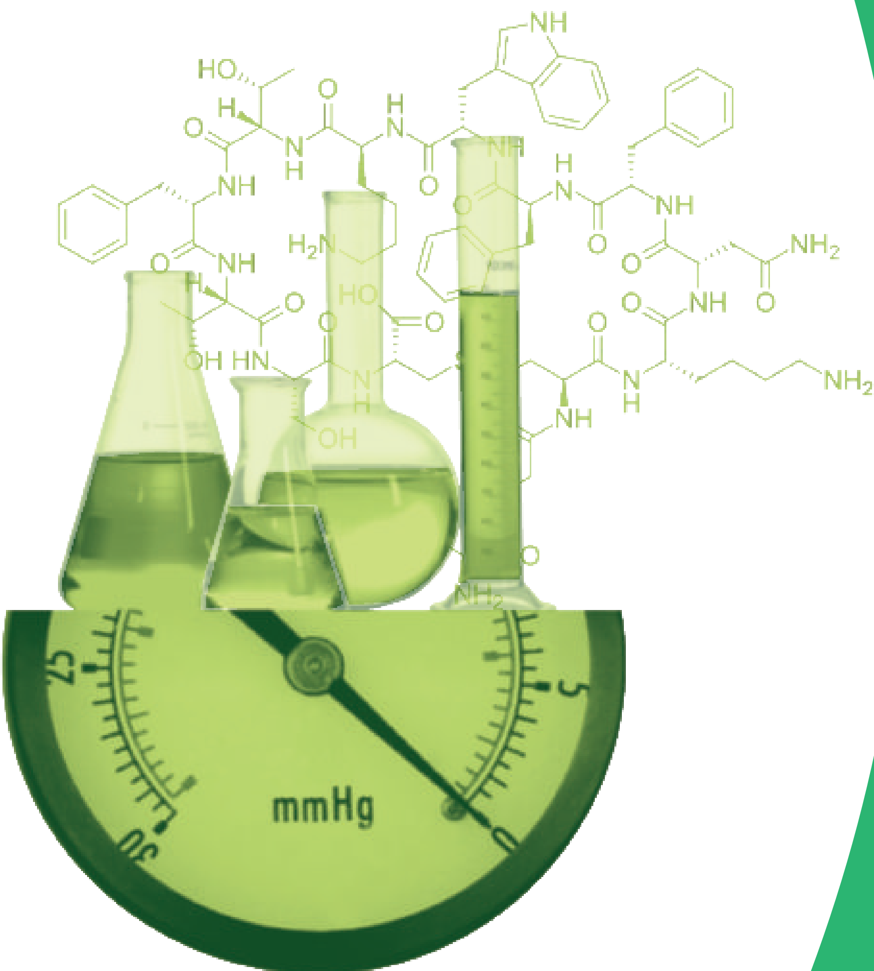
BIBLIOTECA DEL PROFESORADO

Física y Química

1 BACHILLERATO

SOLUCIONARIO



1654855

PROYECTO construyendo mundos

Santillana

BIBLIOTECA DEL PROFESORADO

Física y Química

1 BACHILLERATO

SOLUCIONARIO

Este material es una obra colectiva concebida, diseñada y creada en el Departamento de Ediciones de Santillana, bajo la dirección de **Teresa Grence Ruiz**.

En su elaboración han participado:
Francisco Barradas Solas
Raúl M.ª Carreras Soriano
Laura Muñoz Ceballos
Ana Peña Vidal
Maribel Siles González
Beatriz Simón Alonso
Pedro Valera Arroyo
María del Carmen Vidal Fernández

EDICIÓN
Raúl M.ª Carreras Soriano

EDICIÓN EJECUTIVA
David Sánchez Gómez

DIRECCIÓN DEL PROYECTO
Antonio Brandi Fernández

PROYECTO
construyendo
mundos

Santillana

4

Los gases

RECUERDO LO QUE SÉ

- ¿Qué magnitudes se utilizan para estudiar los gases?
  ¿Qué unidades de medida son las más empleadas para cada una de ellas?
  Volumen: L, cm^3, mL. Cantidad: mol, mmol. Temperatura: ºC, K. Masa: g, kg, t.
- ¿Qué relación existe, según la teoría cinética, entre la temperatura de un gas y el movimiento de sus partículas?
  La temperatura es proporcional al promedio de la energía cinética de las partículas.
- Explica, usando la teoría cinética, por qué los gases tienden a expandirse y ocupar todo el volumen disponible.
  La teoría cinética explica el movimiento de las partículas de un gas de tal manera que prácticamente no interactúan entre sí. Las fuerzas entre las partículas de un gas se reducen a las fuerzas de acción y reacción en las colisiones fortuitas que se den entre dichas partículas. Así, una partícula puede moverse casi sin obstáculos hasta alcanzar las paredes del recipiente que lo contiene ocupando todo el volumen disponible.

INTERPRETO LA IMAGEN

En el buceo se emplean botellas de aire comprimido para poder permanecer muchos minutos respirando sin salir a la superficie.

- ¿Qué composición y propiedades crees que tiene el aire de las botellas? ¿Y el aire espirado que forma las burbujas?
  La composición del aire debe ser similar al aire que respiramos, nuestra fisiología está adaptada a este. Una mezcla de nitrógeno y oxígeno. En ocasiones se usan mezclas con una proporción mayor de oxígeno, hasta el 38%. Sus propiedades son de una presión superior a la atmosférica. El aire está comprimido en el interior de la botella para así contener mayor cantidad de gas. Un regulador de presión permite que llegue en condiciones adecuadas de presión para ser respirado y alcanzar los pulmones sin dañarlos.

  El aire espirado en forma de burbujas contiene principalmente nitrógeno, dióxido de carbono y algo de oxígeno. Su presión es algo superior a la presión del agua circundante para poder salir.
- ¿Qué materiales se emplean para construir las botellas? ¿Crees que serviría cualquier otro material? ¿Por qué?
  El material más común es el acero por su resistencia, también se usa aluminio, que es más ligero. Es capaz de mantener la forma y el volumen sin apenas variaciones. Es muy importante que no cambie de forma y volumen ante los cambios de presión a los que está sometida la botella durante las inmersiones, variaciones tanto internas como externas. A medida que se consume el gas se pierde presión interna, a medida que nos sumergimos más profundamente aumenta la presión exterior, que no debe influir en la presión del aire contenido en la botella.

  No sirve cualquier material. A parte del acero y el aluminio, hay otros materiales que tienen las mismas propiedades mecánicas que permiten mantener la forma y el volumen.

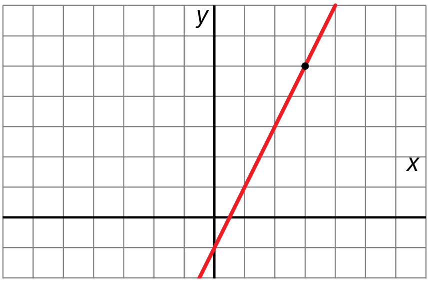
ACTIVIDADES

1 Representa las siguientes rectas.

a) Pasa por el punto (3, 5) y tiene pendiente 2. ¿Es función de proporcionalidad directa?

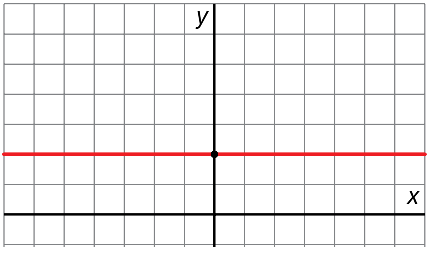
b) Su pendiente es 0 y su ordenada en el origen es 2. ¿Qué tipo de función es?

a)



No lo es. Para serlo debe pasar la recta por el origen de coordenadas.

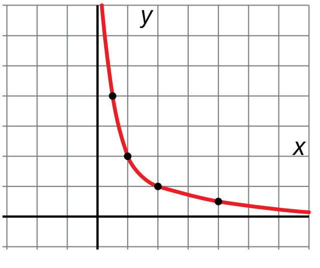
b)



Es de proporcionalidad constante.

2 Representa gráficamente los datos de esta tabla. ¿Qué tipo de función es?

x	0,5	1,0	2,0	4,0
y	4,0	2,0	1,0	0,5



Es de proporcionalidad inversa.

3 **¿Qué quiere decir que la forma de los gases es variable?**

Como consecuencia de que los gases ocupan el volumen de todo el recipiente que los contiene, la forma del gas varía según sea la forma del recipiente que lo contiene. Es una de las propiedades de los fluidos.

4 **¿De qué depende la temperatura de un gas, según la teoría cinética?**

Depende de la energía cinética promedio de las partículas de ese gas. Cuanto más rápido se mueven las partículas del gas, mayor es la temperatura.

5 **¿Por qué podemos oler el perfume que lleva una persona situada al otro lado de una habitación?**

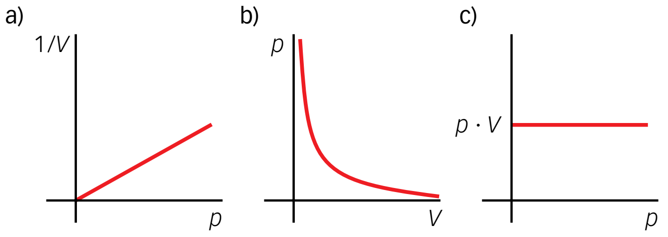
El perfume libera partículas que se mezclan con el gas de la habitación. Las partículas en un gas se mueven con total libertad y se mueven constantemente, ocupan el volumen de todo el recipiente que las contiene, en este caso la habitación. Estas partículas mezcladas con el aire son las que estimulan nuestros sensores olfativos.

6 **Según la teoría cinética, ¿qué ocurre cuando ponemos en contacto agua a 20 °C con hielo a 0 °C? ¿Qué intercambios de energía se producen?**

Ambos cuerpos intercambian energía hasta alcanzar una misma temperatura en lo que conocemos como equilibrio térmico.

Se intercambia calor. Lo más probable es que se provoque un cambio de estado fundiendo el hielo, para después, por convección, las partículas en estado líquido se mezclen alcanzando una temperatura del conjunto por debajo de 20 ºC.

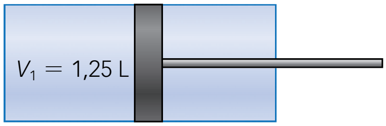
7 **Indica cuál de las siguientes gráficas representa la variación de la presión de un gas cuando se modifica el volumen del recipiente en el que se encuentra, manteniendo constante su temperatura.**

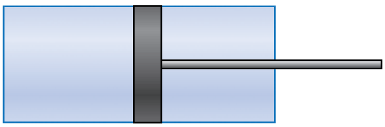
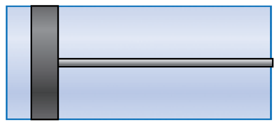


Todas ellas relacionan ambas variables a temperatura constante. Pero solo la gráfica b toma como variable independiente el volumen. Tal y como indica el enunciado, modificamos el volumen y por ese motivo varía la presión. En el eje de abscisas se representa siempre la variable independiente.

8 En un cilindro de émbolo móvil tenemos un gas a 30 °C que ejerce una presión de 350 mmHg cuando el volumen del cilindro es de 1,25 L. ¿Qué presión ejercerá el gas si desplazamos el émbolo hasta que el volumen sea de 250 cm^3, manteniendo constante la temperatura?

$p_1 = 350$ mmHg



Inicial	Final
$V_1 = 1{,}25\text{ L} = 1250\text{ cm}^3$	$V_2 = 250\text{ cm}^3$
	
$p_1 = 350$ mmHg	$p_2 = ?$

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

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \quad \Rightarrow \quad p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{350\text{ mmHg} \cdot 1250\ \cancel{\text{cm}^3}}{250\ \cancel{\text{cm}^3}} = \mathbf{1750\ mmHg}$$

9 ¿En cuánto cambia la presión de un gas si su temperatura pasa de 20 a 40 °C (se duplica la temperatura Celsius), manteniendo constante su volumen?

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

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \quad \Rightarrow \quad \frac{p_2}{p_1} = \frac{T_2}{T_1} = \frac{40\text{ °C}}{20\text{ °C}} = \frac{(40 + 273)\text{ K}}{(20 + 273)\text{ K}} = \frac{313\ \cancel{\text{K}}}{293\ \cancel{\text{K}}} = \mathbf{1{,}07}$$

Aumenta la presión un 7 %: $p_2 = \mathbf{1{,}07}\ p_1$.

10 Manteniendo constante el volumen de un gas, modificamos su temperatura. ¿Qué cambio debe experimentar su temperatura absoluta para que la presión se reduzca a la mitad? ¿Su temperatura Celsius cambia en la misma proporción?

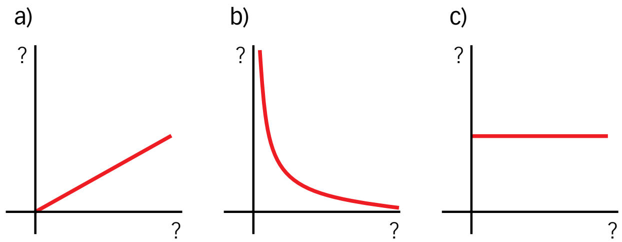
De acuerdo con la ley de Gay-Lussac, a volumen constante:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \quad \Rightarrow \quad \frac{T_2}{T_1} = \frac{p_2}{p_1} = \frac{\frac{\cancel{p_1}}{2}}{\cancel{p_1}} = \frac{1}{2} \quad \Rightarrow \quad T_2 = \frac{T_1}{2}$$

Por tanto, **se reduce a la mitad** la temperatura absoluta.

La temperatura Celsius no cambia en la misma proporción, ya que estas expresiones son válidas solo para la temperatura absoluta.

11 Las tres gráficas siguientes pueden representar la relación del volumen frente a 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:

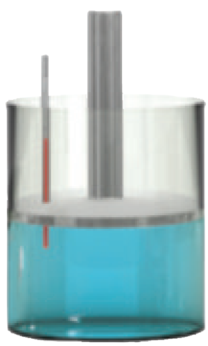
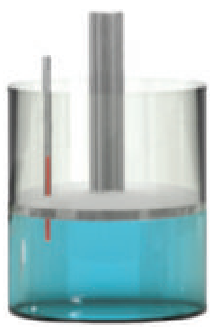
$$\frac{V}{T} = \text{cte.}$$

a) La gráfica representa dos magnitudes directamente proporcionales. En un eje se representa el volumen que ocupa el gas, V. En el otro eje, la temperatura absoluta, T.

b) La gráfica representa dos magnitudes inversamente proporcionales. En un eje se representa el volumen que ocupa el gas, V; y en el otro eje, el inverso de la temperatura absoluta, $1/T$. O al revés, T y $1/V$.

c) La gráfica representa dos magnitudes con proporcionalidad constante. En el caso de la ley de Charles, en el eje de abscisas podemos situar cualquiera de las dos variables, V o T. Mientras que en el eje de ordenadas, la proporción V/T.

12 En un recipiente de émbolo móvil (ver ilustración) tenemos una cierta cantidad de gas que ocupa 500 mL y se encuentra a 10 °C. ¿Qué volumen ocupará si el gas se enfría hasta −10 °C sin que varíe la presión?

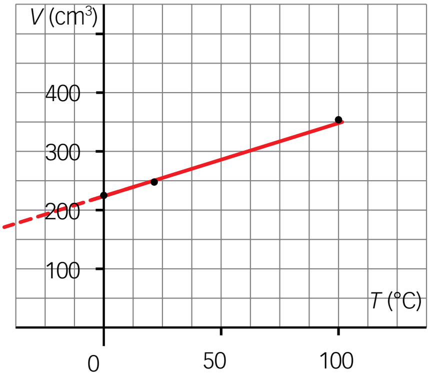
Inicial	Final
$V_1 = 500 \text{ mL} = 500 \text{ cm}^3$	$V_2 = ?$
	
$T_1 = 10 \text{ °C} = 283 \text{ K}$	$T_2 = -10 \text{ °C} = 263 \text{ K}$

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.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{500\ \text{mL}(-10 + 273)\ \cancel{\text{K}}}{(10 + 273)\ \cancel{\text{K}}} = \mathbf{465\ mL}$$

13 **Representa gráficamente la temperatura frente al volumen del gas. ¿Qué forma tiene la gráfica? ¿Qué deduces de la relación entre las variables? El punto (0, 0), ¿forma parte de la gráfica?**

Respuesta gráfica: será distinta en función de los datos obtenidos en la experiencia.



La forma de la gráfica debe aproximarse a una gráfica de proporcionalidad directa. Por tanto, la relación entre la temperatura y el volumen del gas es directamente proporcional.

El punto (0, 0) no forma parte de la gráfica porque estamos midiendo la temperatura en °C, no en K.

14 **Lee en la gráfica el valor de la temperatura para un valor del volumen de 0 mL. Interpreta el resultado.**

Alargando la línea que une los tres puntos de las medidas experimentales, el valor de 0 mL debería quedar cerca del cero absoluto, 0 K = −273,15 °C.

Como muestran las experiencias para comprobar la ley de Charles, se observa que al disminuir la temperatura el volumen también disminuye en la misma proporción, y en todos los casos tiende a cero cuando la temperatura es −273,15 °C.

15 **¿Concuerda el resultado con lo que indica la ley de Charles? Si no es así, señala las posibles fuentes de error y propón alguna estrategia para mejorar la experiencia.**

Es muy posible que la gráfica de la experiencia no pase por el punto (−273,15 °C, 0 cm^3) ni que sea una recta que pase por los tres puntos correspondientes a las tres medidas realizadas.

Para corregir las posibles fuentes de error, se podría realizar la experiencia con otros dispositivos más precisos, como un manómetro que permita comprobar que la presión del gas es constante y un cilindro de émbolo móvil en el que podemos leer las variaciones de volumen y la temperatura del gas en su interior.

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

Estado 1: p_1, V_1, T_1

$V_1 = V_A =$ cte.

Estado A: p_A, V_A, T_A

$T_A = T_2 =$ cte.

Estado 2: p_2, V_2, T_2

Primera transformación a volumen constante. Se cumple la ley de Gay-Lussac:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_A}{T_A} \Rightarrow p_A = \frac{p_1 \cdot T_A}{T_1}$$

Segunda transformación a temperatura constante. Se cumple la ley de Boyle-Mariotte:

$$p_A \cdot V_A = p_2 \cdot V_2 \Rightarrow p_A = \frac{p_2 \cdot V_2}{V_A}$$

Teniendo en cuenta que $T_A = T_2$ y $V_1 = V_A$, estas dos expresiones se igualan y se puede escribir:

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

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, y obtenemos la ecuación general de los gases ideales:

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

17 ¿Es posible que un gas experimente una transformación en la que se mantengan constantes el volumen y la presión?

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

18 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 general de los gases ideales:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot p_2} = \frac{2\ \cancel{\text{atm}} \cdot 15\ \text{L} \cdot (100 + 273)\ \cancel{\text{K}}}{(50 + 273)\ \cancel{\text{K}} \cdot 3\ \cancel{\text{atm}}} = \mathbf{11{,}55\ L}$$

19 Una bombona de 3 L contiene CO_2 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 10 atm.

Teniendo en cuenta la ecuación general de los gases ideales y $V_1 = V_2$:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 \cdot \cancel{V_1} \cdot T_2}{T_1 \cdot \cancel{V_2}} = \frac{2\ \text{atm} \cdot (800 + 273)\ \cancel{\text{K}}}{(20 + 273)\ \cancel{\text{K}}} = 7{,}32\ \text{atm}$$

Como: $p_2 = 7{,}32\ \text{atm} < 10\ \text{atm}$, **la bombona no explota**.

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

Las condiciones en cada estado son:

$$p_1 = 2500\ \cancel{\text{mm de}}\ \text{Hg} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \cancel{\text{mm de}}\ \text{Hg}} = 3{,}29\ \text{atm};\ V_1 = 10\ \text{L};\ T_1 = ?$$

$$p_2 = 2{,}5\ \text{atm};\ V_2 = 7\ \text{L};\ T_2 = -10\ °\text{C} = (-10 + 273)\ \text{K} = 263\ \text{K}$$

Teniendo en cuenta la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow T_1 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{p_2 \cdot V_2} = \frac{3{,}29\ \cancel{\text{atm}} \cdot 10\ \cancel{\text{L}} \cdot 263\ \text{K}}{2{,}5\ \cancel{\text{atm}} \cdot 7\ \cancel{\text{L}}} = 494\ \text{K}$$

Convirtiendo a la escala centígrada:

$$T_1 = 494\ \text{K} = (494 - 273)\ °\text{C} = \mathbf{221\ °C}$$

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

Sí es posible. Las condiciones en cada estado son:

$$p_1 = 600\ \text{mmHg};\ V_1 = 5\ \text{L};\ T_1 = 35\ °\text{C} = (35 + 273)\ \text{K} = 308\ \text{K}$$

$$p_2 = 2 \cdot p_1;\ V_2 = 2 \cdot V_1;\ T_2 = ?$$

Teniendo en cuenta la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{p_2 \cdot V_2 \cdot T_1}{p_1 \cdot V_1} = \frac{2 \cdot \cancel{p_1} \cdot 2 \cdot \cancel{V_1} \cdot T_1}{\cancel{p_1} \cdot \cancel{V_1}} = 4 \cdot 308\ \text{K} = 1232\ \text{K}$$

Convirtiendo a la escala centígrada:

$$T_2 = 1232\text{K} = (1232 - 273)\ °\text{C} = \mathbf{959\ °C}$$

22 Tenemos el mismo gas del ejercicio anterior. ¿Es posible que experimente una transformación en la que se dupliquen la temperatura y el volumen del gas? ¿Qué sucederá con su presión?

Sí es posible. Las condiciones en cada estado son:

$$p_1 = 600\ \text{mmHg};\ V_1 = 5\ \text{L};\ T_1 = 35\ °\text{C} = (35 + 273)\ \text{K} = 308\ \text{K}$$

$$p_2 = ?;\ V_2 = 2 \cdot V_1;\ T_2 = 2 \cdot T_1$$

Teniendo en cuenta la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot V_2} = \frac{p_1 \cdot \cancel{V_1} \cdot \cancel{2} \cdot \cancel{T_1}}{\cancel{T_1} \cdot \cancel{2} \cdot \cancel{V_1}} = p_1$$

23 **Tenemos CO_2 a 2 atm y 70 °C ocupando 10 L. ¿Cuántos moles de CO_2 tenemos? ¿Cuántas moléculas son? ¿Cuántos átomos de oxígeno hay? ¿Cuántos moles de oxígeno hay?**

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

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2\ \cancel{\text{atm}} \cdot 10\ \cancel{\text{L}}}{0{,}082\ \frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (70 + 273)\ \cancel{\text{K}}} = \mathbf{0{,}71\ mol\ de\ CO_2}$$

Hallamos el número de moléculas de CO_2:

$$0{,}71\ \cancel{\text{mol de } CO_2} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas de } CO_2}{1\ \cancel{\text{mol de } CO_2}} = \mathbf{4{,}28 \cdot 10^{23}\ moléculas\ de\ CO_2}$$

Calculamos el número de átomos de oxígeno partiendo del resultado anterior:

$$4{,}28 \cdot 10^{23}\ \cancel{\text{moléculas de } CO_2} \cdot \frac{2\ \text{átomos de O}}{1\ \cancel{\text{molécula de } CO_2}} = \mathbf{8{,}56 \cdot 10^{23}\ átomos\ de\ O}$$

El número de moles de oxígeno se puede calcular por dos vías. Usando el número de átomos de oxígeno:

$$8{,}56 \cdot 10^{23}\ \cancel{\text{átomos de O}} \cdot \frac{1\ \text{mol de O}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \cancel{\text{átomos de O}}} = \mathbf{1{,}42\ mol\ de\ O}$$

O con el primer resultado:

$$0{,}71\ \cancel{\text{mol de } CO_2} \cdot \frac{2\ \text{mol de O}}{1\ \cancel{\text{mol de } CO_2}} = \mathbf{1{,}42\ mol\ de\ O}$$

24 **Calcula la presión que ejercen 3 mol de gas oxígeno en un recipiente de 15 L a 50 °C.**

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

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{3\ \cancel{\text{mol}} \cdot 0{,}082\ \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (50 + 273)\ \cancel{\text{K}}}{15\ \cancel{\text{L}}} = \mathbf{5{,}3\ atm}$$

25 **En dos recipientes del mismo volumen y a la misma temperatura, se introducen 10 g de gas hidrógeno en el primero y 10 g de gas cloro en el segundo. Determina en cuál de los dos recipientes la presión es mayor.**

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

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

A igual volumen y temperatura, la presión será mayor donde sea mayor la cantidad de sustancia:

$$m(\mathrm{H_2}) = 1{,}008 \cdot 2 = 2{,}016 \text{ g/mol}$$

$$10 \cancel{\text{ g de } \mathrm{H_2}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \mathrm{H_2}}{2{,}016 \cancel{\text{ g de } \mathrm{H_2}}} = 4{,}96 \text{ mol de } \mathrm{H_2}$$

$$m(\mathrm{Cl_2}) = 35{,}45 \cdot 2 = 70{,}90 \text{ g/mol}$$

$$10 \cancel{\text{ g de } \mathrm{Cl_2}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \mathrm{Cl_2}}{70{,}90 \cancel{\text{ g de } \mathrm{Cl_2}}} = 0{,}14 \text{ mol de } \mathrm{Cl_2}$$

Por tanto, la presión es mayor **en el recipiente que contiene gas hidrógeno** (el primero).

26 Calcula la masa de 15 L de gas helio en condiciones estándar. ¿Y si el gas fuese cloro?

Para conocer la masa necesitamos saber la cantidad de sustancia en mol y relacionarla con los gramos. Aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales y despejamos la cantidad de sustancia:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

Como estamos trabajando en condiciones estándar:

$$p = 10^5 \cancel{\text{Pa}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1{,}01325 \cancel{\text{Pa}}} = 0{,}98692 \text{ atm}$$

$$T = 0 \text{ °C} = (0 + 273) \text{ K} = 273 \text{ K}$$

Sustituimos los datos en la expresión de la cantidad de sustancia:

$$n = \frac{0{,}987 \cancel{\text{atm}} \cdot 15 \cancel{\text{L}}}{0{,}082 \dfrac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot 273 \cancel{\text{K}}} = 0{,}661 \text{ mol de He}$$

Expresamos en masa (g) la cantidad (mol) anterior:

$$m(\mathrm{He}) = 4{,}003 = 2{,}016 \text{ g/mol}$$

$$0{,}661 \cancel{\text{ mol de He}} \cdot \frac{4{,}003 \text{ g de He}}{1 \cancel{\text{ mol de He}}} = \mathbf{2{,}646 \text{ g de He}}$$

Si el gas fuese cloro, también tendríamos 0,661 mol. Expresamos en masa (g):

$$m(\mathrm{Cl_2}) = 35{,}45 \cdot 2 = 70{,}90 \text{ g/mol}$$

$$0{,}661 \cancel{\text{ mol de } \mathrm{Cl_2}} \cdot \frac{70{,}90 \text{ g de } \mathrm{Cl_2}}{1 \cancel{\text{ mol de } \mathrm{Cl_2}}} = \mathbf{46{,}865 \text{ g de } \mathrm{Cl_2}}$$

27 En un recipiente de 1 L se introduce 0,1 mol de gas H_2 a 27 °C. Calcula la presión que ejerce y compárala con la que ejercería 0,1 mol de NH_3 en el mismo recipiente y a la misma temperatura. En la tabla contigua se muestran las constantes de Van der Waals de ambos gases.

Gas	*a* (atm · L^2 · mol^{-2})	*b* (L · mol^{-1})
H_2	0,2452	0,0265
NH_3	4,225	0,0371

Aplicamos la ecuación de estado de los gases reales:

$$\left(p + \frac{a \cdot n^2}{V^2}\right) \cdot (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$$

Despejamos la presión:

$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V - n \cdot b} - \frac{a \cdot n^2}{V^2}$$

Sustituimos los valores de la tabla y operamos para cada gas. Primero el gas hidrógeno:

$$p_{H_2} = \frac{0{,}1\,\cancel{\text{mol}} \cdot 0{,}082\,\dfrac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{K}} \cdot \cancel{\text{mol}}} \cdot 300\,\cancel{\text{K}}}{1\,\text{L} - 0{,}1\,\cancel{\text{mol}} \cdot 0{,}0265\,\dfrac{\text{L}}{\cancel{\text{mol}}}} - \frac{0{,}2452\,\dfrac{\text{atm} \cdot \text{L}^2}{\text{mol}^2} \cdot (0{,}1\,\text{mol})^2}{(1\,\text{L})^2}$$

$$p_{H_2} = 2{,}466536\,\frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{L}}} - 0{,}002452\,\frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}^2} \cdot \cancel{\text{mol}^2}}{\cancel{\text{L}^2} \cdot \cancel{\text{mol}^2}} = \mathbf{2{,}46\ atm}$$

Ahora el gas amoniaco:

$$p_{NH_3} = \frac{0{,}1\,\cancel{\text{mol}} \cdot 0{,}082\,\dfrac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{K}} \cdot \cancel{\text{mol}}} \cdot 300\,\cancel{\text{K}}}{1\,\text{L} - 0{,}1\,\cancel{\text{mol}} \cdot 0{,}0371\,\dfrac{\text{L}}{\cancel{\text{mol}}}} - \frac{4{,}225\,\dfrac{\text{atm} \cdot \text{L}^2}{\text{mol}^2} \cdot (0{,}1\,\text{mol})^2}{(1\,\text{L})^2}$$

$$p_{NH_3} = 2{,}469161\,\frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{L}}} - 0{,}04225\,\frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}^2} \cdot \cancel{\text{mol}^2}}{\cancel{\text{L}^2} \cdot \cancel{\text{mol}^2}} = \mathbf{2{,}43\ atm}$$

Al comparar ambos resultados encontramos que la presión del gas hidrógeno es mayor que la del gas amoniaco: $p_{H_2} = \mathbf{1{,}015} \cdot p_{NH_3}$. La diferencia es pequeña, del orden del 1,5%.

28 **Calcula la densidad del metano, CH_4, a 40 °C y a 3 atm de presión.**

Calculamos la masa molar del metano:

$$M(CH_4) = 12{,}00 + 1{,}008 \cdot 4 = 16{,}032\ \text{g/mol}$$

A partir de la siguiente expresión podemos calcular la densidad de un gas:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} = \frac{3\,\cancel{\text{atm}} \cdot 16{,}032\,\dfrac{\text{g}}{\cancel{\text{mol}}}}{0{,}082\,\dfrac{\cancel{\text{atm}} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{K}} \cdot \cancel{\text{mol}}} \cdot 313\,\cancel{\text{K}}} = \mathbf{1{,}89\ \frac{g}{L}}$$

29 **Calcula la densidad del metano en condiciones estándar.**

Calculamos la masa molar del metano:

$$M(CH_4) = 12{,}00 + 1{,}008 \cdot 4 = 16{,}032\ \text{g/mol}$$

Como estamos trabajando en condiciones estándar:

$$p = 10^5\,\cancel{\text{Pa}} \cdot \frac{1\,\text{atm}}{1{,}01325\,\cancel{\text{Pa}}} = 0{,}98692\ \text{atm}$$

$$T = 0\ °\text{C} = (0 + 273)\ \text{K} = 273\ \text{K}$$

A partir de la siguiente expresión podemos calcular la densidad de un gas:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} = \frac{0{,}98692\ \cancel{\text{atm}} \cdot 16{,}032\ \frac{\text{g}}{\cancel{\text{mol}}}}{0{,}082\ \frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{K}} \cdot \cancel{\text{mol}}} \cdot 273\ \cancel{\text{K}}} = \mathbf{0{,}71\ \frac{g}{L}}$$

30 En una ampolla se ha introducido un gas cuya densidad, a 50 °C y 2,2 atm, es 6,7 g/L. Determina si se trata de dióxido de azufre, dióxido de carbono o trióxido de azufre.

Conocida la densidad de un gas en determinadas condiciones, podemos calcular su masa molar y así identificar de qué gas se trata:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} = \frac{6{,}7\ \frac{\text{g}}{\cancel{\text{L}}} \cdot 0{,}082\ \frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{K}} \cdot \text{mol}} \cdot 323\ \cancel{\text{K}}}{2{,}2\ \cancel{\text{atm}}} = 80{,}66\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Comparamos con las masas molares de los gases:

$$M(SO_2) = 32{,}06 + 16{,}00 \cdot 2 = 64{,}06\ \text{g/mol}$$

$$M(CO_2) = 12{,}00 + 16{,}00 \cdot 2 = 44{,}00\ \text{g/mol}$$

$$M(SO_3) = 32{,}06 + 16{,}00 \cdot 3 = 80{,}06\ \text{g/mol}$$

El gas del problema es el $\mathbf{SO_3}$.

31 La composición de un compuesto orgánico es 52,12 % de carbono, 13,13 % de hidrógeno y 34,75 % de oxígeno. Determina su fórmula sabiendo que su densidad, a 1,5 atm y 25 °C, es 2,85 g/L.

Conocida la densidad de un gas en determinadas condiciones, podemos calcular su masa molar:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} = \frac{2{,}85\ \frac{\text{g}}{\cancel{\text{L}}} \cdot 0{,}082\ \frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{K}} \cdot \text{mol}} \cdot 298\ \cancel{\text{K}}}{1{,}5\ \cancel{\text{atm}}} = 46{,}43\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

La fórmula del compuesto es $C_xH_yO_z$. Considerando que la muestra es de 100 g:

- Carbono: $52{,}12\ \cancel{\text{g de}}\ \text{C} \cdot \frac{1\ \text{mol de C}}{12{,}00\ \cancel{\text{g de}}\ \text{C}} = 4{,}343\ \text{mol de C}$
- Hidrógeno: $13{,}13\ \cancel{\text{g de}}\ \text{H} \cdot \frac{1\ \text{mol de H}}{1{,}008\ \cancel{\text{g de}}\ \text{H}} = 13{,}026\ \text{mol de H}$
- Oxígeno: $34{,}75\ \cancel{\text{g de}}\ \text{O} \cdot \frac{1\ \text{mol de O}}{16{,}00\ \cancel{\text{g de}}\ \text{O}} = 2{,}172\ \text{mol de O}$

Por tanto, la fórmula del compuesto es del tipo $C_{4,343}H_{13,026}O_{2,172}$. Los subíndices deben ser números enteros sencillos que mantengan esta proporción, para encontrarlos dividimos por el número más pequeño:

$$C_{\frac{4,343}{2,172}}H_{\frac{13,026}{2,172}}O_{\frac{2,172}{2,172}} \Rightarrow C_{1,99}H_{6,00}O_{1,00} \Rightarrow \mathbf{C_2H_6O}$$

Comprobamos si es la fórmula molecular del compuesto. Para ello calculamos su masa molar:

$$M(C_2H_6O) = 12{,}00 \cdot 2 + 1{,}008 \cdot 6 + 16{,}00 = 46{,}05\ \text{g/mol}$$

La fórmula molecular, en este caso, **coincide con la fórmula empírica** ya que la masa molar coincide con el valor obtenido de los datos de la densidad.

32 **La densidad de un gas es 2,15 g/L a 25 °C y 1000 mmHg. ¿A qué temperatura se duplicará su densidad sin que varíe la presión?**

Comparamos ambas densidades teniendo en cuenta que la presión no varía:

$$2 = \frac{d_2}{d_1} = \frac{\dfrac{\cancel{p} \cdot \cancel{M}}{\cancel{R} \cdot T_2}}{\dfrac{\cancel{p} \cdot \cancel{M}}{\cancel{R} \cdot T_1}} = \frac{T_1}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{T_1}{2} = \frac{(25 + 273)\ \text{K}}{2} = \mathbf{149\ K} = (149 - 273)\ {}^{\circ}\text{C} = \mathbf{-124\ {}^{\circ}C}$$

33 **En tres recipientes distintos de 1 L de capacidad tenemos H_2, CO_2 y N_2, cada uno a la presión de 1 atm y todos a la misma temperatura. Metemos los tres gases en un recipiente de 1 L de capacidad a la misma temperatura. ¿Cuánto valdrá la presión ahora?**

De acuerdo con la ley de Dalton:

$$p_T = p_{H_2} + p_{CO_2} + p_{N_2} = (1 + 1 + 1)\ \text{atm} = \mathbf{3\ atm}$$

34 **En un recipiente de 1 L introducimos gas H_2 a la presión de 1 atm y en otro recipiente de 3 L introducimos CO_2 también a la presión de 1 atm. Ambos recipientes se encuentran a la misma temperatura. Metemos los dos gases en un recipiente de 4 L también a la misma temperatura. ¿Cuánto valdrá la presión ahora?**

El gas hidrógeno cambia sus condiciones, pasa de ocupar 1 L a ocupar 4 L. En las nuevas condiciones según la ley general de los gases:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot \cancel{T_2}}{\cancel{T_1} \cdot V_2} = \frac{1\ \text{atm} \cdot 1\ \cancel{\text{L}}}{4\ \cancel{\text{L}}} = 0{,}25\ \text{atm}$$

El gas dióxido de carbono cambia sus condiciones, pasa de ocupar 3 L a ocupar 4 L. En las nuevas condiciones con la ley general de los gases:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot \cancel{T_2}}{\cancel{T_1} \cdot V_2} = \frac{3\ \text{atm} \cdot 1\ \cancel{\text{L}}}{4\ \cancel{\text{L}}} = 0{,}75\ \text{atm}$$

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

$$p_T = p_{H_2} + p_{CO_2} = 0{,}25\ \text{atm} + 0{,}75\ \text{atm} = \mathbf{1\ atm}$$

35 **En una ampolla se introducen 20 g de gas Ar y 50 g de gas N_2. Si el manómetro indica que la presión en la ampolla es de 1200 mmHg, ¿cuál es la presión que ejerce cada gas?**

Necesitamos conocer la cantidad de partículas en cada gas:

- Argón: $n_{Ar} = 20\ \cancel{\text{g de Ar}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol de Ar}}{39{,}95\ \cancel{\text{g de Ar}}} = 0{,}501\ \text{mol de Ar}$
- Nitrógeno: $n_{N_2} = 50\ \cancel{\text{g de N}_2} \cdot \dfrac{1\ \text{mol de N}_2}{28{,}02\ \cancel{\text{g de N}_2}} = 1{,}784\ \text{mol de N}_2$

La presión de cada gas es:

- $p_{Ar} = p_T \cdot \chi_{Ar} = p_T \cdot \dfrac{n_{Ar}}{n_{Ar} + n_{N_2}} = 1200\ \text{mmHg} \cdot \dfrac{0{,}501}{0{,}501 + 1{,}784} = \mathbf{263{,}1\ mmHg}$
- $p_{N_2} = p_T \cdot \chi_{N_2} = p_T \cdot \dfrac{n_{N_2}}{n_{Ar} + n_{N_2}} = 1200\ \text{mmHg} \cdot \dfrac{1{,}784}{0{,}501 + 1{,}784} = \mathbf{936{,}9\ mmHg}$

36 En un recipiente tenemos 5 g de gas H_2 y 5 g de gas N_2. La mezcla ejerce una presión de 800 mmHg. 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.

a) Necesitamos conocer la cantidad de partículas en cada gas:

$$n_{H_2} = 5\ \cancel{\text{g de}\ H_2} \cdot \frac{1\ \text{mol de}\ H_2}{2{,}016\ \cancel{\text{g de}\ H_2}} = 2{,}480\ \text{mol de}\ H_2$$

$$n_{N_2} = 5\ \cancel{\text{g de}\ N_2} \cdot \frac{1\ \text{mol de}\ N_2}{28{,}02\ \cancel{\text{g de}\ N_2}} = 0{,}178\ \text{mol de}\ N_2$$

La fracción molar de cada gas es:

$$\chi_{H_2} = \frac{n_{H_2}}{n_{H_2} + n_{N_2}} = \frac{2{,}480}{2{,}480 + 0{,}178} = 0{,}933$$

$$\chi_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{H_2} + n_{N_2}} = \frac{0{,}178}{2{,}480 + 0{,}178} = 0{,}067$$

La presión de cada gas es:

$$p_{H_2} = p_{\text{total}} \cdot \chi_{H_2} = 800\ \text{mmHg} \cdot 0{,}933 = \mathbf{746{,}4\ mmHg}$$

$$p_{N_2} = p_{\text{total}} \cdot \chi_{N_2} = 800\ \text{mmHg} \cdot 0{,}067 = \mathbf{53{,}6\ mmHg}$$

b)
- Para calcular la composición de la mezcla en masa necesitamos la suma total de la masa de la mezcla. Se consigue sumando la masa de ambos gases:

$$m_{\text{total}} = m(H_2) + m(N_2) = 5\ \text{g} + 5\ \text{g} = 10\ \text{g}$$

Comparando cada fracción con el total:

$$\mu_{H_2} = 100 \cdot \frac{m_{H_2}}{m_{\text{total}}} = 100 \cdot \frac{5\ \text{g}}{10\ \text{g}} = \mathbf{50\ \%} \qquad \mu_{N_2} = 100 \cdot \frac{m_{N_2}}{m_{\text{total}}} = 100 \cdot \frac{5\ \text{g}}{10\ \text{g}} = \mathbf{50\ \%}$$

- Para calcular la composición de la mezcla en volumen necesitamos conocer el volumen de cada gas y la suma de estos volúmenes. Se consigue con la ecuación de los gases ideales. Vemos que sin cambios en temperatura y presión, el volumen es proporcional a la cantidad de partículas y, por tanto, a su fracción molar:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} \quad \Rightarrow \quad V = k \cdot n$$

Comparando cada fracción con el total:

$$\frac{V_i}{V_{\text{total}}} = \frac{k \cdot n_i}{k \cdot n_{H_2} + k \cdot n_{N_2}} = \frac{\cancel{k} \cdot n_i}{\cancel{k} \cdot \left(n_{H_2} + n_{N_2}\right)} = \chi_i$$

Así, la composición en volumen es:

$$\upsilon_{H_2} = 100 \cdot \frac{V_{H_2}}{V_{total}} = 100 \cdot \chi_{H_2} = 100 \cdot 0{,}933 = \mathbf{93{,}3\,\%}$$

$$\upsilon_{N_2} = 100 \cdot \frac{V_{N_2}}{V_{total}} = 100 \cdot \chi_{N_2} = 100 \cdot 0{,}067 = \mathbf{6{,}7\,\%}$$

ACTIVIDADES FINALES

Leyes de los gases

37 ¿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?

Para presión cuádruple sin variación de temperatura:

$$p_1 = 4 \cdot p_2$$

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

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \quad \Rightarrow \quad V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{p_2} = \frac{\cancel{p_1} \cdot V_1}{4 \cdot \cancel{p_1}} = \frac{V_1}{4}$$

El volumen se debe reducir **a la cuarta parte**.

38 En un recipiente de volumen variable tenemos un gas que ejerce una presión de 600 mmHg cuando el volumen es de 1,2 L. ¿Cuál será el volumen si la presión alcanza 1,25 atm sin que varíe su temperatura?

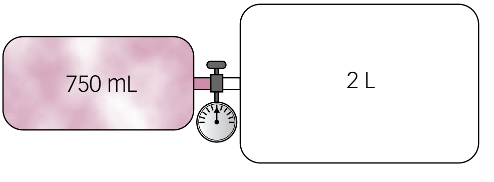
Pasamos las unidades de la presión en el estado 1 a atmósferas:

$$p_1 = 600\ \cancel{\text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \cancel{\text{mmHg}}} = 0{,}7895\ \text{atm}$$

Despejamos de la ley de Boyle-Mariotte el volumen en el estado final y operamos:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \quad \Rightarrow \quad V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{p_2} = \frac{0{,}7895\ \cancel{\text{atm}} \cdot 1{,}2\ \text{L}}{1{,}25\ \cancel{\text{atm}}} = \mathbf{0{,}758\ L}$$

39 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 de 2 L. ¿Qué presión leeremos ahora en el manómetro si no varía la temperatura?



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

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \quad \Rightarrow \quad p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{1{,}25\ \text{atm} \cdot 0{,}750\ \cancel{\text{L}}}{(0{,}750 + 2)\ \cancel{\text{L}}} = \mathbf{0{,}34091\ atm}$$

Expresamos esta presión en milímetros de mercurio:

$$p_2 = 0{,}34091\ \cancel{\text{atm}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \cancel{\text{atm}}} = \mathbf{259\ mmHg}$$

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

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

$$V_1 \cdot p_1 = V_2 \cdot p_2$$

Para que el V_2 aumente p_2 debe reducirse en la misma presión, ya que p y V son inversamente proporcionales.

41 **Tenemos un gas encerrado en un recipiente rígido de 5 L. ¿En cuánto cambia su temperatura si su presión pasa de 300 mmHg a 600 mmHg?**

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

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{p_2 \cdot T_1}{p_1} = \frac{600 \cancel{\text{ mm de Hg}} \cdot T_1}{300 \cancel{\text{ mm de Hg}}} = 2 \cdot T_1$$

Por tanto, **su temperatura absoluta se duplica**.

42 **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?**

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:

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

Así, para que se reduzca el V_2 sin variar la presión hay que disminuir la temperatura T_2 del gas.

43 **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 de 225 mL y la temperatura del gas es de 50 °C. ¿Cuánto debe cambiar la temperatura para que el volumen sea de 275 mL si la presión no varía?**

Según la ley de Charles:

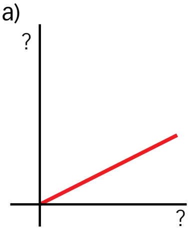
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{V_2 \cdot T_1}{V_1} = \frac{275 \cancel{\text{ mL}} \cdot (50 + 273)\text{ K}}{225 \cancel{\text{ mL}}} = 394{,}\widehat{7}\text{ K}$$

Entonces, el incremento de temperatura del gas en el interior del pistón debe ser de:

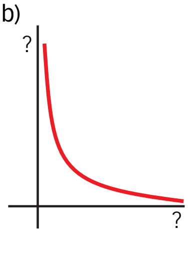
$$\Delta T = T_2 - T_1 = 394{,}\widehat{7}\text{ K} - (50 + 273)\text{ K} = \mathbf{71{,}\widehat{7}\text{ K}}$$

44 **Las tres gráficas siguientes pueden representar la variación de la presión frente a la temperatura de un gas cuando experimenta transformaciones a volumen constante. Indica qué magnitud se debe representar en cada eje y sus unidades.**

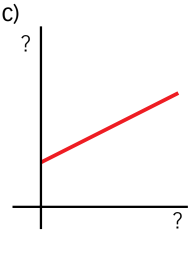
a)



b)



c)



a) En la gráfica se ve una proporcionalidad directa con ordenada en el origen. Para un gas ideal que sufre transformaciones a volumen constante, la presión es directamente proporcional a su temperatura absoluta (Ley de Gay-Lussac).

b) Representa dos magnitudes inversamente proporcionales. En un eje se debe representar p, y en el otro, $1/T$ (o viceversa).

c) Representa dos magnitudes directamente proporcionales con ordenada fuera del origen. En el eje de ordenadas se debe representar p, y en el de abscisas, la temperatura.

45 **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 °C se calienta hasta estar a 20 °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 estaba.

a) **Cierta.** De acuerdo con la ley de Boyle-Mariotte, a temperatura constante:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \quad \Rightarrow \quad p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{p_1 \cdot 300\ \cancel{\text{cm}^3}}{100\ \cancel{\text{cm}^3}} = 3 \cdot p_1$$

b) **Falsa.** Según la ley de Charles, a presión constante:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \Rightarrow \quad V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{V_1 \cdot (20 + 273)\ \cancel{\text{K}}}{(10 + 273)\ \cancel{\text{K}}} = 1{,}035 \cdot V_1$$

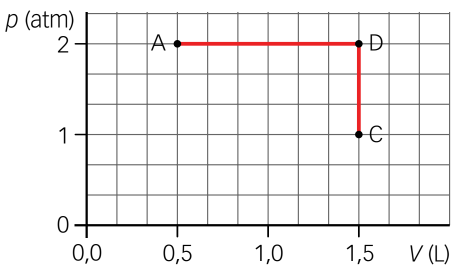
Su volumen aumenta un 3,5%.

c) **Falso.** Según la ley de Charles, a presión constante:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \Rightarrow \quad T_2 = \frac{V_2 \cdot T_1}{V_1} = \frac{100\ \cancel{\text{cm}^3} \cdot T_1}{300\ \cancel{\text{cm}^3}} = \frac{1}{3} \cdot T_1$$

Su temperatura se reduce a la tercera parte.

46 **Un gas ideal cuya temperatura es 27 °C se encuentra en las condiciones del punto A. Determina su temperatura en los puntos D y C.**



La gráfica nos permite leer el valor de p y V de cada estado. Además, conocemos la temperatura en A. La ecuación general de los gases ideales permite obtener la temperatura en B y C.

Comparando estados:

$$\frac{p_A \cdot V_A}{T_A} = \frac{p_D \cdot V_D}{T_D}$$

Despejamos, sustituimos y operamos:

$$T_D = \frac{p_D \cdot V_D}{p_A \cdot V_A} \cdot T_A = \frac{2\ \cancel{\text{atm}} \cdot 1{,}5\ \cancel{\text{L}}}{2\ \cancel{\text{atm}} \cdot 0{,}5\ \cancel{\text{L}}} \cdot (27 + 273)\ \text{K} = \mathbf{900\ K} = \mathbf{627\ °C}$$

De nuevo:

$$\frac{p_D \cdot V_D}{T_D} = \frac{p_C \cdot V_C}{T_C}$$

Despejamos, sustituimos y operamos:

$$T_C = \frac{p_C \cdot V_C}{p_D \cdot V_D} \cdot T_D = \frac{1\ \cancel{\text{atm}} \cdot 1{,}5\ \cancel{\text{L}}}{2\ \cancel{\text{atm}} \cdot 1{,}5\ \cancel{\text{L}}} \cdot 900\ \text{K} = \mathbf{450\ K} = \mathbf{177\ °C}$$

47 En un recipiente de 500 mL tenemos un gas que ejerce una presión de 1500 mmHg 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.

Pasamos las unidades de la presión en el primer estado a atmósferas:

$$p_1 = 1500\ \cancel{\text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \cancel{\text{mmHg}}} = 1{,}97368\ \text{atm}$$

Teniendo en cuenta la ecuación general de los gases ideales:

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

$$V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{p_2 \cdot T_1} = \frac{1{,}97368\ \cancel{\text{atm}} \cdot 500\ \text{mL} \cdot (40 + 273)\ \cancel{\text{K}}}{0{,}9\ \cancel{\text{atm}} \cdot (80 + 273)\ \cancel{\text{K}}} = \mathbf{972{,}24\ mL}$$

48 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 750 mL.

Teniendo en cuenta la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{V_2 \cdot T_1} = \frac{4\ \text{atm} \cdot 2\ \cancel{\text{L}} \cdot (100 + 273)\ \cancel{\text{K}}}{0{,}750\ \cancel{\text{L}} \cdot (50 + 273)\ \cancel{\text{K}}} = \mathbf{12{,}32\ atm}$$

Ecuación de estado de los gases ideales

49 Determina:

a) ¿Qué masa de gas metano, CH_4, tenemos en un recipiente de 8 L si está a la presión de 1140 mmHg y a 117 °C?

b) ¿Cuántas moléculas de gas metano son?

c) ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay?

d) ¿Cuántos moles de carbono hay?

a) Para conocer la masa necesitamos saber la cantidad de sustancia (en mol) y relacionarlo con la masa (en gramos). Aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales y despejamos la cantidad de sustancia:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

Las condiciones de presión y temperatura son:

$$p = 1140 \cancel{\text{mm de Hg}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \cancel{\text{mm de Hg}}} = 1{,}5 \text{ atm}$$

$$T = 117 \text{ °C} = (117 + 273) \text{ K} = 390 \text{ K}$$

Sustituimos los datos en la expresión de la cantidad de sustancia:

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1{,}5 \cancel{\text{atm}} \cdot 8 \cancel{\text{L}}}{0{,}082 \dfrac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot 390 \cancel{\text{K}}} = 0{,}375 \text{ mol}$$

Expresamos en unidades de masa el equivalente a la cantidad de sustancia anterior:

$$M(CH_4) = 12{,}00 + 1{,}008 \cdot 4 = 16{,}032 \text{ g/mol}$$

$$m = 0{,}375 \cancel{\text{mol de } CH_4} \cdot \frac{16{,}032 \text{ g de } CH_4}{1 \cancel{\text{mol de } CH_4}} = 6{,}016 \text{ g de } CH_4 \backsimeq \mathbf{6 \text{ g de } CH_4}$$

b) Hallamos el número de moléculas de metano con el número de Avogadro, $N = n \cdot N_A$:

$$N = 0{,}375 \cancel{\text{mol de } CH_4} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } CH_4}{1 \cancel{\text{mol de } CH_4}} = \mathbf{2{,}26 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } CH_4}$$

c) Calculamos el número de átomos de hidrógeno partiendo del resultado anterior:

$$2{,}26 \cdot 10^{23} \cancel{\text{moléculas de } CH_4} \cdot \frac{4 \text{ átomos de H}}{1 \cancel{\text{molécula de } CH_4}} = \mathbf{9{,}04 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}}$$

d) A partir de la cantidad de moléculas de metano, la cantidad de carbono será:

$$n = 0{,}375 \cancel{\text{mol de } CH_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de átomos de C}}{1 \cancel{\text{mol de } CH_4}} = \mathbf{0{,}375 \text{ mol de átomos de C}}$$

50 **¿Cuál es la temperatura de un recipiente de 8 L que contiene 7 g de gas nitrógeno a una presión de 650 mmHg?**

Expresamos la presión en atmósferas:

$$p = 650 \cancel{\text{mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \cancel{\text{mmHg}}} = 0{,}855 \text{ atm}$$

Hallamos la cantidad de sustancia usando la masa molar del nitrógeno gaseoso, N_2:

$$M(N_2) = 14{,}01 \cdot 2 = 28{,}02 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{7 \cancel{\text{g}}}{28{,}02 \dfrac{\cancel{\text{g}}}{\text{mol}}} = 0{,}2499 \text{ mol}$$

Aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales y despejamos la temperatura:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad T = \frac{p \cdot V}{n \cdot R}$$

$$T = \frac{0{,}855\ \cancel{\text{atm}} \cdot 8\ \cancel{\text{L}}}{0{,}2499\ \cancel{\text{mol}} \cdot 0{,}082\ \dfrac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \text{K}}} = \mathbf{334\ K = 61\ ^\circ C}$$

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

Hallamos la cantidad de sustancia usando la masa molar del gas helio, He:

$$M(\text{He}) = 4{,}003\ \text{g/mol} \quad \Rightarrow \quad n = \frac{m}{M} = \frac{5\ \cancel{\text{g}}}{4{,}003\ \dfrac{\cancel{\text{g}}}{\text{mol}}} = 1{,}249\ \text{mol}$$

Aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales y despejamos el volumen:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$$

$$V = \frac{1{,}249\ \cancel{\text{mol}} \cdot 0{,}082\ \dfrac{\cancel{\text{atm}} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot (20 + 273)\ \cancel{\text{K}}}{1{,}5\ \cancel{\text{atm}}} = \mathbf{20\ L}$$

52 **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.**

De la ecuación de estado de los gases ideales podemos despejar la presión.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

Para comparar las presiones de los dos gases hacemos el cociente entre ambas, teniendo en cuenta que están ambos gases en las mismas condiciones de temperatura y volumen. Si el resultado del cociente es mayor o menor que 1, indicará cuál de los dos gases ejerce mayor presión.

$$\left.\begin{aligned} p_{He} &= \frac{n_{He} \cdot R \cdot T}{V} \\ p_{CO_2} &= \frac{n_{CO_2} \cdot R \cdot T}{V} \end{aligned}\right\} \Rightarrow \quad \frac{p_{He}}{p_{CO_2}} = \frac{\dfrac{n_{He} \cdot \cancel{R} \cdot \cancel{T}}{\cancel{V}}}{\dfrac{n_{CO_2} \cdot \cancel{R} \cdot \cancel{T}}{\cancel{V}}} = \frac{n_{He}}{n_{CO_2}}$$

Hallamos la cantidad de sustancia usando la masa molar de cada gas, He y CO_2. Teniendo en cuenta que la masa de ambos gases es la misma:

$$\frac{p_{He}}{p_{CO_2}} = \frac{n_{He}}{n_{CO_2}} = \frac{\dfrac{\cancel{m_{He}}}{M(\text{He})}}{\dfrac{\cancel{m_{CO_2}}}{M(CO_2)}} = \frac{M(CO_2)}{M(\text{He})} = \frac{12{,}00 + 16{,}00 \cdot 2}{4{,}003} \approx 11 \quad \Rightarrow \quad p_{He} = 11 \cdot p_{CO_2}$$

De donde se deduce que **la presión del gas helio es 11 veces superior** a la presión del gas dióxido de carbono.

53 Una bombona de butano, C_4H_{10}, tiene una capacidad de 26 L y, cuando está llena, su masa es 12,5 kg mayor 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.

Calculamos la cantidad de sustancia a partir del dato de la masa y utilizando la masa molar del butano:

$$M(C_4H_{10}) = 12{,}00 \cdot 4 + 1{,}008 \cdot 10 = 58{,}08 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{12\,500 \cancel{\text{g}}}{58{,}08 \frac{\cancel{\text{g}}}{\text{mol}}} = 215{,}2 \text{ mol}$$

A partir de la ecuación de estado de los gases ideales despejamos la presión y la calculamos:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$p = \frac{215{,}2 \cancel{\text{mol}} \cdot 0{,}082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot 293 \cancel{\text{K}}}{26 \cancel{\text{L}}} = \mathbf{198{,}9 \text{ atm}}$$

54 Decimos que una bombona de butano, C_4H_{10}, se ha consumido 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? Datos: $V = 26$ L, $p = 1$ atm.

A partir de la ecuación de estado de los gases ideales despejamos la cantidad y calculamos:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = \frac{1 \cancel{\text{atm}} \cdot 26 \cancel{\text{L}}}{0{,}082 \frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot 293 \cancel{\text{K}}} = 1{,}0822 \text{ mol}$$

Expresamos la cantidad anterior en masa, utilizando la masa molar del butano:

$$M(C_4H_{10}) = 12{,}00 \cdot 4 + 1{,}008 \cdot 10 = 58{,}08 \text{ g/mol}$$

$$m = n \cdot M = 1{,}0822 \cancel{\text{mol}} \cdot 58{,}08 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{mol}}} = \mathbf{62{,}85 \text{ g}}$$

55 En el laboratorio tenemos una bombona de 5 L que contiene oxígeno a la presión de 7 atm. Abrimos la bombona y dejamos que salga el gas hasta que la presión en su interior es de 1 atm. ¿Cuánto ha disminuido la masa de la bombona si la temperatura se ha mantenido en 20 °C?

A partir de la ecuación de estado de los gases ideales despejamos la cantidad:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

Calculamos la cantidad de oxígeno antes de abrir la bombona:

$$n_0 = \frac{7\ \cancel{\text{atm}} \cdot 5\ \cancel{\text{L}}}{0{,}082\ \dfrac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot 293\ \cancel{\text{K}}} = 1{,}46\ \text{mol}$$

Y la cantidad de oxígeno después de abrir la bombona:

$$n_\text{f} = \frac{1\ \cancel{\text{atm}} \cdot 5\ \cancel{\text{L}}}{0{,}082\ \dfrac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot 293\ \cancel{\text{K}}} = 0{,}21\ \text{mol}$$

Calculamos ahora la diferencia para conocer la cantidad de oxígeno que salió de la bombona:

$$n = n_0 + n_\text{f} = 1{,}46 - 0{,}21 = 1{,}25\ \text{mol}$$

Expresamos la cantidad perdida en masa, utilizando la masa molar del oxígeno:

$$M(\text{O}_2) = 16{,}00 \cdot 2 = 32{,}00\ \text{g/mol}$$

$$m = n \cdot M = 1{,}25\ \cancel{\text{mol}} \cdot 32{,}00\ \frac{\text{g}}{\cancel{\text{mol}}} = \mathbf{40\ g}$$

56 **El acetileno es un gas que se utiliza como combustible en los sopletes de soldadura. En su composición interviene un 92,3 % de C y un 7,7 % de H. Determina la fórmula del acetileno si al introducir 4,15 g en una ampolla de 1,5 L a 70 °C hay 3 atm de presión.**

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

La composición centesimal determina la proporción en masa de cada elemento. Así, en 100 g del compuesto, C_xH_y:

- Carbono: $92{,}3\ \cancel{\text{g de}}\ \text{C} \cdot \dfrac{1\ \text{mol de C}}{12{,}00\ \cancel{\text{g de}}\ \text{C}} = 7{,}69\ \text{mol de C}$
- Hidrógeno: $7{,}7\ \cancel{\text{g de}}\ \text{H} \cdot \dfrac{1\ \text{mol de H}}{1{,}008\ \cancel{\text{g de}}\ \text{H}} = 7{,}64\ \text{mol de H}$

Por tanto, la fórmula del compuesto es del tipo $C_{7,69}H_{7,64}$. Los subíndices deben ser números enteros sencillos que mantengan esta proporción, para encontrarlos dividimos por el número más pequeño y conseguimos la fórmula empírica:

$$\text{C}_{\frac{7,69}{7,64}}\text{H}_{\frac{7,64}{7,64}} \Rightarrow \text{C}_{1,01}\text{H}_{1,00} \Rightarrow \text{CH}$$

Para ello calculamos la masa molar con la fórmula empírica, M_e:

$$M_\text{e}(\text{CH}) = 12{,}00 + 1{,}008 = 1{,}008\ \text{g/mol}$$

Hallamos la masa molar aplicando la ecuación de estado de los gases ideales, esta será la masa molar calculada sobre una propiedad de las moléculas, M_m:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p \cdot V = \frac{m}{M_\text{m}} \cdot R \cdot T \Rightarrow M_\text{m} = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V}$$

$$M_\text{m} = \frac{4{,}15\ \text{g} \cdot 0{,}082\ \dfrac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot 343\ \cancel{\text{K}}}{3\ \cancel{\text{atm}} \cdot 1{,}5\ \cancel{\text{L}}} = 25{,}94\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Determinamos la relación entre ambas masas molares:

$$\frac{M_m}{M_e} = \frac{25{,}94\,\cancel{\frac{g}{mol}}}{13{,}008\,\cancel{\frac{g}{mol}}} \approx 2$$

De donde se deduce que las moléculas tienen el doble de masa que lo que indica su molécula empírica. La fórmula molecular del acetileno es $\mathbf{C_2H_2}$.

Densidad de un gas

57 **La densidad de un gas en condiciones estándar es 1,25 g/L. Determina si el gas es monóxido de carbono, monóxido de azufre o amoniaco.**

Calculamos la masa molar del monóxido de carbono, monóxido de azufre y del amoniaco:

$$M(CO) = 12{,}00 + 16{,}00 = 28{,}00 \text{ g/mol}$$

$$M(SO) = 32{,}06 + 16{,}00 = 48{,}06 \text{ g/mol}$$

$$M(NH_3) = 14{,}01 + 1{,}008 \cdot 3 = 17{,}03 \text{ g/mol}$$

Como estamos trabajando en condiciones estándar:

$$p = 10^5 \text{ Pa} = 10^5\,\cancel{\text{Pa}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1{,}01325 \cdot 10^5\,\cancel{\text{Pa}}} = 0{,}98692 \text{ atm}$$

$$T = 0\ °\text{C} = 273 \text{ K}$$

La expresión de la densidad nos permite calcular la masa molar:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1{,}25\,\frac{g}{\cancel{L}} \cdot 0{,}082\,\frac{\cancel{atm} \cdot \cancel{L}}{\cancel{K} \cdot mol} \cdot 273\,\cancel{K}}{0{,}98692\,\cancel{atm}} = 28{,}35\,\frac{g}{mol}$$

Comparamos con las masas molares de los gases y la masa molar más próxima es la del gas **monóxido de carbono**, **CO**.

58 **La densidad de un gas en condiciones estándar es 1,42 g/L. Calcula la masa de 750 mL de ese gas a 3,5 atm y 17 °C.**

Como estamos trabajando en condiciones estándar:

$$p = 10^5 \text{ Pa} = 10^5\,\cancel{\text{Pa}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1{,}01325 \cdot 10^5\,\cancel{\text{Pa}}} = 0{,}98692 \text{ atm}$$

$$T = 0\ °\text{C} = 273 \text{ K}$$

La densidad del gas en condiciones estándar nos permite conocer su masa molar:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1{,}42\,\frac{g}{\cancel{L}} \cdot 0{,}082\,\frac{\cancel{atm} \cdot \cancel{L}}{\cancel{K} \cdot mol} \cdot 273\,\cancel{K}}{0{,}98692\,\cancel{atm}} = 32{,}21\,\frac{g}{mol}$$

A partir de la masa molar podemos conocer la densidad del gas en las nuevas condiciones:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} = \frac{3{,}5\ \cancel{\text{atm}} \cdot 32{,}21\ \frac{\text{g}}{\cancel{\text{mol}}}}{0{,}082\ \frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{K}} \cdot \cancel{\text{mol}}} \cdot 290\ \cancel{\text{K}}} = 4{,}74\ \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Por último, teniendo en cuenta la última densidad calculada determinamos la masa correspondiente a 750 mL:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 4{,}74\ \frac{\text{g}}{\cancel{\text{L}}} \cdot 0{,}750\ \cancel{\text{L}} = \mathbf{3{,}56\ g}$$

59 **Calcula la densidad del monóxido de dinitrógeno en condiciones estándar.**

En una ampolla tenemos monóxido de dinitrógeno a una presión de 1000 mmHg. ¿A qué temperatura su densidad será de 2,15 g/L?

Calculamos la masa molar del monóxido de dinitrógeno:

$$M(N_2O) = 14{,}01 \cdot 2 + 16{,}00 = 44{,}02\ \text{g/mol}$$

Como estamos trabajando en condiciones estándar:

$$p = 10^5\ \text{Pa} = 10^5\ \cancel{\text{Pa}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{1{,}01325 \cdot 10^5\ \cancel{\text{Pa}}} = 0{,}98692\ \text{atm}$$

$$T = 0\ °\text{C} = 273\ \text{K}$$

A partir de la siguiente expresión podemos calcular la densidad del gas:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} = \frac{0{,}98692\ \cancel{\text{atm}} \cdot 44{,}02\ \frac{\text{g}}{\cancel{\text{mol}}}}{0{,}082\ \frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{K}} \cdot \cancel{\text{mol}}} \cdot 273\ \cancel{\text{K}}} = 1{,}94\ \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Hallamos la temperatura a la que la densidad será de 2,15 g/L para la presión dada:

$$p = 1000\ \cancel{\text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \cancel{\text{mmHg}}} = 1{,}3158\ \text{atm}$$

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow T = \frac{p \cdot M}{d \cdot R} = \frac{1{,}3158\ \cancel{\text{atm}} \cdot 44{,}02\ \frac{\cancel{\text{g}}}{\cancel{\text{mol}}}}{2{,}15\ \frac{\cancel{\text{g}}}{\cancel{\text{L}}} \cdot 0{,}082\ \frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \text{K}}} = \mathbf{328{,}5\ K} = \mathbf{55{,}5\ °C}$$

Mezclas de gases. Ley de Dalton de las presiones parciales

60 **En un recipiente tenemos 3,2 g de oxígeno que ejercen una presión de 500 mmHg. Sin que varíen la temperatura ni el volumen, añadimos al mismo recipiente 4,2 g de gas hidrógeno. ¿Cuál será el valor de la presión ahora?**

Calculamos la masa molar de ambos gases:

$$M(O_2) = 16{,}00 \cdot 2 = 32{,}00\ \text{g/mol}$$

$$M(H_2) = 1{,}008 \cdot 2 = 2{,}016\ \text{g/mol}$$

Calculamos la cantidad de partículas a partir de la masa de ambos gases:

$$n_{O_2} = 3{,}2\ \cancel{\text{g de } O_2} \cdot \frac{1\text{ mol de } O_2}{32{,}00\ \cancel{\text{g de } O_2}} = 0{,}1\text{ mol de } O_2$$

$$n_{H_2} = 4{,}2\ \cancel{\text{g de } H_2} \cdot \frac{1\text{ mol de } H_2}{2{,}016\ \cancel{\text{g de } H_2}} = 2{,}08\text{ mol de } H_2$$

La fracción molar del oxígeno es:

$$\chi_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{O_2} + n_{H_2}} = \frac{0{,}1}{0{,}1 + 2{,}08} = 0{,}0458$$

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

$$p_{O_2} = p_{\text{total}} \cdot \chi_{O_2} \Rightarrow p_{\text{total}} = \frac{p_{O_2}}{\chi_{O_2}} = \frac{500\text{ mmHg}}{0{,}0458} = \mathbf{10\,917\text{ mmHg}}$$

61 En una bombona tenemos una mezcla de gas hidrógeno y gas nitrógeno al 50 % en masa. Si la presión de la mezcla es de 800 mmHg, ¿cuál es la presión parcial que ejerce cada gas?

Calculamos la masa molar de ambos gases:

$$M(H_2) = 1{,}008 \cdot 2 = 2{,}016\text{ g/mol}$$

$$M(N_2) = 14{,}01 \cdot 2 = 28{,}02\text{ g/mol}$$

Al estar ambas masas al 50% podemos decir que ambas masas son iguales:

$$m_{H_2} = m_{N_2} = m$$

Calculamos la cantidad de partículas a partir de la masa de ambos gases:

$$n_{H_2} = m\ \cancel{\text{g de } H_2} \cdot \frac{1\text{ mol de } H_2}{2{,}016\ \cancel{\text{g de } H_2}} = \frac{m}{2{,}016}\text{ mol de } H_2$$

$$n_{H_2} = m\ \cancel{\text{g de } N_2} \cdot \frac{1\text{ mol de } N_2}{28{,}02\ \cancel{\text{g de } N_2}} = \frac{m}{28{,}02}\text{ mol de } N_2$$

La fracción molar de cada gas es:

$$\chi_{H_2} = \frac{n_{H_2}}{n_{H_2} + n_{N_2}} = \frac{\dfrac{m}{2{,}016}}{\dfrac{m}{2{,}016} + \dfrac{m}{28{,}02}} = \frac{\dfrac{m}{\cancel{2{,}016}}}{\dfrac{28{,}02 \cdot m + 2{,}016 \cdot m}{\cancel{2{,}016} \cdot 28{,}02}} = \frac{28{,}02 \cdot \cancel{m}}{30{,}036 \cdot \cancel{m}} = 0{,}9329$$

$$\chi_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{H_2} + n_{N_2}} = \frac{\dfrac{m}{28{,}02}}{\dfrac{m}{2{,}016} + \dfrac{m}{28{,}02}} = \frac{\dfrac{m}{\cancel{28{,}02}}}{\dfrac{28{,}02 \cdot m + 2{,}016 \cdot m}{2{,}016 \cdot \cancel{28{,}02}}} = \frac{2{,}016 \cdot \cancel{m}}{30{,}036 \cdot \cancel{m}} = 0{,}0671$$

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

$$p_{H_2} = p_{\text{total}} \cdot \chi_{H_2} = 800\text{ mmHg} \cdot 0{,}9329 = \mathbf{746{,}3\text{ mmHg}}$$

$$p_{N_2} = p_{\text{total}} \cdot \chi_{N_2} = 800\text{ mmHg} \cdot 0{,}0671 = \mathbf{53{,}7\text{ mmHg}}$$

62 En una bombona tenemos una mezcla de gas hidrógeno y gas nitrógeno al 50 % en volumen. Si la presión de la mezcla es de 800 mmHg, ¿cuál es la presión parcial que ejerce cada gas?

Al estar mezclados en la misma bombona, ambos están a la misma temperatura:

$$T_{H_2} = T_{N_2} = T$$

Y están sometidos a la misma presión. La hipótesis de Avogadro dice: «En iguales condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de partículas». Al estar ambos volúmenes al 50%, podemos decir que ambos son iguales:

$$V_{H_2} = V_{N_2} = V$$

La fracción molar de cada gas es:

$$\chi_{H_2} = \frac{n_{H_2}}{n_{H_2} + n_{N_2}} = \frac{V_{H_2}}{V_{H_2} + V_{N_2}} = \frac{\cancel{V}}{2 \cdot \cancel{V}} = 0{,}5$$

$$\chi_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{H_2} + n_{N_2}} = \frac{V_{N_2}}{V_{H_2} + V_{N_2}} = \frac{\cancel{V}}{2 \cdot \cancel{V}} = 0{,}5$$

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

$$p_{H_2} = p_{\text{total}} \cdot \chi_{H_2} = 800\ \text{mmHg} \cdot 0{,}5 = \mathbf{400\ mmHg} = p_{N_2}$$

63 **En un recipiente cerrado tenemos 0,5 g de gas hidrógeno a 150 °C y 2 atm. A continuación, y sin modificar el volumen ni la temperatura, añadimos 0,1 mol de oxígeno.**

a) Calcula la presión que ejerce la mezcla.

b) Los dos gases reaccionan para dar agua (vapor) hasta que se consume todo el oxígeno. Calcula la presión en el recipiente al finalizar el proceso, suponiendo que no cambia la temperatura ni el volumen.

Calculamos la cantidad de sustancia a partir del dato de la masa y utilizando la masa molar del gas hidrógeno:

$$M(H_2) = 1{,}008 \cdot 2 = 2{,}016\ \text{g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}5\ \cancel{\text{g}}}{2{,}016\ \frac{\cancel{\text{g}}}{\text{mol}}} = 0{,}248\ \text{mol}$$

a) A partir de la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$p_{\text{total}} = p_{H_2} + p_{O_2}$$

Donde:

$$p_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{\text{total}}} \cdot p_{\text{total}} = \frac{n_{O_2}}{n_{H_2} + n_{O_2}} \cdot p_{\text{total}} = \frac{0{,}1}{0{,}248 + 0{,}1} \cdot p_{\text{total}} = 0{,}287 \cdot p_{\text{total}}$$

Entonces:

$$p_{\text{total}} = p_{H_2} + 0{,}287 \cdot p_{\text{total}}$$

Despejamos y calculamos la presión total:

$$p_{\text{total}} = \frac{p_{H_2}}{1 - 0{,}287} = \frac{2\ \text{atm}}{0{,}713} = \mathbf{2{,}8\ atm}$$

b) A partir de la ecuación de estado de los gases ideales despejamos el volumen y calculamos:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$$

$$V = \frac{0{,}248\ \cancel{\text{mol}} \cdot 0{,}082\ \dfrac{\cancel{\text{atm}} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot 423\ \cancel{\text{K}}}{2\ \cancel{\text{atm}}} = 4{,}30\ \text{L}$$

Calculamos los moles que tenemos al final del proceso. Para ello, escribimos la reacción:

	$2\ H_2$	+	O_2	→	$2\ H_2O$
Inicial	0,248 mol		0,1 mol		
Reaccionan	0,2 mol		0,1 mol		
Final	0,048 mol		0 mol		0,2 mol

Al finalizar el proceso tenemos 0,048 mol de H_2 y 0,2 mol de vapor de H_2O. En total son 0,248 mol de partículas en estado gaseoso. Sustituimos en la ecuación de los gases ideales, despejamos la presión y calculamos:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$V = \frac{0{,}248\ \cancel{\text{mol}} \cdot 0{,}082\ \dfrac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot 423\ \cancel{\text{K}}}{4{,}30\ \cancel{\text{L}}} = \mathbf{2\ atm}$$

Como puede verse, sin cambiar las condiciones de volumen y temperatura la misma cantidad de partículas ejerce la misma presión. En los gases ideales no es relavante si las partículas son de una única sustancia, el gas hidrógeno, o una mezcla, hidrógeno y vapor de agua.