

Los gases y la Ley de Boyle

Objetivos Ordinarios

1. Verificar el comportamiento de los gases
2. Ilustrar la ley de Boyle para los gases

Objetivos específicos de la emisión

1. Proporcionar un recurso virtual que simule el comportamiento de los gases, en condiciones no usuales de presión y temperatura, según el modelo del gas ideal
2. Verificar la relación entre variables y comportamiento de la sustancia. Según la ley del gas ideal

Antecedentes teóricos

Los gases, son fluidos ligeros, en los cuales las partículas casi no interactúan, presentan viscosidad y densidad relativamente bajas.

No todos los gases responden de igual manera a modificaciones de variables tales como temperatura y presión. Sin embargo, el comportamiento de estos, gases reales presentan algunos rasgos en común, lo cual permite estudiarlos bajo el modelo del gas ideal, no obstante que ninguno se comporta 100% como gas ideal. Para todo efecto, estaremos considerando el comportamiento de los gases reales, como ideales, aunque este comportamiento solo se logra a muy bajas presiones y altas temperaturas.

Los gases ideales se definen en consistencia con la teoría cinética, cuyos postulados son:

- Todos los gases están constituidos por partículas
- Las partículas se muestran al azar, a diferentes velocidades
- Las velocidades de las partículas aumentan al aumentar la temperatura y disminuye al disminuir ésta
- Las partículas chocan entre sí y contra las paredes del recipiente, sin pérdida de energía (choques elásticos)

El estado de los gases es susceptible a las siguientes variables:

T = Temperatura

P = Presión

V = Volumen

n = Cantidad de materia (moles)

Las cuales se reúnen en una expresión matemática, conocida como la ley de los Gases Ideales

$$PV=nRT \quad (1)$$

Donde R es una constante de proporcionalidad, $R=0,082 \text{ Latm}/(\text{Kmol})$ o $R=8,3 \text{ kPa}/(\text{Kmol})$.

De manera que conociendo tres de las cuatro variables podemos averiguar la cuarta.

Ejemplo 1

¿Cuál es la presión ejercida por 10g de helio a 60 °C en un recipiente de 3 L?

Dos cuidados previos son necesarios:

- La temperatura siempre debe estar en kelvin
 $60 \text{ °C} + 273 = 333 \text{ K}$
- La cantidad de materia debe darse siempre en moles
 $10\text{gHe} \times (1 \text{ mol He}/4 \text{ g He}) = 2,5 \text{ mol}$

Entonces $P=nRT/V$

$$P=(2,5 \text{ mol } 0,082 \text{ L atm}/(\text{Kmol}) 333 \text{ K}) / 3 \text{ L}$$

$$P=22,8 \text{ atm}$$

De esta manera podemos averiguar la presión ejercida por 2,5 moles de otros gases en iguales condiciones y notaremos que no hay diferencias, o sea que en el tratamiento ideal de los gases no importa el gas sino la cantidad de materia (el número de moles de gas).

La utilidad de la ecuación (1), es mayor cuando se trabaja con alguna(s) variable(s) fija(s), en dos estados distintos, o sea en condiciones iniciales y condiciones finales, de manera que:

Si $n = \text{constante}$

$$PV / T = nR$$

donde n y R son constantes, o sea:

$$P_1V_1/T_1 = nR = P_2V_2/T_2 \text{ de manera que}$$

$$\mathbf{P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2} \text{ (2)}$$

La igualdad (2) se conoce como ley combinada.

De igual manera, cualquier otra variable que permanezca fija se excluye de la igualdad (2). Para eventos, que incluyan condiciones iniciales 1 y condiciones finales 2.

En términos isotérmicos: $T = \text{constante}$.

$$\mathbf{P_1V_1 = P_2V_2} \text{ (3) Ley de Boyle}$$

Ley de Boyle

La ley de Boyle establece que, para una determinada cantidad de gas, a temperatura constante, el producto de la presión y el volumen es constante:

PV = k Ley de Boyle

La ley se corroborará experimentalmente de la siguiente manera:

Se varía (y se mide) en condiciones de temperatura constante, en la presión ejercida sobre una porción de gas, a su vez se mide el correspondiente valor del volumen.

Al multiplicar en cada caso el valor de la presión y el de su respectivo volumen el producto debe ser el mismo (constante).