

GASES IDEALES

INTRODUCCIÓN

Las dos primeras unidades del programa de cuarto medio estudian temas estrechamente ligados entre si como lo es la teoría cinética, temperatura, calor , termodinámica. Abordaremos algunos conceptos, ideas y leyes que resulta adecuado recordar.

SISTEMA Y MEDIO AMBIENTE:

Cuando se hace el estudio de un problema real, necesariamente se hace sobre la separación restringida de un espacio o de una porción finita de materia. Esta parte aislada es lo que se llama "sistema" lo que está fuera del sistema y que tiene relación directa con su comportamiento se le conoce como "medio ambiente"



Para describir el estado o condición de un sistema cabe, en general, adoptar un criterio **microscópico** o bien uno **macroscópico**.

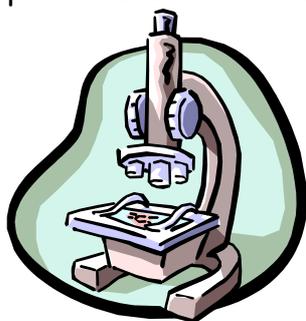
En el enfoque microscópico, una descripción podría comprender los detalles del movimiento de todos los átomos o moléculas que componen el sistema y podemos decir que esto es una situación algo compleja, esto es lo que corresponde a la **Teoría Cinética** y a la **Mecánica Estadística**.

En el enfoque macroscópico, que es característico de la **Termodinámica**, el sistema viene descrito sólo por unas cuantas variables, como la presión, la temperatura, el volumen, éstas variables están fuertemente relacionadas con nuestros sentidos y resultan relativamente fácil de medir, así por ejemplo , si se tiene un gas en un recipiente , se necesitaría de tres variables que podría ser el volumen, la presión y la temperatura,(a las variables que permiten describir el estado de un sistema se les llama " variables de estado",) "). La descripción macroscópica no implica hipótesis especiales concernientes a la estructura de la materia, además se requiere pocas coordenadas para hacer una descripción del sistema y se pueden medir directamente.

Las leyes de la Termodinámica son compactas generalizaciones de resultados experimentales y son independientes de cualquier hipótesis que se haga en un enfoque macroscópico. Como antecedente, digamos que la mayor parte de la Termodinámica se desarrolló antes que el modelo molecular de la materia fuese completamente aceptado.

GASES IDEALES

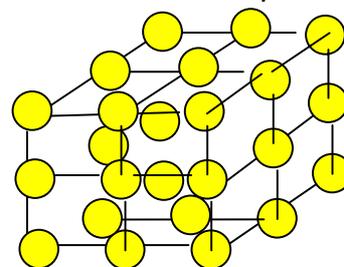
Sabemos que la idea de que la materia está constituida por átomos viene de la antigua Grecia, , átomo significa indivisible. Hoy se acepta la teoría atómica por parte de la comunidad científica.



El "movimiento browniano" descubierto en 1827 por Robert Brown, hace un aporte importante a la evidencia de la teoría atómica. Este científico observó al microscopio que pequeños granos de polen suspendidos en agua se movían siguiendo trayectorias quebradas, aún cuando el agua parecía en perfecta calma. La teoría atómica permite explicar con cierta facilidad dicho movimiento, bajo la suposición razonable de que los átomos están en movimiento continuamente, así se explica el movimiento de los granos de polen.

En 1905, Einstein analizó el movimiento browniano en forma teórica y pudo calcular a partir de datos experimentales el tamaño aproximado de la masa de los átomos y moléculas, llegando a calcular que el diámetro de un átomo típico que es de unos 10^{-10} m.

Desde el punto de vista atómico o microscópico, las tres fases de la materia difieren. Átomos y moléculas ejercen fuerzas atractivas entre sí, fuerzas que son de naturaleza eléctrica, manteniendo una distancia mínima de separación (si se acercan mucho se produce una repulsión eléctrica entre los electrones exteriores).

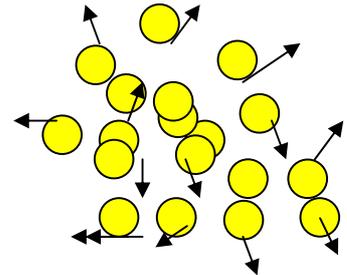


Es así que en un sólido las fuerzas atractivas deben ser lo suficiente mente fuertes par que los átomos o moléculas se mantengan en posiciones mas o menos fijas, en una red cristalina

Las fuerzas entre lo átomos en un líquido son más débiles de manera que tiene la posibilidad de revolverse entre ellos con movimientos rápidos.

Las fuerzas en un gas son aún más débiles, las velocidades son altas, en todas direcciones y las moléculas no permanecen juntas

Se mueven rápidamente en todas direcciones chocando entre si

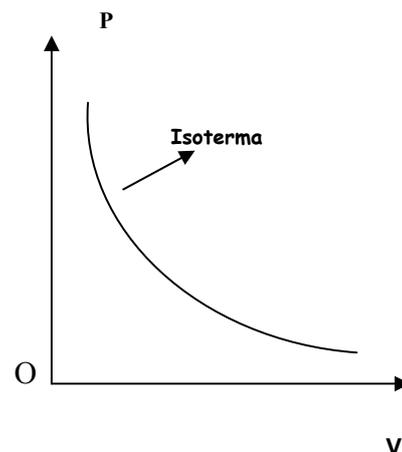


LAS LEYES DE LOS GASES Y LA TEMPERATURA ABSOLUTA

Cuando se tiene un determinado gas y se necesita describir la forma de cómo se expande, la expresión de la variación volumétrica $\Delta V = \beta V_0 \Delta T$, donde V_0 es el volumen inicial, ΔT es la variación de temperatura y β es el coeficiente de dilatación cúbica no resulta de mucha utilidad, y esto se debe a que los gases se expanden hasta llenar el recipiente que los contiene y por otra parte la expansión puede ser bastante grande.

El volumen de una gas en gran forma depende de la presión como de la temperatura, por lo que resulta adecuado determinar una relación entre la presión, el volumen, la temperatura y la masa del gas, relación que recibe el nombre de *ecuación de estado*.

En forma experimental se encuentra que para una cantidad dada de gas (con buena aproximación) el volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión que se le aplique si el proceso se ha realizado a temperatura constante. Esta relación se conoce como la ley de Boyle: $P V = \text{Constante}$, en honor de Robert Boyle(1627-1691) quien fue el primero que la postuló de acuerdo a sus experimentos que realizó.



"A temperatura constante, los volúmenes que ocupa una determinada masa de gas son inversamente proporcionales a las presiones que soporta"

En forma independiente el sacerdote francés Edmundo Mariotte(1620-1684) con algunos años de diferencia llego a establecer la misma relación. Al representar gráficamente las variaciones de las presiones con los volúmenes a temperatura constante se obtiene una curva del tipo hiperbólica la que recibe el nombre de " **ISOTERMA**"

Los gases que se rigen por la ley de Boyle y Mariotte se **denominan perfectos o ideales**.

Dentro de los gases reales el oxígeno, el hidrógeno y el anhídrido carbónico son los que más se aproximan con la característica de gases ideales.

Esta ley también permite encontrar una relación entre la densidad y el volumen y entre la densidad y la presión. Como se tiene que la densidad (D) es la razón entre masa (M) y volumen (V), entonces para una masa M se tiene que :

$$D_1 = \frac{M}{V_1} \quad ; \quad D_2 = \frac{M}{V_2} \quad ,$$

si se hace la división miembro a miembro de estas ecuaciones se tendrá que:

$$\frac{D_1}{D_2} = \frac{V_2}{V_1}$$

De acuerdo a la ley de Boyle y Mariotte se tendrá $p_1 V_1 = p_2 V_2$, luego también podremos escribir que :

$$\frac{D_1}{D_2} = \frac{p_1}{p_2}$$

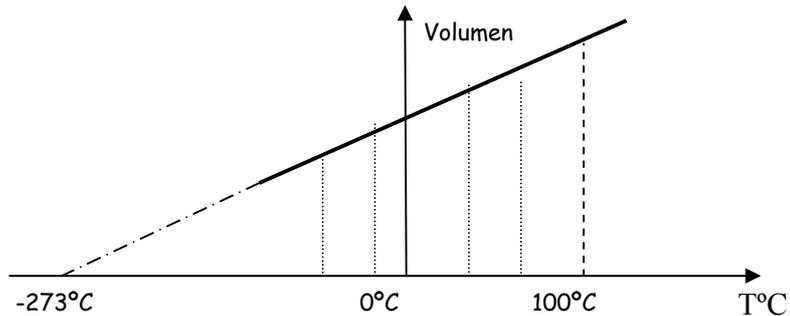
Esto nos dice que "**A temperatura constante, las densidades de un gas son directamente proporcionales a las presiones que soporta**".

La relación que se da entre la temperatura y el volumen se encontró un siglo después que se publicó la ley de Boyle.

El francés Jacques Charles (1746-1823) determinó que para el caso en que la presión no es muy alta y esta se mantiene constante, el volumen de un gas se incrementa en forma lineal con el aumento de la temperatura .

Todos los gases se licuan a bajas temperaturas, así se tiene que el oxígeno lo hace a -183°C , en consecuencia no se puede extrapolar más abajo del punto de licuefacción para este gas, sin embargo si se traza la línea recta se observa que esta cruza aproximadamente en -273°C .

La gráfica permite deducir que si el un gas se pudiera enfriar hasta -273°C , sería la temperatura más baja posible de encontrar, de lo cual experimentos más modernos indican que en realidad eso es lo que ocurre. Dicha temperatura es lo que se conoce como el cero absoluto de la temperatura, y su valor se ha establecido en $-273,15^{\circ}\text{C}$, en la escala absoluta o escala Kelvin corresponde al 0 grado Kelvin(0 Kelvin).

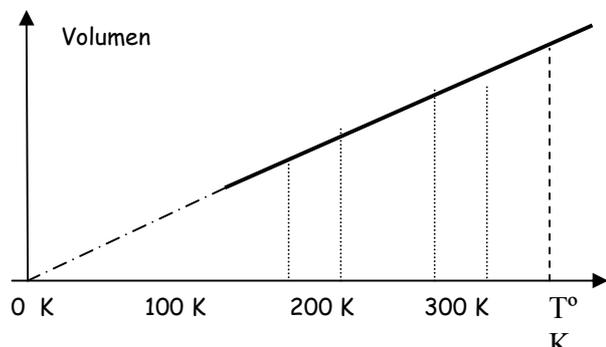


El físico francés Gay-Lussac en forma experimental llegó a comprobar que " *a presión constante todos los gases tiene el mismo coeficiente de dilación cúbica, el cual tiene un valor de $1/273$ ó $0,00366^{\circ}\text{C}^{-1}$.*"

De una manera similar llegó a comprobar que " *a volumen constante, todos los gases tiene el mismo coeficiente de presión, equivalente al de dilatación cúbica, ósea, $1/273^{\circ}\text{C}^{-1}$.*"

Si trazamos un gráfico volumen versus temperatura absoluta, se puede deducir que a presión constante el volumen de una cantidad de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta $V_1 / T_1 = V_2 / T_2$, esta se conoce como la **ley de Charles**.

Otra de las leyes de los gases, conocida como ley de Gay-Lusacc postula que, " *a volumen constante, la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta*"



ECUACIÓN DE ESTADO

Las magnitudes que determina el estado de un gas a masa constante (sistema PVT) son la presión P bajo la cual se encuentra un gas, su temperatura T y el volumen que ocupa la masa de gas, estas magnitudes no son independientes sino que cada una de ellas es función de las otras dos. Existe una relación de equilibrio que liga estas coordenadas termodinámica. En general todo sistema tiene su "ecuación de estado", la cual puede expresarse por funciones matemáticas, algunas más complejas que otras, para un sistema PVT:

$$P = f(V, T)$$

Para los gases ideales la ecuación de estado es $PV = n R \cdot T$, siendo n el número de moles y R la constante universal de los gases.

El valor de la constante R es:

$$R = 8,3145 \text{ J/m}^{\circ}\text{K} \quad \text{ó} \quad R = 0,082 \text{ (lt.atm/ mol }^{\circ}\text{K)} \quad \text{ó} \quad R = 1,986 \text{ calorías/mol.K)}$$

Esta ecuación de estado o ley de los gases ideales es una herramienta útil.

Con esta ecuación podemos determinar el volumen de un gas en condiciones normales, es decir a 0°C y una atmósfera de presión, (273K y $1,01 \times 10^5$ Pascal) cuando se comporta como un gas ideal., entonces

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1 \times 8,31 \times 273}{1,01 \times 10^5} \quad ; \quad V = 22,4 \times 10^{-3} \text{ m}^3 \quad ; \quad V = 22,4 \text{ litros}$$

NUMERO DE AVOGADRO

El científico italiano Amadeo Avogadro (1776- 1856) postuló que iguales volúmenes de gas a la misma presión y temperaturas contienen igual número de moléculas, hecho que se conoce como hipótesis de Avogadro

El número de moléculas en un mol se conoce como número de Avogadro N_A , sólo en el siglo xx se obtuvo su valor que se acepta como : $N_A = 6.02 \times 10^{23}$ (moléculas/mole).

El número total de moléculas, N , en un gas es igual al número por mol N_A , multiplicado por el número n de moles ($N = n N_A$), la ecuación de estado se puede escribir como

$$PV = n R \cdot T = N/N_A R T \quad PV = N k \cdot T ,$$

donde $k = R / N_A$ y tiene un valor $k = 1,38 \times 10^{-23} \text{ J/k}$

LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES

La presión total ejercida por una mezcla de gases (siempre que no haya reacción entre ellos) es equivalente a la suma de las presiones individuales que ejerce cada gases el recipiente que lo contiene, como si ocupara, por si solo todo el volumen de la mezcla. Esta propiedad fue observada por Dalton en 1801 y se puede representar en la siguiente forma:

La presión total es $P = \frac{NkT}{V}$, siendo N el número total de moléculas

$$P_{total} = P_a + P_B + P_C + \dots\dots\dots$$

$$P_{total} = \frac{N_1 k T}{V} + \frac{N_2 k T}{V} + \dots\dots\dots$$

$$P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots\dots\dots$$

La presión total es equivalente a la suma de las presiones parciales y cada una de estas es proporcional a su concentración molecular

ALGUNAS PROPIEDADES MOLECULARES DE LA MATERIA

Las propiedades de la materia como el volumen, la densidad, , las ecuaciones de estado hacen referencia a la estructura molecular, se puede realizar un análisis del comportamiento en volumen y la estructura microscópica.

La materia que conocemos se compone de moléculas y la más pequeña contiene un solo átomo, siendo su tamaño del orden de 10^{-10}m , las moléculas más grandes contienen un número mucho, mucho mayor . En los gases las moléculas se mueven casi en forma independiente a diferencia de los líquidos y sólidos cuyas moléculas se mantienen unidas por fuerzas intermoleculares de naturaleza eléctrica las que surgen de las interacciones de las partículas con carga eléctrica que constituyen las moléculas. Las moléculas no son cargas eléctricas puntuales, sino que son

estructuras complejas que contiene tanto cargas eléctricas positivas como también negativas, siendo sus interacciones del tipo complejas.

ALGUNOS CONCEPTOS DE LA TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES.

Si tenemos en mente algunas de las explicaciones microscópicas contenidas en la denominada teoría cinética de los gases, muchos de los conceptos se entienden mucho mejor. Se citan a continuación sus ideas centrales, para el caso de los gases ideales.

1. Un gas contiene un número muy elevado de moléculas, que se mueven al azar. Esto hace indispensable estudiar su comportamiento con la estadística y las probabilidades.

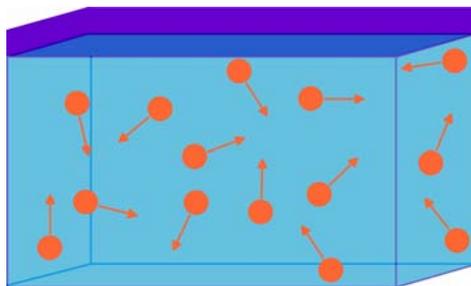


fig.1 Un gas contiene muchas moléculas con movimiento aleatorio.

- 2.- La separación promedio entre las moléculas es extraordinariamente grande comparada con sus dimensiones. Esto significa que las moléculas ocupan un volumen despreciable del recipiente que las contiene.

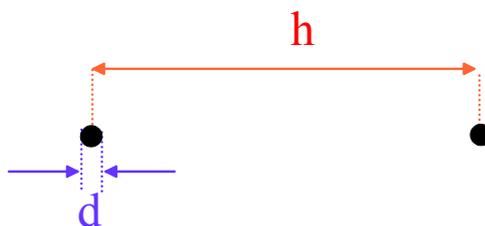


fig.2 El diámetro (d) de una molécula es muy pequeño en comparación con la separación (h) entre ellas.

3. El comportamiento de las moléculas obedece a las leyes de Newton.
4. Las colisiones que ocurren entre las moléculas y entre las moléculas y las paredes del recipiente son perfectamente elásticas.

5. Las fuerzas de interacción entre las moléculas son despreciables, exceptuando en las colisiones.

PRESIÓN EN LA TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR

En esta teoría, la presión de un gas en un recipiente es debida a la fuerza promedio que las partículas efectúan al chocar contra las paredes del recipiente por unidad de área.

FFFFAAALLLTTTAAA IMAGENNNNNNNN

Debido a que en un gas el número de moléculas es del orden de 10^{23} , la cantidad de movimiento transferida a la pared es constante y uniforme en todos los puntos en situación de equilibrio térmico. En otras palabras, la presión en un gas es la misma en todos los puntos del recipiente cuando existe equilibrio térmico.