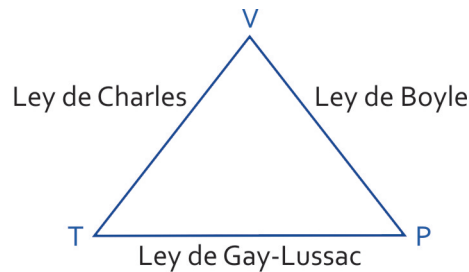


Leyes de los gases

El volumen de una masa determinada de gas depende de la temperatura y de la presión a que está sometida; por consiguiente, el comportamiento físico de una masa de gas se describe en función de tres variables: temperatura (T), presión (P) y volumen (V). Las leyes de los gases son expresiones matemáticas de las relaciones que existen entre estas tres variables. Si una masa de gas ocupa un volumen V a la temperatura T y presión P, un cambio en una de las variables vendrá compensado con un cambio en las otras dos. En las leyes de los gases se hace constante una de las tres variables y se relaciona con las otras dos.

La Ley de Charles establece la relación existente entre el volumen y la temperatura de una masa determinada de gas manteniendo la presión constante; por su parte, la Ley de Boyle expresa la relación que existe entre el volumen y la presión de una masa de gas, a una temperatura constante; por último, la Ley de Gay-Lussac determina la relación existente entre la presión y la temperatura de una masa de gas manteniendo el volumen constante. Podemos esquematizar estas leyes de la siguiente manera, donde el lado opuesto del triángulo es la variable que permanece constante:



■ **Figura 1.3** Relaciones que existen entre las tres variables.

Podemos resumir así:

La Ley de Charles relaciona la temperatura y el volumen cuando la presión es constante.

La Ley de Gay-Lussac relaciona la temperatura y la presión cuando el volumen es constante.

La ley de Boyle relaciona el volumen y la presión cuando la temperatura es constante.

Ley de Boyle-Mariotte

Esta ley establece que la presión de un gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen del recipiente. Es decir, si el volumen del

contenedor aumenta, la presión en su interior disminuye; si el volumen del contenedor disminuye, la presión en su interior aumenta.

Además, esta ley permite explicar la ventilación pulmonar, proceso por el que se intercambian gases entre la atmósfera y los alvéolos pulmonares. Cuando tomamos aire (inspiramos), el diafragma baja y la caja torácica se ensancha; esto aumenta el volumen de la pared torácica y, según la Ley de Boyle, la presión dentro de la cavidad debe disminuir. El aire entra a los pulmones desde afuera porque se encuentra a una presión mayor que la de la cavidad torácica. Cuando exhalamos el aire (espiramos), el diafragma sube y la pared torácica se contrae; por consiguiente, el volumen de la cavidad torácica disminuye, por lo que la presión aumenta y parte del aire se expulsa.

Sin embargo, los pulmones nunca llegan a vaciarse por completo. El espacio que los rodea se mantiene a una presión ligeramente más baja que la de los mismos pulmones, haciendo que éstos queden un poco hinchados debido a que la presión es superior en su interior. Si se perfora un pulmón, el diafragma o la pared torácica, se igualan las dos presiones y el pulmón se colapsa. La expresión matemática de esta ley es:

$$PV = K$$

¿Por qué ocurre este fenómeno?

Las moléculas de los gases están muy separadas unas de otras, en la medida en que el recipiente que los contenga lo permita. Cuando se aumenta la presión por la disminución en el tamaño del recipiente que lo contiene, el volumen que ocupa el gas se reduce debido a que las moléculas están más cercanas unas de otras, siempre y cuando la temperatura no varíe.

Donde K es una constante que resulta del producto de la presión por el volumen.

Supongamos que tenemos un cierto volumen de gas V_1 que se encuentra a una presión P_1 al comienzo del experimento. Si variamos el volumen de gas hasta un nuevo valor V_2 entonces la presión cambiará a P_2 y se cumplirá:

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

Ésta es otra manera de expresar la Ley de Boyle.



Resuelve los siguientes problemas:

1. Un globo a temperatura ambiente tiene un volumen de 4 litros y su presión es de 600 mmHg . ¿Cuál será su nuevo volumen si aumentamos la presión hasta 800 mmHg ?
2. Un balón de fútbol se llena con 500 ml de aire. La presión que ejerce la pared del balón es de 100 mmHg . ¿Cuál será la presión del balón cuando un chico lo golpea, si el volumen del balón es de 300 ml ?
3. Se requiere llenar un tanque que transporta oxígeno. Al inicio del llenado el volumen que ocupaba el oxígeno era de 30 ml con una presión de 0.5 atm . Si se quiere llenar hasta los 500 ml , ¿cuál será finalmente la presión que ejerzan las moléculas del gas sobre las paredes del tanque?



Las temperaturas absolutas se expresan en grados Kelvin, esto es $^{\circ}\text{C} + 273$.

Ley de Charles

Establece que el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta, asumiendo que la presión se mantiene constante; es decir, si en un recipiente flexible se mantiene la presión constante, el aumento de temperatura conlleva un aumento del volumen.

¿Por qué ocurre este fenómeno?

Si elevamos la temperatura de un gas, sus moléculas se mueven más rápidamente y por tanto aumenta el número de choques contra las paredes del recipiente que lo contiene. Si las paredes son flexibles, la presión se mantiene constante y las moléculas ocuparán mayor volumen por aumento de la distancia intermolecular.

Matemáticamente lo podemos expresar así:

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

Donde la constante es el cociente del volumen con la temperatura.

Supongamos que tenemos un cierto volumen de gas V_1 que se encuentra a una temperatura T_1 al comienzo del experimento. Si variamos el volumen de gas hasta un nuevo valor V_2 , entonces la temperatura cambiará a T_2 y se cumplirá:

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



Actividad

Resuelve los siguientes problemas.

1. Un gas tiene un volumen de 2.5 litros a 25° C, ¿cuál será su nuevo volumen si bajamos la temperatura a 10° C?
2. Un globo en una habitación cerrada donde la temperatura es de 27° C tiene un volumen de 2 litros; en cambio, a la intemperie, en un lugar excesivamente frío de 23° C bajo cero, ¿qué volumen ocupa?
3. ¿Qué volumen ocuparía ese mismo globo si la temperatura a la que se expone fuera excesivamente cálida, de 47° C?



Ley de Gay-Lussac

Esta ley establece que a un volumen constante, la presión de una masa fija de un gas dado es directamente proporcional a la temperatura expresada en grados Kelvin.

¿Por qué ocurre este fenómeno?

Porque al aumentar la temperatura, las moléculas del gas se mueven más rápidamente y, por lo tanto, aumenta el número de choques contra las paredes; es decir, aumenta la presión ya que el recipiente es de paredes rígidas y su volumen no puede cambiar.

Gay-Lussac descubrió que en cualquier momento de este proceso, el cociente entre la presión y la temperatura tiene siempre el mismo valor, por lo tanto, es constante.

$$\frac{P}{T} = K$$

Supongamos que tenemos un gas que se encuentra a una presión P_1 y a una temperatura T_1 al comienzo del experimento. Si variamos la temperatura hasta un nuevo valor T_2 entonces la presión cambiará a P_2 y se cumplirá:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



En estos ejercicios siempre hay que usar la escala Kelvin.