

9

LAS PRIMERAS LEYES DE LA QUÍMICA

9.1. NATURALEZA CORPUSCULAR DE LA MATERIA

1. Otro de los logros de la teoría cinética es que también permite explicar los cambios de estado de las sustancias, así como las contracciones y las dilataciones de sólidos y líquidos al modificar la temperatura. De acuerdo con ella:

- a) Explica qué le ocurre al agua, a nivel microscópico, si, a presión normal, aumentamos su temperatura desde $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$ hasta $110\text{ }^{\circ}\text{C}$.**
- b) Explica por qué puede evaporarse un charco de agua un día frío en el que el termómetro no rebasa la temperatura $10\text{ }^{\circ}\text{C}$.**
- c) Explica qué sucede, tanto macroscópica como microscópicamente, cuando calentamos un trozo de hierro.**
- d) Explica el motivo por el que los puentes llevan juntas de dilatación en su estructura metálica.**

La teoría cinética de los gases es un modelo, según el cual, las propiedades de los gases las podemos explicar aceptando la existencia de pequeñas partículas o corpúsculos en movimiento, entre los que hay espacio vacío.

El tamaño de las partículas es despreciable en comparación con las distancias que las separan, de manera que las interacciones entre ellas se pueden considerar despreciables.

El movimiento de estas partículas es aleatorio, en línea recta y a gran velocidad, produciéndose choques elásticos entre ellas y con las paredes del recipiente que las encierra, choques en los que se conserva la energía cinética. La velocidad de las partículas depende de la temperatura a la que se encuentra el gas, y aumenta al aumentar esta.

Según esto último, al disminuir la temperatura a la que se encuentra el gas, disminuye la velocidad a la que se mueven las partículas que lo forman. De este modo, pueden interaccionar entre ellas, manteniéndose unidas y pasando al estado líquido; si sigue disminuyendo la temperatura, pasarán finalmente al estado sólido.

- a) El agua a $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$ se encuentra en estado sólido, y a $110\text{ }^{\circ}\text{C}$, en estado gaseoso. Al ir aumentando la temperatura desde $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$ hasta $110\text{ }^{\circ}\text{C}$, irá aumentando la velocidad de las partículas (moléculas) de agua, y, en consecuencia, se irán rompiendo las interacciones entre ellas, pasando la muestra a estado líquido, en el que habrá disminuido el número de interacciones entre moléculas de agua respecto al estado sólido, y, finalmente, al estado gaseoso, en el que las moléculas se mueven libremente.
- b) En estado líquido, la velocidad del movimiento de vibración de las moléculas de agua de la superficie del charco provoca que se rompa la interacción que las mantiene unidas al resto. De este modo, escapan, pasando al estado gaseoso, de manera que al final el charco “se seca”.
- c) Al calentar una muestra de hierro, a nivel microscópico, aumenta la velocidad del movimiento de vibración de las partículas (átomos) de hierro que forman la muestra, lo que a nivel macroscópico se traduce en una dilatación de esta.

- d) Por lo anteriormente indicado, si no hubiera juntas de dilatación, la estructura metálica del puente estaría sometida a fuertes tensiones producidas por los cambios bruscos de temperatura.

9.2. LEYES DE LOS GASES IDEALES

- 1. Un gas ocupa un volumen de 350 cm³ a 798 torr. Calcula el volumen que ocupará a 1,5 atm, si la temperatura se mantiene constante. Si reducimos a continuación el volumen a la mitad, ¿cómo variará la presión?**

La ley de Boyle y Mariotte establece que la presión y el volumen de una muestra de gas, para la que se mantiene constante la temperatura, están relacionados por la siguiente ecuación matemática:

$$P = \text{cte} \cdot \frac{1}{V} \rightarrow P \cdot V = \text{cte}$$

En la siguiente tabla se recogen los datos correspondientes a la situación inicial y final del gas:

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$V_1 = 350 \text{ cm}^3 = 0,350 \text{ l}$	$V_2 = ?$
$P_1 = 798 \text{ torr} = 1,05 \text{ atm}$	$P_2 = 1,5 \text{ atm}$

El volumen que ocupará el gas en las condiciones finales resulta:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2} \rightarrow V_2 = \frac{1,05 \cdot 0,350}{1,5} = 0,245 \text{ l}$$

La ecuación que relaciona P y V indica que ambas variables son inversamente proporcionales. Por tanto, si el volumen de la muestra de gas se reduce a continuación a la mitad, su presión se duplicará.

- 2. Explica las leyes de Boyle y Mariotte, de Charles y de Gay-Lussac teniendo en cuenta la teoría cinética de los gases.**

La compresibilidad de los gases, y la ley de Boyle y Mariotte, puede explicarse si tenemos en cuenta que entre las partículas del gas lo único que hay es espacio vacío, por lo que al comprimirlo, lo que hacemos es reducir ese espacio vacío y acercar más unas partículas a otras. Al reducir el volumen, aumentará el número de choques entre las partículas y entre estas y las paredes del recipiente, por lo que la presión aumentará.

La dilatación que los gases experimentan al aumentar la temperatura (ley de Gay-Lussac) es una consecuencia del aumento de la velocidad de las partículas, lo que supone que aumenta el número de choques entre ellas; para que la presión se mantenga constante, será necesario aumentar el volumen del recipiente.

Por su parte, si el volumen del recipiente se mantiene constante, el aumento en el número de choques, que implica un aumento de la temperatura, hará que la presión aumente (ley de Charles).

3. ¿Qué volumen y qué presión corresponden a un gas que se encuentra a $-273,15\text{ }^\circ\text{C}$? Explica el significado físico del resultado que obtienes.

A partir de las gráficas $P = f(T)$ y $V = f(T)$ de la página 222 del libro del alumnado, se puede deducir que a la temperatura de $-273,15\text{ }^\circ\text{C}$ el gas deja de ejercer presión y ocupa un volumen nulo. Físicamente, eso significa que dicha temperatura es una temperatura límite, a la que las partículas estarían en reposo absoluto (lo que implica una energía cinética nula).

4. Un gas se encuentra en condiciones normales (c.n.) si la presión que ejerce es una atmósfera y la temperatura a que se encuentra es $0\text{ }^\circ\text{C}$. Una muestra de gas, en c.n., ocupa un volumen de $22,4\text{ l}$. Calcula el que ocupará cuando $P = 2,5\text{ atm}$ y $T = 500\text{ K}$.

Los datos que corresponden a la situación inicial y final del gas son los siguientes:

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$P_1 = 1\text{ atm}$	$P_2 = 2,5\text{ atm}$
$T_1 = 273\text{ K}$	$T_2 = 500\text{ K}$
$V_1 = 22,4\text{ l}$	$V_2 = ?$

Aplicando la ley de los gases ideales y sustituyendo valores obtenemos el dato que solicita el enunciado:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot P_2} \rightarrow V_2 = \frac{1 \cdot 22,4 \cdot 500}{273 \cdot 2,5} = 16,41\text{ l}$$

9.3. LEYES PONDERALES

1. En su obra, Boyle habla de mezcla y de combinación química, de elemento y de compuesto. ¿Qué entiendes por cada uno de los términos indicados?

Una mezcla es una agrupación de sustancias puras, de composición variable, en la que dichas sustancias pueden separarse unas de otras por métodos físicos, y cuyas propiedades están relacionadas con las de las sustancias que la componen.

Una combinación química es una agrupación de sustancias puras de composición constante. La separación de dichas sustancias no puede hacerse por métodos físicos, y las propiedades, en general, son diferentes a las de sus componentes.

Un elemento y un compuesto son sustancias puras. El primero puede descomponerse en otras sustancias; el segundo, no. La definición de combinación química propuesta por Boyle es lo que actualmente entendemos por compuesto.

2. La sal común es un compuesto formado por cloro (Cl) y sodio (Na). Al analizar distintas muestras de sal común se obtienen los valores que recoge la tabla:

Masa de cloro (g)	7,10	10,00	23,70	8,23
Masa de sodio (g)	4,60	6,48	15,35	5,33

- a) **Verifica si se cumple la ley de las proporciones definidas.**
- b) **Calcula la cantidad de sodio que se combinará con 12 gramos de cloro. ¿Cuánta sal se formará?**
- c) **Si se mezclan 50 g de cloro con 70 g de sodio, calcula la cantidad de sal que se formará.**

a) Para que se cumpla la ley de las proporciones definidas debe cumplirse la siguiente relación:

$$\frac{m_{\text{Cl}}}{m_{\text{Na}}} = \text{cte} \rightarrow \frac{m_{\text{Cl}}}{m_{\text{Na}}} = \frac{7,10}{4,6} = \frac{10,00}{6,48} = \frac{23,70}{15,35} = \frac{8,23}{5,33} \approx 1,54$$

Por tanto, se cumple dicha ley.

b) Teniendo en cuenta el resultado de las relaciones obtenido en el apartado anterior, podemos calcular, en primer lugar la masa de sodio que se obtendrá:

$$\frac{m_{\text{Cl}}}{m_{\text{Na}}} = 1,54 \rightarrow m_{\text{Na}} = \frac{m_{\text{Cl}}}{1,54} \rightarrow m_{\text{Na}} = \frac{12}{1,54} = 7,77 \text{ g de sodio}$$

Por tanto la masa de NaCl que se obtendrá es:

$$m_{\text{NaCl}} = m_{\text{Cl}} + m_{\text{Na}} = 12 + 7,77 = 19,77 \text{ g de sal}$$

c) El cloro es el reactivo limitante. Por tanto, calcularemos en primer lugar la masa de sodio que reaccionará con 50 g de cloro. Procediendo como en el apartado anterior, obtenemos:

$$m_{\text{Na}} = \frac{m_{\text{Cl}}}{1,54} \rightarrow m_{\text{Na}} = \frac{50}{1,54} = 32,38 \text{ g de sodio}$$

La masa de NaCl que se obtendrá es, por tanto:

$$m_{\text{NaCl}} = m_{\text{Cl}} + m_{\text{Na}} = 50 + 32,38 = 82,38 \text{ g de sal}$$

NOTA: El concepto de reactivo limitante, brevemente introducido en el último apartado de este ejercicio, será desarrollado con más profundidad en el epígrafe 14.4.

3. Al analizar dos compuestos se comprueba que ambos contienen oxígeno y nitrógeno, en las proporciones que se indican:

	Compuesto A	Compuesto B
Masa de oxígeno (g)	1,39	2,24
Masa de nitrógeno (g)	1,22	3,92

Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

Para resolver este ejercicio calculamos, para cada compuesto, la proporción entre la masa de oxígeno y la masa de nitrógeno:

- Compuesto A:

$$\frac{m_{\text{O}}}{m_{\text{N}}} = \frac{1,39}{1,22} = 1,14$$

- Compuesto B:

$$\frac{m_{\text{O}}}{m_{\text{N}}} = \frac{2,24}{3,92} = 0,57$$

Las cantidades obtenidas representan la masa de oxígeno que reacciona con 1 g de nitrógeno.

Para comprobar si se cumple la ley de las proporciones múltiples entre los dos compuestos, hay que comprobar que las proporciones anteriores mantienen entre ellas una relación numérica sencilla, como así ocurre:

$$\frac{1,14}{0,57} = \frac{2}{1}$$

4. Inventa un modelo de composición de la materia que permita explicar las leyes de conservación de la masa y de las proporciones definidas. Aplícalo al caso concreto de la oxidación de un metal.

En esta actividad, los alumnos y las alumnas pueden explicar una reacción de oxidación de un metal utilizando un modelo de bolas, que identificarán con los átomos que ya han estudiado en cursos anteriores. Las ideas que aporten pueden utilizarse para introducir las hipótesis atómicas de Dalton.

9.4. HIPÓTESIS ATÓMICA DE DALTON

1. Con la transmutación, los alquimistas creían que era posible transformar los metales en oro. ¿Cómo permiten las hipótesis de Dalton desterrar esa idea?

Las siguientes hipótesis de Dalton permiten desterrar la idea alquimista de la transmutación:

- Los elementos están formados por átomos indivisibles e indestructibles.
- Los átomos de un mismo elemento tienen todos la misma masa y las mismas propiedades.
- Los átomos de elementos distintos tienen distinta masa y distintas propiedades.

2. De acuerdo con lo que sabemos hoy día, haz una crítica a las hipótesis atómicas de Dalton. Consulta la bibliografía cuando te sea necesario.

Las críticas que deberán ser capaces de argumentar los estudiantes, a este nivel, pueden ser similares a las que se exponen a continuación:

- Los átomos no son indivisibles: están formados por protones, electrones y neutrones.
- Existen isótopos, que son átomos de un mismo elemento que tienen distinta masa (distinto número de neutrones).
- Mediante una reacción nuclear se puede transformar un átomo de un elemento en un átomo de otro elemento.

El objetivo que persigue esta actividad es comentar las argumentaciones de los estudiantes y aprovecharlas posteriormente cuando se considere oportuno.

- 3. En la síntesis de un óxido de nitrógeno se observa que 1 gramo de nitrógeno reacciona exactamente con 1,143 gramos de oxígeno. Por otra parte, en la síntesis del amoníaco 1 gramo de hidrógeno reacciona con 4,66 gramos de nitrógeno. Considerando la hipótesis de máxima simplicidad de Dalton, calcula las masas atómicas que deben corresponder al nitrógeno y al oxígeno.**

De acuerdo con la hipótesis de máxima simplicidad de Dalton debemos suponer, para la fórmula del amoníaco, NH₃, y para el óxido de nitrógeno, NO. Por tanto, sus masas atómicas, relativas al hidrógeno, serán:

$$A_r(\text{H}) = 1$$
$$\frac{A_r(\text{N})}{A_r(\text{H})} = \frac{4,66}{1} \rightarrow A_r(\text{N}) = 4,66$$
$$\frac{A_r(\text{N})}{A_r(\text{O})} = \frac{1}{1,143} \rightarrow A_r(\text{O}) = A_r(\text{N}) \cdot 1,143 = 4,66 \cdot 1,143 = 5,33$$

- 4. Compara las masas atómicas que obtienes en la actividad anterior con las que figuran en cualquier tabla periódica (de la que hablaremos en la unidad 11). ¿Sabrías explicar a qué se debe la discrepancia que existe entre los valores de la tabla y los que has obtenido?**

La discrepancia entre las masas atómicas calculadas anteriormente y las masas atómicas reales, se debe a la que las fórmulas reales de los compuestos que estamos considerando no se corresponden a las consideradas por Dalton de acuerdo con su hipótesis de la máxima simplicidad.

9.5. LEYES VOLUMÉTRICAS DE LOS GASES

- 1. Para que se cumpla la ley de Avogadro, debemos considerar que las moléculas de los gases elementales son diatómicas. ¿Puedes explicarlo?**

Esta cuestión puede explicarse teniendo en cuenta el ejemplo 6 de la página 233, considerando precisamente el caso más sencillo posible, en el que solo haya una partícula en cada uno de los volúmenes. La obtención de dos volúmenes de amoníaco a partir de un volumen de nitrógeno solo puede explicarse considerando que el nitrógeno es diatómico, es decir, su molécula está formada por dos átomos, cada uno de los cuales formará parte de cada una de las moléculas de amoníaco que se obtienen.

- 2. ¿A qué denomina Avogadro “gases elementales”?**

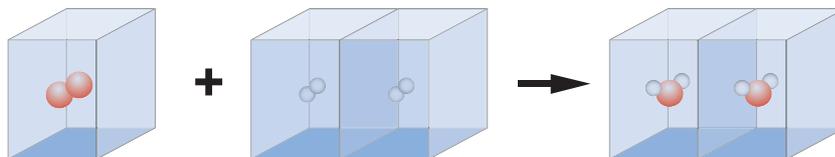
Los gases elementales son los elementos químicos que, en condiciones normales de presión y temperatura, se encuentran en estado gaseoso. (En la época de Avogadro todavía no habían sido descubiertos los gases nobles).

- 3. Justifica los volúmenes de combinación en la reacción de síntesis del agua y deduce su fórmula.**

En la reacción de síntesis del agua, la relación entre los volúmenes de oxígeno, hidrógeno y agua es la siguiente:



Teniendo en cuenta las dos hipótesis de Avogadro, la relación anterior podemos representarla como sigue:



La lectura que podemos hacer de la reacción es la siguiente:



Si utilizamos los símbolos químicos que representan a los elementos indicados, resulta:



4. En la síntesis de un óxido de nitrógeno se observa que un gramo de nitrógeno reacciona exactamente con 1,143 gramos de oxígeno.

Por otra parte, en la síntesis del amoníaco, un gramo de hidrógeno reacciona con 4,66 gramos de nitrógeno.

Teniendo en cuenta las fórmulas de los compuestos deducidas anteriormente (NO y NH₃), calcula las masas atómicas del nitrógeno y del oxígeno (relativas al hidrógeno).

Considerando en este caso las fórmulas reales de los compuestos y tomando como referencia la masa atómica relativa del hidrógeno, $A_r(\text{H}) = 1$, obtenemos:

- Para el NH₃:

$$\frac{A_r(\text{N})}{3 \cdot A_r(\text{H})} = \frac{4,66}{1} \rightarrow A_r(\text{N}) = 3 \cdot A_r(\text{H}) \cdot 4,66 = 3 \cdot 1 \cdot 4,66 = 13,98$$

- Para el NO, teniendo en cuenta el valor de $A_r(\text{N})$ que acabamos de obtener:

$$\frac{A_r(\text{N})}{A_r(\text{O})} = \frac{1}{1,143} \rightarrow A_r(\text{O}) = A_r(\text{N}) \cdot 1,143 = 13,98 \cdot 1,143 = 15,98$$

5. Calcula la masa molecular relativa que corresponde a las moléculas de nitrógeno y de oxígeno.

Si consideramos las moléculas de nitrógeno y de oxígeno como N₂ y O₂, respectivamente, y teniendo en cuenta las masas atómicas relativas calculadas en la actividad anterior, las masas moleculares relativas son:

$$M_r(\text{N}_2) = 2 \cdot A_r(\text{N}) = 2 \cdot 13,98 = 27,96$$

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 15,98 = 31,96$$

6. La masa atómica relativa del cloro es 35,5. Calcula la que corresponde a la plata si en el análisis de 15,7 g de cloruro de plata existen 3,89 g de cloro.

La proporción entre plata y cloro en 15,7 g de cloruro de plata es:

$$\frac{m_{\text{Cl}}}{m_{\text{Ag}}} = \frac{3,89 \text{ g}}{11,81 \text{ g}}$$

Teniendo en cuenta la fórmula del cloruro de plata como AgCl, podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{A_r(\text{Ag})}{A_r(\text{Cl})} = \frac{11,81}{3,89}$$

Sustituyendo el valor de la masa atómica relativa del cloro, dato que proporciona el enunciado, y despejando, obtenemos el valor de $A_r(\text{Ag})$:

$$A_r(\text{Ag}) = \frac{11,81 \cdot A_r(\text{Cl})}{3,89} = \frac{11,81 \cdot 35,5}{3,89} = 107,8$$

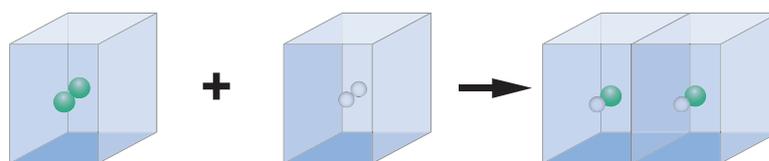
7. Un volumen de hidrógeno reacciona con un volumen de cloro, obteniéndose dos volúmenes de cloruro de hidrógeno.

Si los tres gases se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura, deduce la fórmula del cloruro de hidrógeno.

En la reacción de síntesis del cloruro de hidrógeno, la relación entre los volúmenes de cloro, hidrógeno y cloruro de hidrógeno es la siguiente:

1 volumen de cloro + 1 volumen de hidrógeno → 2 volúmenes de cloruro de hidrógeno

Teniendo en cuenta las dos hipótesis de Avogadro, la relación anterior podemos representarla como sigue:



La lectura que podemos hacer de la reacción es la siguiente:

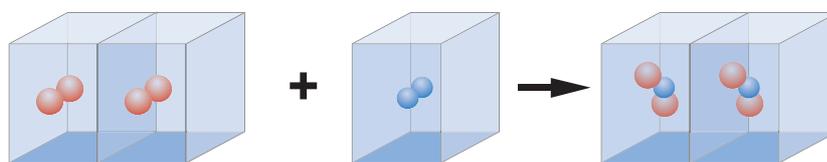
1 molécula de cloro + 1 molécula de hidrógeno → 2 moléculas de cloruro de hidrógeno

Si utilizamos los símbolos químicos que representan a los elementos indicados, resulta:



8. El nitrógeno forma varios compuestos con el oxígeno. En una experiencia se encuentra que un volumen de nitrógeno se combina con dos volúmenes de oxígeno. Deduce cuál será la fórmula del óxido de nitrógeno resultante.

La síntesis del óxido de nitrógeno que indica el enunciado se puede representar con el siguiente esquema:



2 volúmenes de oxígeno + 1 volumen de nitrógeno → 2 volúmenes de óxido de nitrógeno

2 moléculas de oxígeno + 1 molécula de nitrógeno → 2 moléculas de óxido de nitrógeno

Utilizando los símbolos que representan a oxígeno y nitrógeno:



NOTA: Para el resto de actividades de esta unidad, es conveniente proporcionar a los estudiantes, cuando sea necesario, los datos de las masas atómicas relativas de los elementos que aparecen en ellas, o bien indicarles cómo consultarlas en la tabla periódica que se ofrece al final del libro del alumnado.

En los enunciados no se proporcionan, en algunos casos, las fórmulas químicas del agua, el amoníaco, el cloruro de hidrógeno y otros compuestos que ya han aparecido a lo largo de la unidad. Se pretende, de ese modo, que los estudiantes se aprendan dichas fórmulas y se acostumbren a manejarlas con soltura.

9.6. LA MAGNITUD CANTIDAD DE SUSTANCIA

1. Calcula la cantidad de sustancia que contiene un tubo de ensayo de 20 ml de volumen, lleno de agua. Expresa el resultado en mol.

Dato: densidad del agua = 1 000 kg/m³.

La masa de agua que hay en el tubo de ensayo podemos calcularla, teniendo en cuenta la densidad del agua (dato que, al igual que el volumen de agua, proporciona el enunciado):

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V \rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = d_{\text{H}_2\text{O}} \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{ml}} \cdot 20 \text{ ml} = 20 \text{ g}$$

A partir de la relación entre la masa y la masa molar de una sustancia, y sabiendo que $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$, podemos calcular el dato que solicita el enunciado:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{20}{18} = 1,11 \text{ mol de moléculas de agua}$$

2. Calcula el número de moléculas de agua que hay en la actividad anterior.

A partir de la relación: $n = \frac{N}{N_A} \rightarrow N = n \cdot N_A$

Sustituyendo el valor obtenido en el ejercicio anterior:

$$N = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot N_A = 1,11 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 6,69 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de agua}$$

3. Señala y justifica en cuál de las siguientes muestras hay mayor cantidad de partículas:

a) 36 g de agua.

b) 40 g de amoníaco.

Aquella muestra que tenga mayor cantidad de sustancia, medida en mol de moléculas, será la que tenga mayor cantidad de partículas:

$$\text{a) } n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{36}{18} = 2 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$\text{b) } n_{\text{NH}_3} = \frac{40}{17} = 2,35 \text{ mol de NH}_3$$

Hay por tanto, más partículas en la muestra de amoníaco.

4. Calcula la masa de un átomo de hidrógeno. Expresa el resultado en unidades del S.I.

Recordando la definición de cantidad de sustancia, podemos escribir las siguientes relaciones:

$$n = \frac{N}{N_A}; n = \frac{m}{M}$$

En nuestro caso: $N = 1$, y $M_H = 1$ g/mol.

Igualando, sustituyendo valores y despejando m_H obtenemos la masa de un átomo de hidrógeno:

$$m_H = \frac{1}{6,023 \cdot 10^{23}} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

9.7. ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES

1. Calcula la cantidad de sustancia que corresponde a las moléculas de oxígeno que contiene un recipiente de 10 litros de capacidad, lleno de aire a 27 °C y 1 atm. Expresa el resultado en mol. Dato: el aire contiene un 21% de oxígeno en volumen.

Teniendo en cuenta que el volumen y la cantidad de sustancia son directamente proporcionales, calcularemos, en primer lugar, la cantidad de sustancia de aire; el 21% de esta cantidad será oxígeno.

Los datos que proporciona el enunciado de la unidad, expresados en las unidades que habitualmente utilizamos en Química, son:

$$V_{\text{aire}} = 10 \text{ l}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 27 \text{ °C} = 300 \text{ K}$$

A partir de la ecuación de estado de los gases ideales, obtenemos n_{aire} :

$$P \cdot V = n_{\text{aire}} \cdot R \cdot T \rightarrow n_{\text{aire}} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 10}{0,082 \cdot 300} = 0,407 \text{ mol de aire}$$

Por tanto, la cantidad de sustancia de moléculas de oxígeno presentes en la muestra será:

$$n_{\text{O}_2} = 0,407 \cdot \frac{21}{100} = 0,085 \text{ mol de O}_2$$

2. ¿Qué volumen ocupan 15 g de cloruro de hidrógeno (HCl) medidos a 300 K y 1 atm de presión?

Para resolver este ejercicio calculamos la cantidad de sustancia de HCl, n_{HCl} , y, a partir de la ecuación de estado de los gases ideales, su volumen:

$$n_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}} \rightarrow n_{\text{HCl}} = \frac{15}{36,5} = 0,41 \text{ mol de HCl}$$

Por tanto:

$$P \cdot V_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} \cdot R \cdot T \rightarrow V_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,41 \cdot 0,082 \cdot 300}{1} = 10,1 \text{ l de HCl}$$

3. Calcula la masa de vapor de agua que ocupará el volumen calculado en el ejercicio anterior, si las condiciones de presión y temperatura son las mismas.

En las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases distintos contienen el mismo número de partículas o la misma cantidad de sustancia. Sin embargo, no se puede calcular la masa de agua, ya que a 300 K y 1 atm el agua no se encuentra en estado gaseoso, sino en estado líquido.

4. Calcula el volumen que ocupa el agua del ejercicio anterior si la temperatura pasa a ser 400 K.

A partir de la ecuación de estado de los gases ideales, despejando V_{HCl} y sustituyendo valores, obtenemos el volumen que ocuparía el cloruro de hidrógeno del ejercicio 2 en estas nuevas condiciones de presión y temperatura:

$$P \cdot V_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} \cdot R \cdot T \rightarrow V_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}} \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V_{\text{HCl}} = \frac{0,41 \cdot 0,082 \cdot 400}{1} = 13,45 \text{ l de HCl}$$

Este volumen de cloruro de hidrógeno coincidirá con el de vapor de agua si las condiciones de presión y temperatura son las mismas, ya que, en este caso, el agua sí se encuentra en estado gaseoso:

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = V_{\text{HCl}} = 13,45 \text{ l de H}_2\text{O}$$

5. Calcula la cantidad de sustancia, en mol de moléculas de hidrógeno, que hay en 10 l de hidrógeno que se encuentra a 300 K y 2 atm de presión.

La cantidad de sustancia que solicita el enunciado del ejercicio la calculamos a partir de la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = n_{\text{H}_2} \cdot R \cdot T \rightarrow n_{\text{H}_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n_{\text{H}_2} = \frac{2 \cdot 10}{0,082 \cdot 300} = 0,813 \text{ mol de H}_2$$

6. Calcula la densidad del cloruro de hidrógeno (HCl) a 750 mmHg y 75 °C.

Si tenemos en cuenta las relaciones:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$d = \frac{m}{V}$$

al sustituir la primera de ellas en la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

obtenemos una expresión que permite calcular la densidad de un gas conocida su masa molar, M , la presión, P , y la temperatura, T , a que se encuentra:

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

Sustituyendo los valores que proporciona el enunciado del problema y teniendo en cuenta que $M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mol}$, obtenemos la densidad del cloruro de hidrógeno:

$$P = 750 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,987 \text{ atm}$$

$$T = 75 \text{ }^\circ\text{C} = 75 + 273 = 348 \text{ K}$$

$$d = \frac{0,987 \cdot 36,5}{0,082 \cdot 348} = 1,26 \text{ g/l}$$

7. La densidad de un gas que se encuentra en c.n. es 1,53 g/l. Calcula su densidad a 350 K y 1 atm.

Las condiciones normales a que se refiere el enunciado del problema son las siguientes:

$$P = 1 \text{ atm} ; T = 273 \text{ K}$$

Utilizando la expresión de la densidad calculada en el ejercicio anterior, y conociendo la densidad del gas, podemos obtener su masa molar, M :

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,53 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 34,25 \text{ g/mol}$$

Aplicando de nuevo la misma expresión, calculamos la densidad a $P = 1 \text{ atm}$ y $T = 350 \text{ K}$:

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 34,25}{0,082 \cdot 350} = 1,19 \text{ g/l}$$

ACTIVIDADES DE LA UNIDAD

CUESTIONES

1. ¿Qué se entiende por “gas ideal”?

El modelo del gas ideal supone que el gas está formado por partículas cuyo volumen es despreciable ($V \rightarrow 0$) en comparación con las enormes distancias que las separan, de manera que se puede considerar que no interactúan entre sí. Los gases reales, a presiones reducidas (próximas a cero), tienen un comportamiento semejante al de un gas ideal.

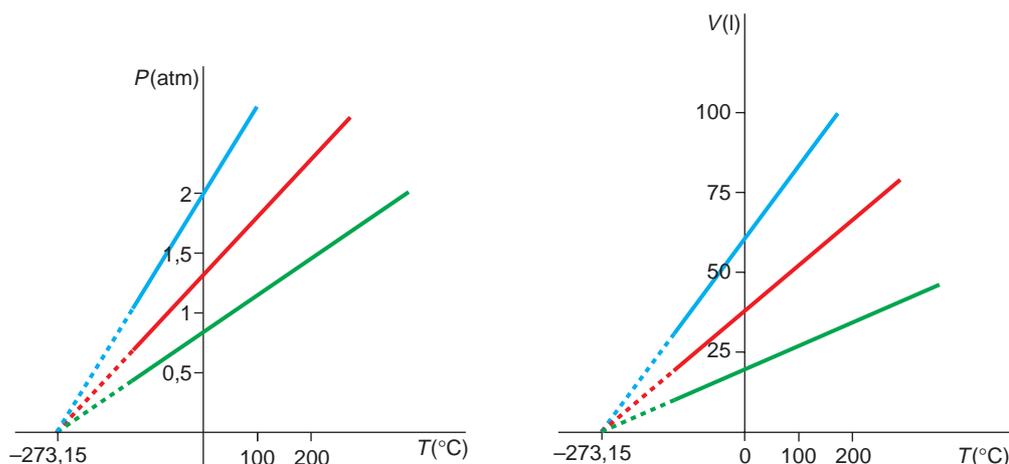
2. ¿Qué se entiende por “modelo científico”?

Un modelo científico es una representación simplificada de un sistema físico, que explica las evidencias experimentales conocidas y que debe ser capaz de prever el comportamiento futuro del sistema al que representa. (Los estudiantes han de ser capaces de distinguir un modelo científico de la realidad objetiva a la que representa).

3. Razona qué explica la teoría atómico-molecular de la materia.

La teoría atómico-molecular de la materia está basada en las hipótesis de Dalton, las leyes de combinación de los gases de Gay-Lussac y la ley de Avogadro, y explican la composición de la materia (átomos y moléculas).

4. Las siguientes gráficas representan las leyes de Charles y de Gay-Lussac:



a) Interpreta ambas gráficas.

b) ¿Qué le sucede a un gas si descende progresivamente la temperatura? (Piensa en el comportamiento del vapor de agua).

c) ¿Qué podemos decir del comportamiento del gas en las proximidades del cero absoluto de temperatura?

a) La primera gráfica representa cómo varía la presión de tres muestras distintas de gas en función de la temperatura (podemos suponer que cada muestra tiene una cantidad distinta de gas, pero el volumen de cada muestra se mantiene constante). Si trasladamos el origen de temperaturas al punto en el que convergen las tres rectas, tenemos la ley de Charles: $P = \text{cte}' \cdot T$, donde T es la temperatura absoluta (K).

La segunda gráfica representa la variación del volumen de tres muestras distintas de gas en función de la temperatura (podemos suponer que cada muestra tiene una cantidad distinta de gas, pero la presión de cada muestra se mantiene constante). Si trasladamos el origen de temperaturas al punto en el que convergen las tres rectas, tenemos la ley de Gay-Lussac: $V = \text{cte}'' \cdot T$, donde T es la temperatura absoluta (K).

b) Al descender progresivamente la temperatura a la que se encuentra un gas, este licua, y, si la temperatura sigue bajando, se convertirá en sólido.

c) En las proximidades del cero absoluto un gas deja de ejercer presión ($P \rightarrow 0$) y alcanza su máxima densidad ($V \rightarrow 0$ y $d \rightarrow \infty$).

5. ¿Cómo interpretas el hecho de que masas tan distintas como 2 g de H_2 y 44 g de CO_2 ocupen el mismo volumen en las mismas condiciones de presión y temperatura?

La ley de Avogadro indica: “volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas”. En 2 g de H_2 hay el mismo número de moléculas que en 44 g de CO_2 , porque ambas cantidades corresponden a un mol de moléculas. Por tanto, en las mismas condiciones de presión y temperatura, ocuparán el mismo volumen.

6. Un recipiente provisto de un émbolo contiene un gas a temperatura constante. Razona cómo variará la presión en el interior del recipiente cuando el volumen se reduzca a la mitad.

De acuerdo con la ley de Boyle y Mariotte, $P \cdot V = \text{cte}$, si se mantiene constante la temperatura a la que se encuentra una muestra de gas, al reducir el volumen que ocupa a la mitad, la presión en el interior del recipiente se duplicará.

7. La masa atómica relativa del oxígeno es 16. Razona cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

- a) Un átomo de oxígeno pesa 16 u.
- b) Un átomo de oxígeno pesa 16 gramos.
- c) 1 mol de átomos de oxígeno pesa 16 gramos.
- d) La masa de 22,4 l de oxígeno gaseoso (el que respiramos) es 16 gramos.
- e) La masa molar del oxígeno gaseoso es 16.

Ninguna de las afirmaciones que señala el enunciado es correcta. Las razones son las siguientes:

- a) Esta afirmación sería correcta si indicara que la **masa** de un átomo de oxígeno es de 16 u. Recuerda, como hemos estudiado en las unidades de física, que es un error grave confundir peso con masa, aunque en el lenguaje cotidiano solemos expresarnos de ese modo.
- b) Es falsa por dos razones: la primera es la indicada en el apartado anterior; la segunda es que la masa de un átomo de oxígeno es de 16 unidades de masa atómica, o, lo que es lo mismo, $2,66 \cdot 10^{-23}$ g.
- c) Sería verdadera si afirmara que la **masa** de un mol de átomos de oxígeno es 16 g (o que su masa molar es $M_{\text{O}} = 16$ g/mol).
- d) El oxígeno que respiramos está formado por moléculas diatómicas, O_2 . Por tanto, la masa de 22,4 l de oxígeno gaseoso (1 mol de O_2) es de 32 g.
- e) El oxígeno gaseoso está formado por moléculas diatómicas, O_2 ; por tanto, la masa molar del oxígeno gaseoso es 32 g/mol.

8. Responde razonadamente cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa:

- a) Un mol de moléculas de SO_2 pesa más que un mol de moléculas de CO_2 .
- b) Si a temperatura constante se duplica el volumen del recipiente que contiene una cantidad de gas, su presión se reduce a la mitad.
- c) Si calentamos un gas, necesariamente ha de aumentar su presión.
- d) Hay la misma cantidad de partículas en 18 g de agua que en 56 g de hierro.
- e) La materia está formada por átomos, que son partículas indivisibles e inalterables.

- a) Verdadera: la masa atómica del azufre es mayor que la del carbono, luego la masa molecular del SO_2 también será mayor que la del CO_2 y, en consecuencia, su peso también será mayor.

- b) Verdadera: dicha afirmación es el enunciado de la ley de Boyle-Mariotte.
- c) Falsa. Si calentamos un gas manteniendo constante su volumen, aumentará la presión; pero si el gas se calienta a presión constante, se produce un aumento en el volumen que ocupa.
- d) Esta afirmación es verdadera, si consideramos moléculas en el caso del agua y átomos en el caso del hierro, ya que en 18 g de agua (1 mol de H_2O) hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua, y en 56 g de hierro (1 mol de Fe) hay $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro. Si las partículas consideradas son átomos totales, el enunciado es falso.
- e) Esta afirmación es verdadera si consideramos la hipótesis atómica de Dalton. Sin embargo, los estudiantes pueden contestar que el enunciado es erróneo, ya que los átomos no son indivisibles, como proponía Dalton, sino que están formados por otras partículas más pequeñas: protones, electrones y neutrones.

9. Explica qué entiendes por cada uno de los siguientes términos, e indica en qué unidades se expresa cada uno de ellos:

a) Masa atómica.

b) Masa atómica relativa.

c) Masa molecular.

d) Masa molecular relativa.

e) Masa molar.

- a) La masa atómica de un elemento, A , es la masa de un átomo de dicho elemento expresada en unidades de masa atómica (u).
- b) La masa atómica relativa de un elemento se representa por A_r , e indica el número de veces que dicha masa es mayor que la unidad de masa atómica. Es, por tanto, una magnitud adimensional.
- c) La masa molecular de un compuesto, M , es la suma de las masas atómicas de los elementos que lo forman. Se mide en unidades de masa atómica (u).
- d) La masa molecular relativa, M_r , representa el número de veces que dicha masa es mayor que la unidad de masa atómica y, al igual que la masa atómica relativa, es adimensional.
- e) La masa molar, M , de una sustancia, es la masa de un mol de átomos, moléculas, iones, etc., de dicha sustancia. Se expresa en g/mol.

10. Dos recipientes iguales se encuentran a la misma presión y temperatura y contienen oxígeno y nitrógeno, respectivamente. ¿En cuál de los dos habrá mayor número de partículas?

Teniendo en cuenta el enunciado de la ley de Avogadro: “volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas”, en ambos recipientes habrá el mismo número de partículas: moléculas de O_2 en uno y moléculas de N_2 en el otro.

11. Si los recipientes anteriores se encuentran a la misma temperatura y a distinta presión, ¿en cuál de los dos habrá mayor número de partículas?

Teniendo en cuenta que, para un gas, la cantidad de sustancia, n , y la presión, P , son magnitudes directamente proporcionales, como se puede deducir de la expresión de la ecuación de estado de los gases ideales: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, aquel recipiente que soporte mayor presión será el que contenga mayor número de partículas.

EJERCICIOS

12. Se mezclan en un matraz de vidrio 10 g de mármol (carbonato de calcio) y 7,3 g de ácido clorhídrico. Al hacerlo, se observa una efervescencia y, al cabo de cierto tiempo, cuando la efervescencia cesa, el matraz contiene una mezcla cuya masa es 11,1 g. Razona si se cumple la ley de Lavoisier de conservación de la masa.

Cuando se mezcla carbonato de calcio y ácido clorhídrico, la efervescencia que se observa es debida al CO_2 que se produce en la reacción, que, al ser un gas, escapa del matraz. Esto hace que parezca que no se cumple la ley de Lavoisier de conservación de la masa, lo que, en realidad, sí ocurre.

13. La tabla que sigue muestra el volumen que ocupa cierta cantidad de gas a temperatura constante cuando se modifica la presión.

P (atm)	1,00	1,50	2,00	2,50	3,00	3,50	4,00
V (l)	400,0	266,1	201,5	527,3	134,0	114,3	99,7

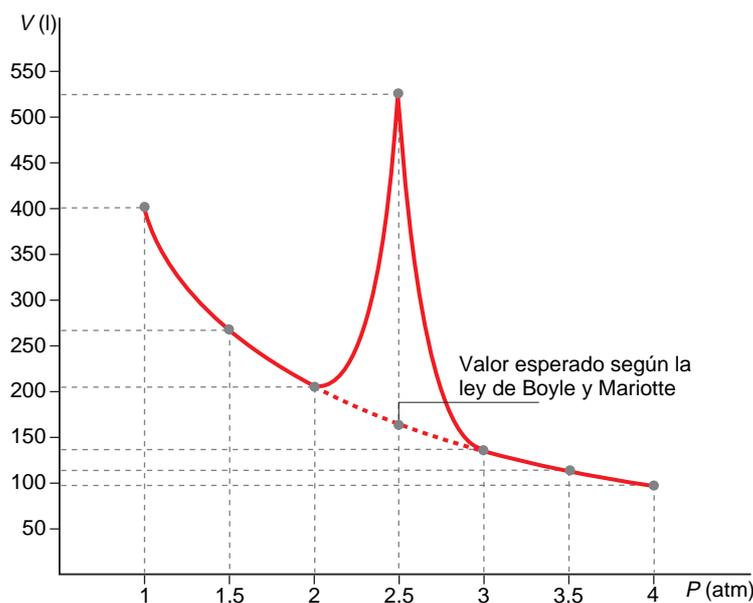
- ¿Observas algún resultado anómalo?
 - Representa gráficamente los valores.
 - Encuentra la relación $V = f(P)$ y exprésala en lenguaje matemático. ¿Qué ley puedes enunciar?
 - Encuentra el valor de la constante y exprésalo con su unidad.
 - ¿Qué volumen ocuparía el gas a una presión de 5 atm?
- a) Para saber si existe algún resultado anómalo, completaremos la tabla con el producto $P \cdot V$, para comprobar si se cumple la ley de Boyle y Mariotte:

P (atm)	1,00	1,50	2,00	2,50	3,00	3,50	4,00
V (l)	400,0	266,1	201,5	527,3	134,0	114,3	99,7
P · V	400	399,15	403	1 318,25	402	400,05	398,8

En ella se observa un resultado anómalo; el que corresponde a los valores:

$$P = 2,5 \text{ atm} ; V = 527,3 \text{ l.}$$

b) La representación gráfica de los valores es la que se muestra a continuación:



El pico que se observa en la gráfica corresponde al resultado anómalo observado en el apartado anterior.

c) Los valores representados (exceptuando el resultado anómalo indicado anteriormente) se ajustan a la ecuación:

$$V = \frac{\text{cte}}{P}$$

que corresponde a la ley de Boyle y Mariotte.

Dicha ley también se puede expresar de la siguiente manera:

$$P \cdot V = \text{cte}$$

d) El valor de la constante se puede obtener calculando el valor medio de los que recoge la tabla inicial, exceptuando, lógicamente, el resultado anómalo:

$$\overline{P \cdot V} = \overline{\text{cte}} = \frac{400 + 399,15 + 403 + 402 + 400,05 + 398,8}{6} = 400,5$$

De manera que la ecuación quedará:

$$P \cdot V = 400,5 \text{ atm} \cdot \text{l}$$

NOTA: En este caso no hemos acompañado el resultado con el correspondiente error. Conviene, no obstante, que los alumnos lo calculen para, de ese modo, recordar de nuevo los contenidos expuestos en la unidad 2.

e) Para calcular el volumen que ocupará el gas a una presión de 5 atm, se despeja V en la expresión indicada anteriormente:

$$V = \frac{400,5}{P} = \frac{400,5}{5} \rightarrow V = 80,1 \text{ l}$$

- 14** Supón que en una cocina se produce un pequeño escape de gas natural, cuyo componente principal es el metano (CH_4). ¿Por dónde saldría, por las rejillas de ventilación situadas cerca del suelo o por las situadas cerca del techo? ¿Y si el escape fuera de butano (C_4H_{10})?

Datos: Masa molecular relativa del aire: 28,8; $A_r(\text{C}) = 12$; $A_r(\text{H}) = 1$

La masa molecular relativa del metano (CH_4) es 16. Es un gas menos denso que el aire, por lo que se situaría por encima de él (en la parte alta del recinto), y, en consecuencia, saldría por las rejillas de ventilación situadas cerca del techo.

Por el contrario, el butano (C_4H_{10}) es más denso que el aire ($M_r = 58$), por lo que quedaría por debajo de este, en la parte baja del recinto, y saldría por las rendijas de ventilación situadas cerca del suelo.

- 15** Calcula la densidad relativa del O_2 respecto a la del H_2 cuando ambos gases se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Datos: $A_r(\text{H}) = 1$; $A_r(\text{O}) = 16$

Si tenemos en cuenta la expresión que permite calcular la densidad de un gas conocida su masa molar, M , la presión, P , y la temperatura, T , a que se encuentra:

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

Las densidades del hidrógeno (H_2) y del oxígeno (O_2) serán, respectivamente:

$$d_{\text{H}_2} = \frac{P \cdot M_{\text{H}_2}}{R \cdot T}; \quad d_{\text{O}_2} = \frac{P \cdot M_{\text{O}_2}}{R \cdot T}$$

Si ambos gases se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación entre sus densidades será la misma que entre sus masas molares, como se puede comprobar dividiendo las expresiones anteriores:

$$\frac{d_{\text{O}_2}}{d_{\text{H}_2}} = \frac{M_{\text{O}_2}}{M_{\text{H}_2}} \rightarrow \frac{d_{\text{O}_2}}{d_{\text{H}_2}} = \frac{32}{2} = 16$$

- 16.** Un gas ocupa un volumen de 2 l a 25 °C. ¿A qué temperatura hay que calentarlo para que su volumen alcance 10 l, si queremos que la presión se mantenga constante?

En la siguiente tabla se recogen los datos que corresponden a la situación inicial y a la final del gas:

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$T_1 = 25 \text{ °C} \rightarrow T_1 = 273 + 25 = 298 \text{ K}$	$T_2 = ?$
$V_1 = 2 \text{ l}$	$V_2 = 10 \text{ l}$

Sustituyendo los valores en la ley de Gay-Lussac y despejando T_2 , resulta:

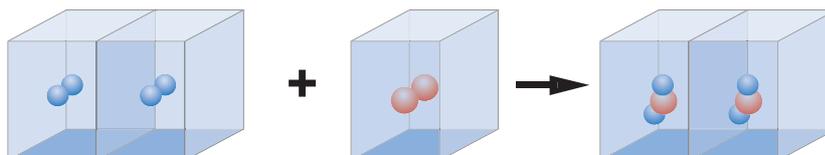
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow T_2 = \frac{V_2 \cdot T_1}{V_1} = \frac{10 \cdot 298}{2} = 1490 \text{ K} = 1217 \text{ °C}$$

17. El nitrógeno y el oxígeno pueden combinarse entre ellos según las proporciones (en volumen) 2:1, 1:1 y 1:2 respectivamente. Deduce la fórmula más sencilla del compuesto que puede formarse en cada caso.

En la reacción de síntesis del primer óxido, la relación entre los volúmenes de nitrógeno, oxígeno y primer óxido es la siguiente (para considerar la fórmula más sencilla del primer óxido, hay que presuponer que se forman dos volúmenes de este):

2 volúmenes de nitrógeno + 1 volumen de oxígeno → 2 volúmenes del primer óxido

Teniendo en cuenta las dos hipótesis de Avogadro, podemos representar la relación anterior como sigue:



La lectura que podemos hacer de la reacción es la siguiente:

2 moléculas de nitrógeno + 1 molécula de oxígeno → 2 moléculas del primer óxido

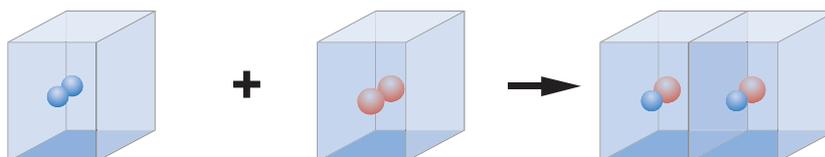
Si utilizamos los símbolos químicos que representan a los elementos indicados, resulta:



En la reacción de síntesis del segundo óxido, la relación entre los volúmenes de nitrógeno, oxígeno y segundo óxido ha de ser la siguiente (al igual que en el ejemplo anterior, para considerar la fórmula más sencilla del segundo óxido, hay que presuponer que se forman dos volúmenes de este):

1 volumen de nitrógeno + 1 volumen de oxígeno → 2 volúmenes del segundo óxido

Teniendo en cuenta las dos hipótesis de Avogadro, podemos representar la relación anterior como sigue:



La lectura que podemos hacer de la reacción es la siguiente:

1 molécula de nitrógeno + 1 molécula de oxígeno → 2 moléculas del segundo óxido

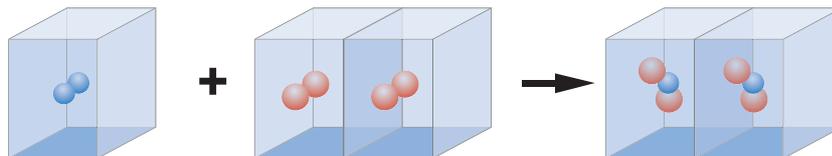
Si utilizamos los símbolos químicos que representan a los elementos indicados, resulta:



Finalmente, en la reacción de síntesis del tercer óxido, la relación entre los volúmenes de nitrógeno, oxígeno y tercer óxido ha de ser la siguiente:

1 volumen de nitrógeno + 2 volúmenes de oxígeno → 2 volúmenes del tercer óxido

Teniendo en cuenta las dos hipótesis de Avogadro, podemos representar la relación anterior como sigue:



La lectura que podemos hacer de la reacción, en este último caso, es la siguiente:

1 molécula de nitrógeno + 2 moléculas de oxígeno → 2 moléculas del tercer óxido

Si utilizamos los símbolos químicos que representan a los elementos indicados, resulta:



18. Completa la tabla que sigue, que corresponde a la reacción química entre el oxígeno y el azufre para dar un óxido de azufre:

Azufre (g)	32	58	
Oxígeno (g)	50	70	
Óxido de azufre (g)	64		78
Azufre sobrante (g)	0		
Oxígeno sobrante (g)			

La tabla se completa fácilmente aplicando la ley de conservación de la masa y la ley de las proporciones definidas

Azufre (g)	32	58	39
Oxígeno (g)	50	70	39
Óxido de azufre (g)	64	116	78
Azufre sobrante (g)	0	0	0
Oxígeno sobrante (g)	18	12	0

19. Se prepara óxido de aluminio, (Al_2O_3), a partir de distintas masas de aluminio, que se combinan en tres experiencias como se indica:

	Exp. 1	Exp. 2	Exp. 3
Al (g)	36,6	0,28	1,92
O (g)	32,5	0,25	1,71

- a) Comprueba que se cumple la ley de las proporciones constantes.
 b) Calcula la masa de óxido de aluminio que se obtiene en cada caso.
 c) Calcula la cantidad de oxígeno que reaccionaría con 18 g de aluminio.

a) En este caso, la ley de las proporciones definidas implica que debe cumplirse la siguiente expresión:

$$\frac{m_{\text{Al}}}{m_{\text{O}}} = \text{cte}$$

Por tanto, para cada una de las tres experiencias:

- Experiencia 1:

$$\frac{m_{\text{Al}}}{m_{\text{O}}} = \frac{36,6}{32,5} = 1,126$$

- Experiencia 2:

$$\frac{m_{\text{Al}}}{m_{\text{O}}} = \frac{0,28}{0,25} = 1,12$$

- Experiencia 3:

$$\frac{m_{\text{Al}}}{m_{\text{O}}} = \frac{1,92}{1,71} = 1,123$$

Del resultado obtenido se infiere que se cumple dicha ley.

b) La masa de óxido de aluminio que se obtiene en cada caso se recoge en la tabla (para obtenerla hemos aplicado la ley de conservación de la masa):

	Exp. 1	Exp. 2	Exp. 3
Al (g)	36,6	0,28	1,92
O (g)	32,5	0,25	1,71
Óxido de aluminio (g)	69,1	0,53	3,63

c) Teniendo en cuenta la relación entre las masas de aluminio y oxígeno obtenida en el apartado a):

$$\frac{m_{\text{Al}}}{m_{\text{O}}} = 1,123 \rightarrow m_{\text{O}} = \frac{m_{\text{Al}}}{1,123} \rightarrow m_{\text{O}} = \frac{18}{1,123} = 16,03 \text{ g de oxígeno}$$

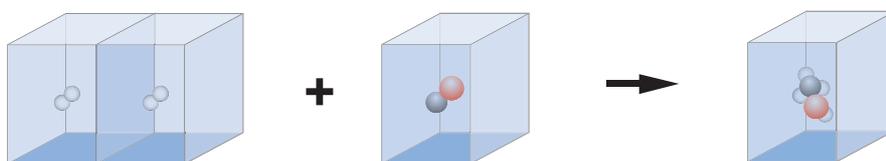
20. El metanol se obtiene al reaccionar hidrógeno (H₂) y monóxido de carbono (CO) a elevadas temperaturas. Debido a ello, el metanol se obtiene en estado gaseoso.

En una experiencia se observa que dos volúmenes de hidrógeno reaccionan con un volumen de monóxido de carbono y se obtiene un volumen de metanol, medidos todos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

a) Deduce la fórmula del metanol.

b) Esquematiza la reacción química utilizando los símbolos que representan a los tres compuestos.

a) La reacción de obtención del metanol se puede esquematizar de la siguiente manera, si tenemos en cuenta las hipótesis de Avogadro:



De acuerdo con dichas hipótesis:

- Volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.
- El hidrógeno está formado por moléculas diatómicas.

Por tanto, la fórmula del metanol será: CH₄O.

b) La reacción química, utilizando los símbolos que representan a cada compuesto, es la siguiente:



NOTA: La resolución de este ejercicio se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

PROBLEMAS

21. Se introducen masas iguales de hidrógeno y de oxígeno en sendos recipientes, ambos del mismo volumen y a la misma temperatura.

a) ¿Cuál de los dos recipientes contiene mayor número de partículas?

b) Si la presión en el recipiente del hidrógeno es 1 atm, ¿cuál será la presión en el otro recipiente?

Datos: $A_r(\text{H}) = 1$; $A_r(\text{O}) = 16$

a) Para resolver este apartado supondremos que ambas sustancias se encuentran en estado gaseoso. En ese caso, la cantidad de sustancia de cada una es:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{m}{2} ; n_{\text{O}_2} = \frac{m}{32}$$

Teniendo en cuenta la relación operativa entre la cantidad de sustancia, n , y el número de partículas, N , presentes en una muestra de sustancia:

$$n = \frac{N}{N_A} \rightarrow N = n \cdot N_A$$

El número de partículas, en cada caso, es:

$$N_{\text{H}_2} = \frac{m}{2} \cdot N_A ; N_{\text{O}_2} = \frac{m}{32} \cdot N_A$$

Como se deduce de las expresiones anteriores, $N_{\text{H}_2} > N_{\text{O}_2}$; es decir, el recipiente que contiene H_2 presenta mayor número de partículas.

- b) Si aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales a cada una de las sustancias, podemos obtener una relación entre sus cantidades de sustancia y la presión a que se hallan sometidas:

$$\left. \begin{array}{l} P_{\text{H}_2} \cdot V = n_{\text{H}_2} \cdot R \cdot T \\ P_{\text{O}_2} \cdot V = n_{\text{O}_2} \cdot R \cdot T \end{array} \right\} \rightarrow \frac{P_{\text{H}_2}}{P_{\text{O}_2}} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{O}_2}} \rightarrow P_{\text{O}_2} = \frac{P_{\text{H}_2} \cdot n_{\text{O}_2}}{n_{\text{H}_2}}$$

$$P_{\text{O}_2} = \frac{1 \cdot \frac{m}{32}}{\frac{m}{2}} = \frac{1}{16} = 0,0625 \text{ atm} < P_{\text{H}_2} = 1 \text{ atm}$$

Observa que el resultado obtenido es coherente con la teoría cinética molecular de los gases; si el volumen y la temperatura son los mismos, ejercerá más presión aquella sustancia que tenga mayor número de partículas.

22. La masa molar del propano (C_3H_8) es 44 g/mol. Conocido ese dato, copia y completa la tabla que se incluye al final de esta página.

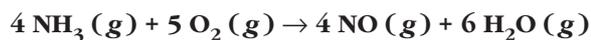
La tabla completa es la que se incluye a continuación:

Moles de moléculas	Número de moléculas	Masa (g)	Átomos de carbono	Moles de átomos de hidrógeno
0,12	$7,22 \cdot 10^{22}$	5,28	$2,168 \cdot 10^{23}$	0,96
0,083	$5 \cdot 10^{22}$	3,653	$1,5 \cdot 10^{23}$	0,66
0,636	$3,83 \cdot 10^{23}$	28	$1,15 \cdot 10^{24}$	5,09
1,107	$6,67 \cdot 10^{23}$	48,71	$2 \cdot 10^{24}$	8,86
0,1875	$1,13 \cdot 10^{23}$	8,25	$3,39 \cdot 10^{23}$	1,5

Las relaciones operativas que hemos utilizado para resolver este problema son:

$$n = \frac{m}{M} ; N = n \cdot N_A$$

23 El amoníaco reacciona con el oxígeno de acuerdo con la ecuación química:



Se parte de una mezcla gaseosa formada por 5 litros de amoníaco gas y 20 litros de oxígeno, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura. Sabiendo que se mantienen las condiciones de presión y temperatura, calcula cuál será la composición volumétrica de la mezcla gaseosa después de la reacción.

De acuerdo con la ecuación química ajustada que proporciona el enunciado del problema, podemos recoger los datos y las incógnitas en la siguiente tabla:

	NH ₃	O ₂	NO	H ₂ O
n (mol)	4	5	4	6
Datos: V(l)	5	20		
Incógnitas: V(l)			V _{NO}	V _{H₂O}

Se deduce fácilmente que el reactivo limitante será el amoníaco, NH₃, que reaccionará completamente. Por tanto, establecemos las siguientes relaciones estequiométricas:

$$\frac{4}{5} = \frac{4}{V_{\text{NO}}} \rightarrow V_{\text{NO}} = \frac{5 \cdot 4}{4} = 5 \text{ l}$$

$$\frac{4}{5} = \frac{6}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{5 \cdot 6}{4} = 7,5 \text{ l}$$

Para conocer la composición volumétrica de la mezcla, es necesario obtener, además, el volumen de oxígeno que queda sin reaccionar (como se ha señalado anteriormente, el amoníaco reacciona completamente). La cantidad de oxígeno que reacciona es:

$$\frac{4}{5} = \frac{5}{V_{\text{O}_2}} \rightarrow V_{\text{O}_2} = \frac{5 \cdot 5}{4} = 6,25 \text{ l}$$

Por tanto, el volumen de oxígeno que no ha reaccionado es:

$$V'_{\text{O}_2} = 20 - V_{\text{O}_2} = 20 - 6,25 = 13,75 \text{ l}$$

En la siguiente tabla recogemos los resultados obtenidos:

	4 NH ₃	5 O ₂	4 NO	6 H ₂ O
V_{inicial} (l)	5	20		
V_{final} (l)		13,75	5	7,5

24. El oxígeno y el hidrógeno se combinan para formar agua en una proporción, en masa, 8:1, respectivamente. Si hacemos reaccionar 100 g de cada elemento, calcula la masa de agua que se formará y la masa de reactivos que quedará sin reaccionar.

La ley de las proporciones definidas dice que cuando dos o más elementos químicos se combinan para formar un compuesto, la proporción entre sus masas siempre es constante. En el caso del agua:

$$\frac{m_{\text{hidrógeno}}}{m_{\text{oxígeno}}} = \frac{1}{8}$$

Esta relación nos indica que se necesita más masa de oxígeno que de hidrógeno para formar agua. Por tanto, si se hacen reaccionar 100 g de cada elemento, se consumirán los 100 g de oxígeno y sobrará hidrógeno.

Para calcular la masa de agua que se forma, hay que calcular previamente la masa de hidrógeno que reacciona:

$$\frac{1}{8} = \frac{m_{\text{hidrógeno}}}{100} \rightarrow m_{\text{hidrógeno}} = 12,5 \text{ g}$$

Por tanto, la masa de agua formada será:

$$m_{\text{agua}} = m_{\text{oxígeno}} + m_{\text{hidrógeno}}$$

$$m_{\text{agua}} = 100 + 12,5 = 112,5 \text{ g}$$

Como solo reaccionan 12,5 g de hidrógeno, la masa de este reactivo que queda sin reaccionar es:

$$m_{\text{hidrógeno sobrante}} = 100 - 12,5 = 87,5 \text{ g}$$

NOTA: La solución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

25. El hierro se combina con el azufre para formar sulfuro de hierro, en la proporción de 7 g de hierro por 4 g de azufre. Calcula la masa de hierro y azufre necesaria para preparar 100 g de sulfuro de hierro.

La ecuación química ajustada que corresponde al proceso del enunciado es la siguiente:



Los datos y las incógnitas del problema son los que se resumen en la siguiente tabla:

	Fe	S	FeS
Datos m (g)	7	4	11
Incógnitas m (g)	m_{Fe}	m_{S}	100

A partir de ella, podemos establecer las siguientes relaciones estequiométricas:

$$\frac{7}{m_{\text{Fe}}} = \frac{11}{100} \rightarrow m_{\text{Fe}} = \frac{100 \cdot 7}{11} = 63,64 \text{ g}$$

$$\frac{4}{m_{\text{S}}} = \frac{11}{100} \rightarrow m_{\text{S}} = \frac{100 \cdot 4}{11} = 36,36 \text{ g}$$

- 26** El bromuro de potasio tiene una composición del 67,2% en masa de bromo, siendo el resto de potasio. Al reaccionar 18,3 g de bromo (Br_2) con 12,8 g de potasio (K), ¿quedará algo de bromo o de potasio sin reaccionar? ¿Cuánto?

Teniendo en cuenta que 18,3 g de bromo reaccionan con 12,8 g de potasio, para averiguar cuál es el reactivo limitante, supondremos que se consume todo el bromo. En ese caso, podemos escribir la siguiente relación estequiométrica:

$$\frac{67,2}{18,3} = \frac{100}{m_{\text{KBr}}} \rightarrow m_{\text{KBr}} = \frac{100 \cdot 18,3}{67,2} = 27,23 \text{ g de KBr}$$

De acuerdo con lo anterior, la cantidad de potasio que reaccionará es:

$$\frac{32,8}{m_{\text{K}}} = \frac{100}{27,23} \rightarrow m_{\text{K}} = \frac{32,8 \cdot 27,23}{100} = 8,93 \text{ g de K}$$

Como la masa de potasio que reacciona, 8,93 g, es menor que la masa de potasio de que disponemos, nuestra suposición inicial de que el bromo es el reactivo limitante es correcta; se consume por completo en el proceso.

La cantidad de potasio que queda sin reaccionar es, por tanto:

$$m'_{\text{K}} = 12,8 - m_{\text{K}} = 12,8 - 8,93 = 3,87 \text{ g}$$

- 27. Una muestra de un gramo de un elemento, contiene $1,5 \cdot 10^{22}$ átomos. Calcula su masa molar y su masa atómica relativa.**

A partir de las siguientes relaciones:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow M = \frac{m}{n} \quad [1]$$

$$N = n \cdot N_A \rightarrow n = \frac{N}{N_A} \quad [2]$$

Y sustituyendo [2] en [1], obtenemos una expresión que nos permite calcular la masa molar del compuesto:

$$M = \frac{m}{N} \cdot N_A$$

$$M = \frac{1}{1,5 \cdot 10^{22}} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 40,13 \text{ g/mol}$$

La masa atómica relativa del elemento, X, que propone el enunciado será, por tanto:

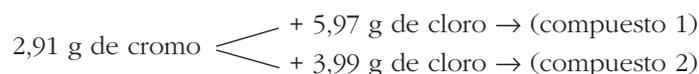
$$A_r(X) = 40,13$$

que, como sabes, es una magnitud adimensional.

- 28. Se comprueba experimentalmente que 2,91 g de cromo pueden reaccionar completamente con 5,97 g de cloro o con 3,99 g de cloro, para obtener dos compuestos distintos. Demuestra que se cumple la ley de las proporciones múltiples.**

La ley de las proporciones múltiples indica que las masas de un elemento que se combinan con una masa fija de otro elemento para formar compuestos diferentes mantienen entre sí una relación de números enteros sencillos.

En este caso:



Para comprobar si se cumple la ley de las proporciones múltiples, hemos de comprobar que las masas de cloro guardan entre sí una relación de números enteros sencillos:

$$\frac{m_{\text{Cl},1}}{n_{\text{Cl},2}} = \frac{n_1}{n_2}$$

donde n_1 y n_2 han de ser números enteros y sencillos.

Sustituyendo valores:

$$\frac{m_{\text{Cl},1}}{n_{\text{Cl},2}} = \frac{5,97}{3,99} \approx 1,5 = \frac{3}{2}$$

Por tanto, se cumple dicha ley, siendo la relación entre las masas de cloro 3:2.

29. Un gas ideal ocupa a 25 °C y 0,5 atm de presión un volumen de 25,7 l. Calcula el volumen que ocupará a 45 °C y 1 atm.

Los datos que proporciona el enunciado del problema, expresados en las unidades que habitualmente utilizamos en Química, son los siguientes:

$$P_1 = 0,5 \text{ atm} ; V_1 = 25,7 ; T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$P_2 = 1 \text{ atm} ; T_2 = 45 + 273 = 318 \text{ K}$$

Aplicando la ley de los gases ideales obtenemos el dato que solicita el enunciado:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot P_2} \rightarrow V_2 = \frac{0,5 \cdot 25,7 \cdot 318}{298 \cdot 1} = 13,7 \text{ l}$$

30. Para preparar un litro de disolución de NaOH hacen falta 0,1 mol de dicha sustancia. Calcula la masa que se necesita.

Datos: $A_r(\text{Na}) = 23$; $A_r(\text{O}) = 16$; $A_r(\text{H}) = 1$

Teniendo en cuenta la masa molar del NaOH:

$$M_{\text{NaOH}} = A_{\text{Na}} + A_{\text{O}} + A_{\text{H}} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$$

La masa de NaOH que se necesita será:

$$m_{\text{NaOH}} = n_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} = 0,1 \cdot 40 = 40 \text{ g}$$

31. Si en una botella hay 12,7 kg de butano (C_4H_{10}), ¿a qué cantidad de sustancia, medida en mol de moléculas de butano, equivale?

Datos: $A_r(\text{C}) = 12$; $A_r(\text{H}) = 1$

Teniendo en cuenta la masa molar del butano:

$$M_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 4 \cdot A_{\text{C}} + 10 \cdot A_{\text{H}} = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ g/mol}$$

La cantidad de sustancia, medida en mol de moléculas de butano, equivale a:

$$n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{m_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{M_{\text{C}_4\text{H}_{10}}} \rightarrow n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{12700}{58} = 219 \text{ mol}$$

- 32** Por el tubo de escape de un coche salen cada minuto 600 dm³ de dióxido de carbono, medidos en c.n. Calcula cuántas moléculas de dióxido de carbono pasan a la atmósfera cada segundo.

La cantidad de dióxido de carbono expulsada, expresada en litros por segundo, es:

$$\frac{V}{t} = 600 \frac{\text{dm}^3}{\text{min}} \cdot \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = 10 \frac{\text{dm}^3}{\text{s}} = 10 \frac{\text{l}}{\text{s}}$$

Teniendo en cuenta las siguientes expresiones:

$$n = \frac{V}{V_{\text{molar}}} \quad [1]$$

$$N = n \cdot N_A \quad [2]$$

Y sustituyendo [1] en [2], obtenemos una expresión que nos permite calcular el dato que solicita el enunciado:

$$N = n \cdot N_A = \frac{V}{V_{\text{molar}}} \cdot N_A \rightarrow N = \frac{10}{22,4} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 2,69 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de dióxido de carbono pasan a la atmósfera cada segundo.}$$

- 33. Una muestra de dióxido de carbono ocupa 2,5 l a 770 mmHg y 50 °C. Calcula:**

- El volumen que ocupará en c.n.
- La cantidad de sustancia, expresada en mol de moléculas de CO₂, que hay en la muestra.
- El número de moléculas de gas que contiene.

Los datos que proporciona el enunciado del problema son los siguientes:

$$P_1 = 770 \text{ mmHg} = 1,01 \text{ atm} ; V_1 = 2,5 \text{ l} ; T_1 = 50 \text{ °C} = 273 + 50 = 323 \text{ K}$$

$$P_2 = 1 \text{ atm} ; T_2 = 273 \text{ K}$$

- El volumen que ocupará el gas en condiciones normales lo obtenemos aplicando la ley de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{P_2 \cdot T_1} = \frac{1,01 \cdot 2,5 \cdot 273}{1 \cdot 323} = 2,14 \text{ l}$$

- Este dato lo calculamos a partir de la relación entre cantidad de sustancia y volumen molar:

$$n = \frac{V_2}{V_{\text{molar}}} \rightarrow n = \frac{2,14}{22,4} = 9,56 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

- Teniendo ahora en cuenta la relación operativa entre cantidad de sustancia y número de partículas elementales, obtenemos:

$$N = n \cdot N_A \rightarrow N = 9,56 \cdot 10^{-2} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 5,76 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

34 Tenemos 50 g de bromuro de calcio, cuya fórmula es CaBr_2 . Calcula:

a) La cantidad de sustancia, medida en mol de CaBr_2 , a la que equivale.

b) La cantidad de sustancia, medida en mol de átomos de Br, que contiene.

Datos: $A_r(\text{Ca}) = 40$; $A_r(\text{Br}) = 80$

a) En primer lugar calculamos la masa molar del bromuro de calcio:

$$M_{\text{CaBr}_2} = A_{\text{Ca}} + 2 \cdot A_{\text{Br}} = 40 + 2 \cdot 80 = 200 \text{ g/mol}$$

Por tanto, la cantidad de sustancia, medida en mol de CaBr_2 , es:

$$n_{\text{CaBr}_2} = \frac{m_{\text{CaBr}_2}}{M_{\text{CaBr}_2}} = \frac{50}{200} = 0,25 \text{ mol}$$

b) La cantidad de sustancia, medida en mol de átomos de Br, es:

$$n_{\text{Br}} = 2 \cdot n_{\text{CaBr}_2} = 2 \cdot 0,25 = 0,50 \text{ mol}$$

35. Calcula la cantidad de sustancia que corresponde a los átomos de cada elemento químico que contienen 50 g de ácido sulfúrico, cuya fórmula es H_2SO_4 . Expresa el resultado en mol.

Datos: $A_r(\text{H}) = 1$, $A_r(\text{O}) = 16$, $A_r(\text{S}) = 32$

La fórmula de un compuesto nos indica la proporción molar entre los átomos que lo forman.

En el caso del ácido sulfúrico, H_2SO_4 , se cumplen las siguientes proporciones:

1 molécula de H_2SO_4	2 átomos de H	1 átomo de S	4 átomos de O
1 mol de moléculas de H_2SO_4	2 mol de átomos de H	1 mol de átomos de S	4 mol de átomos de O

Así, una vez calculada la cantidad de sustancia, en mol de moléculas de H_2SO_4 , que corresponde a 50 g de H_2SO_4 , se puede saber la cantidad de sustancia en mol de átomos de cada elemento. Teniendo en cuenta que $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{50}{98} = 0,51 \text{ mol de moléculas de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Por tanto:

$$n_{\text{H}} = 2 \cdot n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1,02 \text{ mol de átomos de H}$$

$$n_{\text{S}} = 1 \cdot n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,51 \text{ mol de átomos de S}$$

$$n_{\text{O}} = 4 \cdot n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2,04 \text{ mol de átomos de O}$$

NOTA: La solución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

**36. En estado sólido, las moléculas de azufre están formadas por 8 átomos (S₈).
Calcula:**

- a) El número de átomos de azufre que hay en 5 gramos de azufre.
- b) El número de moléculas de azufre a que corresponden.
- c) La cantidad de sustancia, expresada en mol de átomos y mol de moléculas de azufre, que hay en la muestra.

Dato: $A_r(\text{S}) = 32$

a) Como $A_r(\text{S}) = 32$, entonces $M_S = 32$ g/mol. Por tanto, al igual que hemos hecho en actividades anteriores:

$$N = n_S \cdot N_A = \frac{m_S}{M_S} \cdot N_A \rightarrow N_S = \frac{5}{32} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 9,41 \cdot 10^{22} \text{ átomos de azufre.}$$

b) Como cada molécula de azufre está formada por ocho átomos:

$$N = n_{S_8} \cdot N_A = \frac{m_S}{M_{S_8}} \cdot N_A \rightarrow N_{S_8} = \frac{5}{32 \cdot 8} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,18 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de azufre.}$$

c) La cantidad de sustancia, expresada en las dos formas que solicita el enunciado, es la siguiente:

$$n_S = \frac{m_S}{M_S} \rightarrow n_S = \frac{5}{32} = 0,156 \text{ mol de átomos de azufre}$$

$$n_{S_8} = \frac{m_S}{M_{S_8}} \rightarrow n_{S_8} = \frac{5}{32 \cdot 8} = 1,95 \cdot 10^{-2} \text{ mol de moléculas de azufre.}$$

37 Un vendedor ambulante de globos tiene una bombona de hidrógeno cuya capacidad es 30 l. La presión es 9,8 atm y la temperatura, 25 °C. Calcula cuántos globos de 2 l se pueden llenar con el contenido de la bombona, si la presión en el interior de cada globo es 0,98 atm y se encuentra a 20 °C.

Las condiciones iniciales en que se encuentra el hidrógeno, almacenado en la bombona, son:

$$P_1 = 9,8 \text{ atm} ; V_1 = 30 \text{ l} ; T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

Y las condiciones finales:

$$P_2 = 0,98 \text{ atm} ; T_2 = 20 + 273 = 293 \text{ K}$$

Por tanto, aplicando la ley de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot P_2} = \frac{9,8 \cdot 30 \cdot 293}{298 \cdot 0,98} = 294,97 \text{ l}$$

Como el volumen de hidrógeno en cada globo es de 2 l, el número de globos que podrá llenar será:

$$\text{nº globos} = \frac{V_2}{V_{\text{globo}}} = \frac{294,97}{2} = 147,48$$

Podrá llenar, por tanto, 147 globos.

- 38. El tetrabromuro de carbono, CBr_4 contiene un 96,37% en masa de bromo y un 3,63% de carbono. Calcula la masa atómica relativa del bromo si la masa atómica relativa del carbono es 12,0111.**

De acuerdo con la ley de las proporciones definidas, la relación entre la masa de bromo y la masa de carbono ha de ser constante. Por tanto:

$$\frac{m_{\text{Br}}}{m_{\text{C}}} = \frac{4 \cdot A_r(\text{Br})}{A_r(\text{C})} = \text{cte}$$

Teniendo en cuenta la composición centesimal del compuesto, dato que proporciona el enunciado del problema, podemos escribir la siguiente relación:

$$\frac{96,37}{3,63} = \frac{4 \cdot A_r(\text{Br})}{12,0111}$$

Despejando y operando, obtenemos el valor de la masa atómica relativa del bromo, $A_r(\text{Br})$:

$$A_r(\text{Br}) = \frac{12,0111 \cdot 96,37}{3,63 \cdot 4} \rightarrow A_r(\text{Br}) = 79,72$$

NOTA: La solución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

- 39. Una muestra de hidrógeno ocupa un volumen de 4,5 l a 770 mmHg y 50 °C. Calcula:**

- El volumen que ocuparía en c.n.**
- La cantidad de sustancia, medida en mol, que corresponde a las moléculas de hidrógeno que hay en la muestra.**
- El número total de átomos que hay en ella.**

Las condiciones iniciales del gas son:

$$P_1 = 770 \text{ mmHg} = 1,01 \text{ atm} ; V_1 = 4,5 \text{ l} ; T_1 = 50 + 273 = 323 \text{ K}$$

- a) En condiciones normales: $P_2 = 1 \text{ atm}$; $T_2 = 273 \text{ K}$, el volumen que ocupará la muestra de hidrógeno será:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{P_2 \cdot T_1} = \frac{1,01 \cdot 4,5 \cdot 273}{1 \cdot 323} = 3,85 \text{ l}$$

- b) Teniendo en cuenta la relación entre cantidad de sustancia y volumen molar, obtenemos el dato que solicita el enunciado:

$$n = \frac{V_2}{V_{\text{molar}}} \rightarrow n = \frac{3,85}{22,4} = 0,17 \text{ mol}$$

- c) Como cada molécula de hidrógeno contiene dos átomos, el número total de átomos que hay en la muestra será:

$$N = 2 \cdot n \cdot N_A \rightarrow N = 2 \cdot 0,17 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 2,07 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}$$

40. Un cloruro metálico de fórmula MCl_2 (donde M representa el símbolo del metal), contiene un 34,1% en masa de cloro. Calcula la masa atómica relativa del metal. Dato: $A_r(\text{Cl}) = 35,45$

De acuerdo con los datos que proporciona el enunciado, podemos escribir la siguiente relación:

$$\frac{m_{\text{Cl}}}{m_{MCl_2}} = \frac{2 \cdot A_r(\text{Cl})}{M_r(MCl_2)} \rightarrow \frac{34,1}{100} = \frac{2 \cdot A_r(\text{Cl})}{M_r(MCl_2)} \rightarrow M_r(MCl_2) = \frac{2 \cdot A_r(\text{Cl})}{0,341}$$

$$M_r(MCl_2) = \frac{2 \cdot 35,5}{0,341} = 208,21$$

Por tanto, la masa atómica relativa del metal M será:

$$M_r(MCl_2) = A_r(M) + 2 \cdot A_r(\text{Cl}) \rightarrow A_r(M) = M_r(MCl_2) - 2 \cdot A_r(\text{Cl})$$

$$A_r(M) = 208,21 - 2 \cdot 35,5 = 137,21$$

41 Uno de los métodos utilizados para determinar la masa molecular de las proteínas se basaba en el análisis químico. Al analizar la hemoglobina se encontró que contenía 0,335% en masa de hierro. Si sabemos que la molécula de hemoglobina tiene un solo átomo de hierro, calcula la masa molecular de la hemoglobina. Dato: $A_r(\text{Fe}) = 55,847$.

De acuerdo con los datos que proporciona el enunciado del problema, podemos establecer la siguiente relación para calcular la masa molecular de la hemoglobina:

$$\frac{0,335}{100} = \frac{A_r(\text{Fe})}{M_r(\text{hemoglobina})} \rightarrow A_r(\text{Fe}) = 0,00335 \cdot M_r(\text{hemoglobina})$$

$$M_r(\text{hemoglobina}) = \frac{A_r(\text{Fe})}{0,00335} = \frac{55,847}{0,00335} = 16670,75$$

42. Un mol de un gas ocupa 20 l a cierta presión y temperatura, siendo su densidad 1,35 g/l. Calcula la densidad en condiciones normales.

Los datos que proporciona el enunciado del problema y la incógnita son los siguientes:

• Datos: $n_{\text{gas}} = 1 \text{ mol}$

$$V = 20 \text{ l}$$

$$d = 1,35 \text{ g/l}$$

• Incógnita: densidad del gas, d , en condiciones normales de presión ($P = 1 \text{ atm}$) y temperatura ($T = 273 \text{ K}$).

La densidad es la relación entre la masa y el volumen del gas, y se puede relacionar con la presión y la temperatura a que se encuentre, según hemos visto en la unidad 9:

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

En la expresión anterior, M es la masa molar del gas, que podemos calcular con los datos del problema, ya que $d = \frac{m}{V}$ y, si se trata de 1 mol de gas, el valor de la masa, m , es igual a la masa molar, M .

Operando, teniendo en cuenta los datos del problema:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = M \cdot d \cdot V = 1,35 \cdot 20 = 27 \text{ g} \rightarrow M = 27 \text{ g/mol}$$

Y sustituyendo este valor en la expresión de la densidad, obtenemos su valor en condiciones normales de presión y temperatura:

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \rightarrow d = \frac{1 \cdot 27}{0,082 \cdot 273} = 1,21 \text{ g/l}$$

43. Calcula la cantidad de sustancia, en mol de moléculas de oxígeno, a la que equivalen 33,6 litros de dicho gas, medidos en condiciones normales de presión y temperatura.

La cantidad de sustancia podemos obtenerla a partir de la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = \frac{1 \cdot 33,6}{0,082 \cdot 273} = 1,5 \text{ mol de moléculas de O}_2$$

Aunque también se puede calcular, de un modo más sencillo, a partir de la relación entre cantidad de sustancia y volumen molar:

$$n = \frac{V}{V_{\text{molar}}} = \frac{33,6}{22,4} = 1,5 \text{ mol de moléculas de O}_2$$

44. Calcula la masa molar de un gas diatómico si 56 g, a 0,5 atm y 300 K, ocupan 98,4 litros.

Los datos y la incógnita que proporciona el enunciado del problema son:

- Datos: $m_{\text{gas}} = 56 \text{ g}$
 $V = 98,4 \text{ l}$
 $P = 0,5 \text{ atm}$
 $T = 300 \text{ K}$

- Incógnita: masa molar del gas, M .

Si tenemos en cuenta la relación entre la masa y la masa molar: $n = \frac{m}{M}$

y la sustituimos en la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

obtenemos la siguiente expresión:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

Despejando M y sustituyendo los datos del problema, obtenemos la masa molar del gas diatómico:

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} \rightarrow M = \frac{56 \cdot 0,082 \cdot 300}{0,5 \cdot 98,4} = 28 \text{ g/mol}$$

45. Determina qué muestra de las siguientes contiene mayor cantidad de sustancia:

- a) $1,84 \cdot 10^{24}$ moléculas de oxígeno.
- b) 80 g de hierro (masa atómica relativa = 56).
- c) 50 l de CO_2 medidos en c.n.

La cantidad de sustancia de cada una de las muestras es:

$$\text{a) } n_{\text{O}_2} = \frac{N}{N_A} = \frac{1,84 \cdot 10^{24}}{6,022 \cdot 10^{23}} = 3,056 \text{ mol}$$

$$\text{b) } n_{\text{Fe}} = \frac{m}{M_{\text{Fe}}} = \frac{80}{56} = 1,43 \text{ mol}$$

$$\text{c) } n_{\text{CO}_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 50}{0,082 \cdot 273} = 2,23 \text{ mol}$$

Por tanto, la muestra que contiene mayor cantidad de sustancia es la que corresponde al oxígeno.

46. Calcula el número de moléculas que hay en:

- a) 50 g de I_2 .
- b) 2 l de nitrógeno gas, medidos en condiciones normales de presión y temperatura.

Dato: $A_r(\text{I}) = 127$

El número de moléculas que corresponde a cada caso es:

$$\text{a) } n_{\text{I}_2} = \frac{m_{\text{I}_2}}{M_{\text{I}_2}} \rightarrow n_{\text{I}_2} = \frac{50}{2 \cdot 127} = 0,20 \text{ moles de } \text{I}_2$$

Por tanto:

$$N = n \cdot N_A \rightarrow N_{\text{I}_2} = 0,20 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,19 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{I}_2$$

$$\text{b) } P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 2}{0,082 \cdot 273} = 8,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Por tanto:

$$N = n \cdot N_A \rightarrow N_{\text{N}_2} = 8,9 \cdot 10^{-2} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 5,38 \cdot 10^{22}$$

Hay más moléculas en la muestra del apartado a).

47. Calcula los átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno que hay en 2 litros de etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$). Datos: la densidad del etanol es $0,79 \text{ g/cm}^3$; $A_r(\text{C}) = 12$; $A_r(\text{H}) = 1$; $A_r(\text{O}) = 16$.

A partir de la densidad del etanol y su volumen, podemos calcular la masa de la muestra:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V \rightarrow m_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 790 \cdot 2 = 1580 \text{ g}$$

Por tanto, la cantidad de sustancia de etanol es:

$$n = \frac{m_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}}}{M_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}}} \rightarrow n = \frac{1580}{2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 16} = 34,35 \text{ mol de C}_2\text{H}_6\text{O}$$

Y el número de átomos de cada uno de los elementos que lo componen presentes en la muestra es:

$$N_{\text{C}} = n \cdot 2 \cdot N_A = 34,35 \cdot 2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 4,14 \cdot 10^{25} \text{ átomos de C}$$

$$N_{\text{H}} = n \cdot 6 \cdot N_A = 34,35 \cdot 6 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,24 \cdot 10^{26} \text{ átomos de H}$$

$$N_{\text{O}} = n \cdot N_A = 34,35 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 2,07 \cdot 10^{25} \text{ átomos de O}$$

48 **Calcula la densidad del vapor del etanol (C₂H₆O) cuando se encuentra en un recipiente cerrado a 0,8 atm y 50 °C.**

Los datos que proporciona el enunciado del problema son:

$$P = 0,8 \text{ atm}$$

$$T = 50 \text{ °C} = 50 + 273 = 323 \text{ K}$$

La densidad podemos calcularla a partir de la ecuación de los gases perfectos y teniendo en cuenta la relación entre cantidad de sustancia y masa molar:

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

$$d = \frac{0,8 \cdot 46}{0,082 \cdot 323} = 1,93 \text{ g/l}$$