

una cantidad fija de gas a temperatura constante crece conforme aumenta la presión. Podemos determinar una expresión para este comportamiento si partimos de la ley de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

Si se fija la cantidad de un gas,  $n$  es una constante; si se fija la temperatura,  $T$  es una constante, y como  $R$  es una constante, el producto de todos los términos constantes abarcan una constante,  $K$ , así que:

$$PV = K$$

resolviendo esta relación para  $V$ :

$$V = K/P$$

A esta expresión se le conoce como la *ley de Boyle* y nos indica que, para una muestra de gas a temperatura constante, el volumen será inversamente proporcional a la presión. Quiere decir esto que cuando la presión de una muestra de gas varía en alguna forma, el volumen variará de manera opuesta. Si la presión aumenta, el volumen disminuye; y si la presión disminuye, el volumen aumenta.

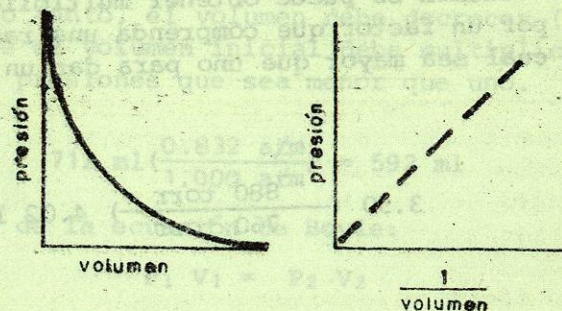
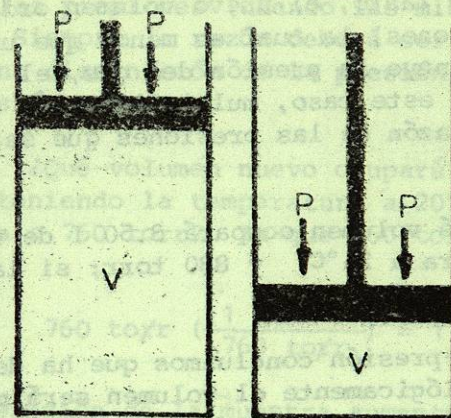
Una manera fácil de recordar esta relación es relacionarla con la ley de los gases ideales o téngase siempre en mente que conforme aumenta la presión de una muestra de gas a temperatura constante, el volumen debe decrecer de modo correspondiente y conforme decrece la presión, el volumen se hace mayor.

La ley de Boyle se puede emplear para determinar cómo puede ser afectado el volumen de una muestra de gas, por algún cambio de presión siempre y cuando la temperatura se mantenga constante. Ya que el producto de  $P$  y  $V$  es una constante a una temperatura fija, entonces, si cambiamos la presión y, por tanto el volumen del gas, el producto de la nueva presión y el nuevo volumen ( $P'$ ,  $V'$ ) será igual a la misma constante:

$$PV = K \quad P'V' = K$$

por lo tanto,

$$P_1V_1 = P_2V_2$$



F-3-5 LEY DE BOYLE

Para el nuevo volumen tendremos:

$$V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$$

Para obtener el nuevo volumen, podemos multiplicar el volumen original por un factor que contenga las dos presiones. Si se aumenta la presión del gas, el volumen original decrecerá. Por lo tanto, el nuevo volumen original por una razón de las presiones, la cual es menor que uno. Por otra parte, si se disminuye la presión del gas, el volumen original crecerá. Para este caso, multiplicaremos el volumen original por una razón de las presiones que sea mayor que uno.

Ejemplo. ¿Qué volumen ocupará 3.50 l de una muestra de gas que se encuentra a 26°C y 880 torr; si la presión disminuye hasta 760 torr?

Observando la presión concluimos que ha decrecido (880 torr = 760 torr), lógicamente el volumen será mayor que 3.50 l. Este nuevo volumen se puede obtener multiplicando el volumen inicial por un factor que comprenda una razón de las presiones, lo cual sea mayor que uno para dar un nuevo volumen original.

$$P_1 = 880 \text{ torr}$$

$$P_2 = 760 \text{ torr}$$

$$V_1 = 3.50 \text{ l}$$

$$V_2 = ?$$

o despejando el V de la ecuación de Boyle, tendremos:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$$

$$= \frac{880 \text{ torr} (3.50 \text{ l})}{760 \text{ torr}}$$

$$= 4.02 \text{ l}$$

Puede obtenerse el nuevo volumen que corresponde a un cambio de presión asociado con una cantidad fija de gas a temperatura constante, multiplicando el volumen inicial por una razón de las presiones (usando las mismas unidades para la presión). Siempre la razón deberá ser mayor que uno cuando se tiene una disminución de la presión y menor que uno cuando la presión aumenta.

Ejemplo. ¿Qué volumen nuevo ocupará una muestra de 712 ml de gas manteniendo la temperatura a 20°C y 0.832 atm si la presión cambia a 760 torr? Ya que 760 torr equivalen a 1 atm.

$$760 \text{ torr} \left( \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \right) = 1 \text{ atm}$$

Como la presión de la muestra aumentó (0.832 atm-1.000 atm) y por lo tanto, el volumen debe decrecer (712 ml - menor) en donde el volumen inicial debe multiplicarse por una razón de las presiones que sea menor que uno.

$$712 \text{ ml} \left( \frac{0.832 \text{ atm}}{1.000 \text{ atm}} \right) = 592 \text{ ml}$$

o despejando de la ecuación de Boyle:

$$P_1 = 0.832 \quad P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$P_2 = 1 \text{ atm}$$

$$V_1 = 712 \text{ ml}$$

$$V_2 = ?$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$$

$$= \frac{.832 \text{ atm} \times 712 \text{ ml}}{1 \text{ atm}}$$

$$= 592 \text{ ml}$$

#### LEY DE BOYLE.

El volumen de un peso dado de gas a temperatura constante varía en razón inversa a la presión ejercida sobre el mismo.

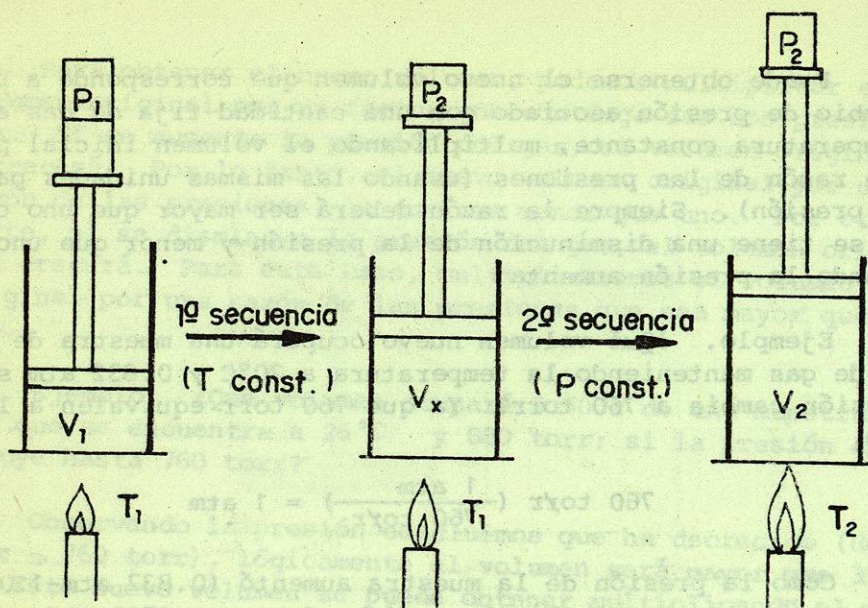


Fig.3-7 Secuencia de los pasos en la expansión de los gases.

Otro investigador que dejó gran huella en el campo de la física-química fue Jacques Charles, fue él quien por primera vez estudiara la relación entre el volumen y la temperatura de una cantidad fija de gas manteniendo la presión constante. Concluyó que, bajo dichas condiciones fijas, el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura Kelvin (ver fig. ). En otras palabras, si aumenta la temperatura de una cantidad determinada de un gas que se mantiene a presión constante, el volumen del gas crece; y si la temperatura disminuye, el volumen decrece. Esta relación puede deducirse también a partir de la ley de los gases ideales.

$$V = \left( \frac{nRT}{P} \right)$$

Si la cantidad de gas es fija,  $n$  es constante; si la presión es fija,  $P$  es constante. Por consecuencia, el producto  $nR$  dividido entre  $P$  es una constante  $R$ , de donde:

$$V = RT$$

a esta relación se le denomina *ley de Charles* y puede interpretarse como indicando que para una muestra de un gas a presión fija, el volumen es directamente proporcional a la temperatura Kelvin.

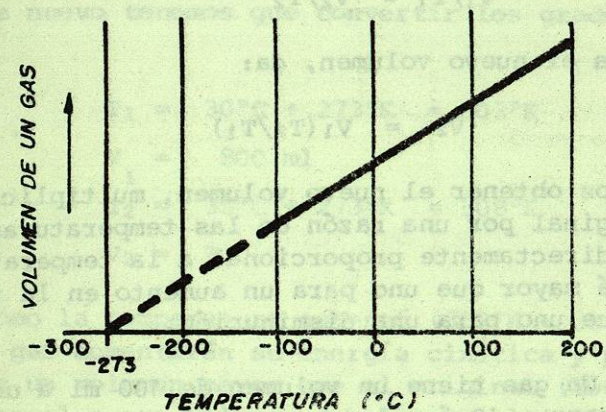


Fig. 3-8. Ley de Charles. Gráfica del volumen de un gas ideal contra la temperatura (nótese que el punto en el que el volumen del gas se volvería cero es la temperatura del cero absoluto).

Para que se nos haga más fácil recordar esta relación, debemos tener presente que si calentamos una muestra de gas a presión fija, se dilatará y si se enfría, se contraerá.

La ley de Charles puede emplearse para determinar la manera en que es afectado el volumen de una muestra de gas por un cambio de temperatura si se mantiene constante la presión. Esta ley confirma que la razón del volumen y la temperatura de un gas es constante para un gas a presión fija ( $V/T = k$ ). Cuando se cambia la temperatura, el volumen cambia y la razón del nuevo volumen y la nueva temperatura ( $V^2/T^2$ ) será igual a la misma constante.

1020115369

$$V/T = k$$

$$V_2/T_2 = R$$

por lo tanto,  $V_1/T_1 = V_2/T_2$

Despejando para el nuevo volumen, da:

$$V_2 = V_1(T_2/T_1)$$

Si deseamos obtener el nuevo volumen, multiplicaremos el volumen original por una razón de las temperaturas. Como el volumen es directamente proporcional a la temperatura, esta razón será mayor que uno para un aumento en la temperatura y menor que uno para una disminución.

Ejemplo. Un gas tiene un volumen de 100 ml a una temperatura de 27°C. ¿Qué volumen ocupará si se calienta dicho gas y la temperatura cambia de 27°C a 63°C y a la misma presión?

Con la ley de Charles debe usarse temperaturas Kelvin, por lo tanto, convertiremos primero las temperaturas celsius a escala kelvin:

$$T_1 = 27^\circ\text{C} + 273^\circ\text{K} = 300^\circ\text{K}$$

$$V_1 = 100 \text{ ml}$$

$$T_2 = 63^\circ\text{C} + 273^\circ\text{K} = 336^\circ\text{K}$$

$$V_2 = ?$$

La temperatura de la muestra de gas aumenta de (300°K - 336°K), de donde se deduce que el nuevo volumen será mayor que el inicial u original (100 ml). Para encontrar el nuevo volumen debemos multiplicar el volumen inicial por una razón de las temperaturas que sea mayor que uno:

$$100 \text{ ml} \left( \frac{336^\circ\text{K}}{300^\circ\text{K}} \right) = 112 \text{ ml.}$$

$$V_{\text{Final}} = 112 \text{ ml.}$$

Ejemplo. ¿Qué volumen ocupará una muestra de 800 ml de un gas si la presión se mantiene constante a 540 torr y aumentamos la temperatura de 30°C a 35°C.

De nuevo tenemos que convertir los grados celsius a kelvin.

$$T_1 = 30^\circ\text{C} + 273^\circ\text{K} = 303^\circ\text{K}$$

$$V_1 = 800 \text{ ml}$$

$$T_2 = 35^\circ\text{C} + 273^\circ\text{K} = 308^\circ\text{K}$$

$$V_2 = ?$$

Como la temperatura aumentó (303°K - 308°K) las moléculas del gas aumentarán su energía cinética y por lo tanto, ocuparán un volumen mayor que el original (800 ml); y para encontrar el nuevo volumen deberemos multiplicar el volumen inicial por una razón de las temperaturas mayor que uno:

$$800 \text{ ml} \left( \frac{308^\circ\text{K}}{303^\circ\text{K}} \right) = 808 \text{ ml}$$

$$V_{\text{Final}} = 808 \text{ ml}$$

Ejemplo. ¿Qué volumen nuevo será ocupado por una muestra de 5.50 l de un gas que se mantiene a presión constante, si cambiamos la temperatura de 600°K a 300°K?

En este caso la temperatura ha disminuido (600°K - 300°K), el volumen inicial debe multiplicarse por una razón de las temperaturas que sea menor que uno:

$$5.50 \text{ l} \left( \frac{300^\circ\text{K}}{600^\circ\text{K}} \right) = 2.75 \text{ l}$$

$$V_{\text{Final}} = 2.75 \text{ l}$$

Hemos visto las relaciones existentes entre la presión y el volumen, así como entre la temperatura y el volumen. Esto nos hace pensar que debe existir una relación entre temperatura y presión, así fue como Joseph Louis Gay-Lussac, enunció su ley que nos dice que:

*La presión de un peso constante de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta cuando el volumen permanece constante.*

Dicho de otra manera, cuando la temperatura de un gas aumenta, la presión también aumentará, siempre y cuando el volumen no sea alterado. Matemáticamente esta ley se expresa:

$$P = KT$$

o bien,

$$P/T = K$$

Pero cuando nos referimos a 2 estados diferentes del mismo gas, la fórmula que la representaría sería:

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

Ejemplo. ¿Cuál será la presión final de un gas que se encuentra a una temperatura de 37°C y ejerce una presión de 800 torr; si aumentamos su temperatura a 50°C y el volumen permanece constante?

$$P_1 = 800 \text{ torr}$$

$$T_1 = 37^\circ\text{C} + 273 = 310^\circ\text{K}$$

$$P_2 = ?$$

$$T_2 = 50^\circ\text{C} + 273 = 323^\circ\text{K}$$

tenemos,

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

despejando,

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

entonces,

$$P_2 = \frac{800 \text{ torr} \times 323^\circ\text{K}}{310^\circ\text{K}}$$

$$= 833.54 \text{ torr}$$

### 3-7 COMBINACIÓN DE LAS LEYES DE LOS GASES.

¿En qué grado cambiaría el volumen de una muestra de un gas cuando tanto la temperatura y la presión fueran alteradas?

Podemos ejemplificar mejor el comportamiento de un gas con respecto a dichos cambios.

Supóngase que se tiene una muestra de 1.000 l de un gas a 1.000 atm de presión y 273°K a (PTE). ¿Qué volumen ocuparía la muestra si cambiamos la temperatura a 546°K? Ya que un incremento en la temperatura aumentará el volumen, el nuevo volumen será:

$$1.000 \text{ l} \left( \frac{546^\circ\text{K}}{273^\circ\text{K}} \right) = 2.00 \text{ l}$$

¿Qué sucederá al volumen si la presión de esta muestra de 2.00 l la cambiamos a 0.250 atm? Ya que la presión disminuye, el volumen aumentará, y tendremos un nuevo volumen de:

$$2.00 \text{ l} \left( \frac{1.000 \text{ atm}}{0.250 \text{ atm}} \right) = 8.00 \text{ l}$$

Partamos de la muestra original y cambiemos primero la presión y, después, la temperatura. El nuevo volumen ocupado por la muestra de 1.000 l a PTE cuando la presión cambia a 0.250 atm es: