

Leyes generales de los Gases

OA: Investigar experimentalmente y explicar el comportamiento de gases ideales en situaciones cotidianas, considerando: - factores como presión, volumen y temperatura, - las leyes que los modelan, - la teoría cinético - molecular.

Los gases perfectos obedecen a tres leyes bastante simples, que son la Ley de Boyle, la ley de Gay-Lussac y la Ley de Charles. Estas leyes son formuladas según el comportamiento de tres grandezas que describen las propiedades de los gases: volumen, presión y temperatura absoluta. El comportamiento de los gases ha sido estudiado desde hace muchos años. En los siglos XVII y XVIII los globos de aire caliente despertaron un especial interés y se realizaron diversos experimentos con el fin de comprender su funcionamiento.

La Ley de Boyle

Esta ley fue formulada por el químico irlandés Robert Boyle (1627-1691) y describe el comportamiento del gas ideal cuando se mantiene su temperatura constante (transformación isotérmica). Consideremos pues un recipiente con tapa móvil que contiene cierta cantidad de gas



En él, aplicamos lentamente una fuerza sobre esa tapa, pues de este modo no vamos a alterar la temperatura del gas

Observaremos entonces un aumento de la presión junto con una disminución del volumen de dicho gas, o sea, cuando la temperatura del gas se mantiene constante, la presión y el volumen son grandezas inversamente proporcionales.

$$p = \frac{k}{V} \quad \text{o} \quad pV = k$$

Esta es la ley de Boyle que puede ser expresada matemáticamente de la siguiente manera: **Donde k es una constante que depende de la temperatura, de la masa y naturaleza del gas.**

Matemáticamente esto es

$$P \cdot V = K$$

lo cual significa que el producto de la presión por el volumen es constante.

Para aclarar el concepto:

Tenemos un cierto volumen de gas (V_1) que se encuentra a una presión P_1 . Si variamos la presión a P_2 , el volumen de gas variará hasta un nuevo valor V_2 , y se cumplirá:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Apliquemos la fórmula en un ejemplo práctico:

Tenemos 4 L de un gas que están a 600 mmHg de presión. ¿Cuál será su volumen si aumentamos la presión hasta 800 mmHg? La temperatura es constante, no varía.

Solución:

Como los datos de presión están ambos en milímetros de mercurio (mmHg) no es necesario hacer la conversión a atmósferas (atm). Si solo uno de ellos estuviera en mmHg y el otro en atm, habría que dejar los dos en atm.

Aclarado esto, sustituimos los valores en la ecuación $P_1V_1 = P_2V_2$

$$(600 \text{ mmHg}) \cdot (4 \text{ L}) = (800 \text{ mmHg}) \cdot (V_2)$$

Ponemos a la izquierda el miembro con la incógnita

$$(800 \text{ mmHg}) \cdot (V_2) = (600 \text{ mmHg}) \cdot (4 \text{ L})$$

Despejamos V_2

$$V_2 = \frac{(600 \text{ mmHg}) \cdot (4 \text{ L})}{(800 \text{ mmHg})}$$

$$V_2 = \frac{2.400}{800} = 3$$

Respuesta:

Si aumentamos la presión hasta 800 mmHg el volumen disminuye hasta llegar a los 3 L.

La Ley de Gay-Lussac

La ley de Gay-Lussac nos muestra el comportamiento de un gas cuando es mantenida su presión constante y son variables las otras dos grandezas: temperatura y volumen. Para entenderla, consideremos nuevamente un gas en un recipiente de tapa móvil. Esta vez calentaremos el gas y dejaremos libre la tapa, como muestra la figura a continuación



Hecho esto, veremos una expansión del gas junto con el aumento de la temperatura. El resultado será una elevación de la tapa y consecuentemente un aumento del volumen. Observe que la presión sobre la tapa (en este caso la presión atmosférica) se mantiene constante.

La ley de Gay-Lussac dice que en una transformación isobárica (presión constante), temperatura y volumen son dos grandezas directamente proporcionales. Esta ley se expresa matemáticamente de la siguiente forma

$$p = k.T \quad \text{o} \quad \frac{p}{T} = k$$

Donde k es una constante de proporcionalidad que depende del volumen, de la masa y de la naturaleza del gas.

Veamos un ejemplo:

Tenemos un cierto volumen de un gas bajo una presión de 970 mmHg cuando su temperatura es de 25° C. ¿A qué temperatura deberá estar para que su presión sea 760 mmHg?

Solución: Lo primero que debemos hacer es convertir los 25° C a grados Kelvin:

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

Respuesta:

La temperatura debe bajar hasta los 233,5° Kelvin. Si convertimos estos grados en grados Celsius hacemos

$$233,5 - 273 = -39,5 \text{ °C.}$$

La ley de Charles

Mantendremos el volumen constante y analizaremos los resultados de ese procedimiento

Consideremos nuevamente nuestro recipiente de tapa móvil. Esta vez, travaremos la tapa, porque así lograremos dejar el volumen del gas constante. Luego de ello, iniciaremos su calentamiento como muestra la figura a continuación:



Al sufrir el calentamiento, el gas intentará expandirse, pero esto será algo que no ocurrirá, pues la tapa está trabada. El resultado será un aumento en la presión del gas sobre las paredes del recipiente

La ley de Charles describe esta situación, o sea, en una transformación isométrica (volumen constante), la presión y la temperatura serán grandezas directamente proporcionales.

Matemáticamente, la ley de Charles se expresa de la siguiente forma:

Donde k es una constante de proporcionalidad que depende de la presión, de la masa y de la naturaleza del gas.

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

Veamos un ejemplo práctico y sencillo:

Un gas cuya temperatura llega a 25° C tiene un volumen de 2,5 L. Para experimentar, bajamos la temperatura a 10° C ¿Cuál será su nuevo volumen?

Solución:

El primer paso es recordar que en todas estas fórmulas referidas a la temperatura hay que usar siempre la escala Kelvin.

Por lo tanto, lo primero es expresar la temperatura en grados Kelvin:

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

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

Ley de los gases ideales

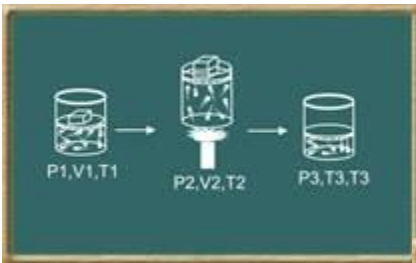
Consideremos una determinada cantidad de gas ideal confinado en un recipiente donde se puede variar la presión, el volumen y la temperatura, pero manteniendo la masa constante, o sea, sin alterar el número de moles.

$$pV = nRT \rightarrow \frac{pV}{T} = nR$$

A partir de la ecuación de Clapeyron, podemos establecer la siguiente relación:

Como fue descrito, el número de moles n y R son constantes. Se concluye entonces:

$$\frac{pV}{T} = \text{constante}$$



Esto es, si variamos la presión, el volumen y la temperatura del gas con masa constante, la relación recién expresada, dará el mismo resultado. Para entender mejor lo que esto significa, observe la figura a continuación:

Tenemos el gas ideal en tres establecemos la relación de descritos en la primera siguientes resultados.

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = nR$$
$$\frac{p_2 V_2}{T_2} = nR$$
$$\frac{p_3 V_3}{T_3} = nR$$

estados diferentes, pero si presión, volumen y temperatura, ecuación, se llega a los

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} = \frac{p_3 V_3}{T_3}$$

Observamos que las tres ecuaciones dan el mismo resultado, lo cual significa que ellas son iguales. Entonces podemos obtener la siguiente ecuación final: Esta relación es conocida como la ecuación general de los gases ideales.

Leyes generales de los gases en la vida diaria

Las leyes de los gases de Avogadro, Charles, Boyle y Gay-Lussac suelen combinarse en una ecuación llamada la ley del gas ideal, aunque existen varias otras, de acuerdo con Wolfram Research. Las leyes de los gases explican los efectos de la presión, el volumen y la temperatura absoluta en un gas teóricamente perfecto sin ninguna fuerza de atracción entre sus moléculas



Las aplicaciones para las leyes de los gases en la vida real usan estimaciones de estas ecuaciones para predecir cómo se comportan los gases bajo condiciones reales a temperatura y presión normales, informa el Departamento de Química de Purdue. Aunque no existe el gas ideal, las leyes para éste predicen el comportamiento de un gas real en un 5%. A temperaturas y presión extremos, la ley del gas ideal requiere la adición de una constante de van der Waals que justifica la atracción entre moléculas de un gas.



Las aplicaciones para las leyes de los gases en la vida real son casi demasiadas para nombrarlas, y cada producto tiende a usar unas pocas. Se suelen utilizar para diseñar propulsores en latas, dado que la presión del gas se puede acumular y después tener una salida controlada, Otros tipos de usos pueden incluir dispositivos de seguridad e incluso el transporte.

La lata promedio de soda hace uso de la ley de Henry, que establece que un gas disuelto es proporcional a la presión parcial sobre la solución, de acuerdo con ScienceClarified.



Para la soda, que usa dióxido de carbono, cuando se abre la botella escapa el gas y el carbono disuelto se eleva hasta arriba y escapa, de ahí el sonido de "reventón". En los automóviles, los gases se encienden para producir la combustión que hace girar los pistones del motor.



Algunos productos comunes son conocidos por salvar vidas, pero también pueden suponer un peligro para la salud. Las bolsas de aire usan la ley de Charles, que establece que el volumen es directamente proporcional a la temperatura - para encender la mezcla de gasolina y de aire que

infla la bolsa de aire en menos de un segundo. La Policía del Estado de Michigan dice que las bolsas de aire pueden reducir daños serios en la cabeza hasta un 75%. Por otra parte, un incremento en la temperatura puede causar que las latas de aerosol exploten, informa ScienceClarified. Ésto es especialmente peligroso para las latas en vertederos en días calurosos.

Ley de Avogadro

Esta ley relaciona la cantidad de gas (n , en moles) con su volumen en litros (L), considerando que la presión y la temperatura permanecen constantes (no varían).

El enunciado de la ley dice que: El volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad del mismo.

Esto significa que: Si aumentamos la cantidad de gas, aumentará el volumen del mismo. Si disminuimos la cantidad de gas, disminuirá el volumen del mismo.

Esto tan simple, podemos expresarlo en términos matemáticos con la siguiente fórmula:

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

Esto debido a que si ponemos más moles (cantidad de moléculas) de un gas en un recipiente tendremos, obviamente, más gas (más volumen), así de simple.

$$\frac{\text{Volumen}_1}{n_1 \text{ moles}} = \frac{\text{Volumen}_2}{n_2 \text{ moles}}$$

Esto se expresa en la ecuación

Veamos un ejemplo práctico y sencillo: Tenemos 3,50 L de un gas que, sabemos, corresponde a 0,875 mol. Inyectamos gas al recipiente hasta llegar a 1,40 mol, ¿cuál será el nuevo volumen del gas? (la temperatura y la presión las mantenemos constantes).

Solución:

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

Aplicamos la ecuación de la ley de Avogadro:

$$\frac{3,50}{0,875} = \frac{V_2}{1,40} \quad (3,50 \text{ L}) \cdot (1,40 \text{ mol}) = (V_2) \cdot (0,875 \text{ mol})$$

Ahora, despejamos V_2 , para ello, pasamos completo a la izquierda el miembro con la incógnita (V_2),

$$(V_2) \cdot (0,875) = (3,50) \cdot (1,40)$$

$$(V_2) = \frac{(3,50) \cdot (1,40)}{(0,875)}$$

$$(V_2) = \frac{4,9}{0,875} = 5,6$$

y hacemos:

El nuevo volumen (V_2), ya que aumentamos los moles hasta 1,40 (n_2), es ahora 5,6 L

Ley general o combinada del estado gaseoso

Son leyes experimentales (empíricas) descubiertas por diferentes científicos y en diferentes épocas, quienes realizaron trabajos cuidadosos con los gases reales. Como una necesidad para explicar estas leyes experimentales, los científicos tuvieron que crearla teoría cinética molecular e inventar un modelo perfecto de gas (gas ideal).

Entre las leyes de estado gaseoso están: a) Ley de Robert Boyle : proceso isotérmico)
Ley de Jacques Charles : proceso isobárico) Ley de Gay Lussac : proceso isotópico isométrico

El volumen de una masa determinada de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta e inversamente proporcional a la presión ejercida sobre el gas, manteniendo la masa de gas constante.

Combinando las leyes de Charles y de Boyle-Mariotte se tiene: "El volumen ocupado por la unidad de masa de un gas ideal, es directamente proporcional a su temperatura absoluta, e inversamente proporcional a la presión que se recibe

Conclusión

Por concluir se puede decir que las leyes de Charles y Boyle Marriot son muy importantes en nuestra química, ya que, cada una tiene su pensamiento. La de Charles nos dice que 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. En cambio la de Boyle Mariott establece que la presión de un gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen del recipiente, cuando la temperatura es constante. Cada una de las leyes nos deja datos relevantes en los cuales las características de cada uno son distintas en su realización o en la manera de concretar pero en si lo más importante en tenes distintas perspectivas por las que se obtienen datos.

Te invito a reforzar los contenidos, desarrollando los siguientes ejercicios: