión pasa de 300 mm de Hg a 600 mm de Hg?

Tenemos:

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

$$\rightarrow \frac{300 \text{ mm Hg} \cdot 5 \cancel{\text{L}}}{T_1} = \frac{600 \text{ mm Hg} \cdot 5 \cancel{\text{L}}}{T_2} \rightarrow T_2 = 2T_1$$

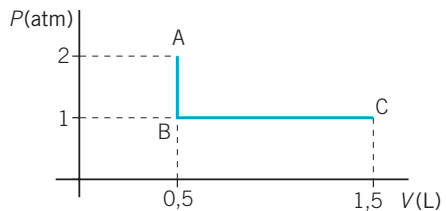
47. Una pieza de una máquina está formada por un pistón que tiene un gas en su interior. En un momento dado, el volumen del pistón es 225 mL y la temperatura del gas es de 50 °C. ¿Cuánto ha debido cambiar la temperatura para que el volumen sea de 275 mL si la presión no varía?

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{P \cdot 225 \text{ mL}}{(273 + 50) \text{ K}} = \frac{P \cdot 275 \text{ mL}}{T_2} \rightarrow$$

$$\rightarrow T_2 = \frac{275 \cancel{\text{ mL}} \cdot (273 + 50) \text{ K}}{225 \cancel{\text{ mL}}} = 395 \text{ K} = 122 \text{ °C}$$

Desde 50 °C hasta 122 °C hay $\Delta T = 72 \text{ °C}$.

48. Un gas ideal se encuentra en las condiciones correspondientes al punto A a una temperatura de 27 °C. Determina cuál será su temperatura en los puntos B y C.



Paso de A → B:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{2 \text{ atm} \cdot 0,5 \text{ L}}{(273 + 27) \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,5 \text{ L}}{T_B} \rightarrow$$

$$\rightarrow T_B = \frac{1 \cancel{\text{ atm}} \cdot (273 + 27) \text{ K}}{2 \cancel{\text{ atm}}} = 150 \text{ K} = -123 \text{ °C}$$

Paso de B → C:

$$\frac{1 \text{ atm} \cdot 0,5 \text{ L}}{150 \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 1,5 \text{ L}}{T_C} \rightarrow$$

$$\rightarrow T_C = \frac{1,5 \cancel{\text{ L}} \cdot 150 \text{ K}}{0,5 \cancel{\text{ L}}} = 450 \text{ K} = 177 \text{ °C}$$

49. En un recipiente de 500 mL tenemos un gas que ejerce una presión de 1500 mm de Hg cuando se encuentra a 80 °C. Calcula qué volumen ocupará el gas si lo enfriamos hasta 40 °C y hacemos que la presión sea de 0,9 atm.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{1500}{760} \text{ atm} \cdot 500 \text{ mL} = \frac{0,9 \text{ atm} \cdot V}{(273 + 40) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow V = \frac{1500}{760} \cancel{\text{ atm}} \cdot 500 \text{ mL} \cdot (273 + 40) \cancel{\text{ K}} = 972 \text{ mL}$$

Los estados de la materia

50. En un recipiente de 2 L se ha colocado un gas a 50 °C que ejerce una presión de 4 atm. Determina qué presión ejercerá el gas si lo calentamos hasta 100 °C y hacemos que el volumen del recipiente se reduzca hasta 500 mL.

Tenemos:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{4 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{(273 + 50) \text{ K}} = \frac{P \cdot 0,5 \text{ L}}{(273 + 100) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{4 \text{ atm} \cdot 2 \cancel{\text{ L}} \cdot (273 + 100) \cancel{\text{ K}}}{(273 + 50) \cancel{\text{ K}} \cdot 0,5 \cancel{\text{ L}}} = 18,48 \text{ atm}$$

51. Un gas que ocupa un volumen de 20 L y ejerce una presión de 850 mm de Hg, se encuentra a 27 °C. ¿A qué temperatura se encontrará si el volumen del recipiente se reduce a 8 L y pasa a ejercer una presión de 2,5 atm?

Ahora:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{\frac{850}{760} \text{ atm} \cdot 20 \text{ L}}{(273 + 27) \text{ K}} = \frac{2,5 \text{ atm} \cdot 8 \text{ L}}{T} \rightarrow$$

$$\rightarrow T = \frac{2,5 \text{ atm} \cdot 8 \cancel{\text{ L}} \cdot (273 + 27) \text{ K}}{\frac{850}{760} \text{ atm} \cdot 20 \cancel{\text{ L}}} = 268 \text{ K} = -4,7 \text{ °C}$$

52. Utiliza la ecuación de estado de los gases ideales para calcular el volumen que ocupa 1 mol de gas hidrógeno que se encuentre en condiciones normales.
a) ¿Y si fuese gas oxígeno? b) ¿Y si fuese gas dióxido de carbono?

Usamos la ecuación de estado de los gases ideales:

$$PV = nRT \rightarrow 1 \text{ atm} \cdot V = 1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow V = 22,4 \text{ L, cualquiera que sea el gas}$$

53. ¿Cuál será la temperatura de un recipiente de 8 L que contiene 2,5 mol de gas nitrógeno a una presión de 650 mm de Hg?

A partir de la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT \rightarrow \frac{650}{760} \text{ atm} \cdot 8 \text{ L} = 2,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot T \rightarrow$$

$$\rightarrow T = \frac{\frac{650}{760} \text{ atm} \cdot 8 \cancel{\text{ L}}}{2,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{ L}}}{\text{mol} \cdot \text{K}}} = 33,4 \text{ K}$$

54. ¿Qué masa de gas metano (CH_4) tendremos en un recipiente de 8 L si se encuentra a la presión de 1140 mm de Hg y a 117 °C?

- a) ¿Cuántas moléculas de gas metano tendremos?
 b) ¿Cuántos átomos de hidrógeno tendremos?
 c) ¿Cuántos moles de carbono tendremos?

A partir de la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{1140}{760} \text{ atm} \cdot 8 \text{ L} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 117) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{\frac{1140}{760} \text{ atm} \cdot 8 \cancel{\text{L}}}{0,082 \frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (273 + 117) \cancel{\text{K}}} = 0,375 \text{ mol}$$

$$M(\text{CH}_4) = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,375 \text{ mol de } \cancel{\text{CH}_4} \cdot \frac{16 \text{ g de } \text{CH}_4}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{CH}_4}} = 6 \text{ g de } \text{CH}_4$$

a) Ahora:

$$0,375 \cancel{\text{ mol de } \text{CH}_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CH}_4}{1 \cancel{\text{ mol de } \text{CH}_4}} =$$

$$= 2,2597 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CH}_4$$

b) Tenemos:

$$2,2597 \cdot 10^{23} \cancel{\text{ moléculas de } \text{CH}_4} \cdot \frac{4 \text{ átomos de H}}{1 \cancel{\text{ molécula de } \text{CH}_4}} =$$

$$= 9,039 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}$$

c) A partir de la estequiometría de la reacción:

$$0,375 \cancel{\text{ mol de } \text{CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{1 \cancel{\text{ mol de } \text{CH}_4}} = 0,375 \text{ mol de C}$$

55. La bombona de butano (C_4H_{10}) tiene una capacidad de 26 L. Cuando está llena pesa 12,5 kg más que cuando está vacía. ¿Qué presión ejercería el butano que hay en su interior si estuviese en fase gaseosa? Consideramos que la temperatura es de 20 °C.

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ g/mol.}$$

Los estados de la materia

$$PV = nRT \rightarrow P \cdot 26 \text{ L} = \frac{12,5 \cdot 10^3 \text{ g}}{58 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow P = \frac{12,5 \cdot 10^3 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (273 + 20) \cancel{\text{K}}}{58 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 26 \cancel{\text{L}}} = 199,2 \text{ atm}$$

56. Decimos que una bombona de butano se ha terminado cuando ya no sale gas de su interior; eso sucede cuando la presión en su interior es igual a la presión atmosférica. ¿Qué masa de butano queda en el interior de una bombona vacía si la temperatura de la cocina es 20 °C? Dato: capacidad de la bombona = 26 L, presión atmosférica = 1 atm.

$$PV = nRT \rightarrow 1 \text{ atm} \cdot 26 \text{ L} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 26 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K}} = 1,082 \text{ mol}$$

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1,082 \text{ mol de } \cancel{\text{C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{58 \text{ g de } \cancel{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{C}_4\text{H}_{10}}} = 62,8 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_{10}$$

57. En un globo hemos introducido 5 g de gas helio (He). ¿Cuál será el volumen del globo si la presión en el interior es de 1,5 atm y la temperatura es de 20 °C?

$$M(\text{He}) = 4 \text{ g/mol.}$$

$$PV = nRT \rightarrow 1,5 \text{ atm} \cdot V = \frac{5 \text{ g}}{4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow V = \frac{5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (273 + 20) \cancel{\text{K}}}{1,5 \cancel{\text{atm}}} = 20,02 \text{ L}$$

58. Tenemos 500 mL de dióxido de carbono en condiciones normales.
 a) ¿Qué volumen ocupará a 80 °C y 375 mm de Hg?
 b) ¿Cuántas moléculas habrá en el recipiente?

a) En este caso:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{1 \text{ atm} \cdot 500 \text{ mL}}{273 \text{ K}} = \frac{\frac{375}{760} \text{ atm} \cdot V}{(273 + 80) \text{ K}} \rightarrow$$

$$\rightarrow V = \frac{1 \text{ atm} \cdot 500 \text{ mL} \cdot (273 + 80) \cancel{\text{K}}}{273 \cancel{\text{K}} \cdot \frac{375}{760} \text{ atm}} = 1310 \text{ mL} = 1,31 \text{ L}$$

b) Sustituyendo los valores conocidos:

$$PV = nRT \rightarrow 1 \text{ atm} \cdot 0,5 \text{ L} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,5 \cancel{\text{L}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot 273 \cancel{\text{K}}} = 0,0223 \text{ mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,0223 \text{ mol de CO}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} =$$

$$= 1,345 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de CO}_2$$

59. Calcula la masa de 10 L de gas hidrógeno en condiciones normales. ¿Y si el gas fuese oxígeno?

En condiciones normales (c.n.) 1 mol de un gas ideal ocupa 22,4 L:

$$10 \text{ L de H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{22,4 \text{ L de H}_2} = 0,45 \text{ mol de H}_2$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \cdot 1 = 2 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,45 \text{ mol de H}_2 \cdot \frac{2 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 0,9 \text{ g de H}_2$$

Si el gas fuese O₂, también tendríamos 0,45 mol.

$$M(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,45 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 14,4 \text{ g de O}_2$$

60. En dos recipientes iguales y a la misma temperatura se introducen 5 g de gas helio y 5 g de gas dióxido de carbono. Determina en cuál de los dos recipientes será mayor la presión.

$$PV = nRT$$

De acuerdo con la ecuación de los gases ideales, si V y T son iguales, ejercerá mayor presión el gas que tenga mayor número de moles.

$$M(\text{He}) = 4 \text{ g/mol} \rightarrow 5 \text{ g de He} \cdot \frac{1 \text{ mol de He}}{4 \text{ g de He}} = 1,25 \text{ mol de He}$$

Los estados de la materia

$$M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow \cancel{5 \text{ g de CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{\cancel{44 \text{ g de CO}_2}} = 0,114 \text{ mol de CO}_2$$

La presión será mayor en el recipiente de helio.

- 61. El acetileno es un gas que se utiliza como combustible en los sopletes de soldadura. En su composición interviene un 92,3% de carbono y un 7,7% de hidrógeno. Determina la fórmula del acetileno si cuando se introducen 4,15 g del mismo en una ampolla de 1,5 L a 70 °C ejercen una presión de 3 atmósferas.**

La composición centesimal nos permitirá conocer la fórmula empírica. Los datos que se refieren al estado del gas nos permite conocer su masa molar y, con ello, su fórmula molecular.

Fórmula del tipo C_xH_y .

$$\frac{\frac{92,3 \text{ g de C}}{12 \text{ g de C}}}{1 \text{ mol de C}} = 7,692 \text{ mol de C} \rightarrow \frac{\frac{7,7 \text{ g de H}}{1 \text{ g de H}}}{1 \text{ mol de H}} = 7,7 \text{ mol de H}$$

Fórmula empírica: CH.

Cálculo de la masa molar:

$$PV = nRT \rightarrow 3 \text{ atm} \cdot 1,5 \text{ L} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 70) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{3 \text{ atm} \cdot 1,5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 70) \text{ K}} = 0,16 \text{ mol}$$

$$\frac{4,15 \text{ g}}{0,16 \text{ mol}} = 25,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow \text{Masa molar del acetileno}$$

$$M(\text{CH}) = 12 + 1 = 13 \text{ g/mol.}$$

$$\frac{25,9}{13} \approx 2$$

Fórmula molecular del acetileno: C_2H_2 .

- 62. La densidad de un gas en condiciones normales es 1,25 g/L. Determina si es gas monóxido de carbono, monóxido de azufre o amoniaco.**

En la página 41 se deduce la fórmula que permite conocer la densidad de un gas:

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \rightarrow$$

$$\rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,25 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{K}}{1 \text{ atm}} = 27,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$M(\text{CO}) = 12 + 16 = 28 \text{ g/mol}$; $M(\text{SO}) = 32 + 16 = 48 \text{ g/mol}$;

$M(\text{NH}_3) = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g/mol}$.

El gas del problema es el CO.

- 63. La densidad de un gas en condiciones normales es 1,42 g/L. Calcula cuánto pesarán 750 mL de ese gas a 1,8 atmósferas y 17 °C.**

La densidad del gas en condiciones normales nos permite conocer su masa molar. Con ella podremos conocer la densidad del gas en las nuevas condiciones y determinar la masa correspondiente a 750 mL.

$$M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,42 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{K}}{1 \text{ atm}} = 31,79 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1,8 \text{ atm} \cdot 31,79 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 17) \text{K}} = 2,4 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V = 2,4 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,75 \text{ L} = 1,8 \text{ g}$$

- 64. Calcula la densidad del monóxido de dinitrógeno en condiciones normales. En una ampolla tenemos monóxido de dinitrógeno a una presión de 1000 mm de Hg. ¿A qué temperatura su densidad será de 2,15 g/L?**

$M(\text{N}_2\text{O}) = 2 \cdot 14 + 16 = 44 \text{ g/mol}$.

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{K}} = 1,97 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$T = \frac{P \cdot M}{R \cdot d} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 2,15 \frac{\text{g}}{\text{L}}} = 249,6 \text{ K} = -23,43 \text{ °C}$$

65. En una bombona se introducen 5 g de helio, 5 g de dióxido de carbono y 5 g de oxígeno. Si el manómetro indica que la presión en la bombona es de 700 mm de Hg, ¿qué presión ejerce cada gas?

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales, para cada componente:

$$P_1 = P_T \cdot X_1$$

Para calcular las fracciones molares debemos conocer el número de moles de cada componente.

Lo calculamos dividiendo la masa en gramos de cada uno entre su masa molar:

$$M(\text{He}) = 4 \text{ g/mol}; M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol};$$

$$M(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol}.$$

Por tanto:

$$\begin{aligned} \bullet P_{\text{He}} &= P_T \cdot X_{\text{He}} = P_T \cdot \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{He}} + n_{\text{CO}_2} + n_{\text{O}_2}} = \\ &= 700 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{5}{4}}{\frac{5}{4} + \frac{5}{44} + \frac{5}{32}} = 575,7 \text{ mm Hg} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \bullet P_{\text{CO}_2} &= P_T \cdot X_{\text{CO}_2} = P_T \cdot \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{He}} + n_{\text{CO}_2} + n_{\text{O}_2}} = \\ &= 700 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{5}{44}}{\frac{5}{4} + \frac{5}{44} + \frac{5}{32}} = 52,34 \text{ mm Hg} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \bullet P_{\text{O}_2} &= P_T \cdot X_{\text{O}_2} = P_T \cdot \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{He}} + n_{\text{CO}_2} + n_{\text{O}_2}} = \\ &= 700 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{5}{32}}{\frac{5}{4} + \frac{5}{44} + \frac{5}{32}} = 71,96 \text{ mm Hg} \end{aligned}$$

66. Para la mezcla de gases del ejercicio anterior determina su composición como porcentaje en masa y como porcentaje en volumen.

Composición de la mezcla como porcentaje en masa:

$$\begin{aligned} \frac{m_{\text{He}}}{m_{\text{He}} + m_{\text{CO}_2} + m_{\text{O}_2}} \cdot 100 &= \frac{5}{5 + 5 + 5} \cdot 100 = 33,33\% \text{ de He} \rightarrow \\ &\rightarrow 33,33\% \text{ de CO}_2 \text{ y } 33,33\% \text{ de O}_2 \end{aligned}$$

Composición de la mezcla como porcentaje en volumen: coincide con el porcentaje en número de partículas:

$$\frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{He}} + n_{\text{CO}_2} + n_{\text{O}_2}} \cdot 100 = \frac{\frac{5}{4}}{\frac{5}{4} + \frac{5}{44} + \frac{5}{32}} \cdot 100 = 82,24\% \text{ de He}$$

$$\frac{n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{He}} + n_{\text{CO}_2} + n_{\text{O}_2}} \cdot 100 = \frac{\frac{5}{44}}{\frac{5}{4} + \frac{5}{44} + \frac{5}{32}} \cdot 100 = 7,48\% \text{ de CO}_2$$

$$\frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{He}} + n_{\text{CO}_2} + n_{\text{O}_2}} \cdot 100 = \frac{\frac{5}{32}}{\frac{5}{4} + \frac{5}{44} + \frac{5}{32}} \cdot 100 = 10,28\% \text{ de O}_2$$

- 67. En un recipiente tenemos 3,2 g de oxígeno que ejercen una presión de 500 mm de Hg. Sin que varíe la temperatura, añadimos al mismo recipiente 4,2 g de gas hidrógeno. ¿Cuánto será la presión ahora?**

La presión del oxígeno en esta mezcla sigue siendo 500 mm Hg. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$P_1 = P_T \cdot X_1 \rightarrow P_T \cdot X_{\text{O}_2} = P_T \cdot \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{O}_2}}$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \cdot 1 = \text{g/mol}; M(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol.}$$

Por tanto:

$$\begin{aligned} P_T &= P_{\text{O}_2} \cdot \frac{n_{\text{H}_2} + n_{\text{O}_2}}{n_{\text{O}_2}} = 500 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\frac{4,2}{2} + \frac{3,2}{32}}{\frac{3,2}{32}} = \\ &= 1,1 \cdot 10^4 \text{ mm Hg} = 14,47 \text{ atm} \end{aligned}$$

- 68. La composición en volumen del aire seco es 78 % de nitrógeno, 21 % de oxígeno y el resto, otros gases. Las dimensiones de nuestra clase son 7 m de largo, 6 m de ancho y 3 m de alto. Si la presión es de 790 mm de Hg y la temperatura 20 °C, ¿qué masa de oxígeno tenemos en la clase?**

La composición en volumen de una mezcla de gases coincide con la composición en número de partículas. Conociendo esta composición y la presión total, la ley de Dalton de las presiones parciales nos permitirá conocer la presión que ejerce el oxígeno.

Los estados de la materia

El dato de la temperatura y el volumen de la habitación nos permitirán conocer la masa del oxígeno:

$$P_{O_2} = P_T \cdot X_{O_2} = 790 \text{ mm Hg} \cdot \frac{21}{100} = 165,9 \text{ mm Hg}$$

$$V(\text{habitación}) = 7 \text{ m} \cdot 6 \text{ m} \cdot 3 \text{ m} = 126 \text{ m}^3 = 126 \cdot 10^3 \text{ L.}$$

$$PV = nRT \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{165,9}{760} \text{ atm} \cdot 126 \cdot 10^3 \text{ L} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 20) \text{ K} \rightarrow$$

$$\rightarrow n = \frac{\frac{165,9}{760} \text{ atm} \cdot 126 \cdot 10^3 \cancel{\text{L}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (273 + 20) \cancel{\text{K}}} = 1,145 \cdot 10^3 \text{ mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 1,145 \cdot 10^3 \cancel{\text{ mol de } O_2} \cdot \frac{32 \text{ g de } O_2}{1 \cancel{\text{ mol de } O_2}} = 36,63 \cdot 10^3 \text{ g} = 36,63 \text{ kg de } O_2$$

- 69. La composición del aire en masa es 79 % de nitrógeno y 21 % de oxígeno. Un cierto día la presión atmosférica es de 720 mm de Hg. ¿Qué presión ejerce el nitrógeno ese día?**

La composición en volumen de una mezcla de gases coincide con la composición en número de partículas. Conociendo esta composición y la presión total, la ley de Dalton de las presiones parciales nos permitirá conocer la presión que ejerce el nitrógeno.

$$P_{N_2} = P_T \cdot X_{N_2} = 720 \text{ mm Hg} \cdot \frac{79}{100} = 568,8 \text{ mm Hg}$$