

## Ley de Charles

En 1787, [Jack Charles](#) estudió por primera vez la relación entre el volumen y la temperatura de una muestra de gas a presión constante y, observó que cuando se aumentaba la temperatura el volumen del gas también aumentaba y que al enfriar el gas, el volumen disminuía.

### ¿Por qué ocurre esto?

Cuando aumentamos la temperatura del gas las moléculas se mueven con más rapidez y tardan menos tiempo en alcanzar las paredes del recipiente. Esto quiere decir que el número de choques por unidad de tiempo será mayor. Es decir se producirá un aumento (por un instante) de la presión en el interior del recipiente y aumentará el volumen (el émbolo se desplazará hacia arriba hasta que la presión se iguale con la exterior).

**Lo que Charles descubrió es que a presión constante, el cociente entre el volumen y la temperatura de una cantidad fija de gas, es igual a una constante.**

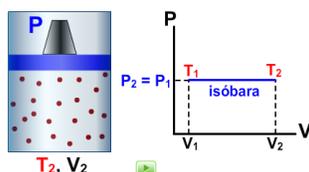
Matemáticamente podemos expresarlo así:

$$V/T = K$$

**Estudiamos el siguiente proceso a presión constante (isobárico):**

Supongamos que tenemos un cierto volumen de gas  $V_1$  que se encuentra a una temperatura  $T_1$  sometido a una presión  $P_1$  (representada por la pesa) al comienzo del experimento. Si a presión constante, aumentamos la temperatura del gas hasta un nuevo valor  $T_2$ , entonces el volumen se incrementará hasta  $V_2$ , como se muestra en la siguiente figura.

En la gráfica P - V, se muestra **la isóbara**.

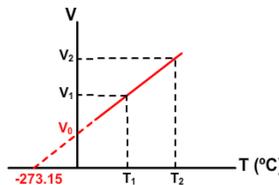


Se cumplirá:

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

que es otra manera de expresar la ley de Charles.

El mismo proceso se puede graficar en **un diagrama V - T**:



La recta obtenida se puede expresar matemáticamente con la ecuación:

$$V = V_0 + \left( \frac{\partial V}{\partial T} \right)_P t$$

Donde:

$V_0$  = volumen que ocupa el gas a 0 °C (ordenada al origen).

$\left( \frac{\partial V}{\partial T} \right)_P$  = Cambio de volumen respecto al cambio de temperatura, a presión constante (pendiente).

La proyección de la recta, dará una intersección en **-273.15 °C, temperatura a la cual el gas teóricamente tendrá un volumen de cero**, lo cual sólo se cumple para el gas ideal, puesto que los gases reales se licuarán y solidificarán a temperaturas suficientemente bajas.

A este valor de **-273.15 °C, se le asignó un valor de cero kelvin (0 K)**, en la denominada escala de temperatura absoluta.

## Ley de Gay-Lussac

Esta Ley fue enunciada por [Joseph Louis Gay-Lussac](#) a principios de 1800. **Establece que la presión de un volumen fijo de gas, es directamente proporcional a su temperatura.**

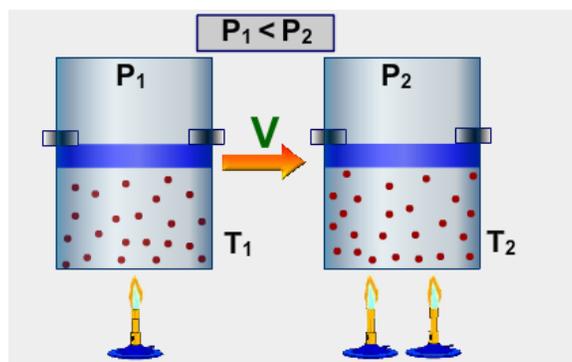
### ¿Por qué ocurre esto?

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

Gay-Lussac descubrió que en cualquier momento de este proceso, el cociente entre la presión y la temperatura siempre tenía el mismo valor:

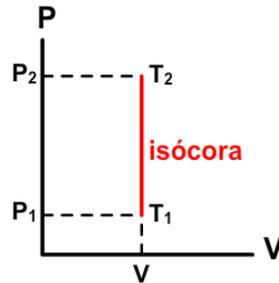
$$P / T = K$$

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

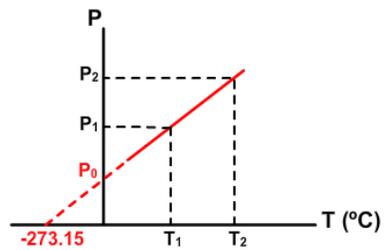


$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$$

Esta ley, al igual que la de Charles, está expresada en función de la temperatura absoluta expresada en **Kelvin**. La **isócora** se observa en la siguiente **gráfica P - V**:



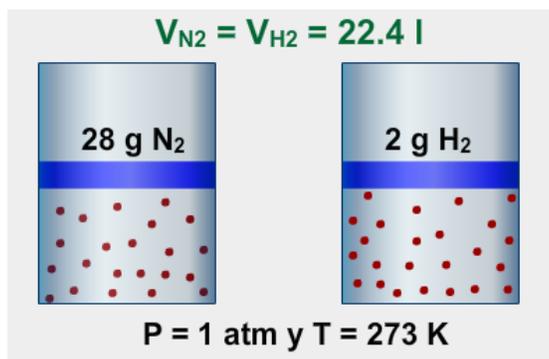
Este proceso también se puede representar en una gráfica P - T:



## Ley de Avogadro

**Avogadro** observó que si se colocaban masas de gases iguales a su peso molecular, a la misma temperatura y presión, todos ocupaban el mismo volumen.

En condiciones **estándar de presión y temperatura (P = 1 atm y T = 273 K)**, el volumen ocupado es de **22.4 l**, como se muestra en la siguiente figura:



Otra manera de expresar la Ley de Avogadro, es como sigue: **volúmenes iguales de gases diferentes, bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, contienen el mismo número de partículas y, por lo tanto, el mismo número de moles.** Es decir, el volumen es directamente proporcional al número de moles (n):

$$V \propto n$$

Para eliminar el signo de proporcionalidad, introducimos una constante, el volumen molar (V):

$$V = V n$$

Finalmente, despejando el volumen molar, tenemos:

$$\bar{V} = \frac{V}{n}$$

por lo que **el volumen molar se define como el volumen ocupado por un mol de un gas.**

Gráfica PVT

