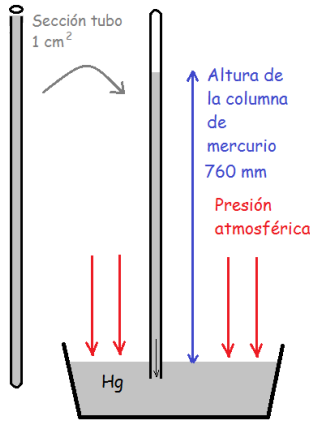


# LOS GASES

## Medida de la Presión de un Gas

En el siglo XVII Torricelli determinó la presión atmosférica mediante el siguiente diseño experimental:



*Puso mercurio -Hg- en un tubo de vidrio de 1 m hasta casi llenarlo. Tapó el extremo del tubo con el dedo y le dio la vuelta y, sin separar el dedo, lo metió invertido dentro de una vasija que contenía mercurio. Una vez dentro retiró el dedo y observó que el mercurio del tubo no caía, sólo descendía unos centímetros. Repitiendo la experiencia varias veces y registrando los datos comprobó que la columna de mercurio variaba, según el día, en torno a una altura de 76 cm. También observó que si los tubos eran de distinto diámetro la columna de Hg siempre alcanzaba la misma altura.*

Así se determinó que la presión de la atmósfera a nivel del mar y 45º N es la equivalente a la ejercida por una columna de 760 mm de mercurio.

1 atmósfera (1 atm) = 760 mm de Hg

En el Sistema Internacional las unidades de medida son Newtons / metro cuadrado (N/m²) que equivale a un Pascal (Pa)

Siendo la presión de un fluido

$$p = \rho \cdot g \cdot h$$

$\rho$  = densidad de un fluido (1300 kg/m³)  
 $g$  = aceleración gravitatoria (9,8 m/s²)  
 $h$  = altura (m)

$$1 \text{ atm} = 1300 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \cdot 9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \cdot 0,76 \text{ m} = 101300 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1,013 \text{ bar} = 1013 \text{ mbar} = 1013 \text{ HPa}$$

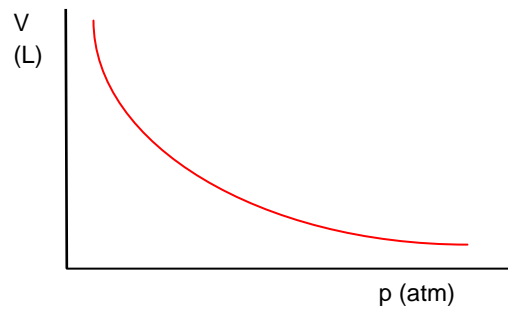
## Las Leyes de los Gases

### Ley de Boyle (S. XVII)

A temperatura constante el volumen que ocupa una masa de un gas es inversamente proporcional a la presión que ejerce

$$V = k \cdot \frac{1}{p} \quad p \cdot V = k \text{ (cte)}$$

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



### Ley de Charles y Gay-Lussac (S. XVIII)

A partir de la observación de que, a presión constante, al aumentar la temperatura de un gas 1°C, el volumen aumentaba 1/273 partes del volumen inicial.

$$V = V_0 + V_0 \cdot \left(\frac{1}{273}\right) = V_0 \cdot \left(1 + \frac{1}{273}\right) \quad \text{Si la temperatura aumenta } t \text{ } ^\circ\text{C} \rightarrow \quad V = V_0 \cdot \left(1 + \frac{t}{273}\right)$$

Si consideramos un volumen inicial y aumentamos la temperatura

$$\begin{matrix} V_1 = V_0 \cdot \left(1 + \frac{t_1}{273}\right) \\ V_2 = V_0 \cdot \left(1 + \frac{t_2}{273}\right) \end{matrix} \quad \text{Igualando} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{t_1 + 273}{t_2 + 273}$$

Estableciendo una nueva escala para la temperatura  $T = t + 273$

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

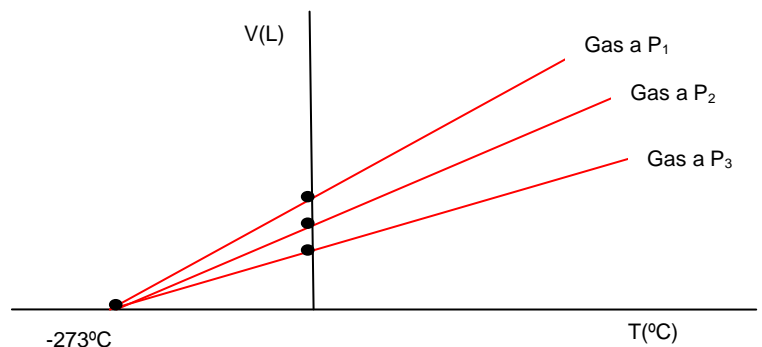
Si se mantiene el volumen constante

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

$\frac{V}{T} = \text{constante}$  es la ecuación de una recta

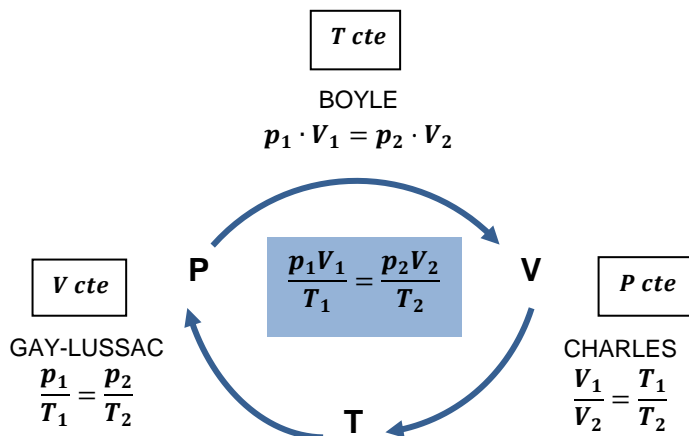
Lord Kelvin observó que si se prolongaban las líneas para una determinada masa de gas a diferentes presiones, todas conflúan en el punto -273,15, donde hipotéticamente el volumen sería cero. A esta temperatura se la denominó **cero absoluto o cero Kelvin**

$$T \text{ (} ^\circ\text{K)} = t + 273,15 \text{ } ^\circ\text{C}$$



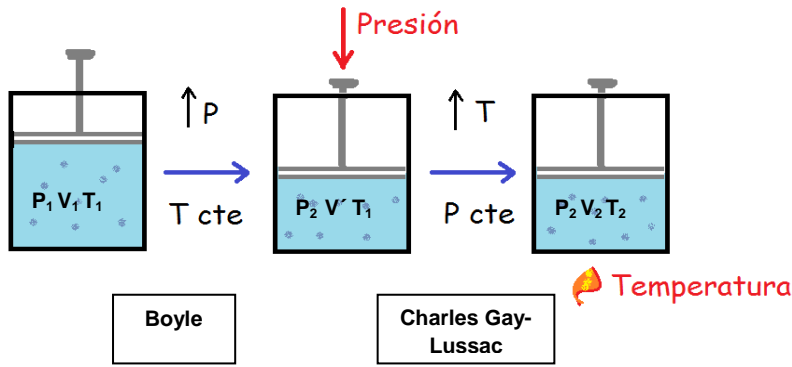
### Ley combinada de los Gases Ideales

Si combinamos las tres Leyes de los gases



Puede aplicarse a los gases reales en condiciones ambientales, donde la temperatura es alta y la presión baja.

Los gases ideales son aquellos que se encuentran a temperaturas altas y presiones bajas.  
  
Los gases reales se encuentran a temperaturas bajas y presiones altas.



$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V'$$

$$\frac{V'}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$V' = \frac{p_1 \cdot V_1}{p_2}$$

$$V' = \frac{V_2 \cdot T_1}{T_2}$$

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

• **Ecuación de estado de los gases ideales**

Si tomamos un mol de gas  $\frac{p \cdot V}{T} = constante$

Este valor constante es R (constante de los gases ideales) y su valor es

- 0,082  $\frac{atm \cdot L}{K \cdot mol}$
- 8,31  $\frac{Pa \cdot m^3}{K \cdot mol}$
- 1,99  $\frac{cal}{K \cdot mol}$

Para un nº n de moles, la ecuación se escribe

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

En condiciones normales (CN) de 0°C (273 °K) de temperatura y 1 atm de presión, 1 mol de gas ideal ocupa un volumen de 22,4 Litros

$$1 atm \cdot V = 1 mol \cdot 0,082 atm \cdot \frac{L}{K} \cdot mol \cdot 273K$$

$$\rightarrow V = 22,4 L$$

La masa molar de un gas ideal se puede hallar midiendo el volumen que ocupa.

**Ley de Dalton para las presiones parciales**

En una mezcla de gases ideales, cada gas ejerce presión como si se encontrara solo; la presión total de la mezcla es la suma de todas las presiones parciales.

$$p_T = p_1 + p_2 + p_3 \dots = \Sigma p_i$$

Siendo n el nº de moles  $p_i = \left(\frac{n_i}{n_T}\right) \cdot p_T$

$$p_i = \frac{V_i \cdot p}{V_T}$$