

Leyes de los gases ideales

Gas - Teoría cinética molecular.

Se denomina **gas** al estado de agregación de la materia en el que las sustancias no tienen forma ni volumen propio, adoptando el de los recipientes que las contienen. Las moléculas que constituyen un gas casi no son atraídas unas por otras, por lo que se mueven en el vacío a gran velocidad y muy separadas unas de otras, explicando así las propiedades:

- Las moléculas de un gas se encuentran prácticamente libres, de modo que son capaces de distribuirse por todo el espacio en el cual son contenidos. Las fuerzas gravitatorias y de atracción entre las moléculas son despreciables, en comparación con la velocidad a que se mueven las moléculas.
- Los gases ocupan completamente el volumen del recipiente que los contiene.
- Los gases no tienen forma definida, adoptando la de los recipientes que los contiene.
- Pueden comprimirse fácilmente, debido a que existen enormes espacios vacíos entre unas moléculas y otras.

Un **gas ideal** es un gas hipotético formado por partículas puntuales, sin atracción ni repulsión entre ellas y cuyos choques son perfectamente elásticos (conservación de momento y energía cinética). Los gases reales que más se aproximan al comportamiento del gas ideal son los gases monoatómicos en condiciones de baja presión y alta temperatura. Cumplen con la Teoría Cinética Molecular. Esta teoría fue desarrollada por Ludwig Boltzmann y Maxwell. Nos indica las propiedades de un **gas ideal** a nivel molecular:

- Todo gas ideal está formado por N pequeñas partículas puntuales (átomos o moléculas).
- Las moléculas gaseosas se mueven a altas velocidades, en forma recta y desordenada.
- Un gas ideal ejerce una presión continua sobre las paredes del recipiente que lo contiene, debido a los choques de las partículas con las paredes de este.
- Los choques moleculares son perfectamente elásticos. No hay pérdida de energía cinética.
- No se tienen en cuenta las interacciones de atracción y repulsión molecular.
- La energía cinética media de la translación de una molécula es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

Existen diversas leyes que relacionan la presión, el volumen y la temperatura de un gas.

Ley de Boyle-Mariotte

Ley que lleva el nombre de los físicos que la estudiaron, el inglés Robert Boyle que la enunció en 1661 y el francés Edmundo Mariotte, en 1676. Establece que "a temperatura constante, la densidad de un gas es proporcional a su presión absoluta", en símbolos:

$$p = K \cdot \delta$$

Recordemos que la densidad es la recíproca del volumen específico, es decir: $\delta = \frac{1}{v}$, entonces

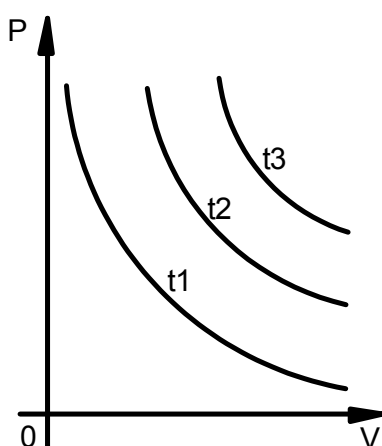
$$\frac{p}{\delta} = K \rightarrow p \cdot v = K$$

Esta expresión la podemos escribir de la siguiente manera:

$$p_1 \cdot v_1 = p_2 \cdot v_2 = \text{cte.}$$

Esta expresión también es válida para los volúmenes totales de la masa de gas

$$p_1 \cdot \frac{V_1}{m} = p_2 \cdot \frac{V_2}{m}$$



Esta última expresión puede enunciarse como: "a temperatura constante, la presión de una masa de gas es inversamente proporcional al volumen que ocupa".

Si representamos gráficamente los valores de la ecuación, para diferentes valores de temperatura, se obtienen, una serie de parábolas equiláteras. Las más cercanas a los ejes son las de menor temperatura, aumentando esta, a medida que nos alejamos de los ejes.

Leyes de Charles y Gay-Lussac

En 1802, Louis Gay Lussac publica los resultados de sus experimentos, basados en los que Jacques Charles hizo en el 1787. Se considera así al proceso isobárico para la Ley de Charles, y al isócoro (o isométrico, es decir a volumen constante) para la ley de Gay Lussac.

Proceso isobárico (Charles)

Charles encontró que una masa de gas, que se calienta a presión constante, varía en su volumen de acuerdo a la ya conocida de la dilatación

$$\Delta V = \alpha \cdot V_0 \cdot t_1$$

En esta expresión, α es el coeficiente de dilatación del gas (en este caso a presión constante), V_0 es el volumen a la temperatura de 0°C y t_1 es la temperatura que alcanza el gas en el estudio.

Se encontró que el valor de α , para diferentes presiones y para cualquier gas era el mismo y su valor era de $\alpha = \frac{1}{273,15^\circ\text{C}}$

Si trabajamos con la expresión matemática de la dilatación y comparamos para dos temperaturas diferentes podemos escribir:

$$V_1 - V_0 = \alpha \cdot V_0 \cdot t_1 \rightarrow V_1 = V_0 + \alpha \cdot V_0 \cdot t_1$$

$$V_1 = V_0 \cdot \alpha \cdot \left(\frac{1}{\alpha} + t_1 \right) = V_0 \cdot \alpha \cdot (273,15 + t_1) = V_0 \cdot \alpha \cdot T_1$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_0 \cdot \alpha \cdot T_1}{V_0 \cdot \alpha \cdot T_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

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

Esta expresión nos indica que "a presión constante, los volúmenes de una masa gaseosa son directamente proporcionales a sus temperaturas absolutas"

Proceso isócoro (a volumen constante) (Gay Lussac)

Cuando se estudia el calentamiento de un gas en un recipiente rígido, es decir, que mantenga su volumen constante, se observa que al variar la temperatura, varía también su presión. La ley de esta variación es similar a la del volumen.

$$P_1 = P_0 + \beta \cdot P_0 \cdot t_1$$

En esta ecuación, β es la variación de presión por unidad de presión inicial y por unidad de variación de temperatura, pero lo denominaremos coeficiente de tensión del gas a volumen constante. Su valor es el mismo que el de α , es decir

$$\alpha = \beta = \frac{1}{273,15^\circ\text{C}}$$

De manera que al hacer todo el desarrollo como para el caso anterior, obtendremos:

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

De aquí obtenemos que "a volumen constante, las presiones de una masa gaseosa son proporcionales a sus temperaturas absolutas".

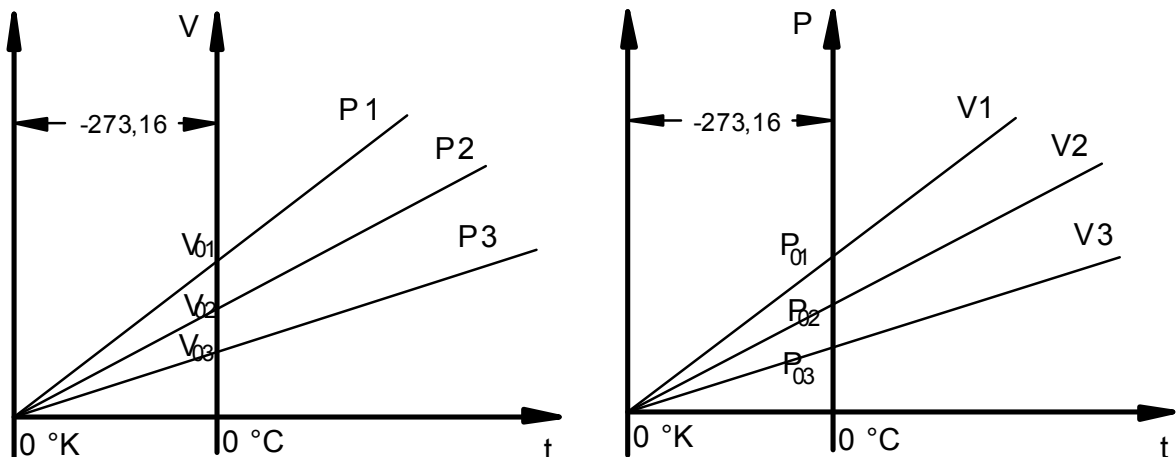
Consecuencias de estas leyes

Si en la ecuación $V_1 = V_0 \cdot \alpha \cdot T_1$ le damos a la temperatura el valor 0°K (es decir $-273,15^\circ\text{C}$), se obtiene como resultado $V_1 = 0$, lo que llevó a pensar en el "cero absoluto"

El cero absoluto es el estado térmico para el cual se anula el volumen de un gas que se enfría a presión constante.

De igual manera, se puede plantear para la ecuación $P_1 = P_0 \cdot \beta \cdot T_1$ las mismas condiciones y obtenemos para $T = 0^\circ\text{K}$ que la presión vale $P_1 = 0$. Podemos pensar entonces que el cero absoluto es la temperatura a la que la presión de un gas se anula cuando se lo enfría a volumen constante.

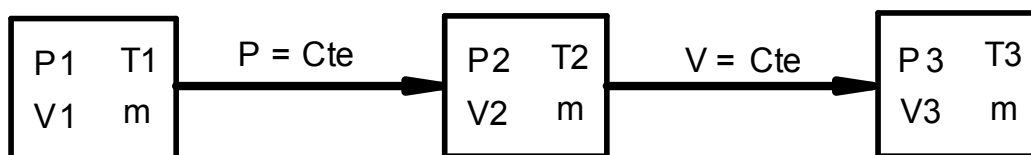
Si representamos gráficamente las ecuaciones de la variación de volumen o presión en función de la temperatura, obtenemos los siguientes gráficos



Como se puede ver, en ambos gráficos tenemos un haz de rectas que convergen a un punto que está ubicado a $-273,16^\circ\text{C}$ y $V = P = 0$

La ecuación de estado

Si tenemos una cierta masa de gas a una cierta presión, una temperatura y un volumen y la hacemos sufrir dos transformaciones cualquiera, a presión, a volumen o a temperatura constante y planteamos las ecuaciones respectivas, podemos obtener con un poco de trabajo matemático, una expresión que relaciona los tres parámetros del gas, para dos estados cualquiera.



Para la primera transformación podemos escribir:

$$P_1 = P_2 \text{ y adem\u00e1s } \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Para la segunda transformación, se cumple:

$$V_2 = V_3 \text{ y adem\u00e1s } \frac{P_2}{T_2} = \frac{P_3}{T_3}$$

Despejando T_2 de las expresiones e igualando:

$$\frac{V_2 \cdot T_1}{V_1} = \frac{P_2 \cdot T_3}{P_3}$$

Reemplazando los valores del estado 2 por sus iguales de los estados 1 y 3, y operando algebraicamente para ubicar de un mismo lado las variables de igual sub\u00edndice, obtenemos:

$$\frac{V_3 \cdot T_1}{V_1} = \frac{P_1 \cdot T_3}{P_3} \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_3 \cdot V_3}{T_3}$$

Esta expresión se escribe normalmente de las siguientes maneras:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}, \frac{P \cdot V}{T} = Cte$$

Esta expresión relaciona las magnitudes presión, volumen + temperatura para dos estados cualquiera, donde no se ha impuesto ninguna condición en cuanto a transformaciones.

Ley de Avogadro

"Volúmenes iguales de distintas sustancias gaseosas, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas"

La cantidad de material se describe en función del número de moles. Esta unidad de materia se corresponde a un número de partículas dado por la constante de Avogadro

$$N = 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Simbólicamente la Ley de Avogadro se describe como:

$$V \propto n \text{ (Volumen proporcional a la cantidad de moles)}$$

De acuerdo con la Ley de Avogadro, el volumen ocupado por un mol de cualquier gas es el mismo a una temperatura y presión fijas. Cuando $T = 0^\circ\text{C}$ y $P = 1 \text{ atm}$, este volumen es de 22.4 L. Las condiciones antes mencionadas, $T = 0^\circ\text{C}$ y $P = 1 \text{ atm}$, se denominan condiciones estándar, y se representa como PTE (presión y temperatura estándar).

El volumen de 1 mol de gas se representa como el volumen molar (V_m). Por lo tanto, la Ley de Avogadro se representa por la siguiente igualdad:

$$V_m = 22.4 \text{ lts a PTE}$$

Si denominamos n al número de moles de un cierto gas, entonces el volumen ocupado por esta cantidad será:

$$V = n \cdot V_m$$

Al igual que con las otras leyes, la Ley de Avogadro sólo se cumple para un gas poco denso.

Ecuación general de los gases ideales

Partiendo de la ecuación de estado y teniendo en cuenta la Ley de Avogadro, podemos plantear:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{1 \text{ Atm} \cdot 22,4 \text{ l}}{273^\circ \text{ K}} \text{ para } 1 \text{ mol}$$

Resolviendo el segundo miembro obtenemos:

$$\frac{P \cdot V}{T} = 0,082 \frac{\text{Atm} \cdot \text{l}}{^\circ \text{K} \cdot \text{mol}}$$

La cantidad $0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} / ^\circ\text{K} \cdot \text{mol}$ recibe el nombre de constante universal de los gases ideales y se la indica con la letra R . Las unidades se pueden cambiar y obtener entonces otros valores de acuerdo a las unidades elegidas (ver gráfico).

Para cantidades de materia distinta a 1 mol, afectamos la expresión por el factor n , y pasando la temperatura al otro miembro, obtenemos la ecuación general de los gases ideales:

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

Donde:

- P = Presión absoluta
- V = Volumen
- n = Moles de Gas

- R = Constante universal de los gases ideales
- T = Temperatura absoluta

Valores de R			
8'314472	$\frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$	0'08205746	$\frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$
$8'205746 \cdot 10^{-5}$	$\frac{\text{m}^3 \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$	8'314472	$\frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$
1'98721	$\frac{\text{cal}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$	83'14472	$\frac{\text{L} \cdot \text{mbar}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$
62'36367	$\frac{\text{L} \cdot \text{Torr}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$	62'36367	$\frac{\text{L} \cdot \text{mmHg}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

Formas alternativas

Como la cantidad de sustancia podría ser dada en masa en lugar de moles, a veces es útil una forma alternativa de la ley del gas ideal. El número de moles (n) es igual a la masa (m) dividido por la **masa molar** (M):

$$n=\frac{m}{M}$$

y sustituyendo n , obtenemos:

$$P.V=\frac{m}{M}.R.T \quad P.V=m.\frac{R}{M}.T$$

Donde el cociente R / M es un valor particular para cada gas y lo denominaremos Constante Particular, que lo obtendremos de tablas.

$$P.V=m.R_p.T$$

