

## ESTADO GASEOSO

### INTRODUCCIÓN

Los gases se dividen en gases ideales y gases reales según su comportamiento y obediencia a ciertas leyes y postulados.

### TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES IDEALES

Nació como consecuencia de la necesidad de explicar la conducta de los gases que se había observado hasta ese entonces. Fue propuesta por Bernoulli en 1738 , ampliada y mejorada después por Clausius, Maxwell, Boltzmann, Van der Waals y Jeans.

Sus postulados fundamentales son:

- a ) Los gases están constituidos por una gran cantidad de diminutas partículas discretas ( moléculas ) de igual masa, tamaño y forma en un mismo gas, pero diferentes para gases distintos.
- b ) Las moléculas dentro de un recipiente se hallan en movimiento incesante y caótico, chocando entre sí o contra las paredes del recipiente.
- c ) Las colisiones de las moléculas contra las paredes del recipiente originan la presión del gas.
- d ) Los choques de las moléculas son elásticos, es decir, no hay pérdida de energía por fricción.
- e ) La energía cinética promedio de las moléculas del gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta del sistema.
- f ) A presiones normales la distancia promedio intermolecular es mucho mayor que el diámetro de las moléculas. Como consecuencia de esto, las fuerzas de atracción intermoleculares se consideran despreciables.
- g ) El volumen total de las moléculas es despreciable con respecto al volumen del sistema.

Esta teoría explica satisfactoriamente las siguientes leyes de los gases ideales:

### LEYES DE LOS GASES IDEALES

#### Ley de Boyle y Mariotte

En una masa de gas seco a temperatura constante, se verifica que la presión y el volumen son inversamente proporcionales:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Donde:  $P_1$  : Presión inicial del gas medida en [ atm ]

$V_1$  : Volumen inicial del gas medido en [ L ]

$P_2$  : Presión final del gas medida en [ atm ]

$V_2$  : Volumen final del gas medido en [ L ]

Boyle en 1662 realizó los primeros estudios, los que fueron formulados de manera precisa por Mariotte en 1676.

## Ley de Charles y Gay – Lussac

En una masa de gas seco a presión constante, se cumple que el volumen y la temperatura absoluta son directamente proporcionales:

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

- Donde:
- $V_1$  : Volumen inicial del gas medido en [ L ]
  - $T_1$  : Temperatura absoluta inicial del gas medida en [ °K ]
  - $V_2$  : Volumen final del gas medido en [ L ]
  - $T_2$  : Temperatura absoluta final del gas medida en [ °K ]

Charles en 1787 hizo las primeras observaciones y Gay – Lussac en 1802 las generalizó y precisó.

## Ley combinada de los gases ideales

Combinando las leyes anteriores, para una masa de gas seco, se llega a:

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

- Donde:
- $P_1$  : Presión inicial del gas medida en [ atm ]
  - $V_1$  : Volumen inicial del gas medido en [ L ]
  - $T_1$  : Temperatura absoluta inicial del gas medida en [ °K ]
  - $P_2$  : Presión final del gas medida en [ atm ]
  - $V_2$  : Volumen final del gas medido en [ L ]
  - $T_2$  : Temperatura absoluta final del gas medida en [ °K ]

## Ley de Dalton de las presiones parciales

En 1801, Dalton enunció la siguiente ley:

A Temperatura constante, la presión ejercida por una mezcla de gases ideales es igual a la suma de las presiones que obraría cada gas, si estuviera solo ocupando todo el volumen.

## ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES

Esta ecuación resume todas las leyes de los gases ideales:

$$P V = n R T$$

- Donde:
- $P$  : Presión del gas medida en [ atm ]
  - $V$  : Volumen del gas medido en [ L ]
  - $n$  : número de moles medido en [ mol ]
  - $R$  : constante universal de los gases ideales = 0,082 [ atm – L / mol – °K ]
  - $T$  : Temperatura absoluta del gas medida en [ °K ]

Pero los gases presentan comportamiento ideal a bajas presiones y altas temperaturas, por lo tanto no es aplicable, en general, a los gases reales.

#### Ecuación de Van der Waals

Van der Waals le introdujo algunas modificaciones a la ecuación de los gases ideales, para hacerla aplicable a los gases reales:

$$\left( P + \frac{n^2 a}{V^2} \right) ( V - nb ) = nRT$$

Donde  $a$  y  $b$  son constantes particulares de cada gas.

#### LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN DE GAY – LUSSAC

Gay – Lussac formuló en 1808 la siguiente ley que lleva su nombre:

En toda reacción química, los volúmenes de cada una de las sustancias gaseosas que intervienen en ella, medidos bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, están en una relación de números enteros sencillos.

#### PRINCIPIO DE AVOGADRO

En 1811, Avogadro enunció su principio:

Cada uno de los gases que ocupan volúmenes iguales, medidos bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, tienen la misma cantidad de moléculas.

De manera independiente, Ampère llegó a la misma conclusión en 1814.

#### LEY DE AMAGAT

En 1893, Amagat formuló la siguiente ley que lleva su nombre:

El volumen de una mezcla gaseosa es igual a la suma de los volúmenes de cada gas, medidos a la misma presión y temperatura de dicha mezcla.

#### LEY DE GRAHAM

En 1829, Graham estableció la siguiente ley que lleva su nombre:

Las velocidades ( $v$ ) de difusión de los gases son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus respectivas densidades ( $D$ ):

$$v_1 \sqrt{D_1} = v_2 \sqrt{D_2}$$