

LEYES DE LOS GASES

LEY DE AVOGADRO:

Esta ley, descubierta por Avogadro a principios del siglo XIX, establece la relación entre la cantidad de gas y su volumen cuando se mantienen constantes la temperatura y la presión. Recuerda que la [cantidad de gas](#) la medimos en moles.

El volumen es directamente proporcional a la cantidad de gas:

- Si aumentamos la cantidad de gas, aumentará el volumen.
- Si disminuimos la cantidad de gas, el volumen disminuye.

¿Por qué ocurre esto?

Vamos a suponer que aumentamos la cantidad de gas. Esto quiere decir que al haber mayor número de moléculas aumentará la frecuencia de los choques con las paredes del recipiente lo que implica (*por un instante*) que la presión dentro del recipiente es mayor que la exterior y esto provoca que el émbolo se desplace hacia arriba inmediatamente. Al haber ahora mayor distancia entre las paredes (es decir, mayor volumen del recipiente) el número de choques de las moléculas contra las paredes disminuye y la presión vuelve a su valor original.

Según hemos visto en la animación anterior, también podemos expresar la ley de Avogadro así:

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

(el cociente entre el volumen y la cantidad de gas es constante)

Supongamos que tenemos una cierta cantidad de gas n_1 que ocupa un volumen V_1 al comienzo del experimento. Si variamos la cantidad de gas hasta un nuevo valor n_2 , entonces el volumen cambiará a V_2 , y se cumplirá:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

que es otra manera de expresar la ley de Avogadro.

Ejemplo:

Sabemos que 3.50 L de un gas contienen 0.875 mol. Si aumentamos la cantidad de gas hasta 1.40 mol, ¿cuál será el nuevo volumen del gas? (a temperatura y presión constantes)

Solución: Usamos la ecuación de la ley de Avogadro : $V_1 n_2 = V_2 n_1$

$$(3.50 \text{ L}) (1.40 \text{ mol}) = (V_2) (0.875 \text{ mol})$$

Comprueba que si despejamos V_2 obtenemos un valor de 5.60 L

LEY DE BOYLE:

Fue descubierta por Robert Boyle en 1662. Edme Mariotte también llegó a la misma conclusión que Boyle, pero no publicó sus trabajos hasta 1676. Esta es la razón por la que en muchos libros encontramos esta ley con el nombre de Ley de Boyle y Mariotte.

La ley de Boyle establece que la presión de un gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen del recipiente, cuando la temperatura es constante.

El volumen es inversamente proporcional a la presión:

- Si la presión aumenta, el volumen disminuye.
- Si la presión disminuye, el volumen aumenta.

¿Por qué ocurre esto?

Al aumentar el volumen, las partículas (átomos o moléculas) del gas tardan más en llegar a las paredes del recipiente y por lo tanto chocan menos veces por unidad de tiempo contra ellas. Esto significa que la presión será menor ya que ésta representa la frecuencia de choques del gas contra las paredes.

Cuando disminuye el volumen la distancia que tienen que recorrer las partículas es menor y por tanto se producen más choques en cada unidad de tiempo: aumenta la presión.

Lo que Boyle descubrió es que si la cantidad de gas y la temperatura permanecen constantes, el producto de la presión por el volumen siempre tiene el mismo valor.

Como hemos visto, la expresión matemática de esta ley es:

$$P V = k$$

(el producto de la presión por el volumen es constante)

Supongamos que tenemos un cierto volumen de gas V_1 que se encuentra a una presión P_1 al comienzo del experimento. Si variamos el volumen de gas hasta un nuevo valor V_2 , entonces la presión cambiará a P_2 , y se cumplirá:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

que es otra manera de expresar la ley de Boyle.

Ejemplo:

4.0 L de un gas están a 600.0 mmHg de presión. ¿Cuál será su nuevo volumen si aumentamos la presión hasta 800.0 mmHg?

Solución: Sustituimos los valores en la ecuación $P_1V_1 = P_2V_2$.

$$(600.0 \text{ mmHg}) (4.0 \text{ L}) = (800.0 \text{ mmHg}) (V_2)$$

Si despejas V_2 obtendrás un valor para el nuevo volumen de 3L.

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 volumen disminuía.

El volumen es directamente proporcional a la temperatura del gas:

- Si la temperatura aumenta, el volumen del gas aumenta.
- Si la temperatura del gas disminuye, el volumen disminuye.

¿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 si la cantidad de gas y la presión permanecen constantes, el cociente entre el volumen y la temperatura siempre tiene el mismo valor.

Matemáticamente podemos expresarlo así:

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

(el cociente entre el volumen y la temperatura es constante)

Supongamos que tenemos un cierto volumen de gas V_1 que se encuentra a una temperatura T_1 al comienzo del experimento. Si variamos el volumen de gas hasta un nuevo valor V_2 , entonces la temperatura cambiará a T_2 , y se cumplirá:

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

que es otra manera de expresar la ley de Charles.

Esta ley se descubre casi ciento cuarenta años después de la de Boyle debido a que cuando Charles la enunció se encontró con el inconveniente de tener que relacionar el volumen con la temperatura Celsius ya que aún no existía la [escala absoluta](#) de temperatura.

Ejemplo:

Un gas tiene un volumen de 2.5 L a 25 °C. ¿Cuál será su nuevo volumen si bajamos la temperatura a 10 °C?

Recuerda que en estos ejercicios siempre hay que usar la escala Kelvin.

Solución: Primero expresamos la temperatura en kelvin:

$$T_1 = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = (10 + 273) \text{ K} = 283 \text{ K}$$

Ahora sustituimos los datos en la ecuación:

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

$$\frac{2.5\text{L}}{298 \text{ K}} = \frac{V_2}{283 \text{ K}}$$

Si despejas V_2 obtendrás un valor para el nuevo volumen de 2.37 L.

LEY DE GAY – LUSSAC:

Fue enunciada por Joseph Louis Gay-Lussac a principios de 1800. Establece la relación entre la temperatura y la presión de un gas cuando el volumen es constante.

La presión del gas es directamente proporcional a su temperatura:

- Si aumentamos la temperatura, aumentará la presión.
- Si disminuimos la temperatura, disminuirá la presión.

¿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:

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

(el cociente entre la presión y la temperatura es constante)

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

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

que es otra manera de expresar la ley de Gay-Lussac.

Esta ley, al igual que la de Charles, está expresada en función de la temperatura absoluta. Al igual que en la ley de Charles, las temperaturas han de expresarse en Kelvin.

Ejemplo:

Cierto volumen de un gas se encuentra a una presión de 970 mmHg cuando su temperatura es de 25.0°C. ¿A qué temperatura deberá estar para que su presión sea 760 mmHg?

Solución: Primero expresamos la temperatura en kelvin:

$$T_1 = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

Ahora sustituimos los datos en la ecuación:

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

$$\frac{970 \text{ mmHg}}{298 \text{ K}} = \frac{760 \text{ mmHg}}{T_2}$$

Si despejas T_2 obtendrás que la nueva temperatura deberá ser 233.5 K o lo que es lo mismo -39.5 °C.

GASES IDEALES:

La teoría atómica de la materia define los estados, o fases, de acuerdo al orden que implican. Las moléculas tienen una cierta libertad de movimientos en el espacio. Estos grados de libertad microscópicos están asociados con el concepto de orden macroscópico. Las moléculas de un sólido están colocadas en una red, y su libertad está restringida a pequeñas vibraciones en torno a los puntos de esa red. En cambio, un gas no tiene un orden espacial macroscópico. Sus moléculas se mueven aleatoriamente, y sólo están limitadas por las paredes del recipiente que lo contiene.

Se han desarrollado leyes empíricas que relacionan las variables macroscópicas. En los gases ideales, estas variables incluyen la presión (p), el volumen (V) y la temperatura (T). A bajas presiones, las ecuaciones de estado de los gases son sencillas:

La ley de Boyle-Mariotte afirma que el volumen de un gas a temperatura constante es inversamente proporcional a la presión.

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

La ley de Charles y Gay Lussac afirma que el volumen de un gas a presión constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

Otra ley afirma que a volumen constante la presión es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$p_1/T_1 = p_2/T_2$$

Resumiendo:

$$p_1 \cdot V_1/T_1 = p_2 \cdot V_2/T_2 = \text{constante}$$

Definiendo las condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) como, 1 atmósfera y 273 °K, para el volumen que ocupa un mol de cualquier gas (22,4 dm³), esta constante se transforma en:

$$\text{constante} = 1 \text{ atmósfera} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 / 273 \text{ °K} \cdot \text{mol} = 0,08205 \text{ atmósferas} \cdot \text{dm}^3 / \text{°K} \cdot \text{mol}$$

Y se define R como la constante de los gases ideales:

$$R = 0,08205 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3/\text{K}\cdot\text{mol}$$

La combinación de estas leyes proporciona la ley de los gases ideales, también llamada ecuación de estado del gas ideal:

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

donde n es el número de moles.

Teoría cinética de los gases

Con la llegada de la teoría atómica de la materia, las leyes empíricas antes mencionadas obtuvieron una base microscópica. El volumen de un gas refleja simplemente la distribución de posiciones de las moléculas que lo componen. Más exactamente, la variable macroscópica V representa el espacio disponible para el movimiento de una molécula. La presión de un gas, que puede medirse con manómetros situados en las paredes del recipiente, registra el cambio medio de momento lineal que experimentan las moléculas al chocar contra las paredes y rebotar en ellas. La temperatura del gas es proporcional a la energía cinética media de las moléculas, por lo que depende del cuadrado de su velocidad.

La reducción de las variables macroscópicas a variables físicas como la posición, velocidad, momento lineal o energía cinética de las moléculas, que pueden relacionarse a través de las leyes de la física de Newton, debería de proporcionar todas las leyes empíricas de los gases. En general, esto resulta ser cierto.

La teoría física que relaciona las propiedades de los gases con la mecánica clásica se denomina teoría cinética de los gases. Además de proporcionar una base para la ecuación de estado del gas ideal, la teoría cinética también puede emplearse para predecir muchas otras propiedades de los gases, entre ellas la distribución estadística de las velocidades moleculares y las propiedades de transporte como la conductividad térmica, el coeficiente de difusión o la viscosidad.

Teoría Cinética de los Gases:

El comportamiento de los gases, enunciadas mediante las leyes anteriormente descritas, pudo explicarse satisfactoriamente admitiendo la existencia del átomo.

El volumen de un gas: refleja simplemente la distribución de posiciones de las moléculas que lo componen. Más exactamente, la variable macroscópica V representa el espacio disponible para el movimiento de una molécula.

La presión de un gas, que puede medirse con manómetros situados en las paredes del recipiente, registra el cambio medio de momento lineal que experimentan las moléculas al chocar contra las paredes y rebotar en ellas.

La temperatura del gas es proporcional a la energía cinética media de las moléculas, por lo que depende del cuadrado de su velocidad.

La reducción de las variables macroscópicas a variables mecánicas como la posición, velocidad, momento lineal o energía cinética de las moléculas, que pueden relacionarse a través de las [leyes de la mecánica de Newton](#), debería de proporcionar todas las leyes empíricas de los gases. En general, esto resulta ser cierto.

La teoría física que relaciona las propiedades de los gases con la mecánica clásica se denomina teoría cinética de los gases. Además de proporcionar una base para la ecuación de estado del gas ideal. La teoría cinética también puede emplearse para predecir muchas otras propiedades de los gases, entre ellas la distribución estadística de las velocidades moleculares y las propiedades de transporte como la conductividad térmica, el coeficiente de difusión o la viscosidad.