Material de apoyo: TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES

El estado gaseoso es un estado relativamente sencillo a nivel molecular, esto lo comprueba el hecho que la ley general de los gases ideales se aplique a todos los gases. Esto nos lleva a pensar que los gases deben tener determinadas propiedades comunes que les hace seguir la misma ley natural.

Entre los años 1850 y1880 J Maxwell, R Clausius y L Boltzmann desarrollaron la *Teoría Cinético – Molecular* de los gases, basándose en que todos los gases presentan comportamiento similar en cuanto al movimiento de las partículas se refiere. Ha sido una de las teorías más sólidas y útiles en el estudio del comportamiento gaseoso.

POSTULADOS

√ Los gases son principalmente espacio vacío. El volumen total de las moléculas es tan pequeño que se considera despreciable frente al volumen del recipiente que contiene al gas.

√ Las moléculas del gas se encuentran en continuo movimiento al azar, esto provoca que las moléculas choquen unas contra otras y con las paredes del recipiente, de manera que sus velocidades cambian constantemente.

√ Los choques se consideran elásticos, o sea que en cada choque no se pierde energía cinética. Las fuerzas de atracción se consideran nulas ya que las moléculas tienen espacios intermoleculares extremadamente grandes en relación al tamaño molecular.

√ La presión de un gas es producida por los choques de las moléculas contra las paredes del recipiente. Como consecuencia la presión aumenta con la energía y la frecuencia de las colisiones.

√ Se demuestra que a una temperatura dada, las moléculas de gases diferentes (P Ej. O_2, H_2 etc.) deben tener todas la misma energía cinética media de traslación. La energía cinética media de traslación de una molécula de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta (Kelvin)

$$\boxed{Ec_{media} = \boldsymbol{K}\ T}$$

*(**K** es una constante de proporcionalidad para todos los gases)*

GASES REALES

Para estudiar el comportamiento gaseoso se ha tratado a los gases suponiendo un comportamiento ideal. En condiciones ordinarias los gases reales se desvían del comportamiento ideal.

Desde el punto de vista molecular las desviaciones se explican debido a dos factores que debemos rectificar de la teoría cinética.

1º- Para los gases ideales el volumen molecular se considera nulo, despreciable; en los gases reales NO.

2º- Las fuerzas intermoleculares en los gases ideales son nulas; en los gases reales NO.

Sin embargo podemos regular las propiedades de un sistema gaseoso formado por un gas real, para que su comportamiento se aproxime al ideal. Lograremos este estado si se somete al sistema gaseoso a determinadas condiciones:

a)- ***Bajas presiones**:* Logramos que las moléculas estén más separadas y así disminuir la incidencia de las fuerzas intermoleculares y se hace más despreciable el volumen molecular respecto al del recipiente.

b)- ***Altas temperaturas***: Como consecuencia aumenta la energía cinética media de traslación de las moléculas- la velocidad media – y se hace menos evidente la presencia de las fuerzas intermoleculares.