

LEYES DE LOS GASES

Las propiedades de los gases difieren de las de sólidos y líquidos. Un gas, por ejemplo, se expande espontáneamente hasta llenar su recipiente. Por tanto, el volumen de un gas es el volumen del recipiente en el que se guarda. Los gases son compresibles, es decir, si se aplica presión a un gas su volumen disminuye. Los líquidos y sólidos no se expanden para llenar sus recipientes ni son compresibles. Los gases forman mezclas homogéneas unos con otros sin importar sus proporciones. Las propiedades de los gases se deben a que sus moléculas individuales están alejadas unas de otras.

El estudio del comportamiento y propiedades de los gases fue iniciado por Robert Boyle en el siglo XVII. Otros investigadores aportaron datos para formular una teoría que explicara el comportamiento y propiedades de los gases, ésta se conoce como teoría cinéticomolecular.

Teoría cinético-molecular

Los principales postulados de la teoría cinético-molecular:

- Las partículas de un gas son diminutas (submicroscópicas).
- Entre las partículas de un gas la distancia es grande en comparación con su tamaño.
- Las moléculas de un gas no ejercen entre sí fuerzas de atracción o de repulsión.
- Las partículas de gas se mueven en línea recta y en todas direcciones, chocando frecuentemente entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene.
- Por la colisión entre partículas de gas, o con las paredes del recipiente que las contiene no se pierde ninguna energía. Los choques o colisiones son perfectamente elásticos.

Leyes de los gases

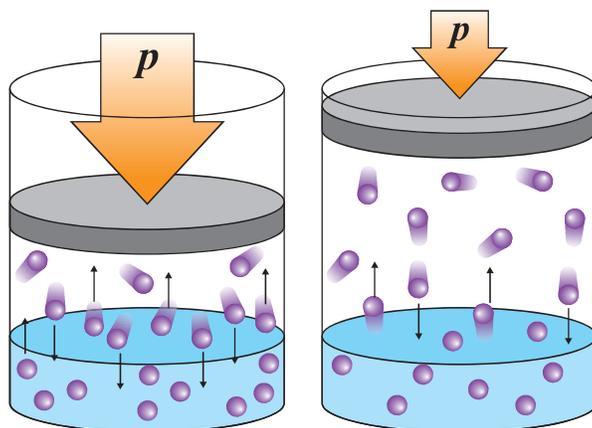
Experimentos realizados con gases revelan que se necesitan cuatro variables para definir la condición física o estado de un gas: volumen, temperatura, presión y cantidad de gas, que se expresa como el número de moles n . Las ecuaciones que expresan las relaciones entre T , P , V y n se conocen como leyes de los gases.

Relación presión-volumen: Ley de Boyle

En el siglo XVII el químico británico Robert Boyle encontró la relación entre la presión y el volumen de un gas: a temperatura constante el volumen de una masa fija de un gas es inversamente proporcional a la presión, lo cual se expresa como:

$$V = 1/P \text{ o } P_1V_1 = P_2V_2$$

La ecuación indica que el volumen es inversamente proporcional a la presión, a masa y temperatura constantes. Cuando aumenta la presión de un gas su volumen disminuye y viceversa.



Cuando Boyle duplicó la presión en una cantidad específica de un gas, manteniendo constante la temperatura, el volumen se redujo a la mitad del volumen original, cuando triplicó la presión del sistema, el nuevo volumen era un tercio del volumen original y así sucesivamente. Su trabajo demostró que el producto del volumen por la presión es constante si no varía la temperatura: $PV = \text{constante}$ o $PV = k$.

Relación volumen-temperatura: ley de Charles

Los globos de aire caliente se elevan porque el aire se expande al calentarse. El aire caliente que está dentro del globo es menos denso que el aire frío del entorno a la misma presión. La diferencia de densidad hace que el globo ascienda.

La relación entre el volumen de un gas y su temperatura fue descubierto en 1787 por el científico francés Jacques Charles. Charles encontró que varios gases se expanden en la misma cantidad fraccionaria cuando experimentan el mismo cambio de temperatura. También descubrió que si un volumen dado de cualquier gas a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ se enfriaba $1\text{ }^{\circ}\text{C}$, el volumen se reducía $1/273$, si se enfriaba $2\text{ }^{\circ}\text{C}$, disminuía $2/273$, si se enfriaba $20\text{ }^{\circ}\text{C}$, $20/273$, y así sucesivamente. Debido a que cada grado de enfriamiento reduce el volumen en $1/273$, se deduce que cualquier cantidad de gas tendría un volumen cero si se pudiera enfriar a $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$. Ningún gas real se puede enfriar a $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$ ya que se licuaría antes de alcanzar esa temperatura. $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$ se denominó cero absoluto de temperatura, es el punto cero en la escala de Kelvin (absoluta) y es la temperatura a la cual el volumen de un gas ideal o perfecto sería igual a cero.

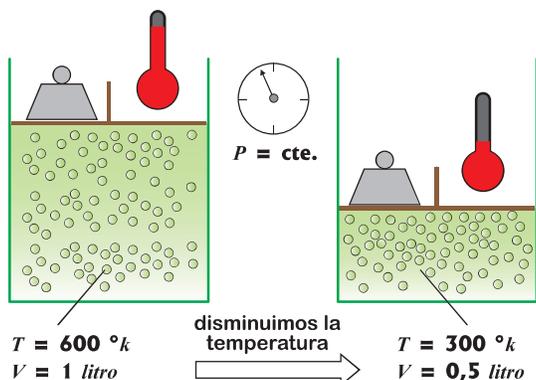
A presión constante, el volumen de una masa fija de cualquier gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta, lo cual se puede expresar como:

$$V = k T \quad \text{o} \quad \frac{V}{T} = k$$

k es una constante para determinada masa del gas. También se puede expresar así:

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

Si la temperatura absoluta de un gas se multiplica por dos, el volumen también se duplicará:



Ley de Gay-Lussac

El químico francés J.L. Gay-Lussac (1778-1850) estudió las relaciones volumétricas de los gases. Enunció su ley que dice: La presión de una masa fija de gas, a volumen constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta (Kelvin):

$$P = kT \quad \text{o} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Leyes combinadas de los gases

Las relaciones de P , V y T para una determinada masa de cualquier gas se pueden expresar con una sola ecuación:

$$\frac{PV}{T} = k$$

Para resolver problemas esta ecuación se escribe:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Donde P_1 , V_1 y T_1 son las condiciones iniciales y P_2 , V_2 y T_2 son las condiciones finales.

De esta ecuación se puede despejar cualquiera de las seis variables y es útil para manejar las relaciones de presión-volumen-temperatura de los gases. Cuando T es constante ($T_1 = T_2$), obtenemos la ley de Boyle; cuando P es constante ($P_1 = P_2$) se tiene la ley de Charles y cuando V es constante ($V_1 = V_2$) obtenemos la ley de Gay-Lussac.

GASES IDEALES

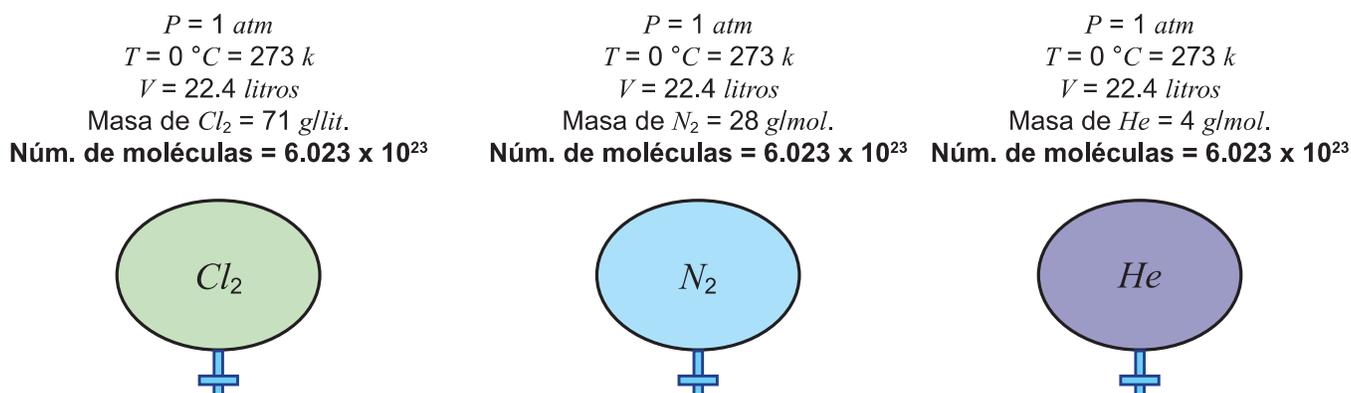
Es posible combinar las tres expresiones de las leyes a una sola ecuación para el comportamiento de los gases:

$$PV = nRT$$

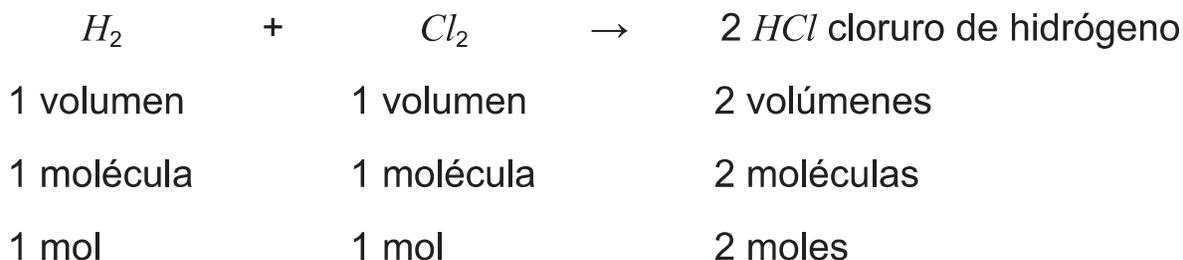
La ecuación conocida como ecuación de gas ideal explica la relación entre las cuatro variables P , T , V y n . Un gas ideal es un gas hipotético cuyo comportamiento de presión, volumen y temperatura se puede describir por la ecuación del gas ideal, las moléculas de un gas ideal no se repelen ni se atraen entre sí y su volumen es despreciable con comparación con el volumen del recipiente que lo contiene.

Ley de Avogadro

En 1811 Amadeo Avogadro enunció la ley que establece: Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas. La ley de Avogadro se puede esquematizar así:



De acuerdo a la ley de Avogadro, volúmenes iguales de hidrógeno y cloro, a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas. Con base en el volumen, el hidrógeno y cloro reaccionan así:



Las moléculas de hidrógeno reaccionan con moléculas de cloro en una proporción 1:1 y producen 2 moléculas de cloruro de hidrógeno gaseoso.

Ley de Dalton de las Presiones Parciales

En los experimentos con frecuencia se utilizan mezclas de gases. Los casos que implican mezclas de gases, la presión total del gas se relaciona con las presiones parciales. Es decir, las presiones de los componentes gaseosos individuales de la mezcla. En 1801, Dalton formuló una ley que se conoce como ley de Dalton de las presiones parciales, la cual establece que: la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviera solo. • En general, la presión total de una mezcla de gases está dada por:

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots\dots\dots$$

Donde: P_1, P_2, P_3 son las presiones parciales de los componentes 1, 2, 3.

Tomado de: <https://preparatoriaabiertapuebla.com/wp-content/uploads/2017/11/LEYES-DE-LOS-GASES.pdf>