COMPLEJO EDUCATIVO “SAN FRANCISCO” GUIA DE CIENCIAS FISICAS

Profesor: José Miguel Molina Morales Segundo Año General “C”

Tercer Periodo

**Leyes de los Gases**

***Teoría cinética de los gases****.*

La termodinámica se ocupa solo de variables microscópicas, como la presión, la temperatura y el volumen. Sus leyes básicas, expresadas en términos de dichas cantidades, no se ocupan para nada de que la materia está formada por átomos. Sin embargo, la *mecánica estadística*, que estudia las mismas áreas de la ciencia que la termodinámica, presupone la existencia de los átomos. Sus leyes básicas son las leyes de la mecánica, las que se aplican en los átomos que forman el sistema.

No existe una computadora electrónica que pueda resolver el problema de aplicar las leyes de la mecánica individualmente a todos los átomos que se encuentran en una botella de oxígeno, por ejemplo. Aun si el problema pudiera resolverse, los resultados de estos cálculos serian demasiados voluminosos para ser útiles.

Afortunadamente, no son importantes las historias individuales detalladas de los átomos que hay en un gas, si sólo se trata de determinar el comportamiento microscópico del gas. Así, aplicamos las leyes de la mecánica estadísticamente con lo que nos damos cuenta de que podemos expresar todas las variables termodinámicas como promedios adecuados de las propiedades atómicas. Por ejemplo, la presión ejercida por un gas sobre las paredes de un recipiente es la rapidez media, por unidad de área, a la que los átomos de gas transmiten ímpetu a la pared, mientras chocan con ella. En realidad el número de átomos en un sistema microscópico, casi siempre es tan grande, que estos promedios definen perfectamente las cantidades.

Podemos aplicar las leyes de la mecánica estadísticamente a grupos de átomos en dos niveles diferentes. Al nivel llamado *teoría cinética,* en el que procederemos en una forma más física, usando para promediar técnicas matemáticas bastantes simples.

En otro nivel, podemos aplicar las leyes de la mecánica usando técnicas que son más formales y abstractas que las de la teoría cinética. Este enfoque desarrollado por J. Wllard Gibbs (1839-1903) y por Ludwig Boltzmann (1844-1906) entre otros, se llama mecánica estadística, un término que incluye a la teoría cinética como una de sus ramas. Usando estos métodos podemos derivar las leyes de la termodinámica, estableciendo a esta ciencia como una rama de la mecánica. El florecimiento pleno de la mecánica estadística (estadística cuántica), que comprende la aplicación estadística de las leyes de la mecánica cuántica, más que las de la mecánica clásica para sistemas de muchos átomos.

***Gas ideal: Una descripción macroscópica.***

Supongamos que cierta cantidad de gas esté confinada en un recipiente del volumen *V*. Es claro que podemos reducir su densidad, retirando algo de gas en el recipiente, o colocando el gas en un recipiente más grande. Encontramos experimentalmente que a densidades lo bastante pequeñas, todos los gases tienden a mostrar ciertas relaciones simples entre las variables termodinámicas ***p*, *V* y *T*.** Esto sugiere el concepto de un *gas ideal*, uno que tendrá el mismo comportamiento simple, bajo todas las condiciones de temperatura y presión.

Dado cualquier gas en un estado de equilibrio térmico, podemos medir su presión *p*, su temperatura *T* y su volumen *V*. Para valores suficientes pequeños la densidad, los experimentos demuestran que (1) para una masa dada de gas que se mantiene a temperatura constante, la presión es inversamente proporcional al volumen (ley de Boyle), y (2) para una masa dada de gas que se mantiene a presión constante, el volumen es directamente proporcional a la temperatura (ley de Charles y Gay Lussac). Podemos resumir estos resultados experimentales por medio de la relación: una constante (para una masa fija de gas).

El volumen ocupado por un gas a una presión y temperaturas dadas, es proporcional a la masa del gas. (**V α P y T)** Así, la constante de la ecuación una constante, también debe ser proporcional a la masa del gas, por ello escribimos la constante de la ecuación una constante; como ***nR*,** donde *n* es el número de moles de gas en la muestra y *R* es una constante que debe determinarse en forma experimental para cada gas.

Los experimentos demuestran que, a densidades suficientes pequeñas, *R* tiene el mismo valor para todos los gases, a saber,

***R=8.314 J/mol K = 1.986 cal/mol K***

***R* se llama la constante *universal de los gases*.** Con esto escribimos la ecuación una constante, en la forma:

$$pV=nRT,$$

y definimos a un gas ideal, como aquel que obedece esta relación bajo todas las condiciones. No existe algo que sea en verdad un gas ideal, pero sigue siendo concepto muy útil y sencillo, relacionado realmente, con el hecho que todos los gases reales se aproximan a la abstracción de los gases ideales en su comportamiento, siempre que la densidad sea suficientemente pequeña.$pV=nRT$ se llama *ecuación de estado* de un gas ideal.

Si pudiéramos llenar al bulbo de un termómetro de gas (ideal) a volumen constante, un gas ideal, de veríamos, de acuerdo con la ecuación *anterior* que podemos definir la temperatura en términos de sus lecturas de presión; esto es: (gas ideal).

Aquí es la presión del gas en el punto triple del agua, en el que la temperatura es por definición **273.16 K.** En la práctica, debemos llenar nuestro termómetro con un gas real y medir la temperatura extrapolando a la densidad cero, usando la ecuación:

***Gas ideal: una descripción microscópica.***

Desde el punto de vista microscópico, definimos a un gas ideal haciendo las siguientes suposiciones, con lo que nuestra tarea será la de aplicar las leyes de la mecánica clásica, estadísticamente, a los átomos del gas y demostrar que nuestra definición microscópica es consecuente con la definición macroscópica de la sección procedente:

1.- *Un gas está formado por partículas llamadas moléculas*. Dependiendo del gas, cada molécula está formada por un átomo o un grupo de átomos. Si el gas es un elemento o un compuesto en su estado estable, consideramos que todas sus moléculas son idénticas.

2.- *Las moléculas se encuentran animadas de movimiento aleatorio y obedecen las leyes de Newton del movimiento.* Las moléculas se mueven en todas direcciones y a velocidades diferentes. Al calcular las propiedades del movimiento suponemos que la mecánica newtoniana se puede aplicar en el nivel microscópico. Como para todas nuestras suposiciones, esta mantendrá o desechara, dependiendo de si los hechos experimentales indican o no que nuestras predicciones son correctas.

*3.- El número total de moléculas es grande.* La dirección y la rapidez del movimiento de cualquiera de las moléculas pueden cambiar bruscamente en los choques con las paredes o con otras moléculas. Cualquiera de las moléculas en particular, seguirá una trayectoria de zigzag, debido a dichos choques. Sin embargo, como hay muchas moléculas, suponemos que el gran número de choques resultante mantiene una distribución total de las velocidades moleculares con un movimiento promedio aleatorio,

*4.- El volumen de las moléculas es una fracción despreciablemente pequeña del volumen ocupado por el gas.* Aunque hay muchas moléculas, son extremadamente pequeñas. Sabemos que el volumen ocupado por una gas se puede cambiar en un margen muy amplio, con poca dificultad y que, cuando un gas se condensa, el volumen ocupado por el líquido puede ser miles de veces menor que la del gas se condensa, el volumen ocupado por el líquido puede ser miles de veces menor que el del gas. De aquí que nuestra suposición es posible.

*5.- No actúan fuerzas apreciables sobre las moléculas, excepto durante los choques.* En el grado de que esto sea cierto, una molécula se moverá con velocidad uniforme entre los choques. Como hemos supuesto que las moléculas son tan pequeñas, la distancia media entre ellas es grande en comparación con el tamaño de una de las moléculas. De aquí que suponemos que el alcance de las fuerzas moleculares es comparable al tamaño molecular.

*6.- Los choques son elásticos y de duración despreciable.* En las choques entre las moléculas con las paredes del recipiente se conserva el ímpetu y (suponemos)la energía cinética. Debido a que el tiempo de choque es despreciable comparado con el tiempo que transcurre entre los choque de moléculas, la energía cinética que se convierte en Energía potencial durante el choque, queda disponible de nuevo como energía cinética, después de un tiempo tan corto, que podemos ignorar este cambio por completo.

***Leyes de los gases:***

Todas las masas gaseosas experimentan variaciones de presión, volumen y temperatura que se rigen por las siguientes leyes:

**ECUACIONES DE ESTADO**

El *estado* de una cierta masa *m* de sustancia está determinado por su presión *p*, su volumen *V* y su temperatura *T*. En general, estas cantidades no pueden variar todas ellas independientemente.

Ecuación de estado: V = f (p,T,m)

El término *estado* utilizado aquí implica un estado de *equilibrio*, lo que significa que la temperatura y la presión son iguales en todos los puntos. Por consiguiente, si se comunica calor a algún punto de un sistema en equilibrio, hay que esperar hasta que el proceso de transferencia del calor dentro del sistema haya producido una nueva temperatura uniforme, para que el sistema se encuentre de nuevo en un estado de equilibrio.

**Ley de los gases ideales**

La teoría atómica de la materia define los estados, o fases, de acuerdo al orden que implican. Las moléculas tienen una cierta libertad de movimientos en el espacio. Estos grados de libertad microscópicos están asociados con el concepto de orden macroscópico. Las moléculas de un sólido están colocadas en una red, y su libertad está restringida a pequeñas vibraciones en torno a los puntos de esa red. En cambio, un gas no tiene un orden espacial macroscópico. Sus moléculas se mueven aleatoriamente, y sólo están limitadas por las paredes del recipiente que lo contiene.

Se han desarrollado leyes empíricas que relacionan las variables macroscópicas. En los gases ideales, estas variables incluyen la presión (p), el volumen (V) y la temperatura (T). A bajas presiones, las ecuaciones de estado de los gases son sencillas:

* La ley de Boyle-Mariotte afirma que el volumen de un gas a temperatura constante es inversamente proporcional a la presión.

La ecuación es: $V=k 1/P$ donde **K = T** (la constante K es igual a la temperatura T) los gases se comprimen bajo presión, es decir, disminuyen su volumen al aumentar la presión.

$$p\_{1}.V\_{1} = p\_{2}.V\_{2}$$

Si se grafica datos de volumen y presión, la gráfica es inversa

* La ley de Charles y Gay-Lussac afirma que el volumen de un gas a presión constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

Ecuación: $V=K T$ donde **k = P** (el volumen V es igual a la constante K , que en este caso es la presión, multiplicada por la temperatura T.

Explicación: al aumentar la temperatura, aumenta la energía cinética de las moléculas y el gas se expande, o sea, aumenta su volumen.

$$V\_{1}/T\_{1} = V\_{2}/T\_{2}$$

Segunda ley de Gay Lussac: Si el volumen de una muestra de gas permanece constante, la presión es directamente proporcional a la temperatura.

Ecuación: $P= K T$ Significa que al aumentar la presión (P) aplicada sobre un gas de volumen constante (**V=K**), aumenta la temperatura ( T ).

$$p\_{1}/T\_{1} = p\_{2}/T\_{2}$$

Si graficas esta relación obtienes una línea recta

 Resumiendo: $\frac{p\_{1}V\_{1}}{T\_{1}}=\frac{p\_{2}V\_{2}}{T\_{2}} $= constante

Definiendo las condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) como, 1 atmósfera y 273 K, para el volumen que ocupa un mol de cualquier gas (22,4 dm3), esta constante se transforma en:

**Constante = 1 atm.22.4 dm3/273 K. mol = 0.08205 atm.dm3/K.mol**

Y se define R como la constante de los gases ideales:

**R = 0.08205 atm.dm3/K. mol**

La combinación de estas leyes proporciona la ley de los gases ideales, también llamada ecuación de estado del gas ideal:

$p.V = n.R.T$Donde n es el número de moles

### EJERCICIOS DE GASES IDEALES

1. Una muestra de 233.4 mml de un gas, se encuentran a 600 torr, ¿cuál sería el volumen si la presión se aumenta a 700 torr, si la temperatura se mantiene constante?
2. Un recipiente contiene 10 litros de CO**2** a 27 ºC. Si el sistema se calienta a 177ºC, pero se mantiene la presión constante, ¿cuál será el volumen final del gas?
3. La presión de un volumen de gas a 600 Kelvin es 0.5 atm. Si el volumen permanece constante y su temperatura disminuye a 250 Kelvin. Calcule la presión final.
4. Un gas ocupa un volumen de 100 ml a 10ºC. ¿Qué volumen ocupará a 50ºC si no se produce variación en la presión?
5. Un recipiente contiene Ne bajo una presión de 15 atm a la temperatura de 25ºC. ¿Qué presión soportará si se eleva la temperatura hasta 100ºC?
6. Si una masa de un gas ocupa 1 lt en C.N. ¿Qué volumen ocupará a 100ºC y 50 atm?.
7. Una masa de un gas, que ocupa 2 lt a 1 atm y 27ºC, se comprime a temperatura constante hasta 2,5 atm; después la temperatura cambia a presión constante hasta que el volumen es de 5 lt. ¿Cuál es la nueva temperatura?
8. Una vasija abierta, a 5ºC se calienta hasta 200ºC. Cal cular el porcentaje en peso de aire que es expulsado.
9. La presión total de una mezcla de 2,54 moles de H**2** y 3,58 moles de N**2** es 2,5 atm. Calcular la presión parcial de cada gas.
10. Una mezcla de gases contiene 5,81 g de CO**2**, 4,12 g de CO y 20,2 g de N**2**. Si la presión total de la mezcla es de 1,2 atm. ¿Cuál es la presión parcial de cada gas?
11. En una mezcla de gases existen 3x10**23** moléculas de H**2** y 1,5x10**24** moléculas de N**2** ¿Cuál es la presión parcial de cada gas si la presión total de la mezcla es de 0,93 atm?.
12. Un volumen gaseoso de un litro es calentado a presión constante desde 18 °C hasta 58 °C, ¿qué volumen final ocupará el gas?

Rta.: 1,23 l

1. Una masa gaseosa a 32 °C ejerce una presión de 18 atm, si se mantiene constante el volumen, qué aumento sufrió el gas al ser calentado a 52 °C?

Rta.: 1,1 atm

1. En un laboratorio se obtienen 30 cm3 de nitrógeno a 18 °C y 750 mm de Hg de presión, se desea saber cuál es el volumen normal.

Rta.: 27,7 cm3

1. Una masa de hidrógeno en condiciones normales ocupa un volumen de 50 litros, ¿cuál es el volumen a 35 °C y 720 mm de Hg?.

Rta.: 59,5 l

1. Un gas a 18 °C y 750 mm de Hg ocupa un volumen de 150 cm3, ¿cuál será su volumen a 65 °C si se mantiene constante la presión?.

Rta.: 17,42 cm3

1. Una masa gaseosa a 15 °C y 756 mm de Hg ocupa un volumen de 300 cm3, cuál será su volumen a 48 °C y 720 mm de Hg?.

Rta.: 310,3 cm3

1. ¿Cuál será la presión que adquiere una masa gaseosa de 200 cm3 si pasa de 30 °C a 70 °C y su presión inicial es de 740 mm de Hg?.

Rta.: 837,68 mm de Hg

1. ¿Cuál será la presión de un gas al ser calentado de 20 °C a 140 °C si su presión inicial es de 4 atm?

Rta.: 5,6 atm

1. Un recipiente está lleno de aire a presión normal y a 0 °C. Posee una válvula de seguridad que pesa 100 N y su sección es de 8 cm2. Si la presión se mantiene normal, se desea saber qué temperatura deberá alcanzar el recipiente para que la válvula se abra, despreciando la dilatación del recipiente.

Rta.: 57,34 °C

1. En una fábrica de oxígeno se almacena 1 m3 de ese gas en un cilindro de hierro a 5 atm, ¿qué volumen habrá adquirido si inicialmente la presión era de 1 atm?

Rta.: 1,0323 bar

1. La densidad del oxígeno a presión normal es de 14,29 kg/m3, ¿qué presión soportaría para que su densidad sea de ,589 kg/m3?

Rta.: 313,2 mm de Hg

1. A presión de 758 mm de Hg, el aire en la rama de un manómetro de aire comprimido marca 32 cm, ¿qué presión se ejerce cuando ese nivel se reduce a 8 cm? (considere uniforme la sección del tubo).

Rta.: 2,9 atm

1. Se almacena 1 m3 de oxígeno en un cilindro de hierro a 6,5 atm. ¿Cuál será el nuevo volumen si estaba inicialmente a 1 atm?.

Rta.: 0,1538 m3

1. En un tanque se coloca querosén hasta el 75 % de su volumen, se introduce luego aire hasta que alcanza una presión de 2,8 atm, determinar el volumen de aire dentro del tanque, si su longitud es de 35 cm y 8 cm de radio.

Rta.: 4,92 dm3

1. En un rifle de aire comprimido se encierran 200 cm3 de aire a presión normal que pasan a ocupar 22 cm3. ¿Cuál es la nueva presión del aire?, si el proyectil sale con una fuerza de 120 kgf, ¿cuál será la sección del proyectil?.

Rta.: 9390 gf/cm2 y 1,27 cm2

1. Un tubo cilíndrico de 1,5 m de largo se sumerge verticalmente en mercurio hasta que el extremo cerrado queda a 25 cm de la superficie libre del mercurio. Determinar la longitud que ocupará, dentro del tubo, el aire, si la presión exterior es de 75 cm de Hg (δ = 13,56 g/cm3).

Rta.: 56,25 cm

1. En un tubo vertical lleno de aire y de 4 cm de diámetro se coloca un émbolo que ajusta perfectamente (sin rozamiento). Si el peso del émbolo es de 2,5 kgf y la presión exterior es de 735 mm de Hg ¿cuál es la presión del aire encerrado cuando el sistema aire-émbolo se encuentra en equilibrio?.

Rta.: 1198 gf/cm2

1. En el caso del problema anterior, ¿cuál será el volumen ocupado por el aire si la longitud del tubo es de 3 m?.

Rta.: 3142 cm3

1. Un volumen de 150 dm3 está a presión normal, ¿qué presión soportará si su volumen se reduce a 12 cm3?.

Rta.: 9500 mm Hg

1. El aire en la rama cerrada de un manómetro de aire comprimido es de 35 cm cuando la presión es de 755 mm de Hg, ¿cuál será la presión cuando es nivel sea de 6 cm?.

Rta.: 4404 mm de Hg

1. El aire en la rama cerrada de un barómetro a presión normal, alcanza a un volumen que equivale a 65 cm. ¿Cuál será el nuevo nivel si la presión ejercida fuera de 40 kgf/cm2 y cuanto se elevará el Hg?

Rta.: 1,678 cm y 63,322 cm