

MÓDULO 2

**ESTADOS DE AGREGACIÓN**

**CONTENIDO**

Estado gaseoso: Teoría cinético molecular.- Ley de los gases ideales.- Ecuación de estado del gas ideal.- Estado líquido y sólido: Punto de ebullición, fusión, presión de vapor.- Ejercicios y problemas.- Evaluación.

**COMPETENCIAS**

Las competencias que se pretende lograr para el presente capítulo son los siguientes:

1. Comprender la teoría cinética molecular.
2. Aplicar las leyes de los gases ideales.
3. Entender las propiedades de los estados gaseoso, líquido y solido
4. Desarrollar habilidades para resolver problemas con respecto a este módulo.

**ESTADO GASEOSO**

Es el estado de agregación molecular de la materia, donde las moléculas se encuentran en movimiento caótico debido a su alta energía cinética, sus moléculas están separadas debido a la fuerza de repulsión que prevalece sobre las fuerzas de atracción.

* 1. **LA TEORÍA CINÉTICA: UNA EXPLICACIÓN PARA LAS LEYES DE LOS GASES**

Las experiencias de Boyle y de otros físicos de la época pusieron claramente de manifiesto que los gases podían comprimirse y expandirse

Las ideas tímidamente expuestas por Boyle respecto de la posibilidad de un *modelo cinético* fueron desarrolladas por el físico suizo Daniel Bernouilli (1700-1782). Según Bernouilli los átomos o corpúsculos de gas, debido a su pequeño tamaño, se encontraban en un enorme número aun en pequeños volúmenes gaseosos. Su movimiento incesante producía choques entre sí y con las paredes del recipiente. Esta innumerable cantidad de impactos de los corpúsculos gaseosos explicaba el efecto observable de la presión del gas y, por tanto, su expansibilidad.

De acuerdo con sus razonamientos, la disminución del volumen del gas restringe el recorrido de los corpúsculos móviles y por tanto, incrementa el número de choques por segundo contra las paredes del recipiente, esto es, aumenta la presión del gas. Estudios teóricos apropiados permitieron a Bernouilli deducir, matemáticamente, la ley de Boyle a partir de estas sencillas ideas. Junto con la explicación del por qué de la ley de Boyle, la teoría cinética de los gases logró, asimismo, la explicación de las leyes de Gay-Lussac.

Además, a partir del significado de la presión del gas según el modelo cinético y de la segunda ley de Gay-Lussac, fue posible encontrar un significado también cinético a la magnitud temperatura. Así cuanto mayor es la temperatura de un gas tanto mayor es la presión que ejerce, es decir, más enérgicos deben ser los impactos de las partículas del gas sobre el interior del recipiente.

La extensión de la teoría cinética a otros estados de agregación de la materia ha permitido comprender los fenómenos de cambio de estado desde un punto de vista molecular.

Los gases reales a temperaturas muy bajas o a presiones muy altas se comportan como gases ideales o perfectos, las propiedades de los gases reales se desvían en forma considerable de las de los gases ideales.

Un gas ideal o perfecto, propuesto por Berrnouilli y perfeccionado por Maxwell y Boltzman, presenta los siguientes enunciados:

1. Las moléculas son puntuales, es decir son de forma esférica y volumen despreciable pero tienen masa.
2. Las moléculas están en movimiento continuo, rápido y al azar, describiendo trayectorias rectilíneas.
3. No existe fuerza de repulsión ni atracción molecular, es decir no hay interacción molecular, por lo tanto, poseen un movimiento libre.
4. Los choques intermoleculares o contra las paredes del recipiente son perfectamente elásticos, es decir no hay pérdida neta en la energía cinética total de las moléculas.
5. La energía cinética media de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.



Donde:

 K = constante de Boltzman

 K = 1,38.10 -16 ergio/K.molécula

 T = temperatura absoluta (K)

**Ejemplo.**

Tenemos encerrado un gas en el interior de un globo a una temperatura de 25ºC. ¿A qué se debe la presión del gas en el interior del globo?

**Rta.**

La presión es debida al choque de las partículas del gas con las paredes del globo.

* 1. **PROPIEDADES DE LOS GASES IDEALES**
1. **COMPRESIBILIDAD.- El volumen de un gas se puede reducir fácilmente mediante la acción de una fuerza externa, debido a la existencia de grandes espacios intermoleculares.**

Una combustión interna de un motor provee un buen ejemplo de la facilidad con la cual los gases pueden ser comprimidos. En un motor de cuatro pistones, el pistón es primero halado del cilindro para crear un vacío parcial, es luego empujado dentro del cilindro, comprimiendo la mezcla de gasolina/aire a una fracción de su volumen original.

1. **EXPANSIBILIDAD.- El gas ocupa todo el volumen del contenedor que lo contiene debido a la alta energía cinética de traslación de sus moléculas.**

Cualquiera que haya caminado en una cocina donde se hornea un queque, ha experimentado el hecho de que los gases se expanden hasta llenar su contenedor, mientras que el aroma del queque llena la cocina. Desgraciadamente la misma cosa sucede cuando alguien rompe un huevo podrido y el olor característico del sulfito de hidrógeno (H2S), rápidamente se esparce en la habitación, eso es porque los gases se expanden para llenar su contenedor. Por lo cual es sano asumir que el volumen de un gas es igual al volumen de su contenedor.

1. **DIFUSIBILIDAD.-** Se difunden fácilmente. Al no existir fuerza de atracción intermolecular entre sus partículas, los gases se esparcen en forma espontánea.
2. **DILATABILIDAD.-** **Los gases no sólo se dilatan por efecto del calor como todos los cuerpos, sino que lo hacen mucho más que los sólidos y los líquidos.**
3. **MISCIBILIDAD.-** Normalmente dos o más gases no reactivos se mezclan por completo de una manera uniforme cuando se ponen en contacto entre sí. Veamos dos ejemplos. (a) Cuando un cuarto se llena de aire, somos capaces de respirar en cualquiera de sus áreas en todo momento, debido a que los gases que están en el aire se mezclan. (b) Las compañías de gas aprovechan esta propiedad para facilitar la detección de fugas en las tuberías de gas natural.
4. **ELASTICIDAD.-** Es la capacidad de recuperar volumen ante la suspensión de una presión externa.
	1. **PRESIÓN**

En términos generales, ***presión*** comunica la idea de una fuerza, un empuje que tiende a mover un objeto en cierta dirección. La presión P es la fuerza F que actúa sobre un área dada A:



Los gases ejercen una presión sobre cualquier superficie con la que están en contacto. Por ejemplo, el gas de un globo inflado ejerce una presión sobre la superficie interna del globo.

Para emplear las relaciones matemáticas de los gases, debemos diferenciar las presiones: atmosférica o barométrica, la manométrica y la absoluta.

1. **PRESIÓN ATMOSFÉRICA (Patm)**.- A causa de la gravedad, nuestra atmosfera ejerce una fuerza hacia abajo y por consiguiente una presión sobre la superficie terrestre.

La unidad SI de presión es N/m2; se le dio el nombre de ***pascal (Pa)***: 1 Pa = 1 N/m2. La presión atmosférica en el nivel del mar es de unos 100 kPa. Desde luego la presión atmosférica real en un lugar dado depende de las condiciones atmosféricas, además de la altitud.

La presión atmosférica se puede medir con la ayuda de un barómetro de mercurio.

La ***presión atmosférica estándar***, que corresponde a la presión normal en el nivel del mar, es la presión suficiente para soportar una columna de mercurio de 760 mm de altura. En unidades SI, esta presión es igual a 1,01325.10 5 Pa y se usa para definir otras unidades diferentes al SI.

1 atm = 760 mm Hg = 760 torr = 1,01325.10 5 Pa = 101,325 kPa = 1,01325.10 5 N/m2

En las relaciones matemáticas del estado gaseoso se emplea la presión absoluta.

1. **PRESIÓN MANOMÉTRICA (Pman)**.- Se utiliza diversos dispositivos para medir las presiones de los gases en *recipientes cerrados*. El dispositivo utilizado para medir este tipo de presiones es llamado ***manómetro.***

 El líquido que más se usa en los manómetros es el mercurio, pueden utilizarse otros. La diferencia de altura (h) de los niveles de líquido en las dos ramas del manómetro indica la presión manométrica. Sus unidades son las mismas que de la presión atmosférica. En el siguiente grafico se resumen los diferentes casos de presiones manométricas, sistemas cerrados (a) o abiertos (b), (c).



**Ejemplo.**

Considere un recipiente de gas conectado con un manómetro de tubo abierto. El manómetro no está lleno de mercurio sino de un líquido no volátil, M. La densidad del mercurio es 13,6 g/mL; la de M es 1,05 g/mL. Si las condiciones son similares a las de la Figura (c) con h=12,2 cm cuando la presión atmosférica es 0,964 atm, ¿cuál es la presión del gas que se encuentra encerrado, expresada en mmHg?

**Rta.**

Convirtiendo la presión atmosférica a mmHg tenemos:

 760 mm Hg \_\_\_\_\_\_\_\_ 1 atm

 733 mm Hg \_\_\_\_\_\_\_\_ x = 0,964 atm

La presión que se asocia con una columna de un fluído es: **P = δ. g h**

Aplicada al líquido M: PM= 1,05 g/ml . g . 12,2 cm

Para expresarla en altura de Hg: PHg = 13,6 g/ml . g .h

Como ambas presiones son iguales, los segundos miembros también lo serán:

 1,05 g/ml . g . 12,2 cm = 13,6 g/ml . g .h

 

Si la situación es similar a la presentada en la figura (c), la presión del gas encerrado es mayor que la presión atmosférica, entonces:

P = 733 mmHg + 9 mmHg = 742 mmHg

1. **PRESIÓN ABSOLUTA (Pabs)**.- Es la presión total que soporta un cuerpo. Equivale a la [presión atmosférica](http://www.ciencia.net/VerArticulo/?idTitulo=Presión%20atmosférica) más la [presión manométrica](http://www.ciencia.net/VerArticulo/?idTitulo=Presión%20manométrica).

**Pabs = Patm + Pman**

* 1. **TEMPERATURA**

Es la medida de la energía cinética de las moléculas en un cuerpo. También se entiende como la dirección de flujo del calor.

Las escalas de temperatura que comúnmente se emplean en los trabajos con gases son las escala ***Celsius o centígrada*** (ºC) y la escala ***Kelvin*** (K), siendo escalas relativa y absoluta respectivamente. La relación matemática entre estos dos es la siguiente:

K = ºC + 273

Si se tuviera que usar otras escalas termométricas, estas son las relaciones matemáticas:



Para las relaciones matemáticas de la aplicación de las leyes del estado gaseoso, se usa las escalas absolutas (Kelvin o Rankine).

**Ejemplo.**

Una persona, viajando por Inglaterra, se siente indispuesta y va al médico. Este tras revisarla, le informa que su temperatura axilar es de 100°F.

¿Cuál es su temperatura en grados Celsius? ¿Y en Kelvin?

**Rta.**

Despejando ºC de la formula, tenemos:



F = C + 273 = 37,8 + 273 = 310,8 K

* 1. **LEYES DE LOS GASES IDEALES**

Las leyes de los gases son generalizaciones importantes que se refieren al comportamiento macroscópico de las sustancias gaseosas

1. **LEY DE BOYLE - MARIOTTE o Proceso Isotérmico (T = cte)**

*El volumen de una masa definida de un gas, a temperatura constante, es inversamente proporcional a la presión del gas.*

En otras palabras, la presión varía en proporción inversa con el volumen:

 

La ecuación es otra forma de la ley de Boyle que dice que el producto de la presión por volumen de un gas es constante a temperatura constante.

P.V = k

La aplicación de la ley de Boyle a dos estados, (1) y (2) permite aseverar que:

**P1.V1 = P2.V2**

donde V1 y V2 son los volúmenes a las presiones P1 y P2, respectivamente.

Gráficamente se representa:

 V

 Isoterma

 P

**Ejemplo.**

Una masa de helio contenida en un globo de 0,4 m3, soporta una presión de 49,0 . 10-5 N/m2 en su estado inicial. ¿Cuál será su volumen al duplicar la presión?

**Rta.**

Nos dan los siguientes datos:

V1 = 0,4 m3

P1 = 49,0 . 10 -5 N/m2

P2 = 2 . P1 = 98,0 . 10 -5 N/m2

Despejando la formula:



Reemplazando valores, tenemos:



1. **LEY DE CHARLES Y GAY LUSSAC o Proceso Isobárico (P = cte)**

*El volumen de una masa definida de gas, a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta.*

En otras palabras, el volumen varía en proporción directa con la temperatura:

V α T

La dependencia del volumen con la temperatura está dada por:



La aplicación de la ley de Charles a dos estados, (1) y (2) permite aseverar que:



donde V1 y V2 son los volúmenes del gas a las temperaturas T1 y T2, respectivamente.

Gráficamente se representa:

 **V**

 Isóbara

 **T**

**Ejemplo.**

¿Qué volumen ocupará un gas ideal, confinado en una llanta, a 70oC si a 7oC ocupa un volumen de 60m3?

**Rta.**

Acondicionando los datos, sobre todo la temperatura (escala absoluta):

T1 = 70 + 273 = 343 K

T2 = 7 + 273 = 280 K

V2 = 60 m3

V1 = ??

Despejando la formula adecuadamente:



Reemplazando datos, tenemos:



1. **LEY DE GAY - LUSSAC o Proceso Isométrico (V = cte)**

*La presión de una masa definida de gas, a volumen constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta.*

En otras palabras, la presión varía en proporción directa con la temperatura:

P α T

La interpretación matemática del comportamiento es:



La aplicación de la ley de Charles a dos estados, (1) y (2) permite aseverar que:



donde P1 y P2 son las presiones del gas a las temperaturas T1 y T2, respectivamente.

Gráficamente se representa:

 **P**

 Isócora

 **T**

**Ejemplo.**

El gas confinado en un tanque de buceo, se encuentra a la presión manométrica de 2,21 atmósferas a la temperatura ambiente de 30° C, ¿Qué temperatura adquiere si se le somete a una presión manométrica de 3,1 atmósferas?

a) En grados Kelvin

b) En Centígrados grados

**Rta.**

Acondicionando los datos, tenemos:

T1 = 30 + 273 = 303 K

Recordando: Pabs = Pm + Patm

P1 = 2,21 atm + 1 atm = 3,21 atm

P2 = 3,1 atm + 1 atm = 4,1 atm

T2 = ??

Despejando la formula adecuadamente, tenemos:



Reemplazando valores, se tiene:

a) 

b) T2 = 387 – 273 = 114 ºC

1. **LEY GENERAL DEL GAS IDEAL**

Los gases que cumplen con exactitud las leyes físicas se denominan *gases perfectos o ideales.* Es posible combinar las leyes de los gases en una sola ecuación sencilla si la temperatura se expresa en la escala absoluta o Kelvin y usando la presión absoluta.

El producto del volumen de un gas por su presión dividido por su temperatura absoluta es una cantidad constante.



La aplicación de la ley a dos estados, (1) y (2) permite aseverar que:



**Ejemplo.**

Calcular el volumen que ocupará 75 L de aire a 4 atm y 100ºC, que se pasan a condiciones normales (presión = 1 atm, temperatura = 0ºC).

**Rta.**

Los datos que se nos da:

V1 = 75 L

P1 = 4 atm

T1 = 100 + 273 = 373 K

P2 = 1 atm

T1 = 0ºC + 273 = 273 K

V2 = ??

Despejando la formula, nos da:

****

Reemplazando los valores, tenemos:



1. **LEY DE AVOGADRO**

*Establece que a presión y temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente.*

V α n



donde *n* representa el número de moles y *k*la constante de proporcionalidad.

La aplicación de la ley a dos estados, (1) y (2) permite aseverar que:

 

* 1. **ECUACIÓN UNIVERSAL DEL GAS IDEAL**

Esta ecuación de estado reúne las leyes anteriores, expresando la relación que existe entre las magnitudes relevantes en los gases ideales, y describe satisfactoriamente el comportamiento de los gases en condiciones de bajas presiones y altas temperaturas. Se aplica a cualquier masa gaseosa.

P.V = n.R.T

donde *n* es el número de moles de gas, R es la constante universal de los gases.

Los valores que tiene la constante universal de los gases, de acuerdo a sus unidades, tenemos:

   

**Ejemplo 1.**

¿Qué presión, en atmósferas, ejerce una mezcla de 2 g de H2 y 8 g de N2 encerrados en un recipiente de 10 L a 273 K?

**Rta.**

Cálculo del número de moles de cada componente:

 2 g de H2 1 mol

 28 g de N2 1 mol

 8 g de N2 x = 0,256 moles

Número de moles totales = 1,256 moles (H2 + N2).

Calculando la presión total, tenemos:



**Ejemplo 2.**

¿Qué volumen ocuparán 7 moles de bióxido de carbono (CO2) a una temperatura de 36ºC y 830 mm de Hg?

**Rta.**

Los datos son los siguientes:

n = 7 moles

T = 36 + 273 = 309 K

P = 830 mmHg

R = 62,4 L.mmHg/mol.K

V = ??

Despejando adecuadamente la formula:



Reemplazando los valores, tenemos:



**Ecuaciones vinculadas a la ecuación del gas ideal.-** El número de moles de una sustancia se calcula a partir del cociente de la masa dividido su masa molar, por lo que se obtiene la siguiente expresión derivada de la ecuación de estado:



A la vez, si recordamos que la densidad (*ρ*) es la masa en la unidad de volumen, y que se calcula dividiendo la masa por su volumen, tendremos:

 

**Ejemplo 1.**

Un gas desconocido tiene una densidad de 4,80 g/L a 50 cm de Hg de presión y 27ºC. ¿Cuál es su masa molecular?

**Rta.**

Tenemos los siguientes datos:

*ρ* = 4,80 g/L

P = 50 cmHg (1 atm/76 cmHg) = 0,66 atm

T = 27 + 273 = 300 K

R = 0,082 L.atm/mol.K

MX = ??

Despejando correctamente la ecuación:



Reemplazando valores, tenemos:



**Ejemplo 2.**

Calcular la densidad del CO2 gaseoso a 745 mmHg y 65°C.

**Rta.**

PM (CO2) = 12 + 2 . 16 = 44 g/mol

 760 mm. Hg 1 atm

 745 mm. Hg x = 0,98 atm

 

* 1. **LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES**

Al tener una mezcla de gases, se requiere entender la relación de la presión total de la mezcla con las presiones de los componentes gaseosos individuales de tal mezcla, las cuales se llaman presiones parciales. La ley de Dalton o la ley de las presiones parciales, establece que la presión total de una mezcla gaseosa es sólo la suma de las presiones que cada gas ejercerá si estuviese solo.

Considérese el caso en el cual dos sustancias gaseosas, A y B, están en un recipiente de volumen V. La presión ejercida por el gas A es:



donde *nA* es el número de moles de A presente.

De igual forma, la presión ejercida por el gas B es:



Ahora, en la mezcla de gases A y B, la presión total PT es el resultado de las colisiones de ambos tipos de moléculas, A y B, con las paredes. Así, de acuerdo con la ley de Dalton:

PT = PA + PB

**Ejemplo.**

**Un recipiente de 10 litros contiene 1,031 g de O2 y 0,572 g CO2 a 10ºC, ¿Cuál es la presión total de la mezcla?**

**Rta.**

**Datos:**

**V = 10 L**

**mO2 = 1,031 g**

**mCO2 = 0,572 g**

**T = 10 + 273 = 283 K**

**PT = ??**

**Determinando las presiones parciales para cada gas, tenemos:**





Por lo tanto la presión total, será:

PT = PO2 + PCO2 = 0,075 + 0,030 = 0,105 atm

1. **LEY DE DIFUSIÓN DE GRAHAM**

La *difusión* gaseosa es la dispersión gradual de un [gas](http://es.wikipedia.org/wiki/Gas) en el seno de otro. De este modo las moléculas de una sustancia se esparcen por la región ocupada por otras moléculas, colisionando y moviéndose aleatoriamente. Este es un proceso muy rápido.

La *efusión* gaseosa es la fuga de un gas contenido en un recipiente por medio de un pequeño orificio, de este modo las moléculas pasan de una zona de alta presión a la de baja presión.

En [1860](http://es.wikipedia.org/wiki/1860), [Thomas Graham](http://es.wikipedia.org/wiki/Thomas_Graham), un químico escocés demostró que la velocidad de efusión y difusión de los gases es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su masa molar:



La expresión matemática que interpreta este enunciado es:

****

donde t1 y t2 son tiempos que demoran la difusión, v1 y v2 representan las velocidades de difusión de dos gases de masas molares M1 y M2 y de densidades *ρ*1 y *ρ*2 respectivamente.

**Ejemplo.**

En un experimento se necesitaron 45 segundos para que un cierto número de moles de un gas X, pasen al vacío a través de un orificio. En las mismas condiciones el mismo número de moles de Ar tardó 28 segundos. Calcular el peso molecular de X.

**Rta.**

 

Elevando todo al cuadrado: MAr/MX = (28/45)2 = 0,39

 MX = MAr/0,39 = 39,9 (g/mol)/0,39 = 100,0 g/mol

**ESTADO LÍQUIDO**

Los líquidos no presentan la regularidad de los cristales de los sólidos ni el desorden molecular de los gases, sino que sus moléculas sufren fuerzas atractivas y repulsivas de gran intensidad. Sin embargo, pueden desplazarse independientemente unas de otras debido a su elevada energía cinética, que es aquella que posee un cuerpo a causa de su movimiento. Como consecuencia de ello, los líquidos adoptan la forma del recipiente que los contiene, aunque en pequeñas cantidades tienden a la esfericidad debido a la [acción](http://www.entradagratis.com/) de la tensión superficial y forman gotas al disminuir el volumen, ya que la relación entre éste y la superficie aumenta.

Los líquidos *se caracterizan* por:

1. No presentan forma, sino que adoptan del recipiente que los contiene.
2. En las moléculas de los líquidos están equilibradas las fuerzas de atracción y las de repulsión.
3. Son poco comprensibles, de densidad y viscosidad mayor que la de los gases.
4. Sus moléculas no presentan un estado ordenado, sino que están en un cierto desorden y sus moléculas poseen movilidad.
5. Los líquidos, al igual que los sólidos, tienen volumen constante.
6. Al aumentar la temperatura aumenta la movilidad de las partículas (su energía).
	1. **PROPIEDADES DE LOS LÍQUIDOS**
7. **FLUIDEZ.-** Capacidad de los líquidos y los gases para moverse progresivamente hacia un lugar o pasar a través de orificios pequeños, debida a la capacidad de las partículas para desplazarse.
8. **VISCOSIDAD.-** Propiedad de los líquidos que indica la dificultad con que éstos fluyen. Un líquido es más viscoso cuanto menor es su fluidez. La viscosidad es debida a fuerzas e interacciones entre las partículas (rozamiento de las partículas) que limitan su movilidad.

En la figura se muestra un viscosímetro de Cannon Fenske, instrumento para medir la viscosidad de los líquidos.

1. **TENSIÓN SUPERFICIAL.-** Una molécula en el interior de un líquido está sometida a la acción de fuerzas atractivas en todas las direcciones, siendo la resultante de todas ellas nula. Pero si la molécula está situada en la superficie del líquido, sufre un conjunto de fuerzas de cohesión, cuya resultante es perpendicular a la superficie, experimentando pues una fuerza dirigida hacia el líquido.

Se define la tensión superficial como el trabajo que debe realizarse para llevar moléculas en número suficiente desde el interior del líquido hasta la superficie

La tensión superficial depende de la naturaleza del líquido, del medio que le rodea y de la temperatura. Líquidos cuyas moléculas tengan fuerzas de atracción intermoleculares fuertes tendrán tensión superficial elevada.

Las fuerzas intermoleculares de atracción entre las moléculas de agua se deben a los enlaces de hidrógeno y éstos representan una alta energía, la tensión superficial del agua es mayor que la de muchos otros líquidos.

1. **PUNTO DE EBULLICIÓN.-** El punto de ebullición, es la temperatura a la cual la presión del vapor de un líquido es igual a la presión externa. El *punto de ebullición normal* de un líquido es el punto de ebullición cuando la presión externa es de 1 atm.

Cuando la temperatura del líquido alcanza el *punto de ebullición*, la velocidad con que se mueven las partículas es tan alta que el proceso de vaporización, además de darse en la superficie, se produce en cualquier punto del interior, formándose las típicas burbujas de vapor de agua, que suben a la superficie.

Cuando se forma una burbuja, el liquido que originalmente ocupaba ese espacio es impulsado hacia los lados y se obliga a aumentar el nivel del liquido en el recipiente. La presión ejercida sobre la burbuja es la presión atmosférica, más algo de presión hidrostática. La presión dentro de la burbuja se debe solo a la presión de vapor del líquido. Cuando la presión de vapor llega a ser igual a la presión externa la burbuja sube a la superficie del líquido y se revienta.

Se puede concluir, por lo tanto, que el punto de ebullición de un líquido depende de la presión externa.

Por ejemplo, el punto de ebullición del agua es de 100°C a la presión de 1 atm, pero si la presión se disminuye en 0,5 atm ésta hierve a 82°C.

**ESTADO SÓLIDO**

Los sólidos se caracterizan por tener forma y volumen constante. Esto se debe a que las partículas que los forman están unidas por unas *fuerzas de atracción grandes* de modo que ocupan posiciones casi fijas y adoptan formas bien definidas.

En el estado sólido las partículas solamente pueden moverse *vibrando* u *oscilando* alrededor de posiciones fijas, pero no pueden moverse trasladándose libremente a lo largo del sólido.

Las partículas en el estado sólido propiamente dicho, se disponen de forma ordenada, con una regularidad espacial geométrica, que da lugar a diversas *estructuras cristalinas*.

Al aumentar la *temperatura* aumenta la vibración de las partículas.

* 1. **PROPIEDADES DEL SOLIDO**

Los sólidos presentan las siguientes propiedades específicas, como:

1. [**ELASTICIDAD**](http://es.wikipedia.org/wiki/Elasticidad_%28mec%C3%A1nica_de_s%C3%B3lidos%29)**.-** Un sólido recupera su forma original cuando es deformado. Un resorte es un objeto en que podemos observar esta propiedad.
2. [**FRAGILIDAD**](http://es.wikipedia.org/wiki/Fragilidad)**.-** Un sólido puede romperse en muchos pedazos (quebradizo).
3. [**DUREZA**](http://es.wikipedia.org/wiki/Dureza)**.-** Un sólido es duro cuando no puede ser rayado por otro más blando. El [diamante](http://es.wikipedia.org/wiki/Diamante) es un sólido con dureza elevada.
4. **ALTA DENSIDAD.-** Los sólidos tienen densidades relativamente altas debido a la cercanía de sus moléculas por eso se dice que son más “pesados”.
5. **FLOTACIÓN.-** Algunos sólidos cumplen con esta propiedad, solo si su densidad es menor a la del líquido en el cual se coloca.
6. [**TENACIDAD**](http://es.wikipedia.org/wiki/Tenacidad)**.-** En ciencia de los Materiales la tenacidad es la resistencia que opone un material a que se propaguen fisuras o grietas.
7. [**MALEABILIDAD**](http://es.wikipedia.org/wiki/Maleabilidad)**.-** Es la propiedad de la materia, que presentan los cuerpos a ser labrados por deformación. La maleabilidad permite la obtención de delgadas láminas de material sin que éste se rompa, teniendo en común que no existe ningún método para cuantificarlas.
8. [**DUCTILIDAD**](http://es.wikipedia.org/wiki/Ductilidad)**.-** La ductilidad se refiere a la propiedad de los sólidos de poder obtener hilos de ellos.
9. **PUNTO FUSIÓN.-** Cuando la temperatura alcanza el *punto de fusión* la velocidad de las partículas es lo suficientemente alta para que algunas de ellas puedan vencer las fuerzas de atracción del estado sólido y abandonan las posiciones fijas que ocupan. La estructura cristalina se va desmoronando poco a poco.
10. **PRESIÓN DE VAPOR**.- Recibe el nombre de *vapor* la fase gaseosa de cualquier sustancia que en las condiciones ambientales se encuentra en estado sólido o líquido.

Todas las partículas de un sólido o de un líquido tienen siempre una energía de vibración, cuyo valor medio es constante, pero algunas de ellas pueden, en un momento determinado adquirir una energía superior a la media tal que sea suficiente para vencer las fuerzas atractivas de las demás y escaparse en forma de vapor; en este caso se dice que el sólido se sublima o si es un líquido, se evapora.

Cuando en un recipiente cerrado ambas velocidades: la de paso a vapor y la vuelta de éste al sólido o líquido se igualan, se alcanza un equilibrio dinámico manteniéndose constante la cantidad de vapor en el recipiente. Dicho vapor, como un gas que es, ejercerá una cierta presión sobre las paredes del recipiente, la cual recibe el nombre de *presión de vapor* y depende sólo de la naturaleza del líquido o el sólido y de la temperatura, pero no depende del volumen del vapor; por tanto, los vapores saturados no cumplen la [ley de Boyle-Mariotte](http://es.encarta.msn.com/encyclopedia_761567634/Ley_de_Boyle-Mariotte.html).

El sólido más ligero conocido es un material artificial, el [aerogel](http://es.wikipedia.org/wiki/Aerogel), que tiene una [densidad](http://es.wikipedia.org/wiki/Densidad) de 1,9 mg/cm³, mientras que el más denso es un metal, el [osmio](http://es.wikipedia.org/wiki/Osmio) (Os), que tiene una densidad de 22,6 g/cm³.

**Ejemplo.**

Se recoge oxigeno sobre agua a 24ºC. El volumen es 880 mL y la presión total 758 mmHg. Si el agua tiene una presión de vapor a esa temperatura de 22,4 mmHg.

a) ¿Cuál es el volumen de oxigeno seco recogido, medido a C.N.?

b) ¿Cuántos moles de oxigeno hay?

c) ¿Cuántos moles de vapor de agua hay?

**Rta.**

Tenemos los siguientes datos:

T = 24 + 273 = 297 K

V = 880 mL = 0,88 L

PT = 758 mmHg

Pv = 22,4 mmHg

a) Vs(O2) = ??

Determinamos la presión de O2 seco (presiones parciales de Dalton):

PT = Ps + Pv 🡪 Ps(O2) = 758 – 22,4 = 735,6 mmHg

El volumen de oxigeno seco a C.N. será:

, reemplazando valores: , Vs(O2) = 783,3 mL

b) n(O2) = ??

Despejando la ecuación, y reemplazando:



c) nH2O = ??

Reemplazando en la ecuación, tenemos:



* 1. **ESTRUCTURA CRISTALINA**

La estructura cristalina es el concepto que describe la forma como se organizan los átomos en el sólido. La estructura cristalina se determina por difracción de rayos X.

Los sólidos son tridimensionales, por lo tanto las celdas unitarias son tridimensionales, existen 14 tipos diferentes de celdas unitarias agrupadas en 7 sistemas cristalinos (cúbico, tetragonal, ortorrómbico, hexagonal, trigonal, monoclínico, triclínico).

Como ejemplo mencionaremos el sistema cristalino *cúbico*, en este sistema la celda unitaria es un cubo. El sistema cúbico posee tres estructuras cristalinas:

1. Estructura cúbica simple



1. Estructura cúbica centrada en el cuerpo



1. Estructura cúbica centrada en la cara



**EJERCICIOS**

1. ¿Cómo influye la temperatura en la presión que ejerce un gas?
2. Tenemos un gas encerrado en un recipiente.

Si disminuimos el volumen del gas manteniendo constante la temperatura, las partículas chocan con \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (más / menos) frecuencia contra las paredes del recipiente que las contiene: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (aumenta / disminuye) la presión sobre las paredes del recipiente.

Si enfriamos el gas manteniendo constante el volumen, \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (aumentará / disminuirá) la energía cinética media y las partículas del gas chocaran con menos intensidad contra las paredes: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (aumenta / disminuye) la presión del recipiente que contiene el gas.

1. Un aumento de la temperatura, provoca un(a) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (disminución / aumento) de las fuerzas de cohesión al \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (aumentar / disminuir) la energía \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ media de las partículas. Al aumentar la temperatura las partículas se \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (alejarán / acercarán) provocando un(a) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (disminución / aumento) del orden; es decir favorecerá una cambio de estado \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (progresivo / regresivo).
2. Indique si es V o F y justifique cada respuesta utilizando la teoría cinético- molecular:

a) El amoníaco gaseoso si se encuentra a altas presiones y altas temperaturas tiene un comportamiento que se acerca al ideal.

b) La presión de un gas en un recipiente de volumen constante aumenta cuando se incrementa la temperatura.

1. ¿Por qué los gases obedecen leyes más sencillas que los líquidos o los sólidos?
2. ¿Por qué se elevan los globos?
3. ¿Qué pasa con la presión de aire cuando se infla un neumático sin que varíe significativamente el volumen?
4. ¿A qué se debe que algunos frascos de conserva cerrados al vacío se abran más fácilmente cuando se hace un pequeño agujero en su tapa? Explica la razón para tal afirmación.
5. Cuando se sube a un cerro alto, se tapan los oídos. ¿Por qué crees que ocurre este fenómeno?
6. ¿Por qué los neumáticos de los automóviles deben ser inflados a menos presión antes de iniciar un viaje largo? ¿Qué les pasa a los neumáticos de este mismo automóvil cuando viaja a la nieve?
7. Expresa una presión de 685 Torr en las siguientes unidades: mm de Hg; atm; Pa.
8. Las dimensiones de una piscina rectangular son 25 m de largo, 12 m de ancho y 2 m de profundidad. Encontrar:

a) La presión manométrica en el fondo de la piscina.

b) La presión absoluta en el fondo de la piscina en condiciones atmosféricas normales, al nivel del mar.

1. En un determinado lugar la presión atmosférica es 0,66 atm. Si se construyera un barómetro con agua, ¿Qué altura alcanzaría? ¿Cuál sería la densidad de una sustancia para que la altura de un barómetro fuera 2 m?
2. La temperatura en un salón es 24°C. ¿Cuál será la lectura en la escala Fahrenheit?
3. Un médico inglés mide la temperatura de un paciente y obtiene 106°F. ¿Cuál será la lectura en la escala Celsius?.
4. Cierta escala termométrica °X adopta los valores 10°X y 510°X, respectivamente, para el punto de solidificación y ebullición del agua. Determine: a) la ecuación de conversión entre la escala °X y la escala °C; b) la ecuación de conversión entre la escala °X y la escala °F; y c) cuánto corresponde en la escala °X el valor de 30°C.
5. En presencia de hielo una columna líquida de mercurio alcanza 2 cm de altura y en presencia de vapor de agua alcanza 6 cm. Determinar: a) la ecuación termométrica en la escala °C y b) la temperatura de un cuerpo para el cual la columna líquida mide 3,5 cm.
6. Determinar la temperatura que en escala Fahrenheit es expresada por un número cuatro (4) veces mayor que el correspondiente en la escala Celsius.
7. ¿Cuánto aumenta la presión en el interior de un globo si lo comprimimos hasta reducir su volumen a un tercio de su valor original?
8. Si se eleva el pistón de una bomba de vacío de tal manera que el volumen de la cámara de aire aumente 5 veces, ¿cuál es el cambio en la presión?
9. En la tabla se presentan algunos resultados tipo del experimento de Boyle:

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| P (mmHg) | 724 | 869 | 951 | 998 | 1230 | 1893 | 2250 |
| V (L) | 1,50 | 1,33 | 1,22 | 1,16 | 0,94 | 0,61 | 0,51 |

a) Calcula los valores de la presión en kilopascales.

b) Utiliza los datos de la tabla y haz una gráfica con los valores del volumen en el eje de abscisas y los valores de la presión en el eje de las ordenadas.

c) Calcula la inversa del volumen (1/V). Haz una gráfica donde en el eje de las abscisas esté el valor de 1/V y en el eje de las ordenadas el valor de la presión.

d) Multiplica cada valor de la presión por su correspondiente valor del volumen.

e) Con los valores de la tabla y tus gráficas responde:

1.- ¿Qué tipo de gráfico da P vs V?

2.- ¿Qué tipo de gráfico da P vs 1/V?

3.- ¿Qué significa que obtengas una recta? ¿Cuál es la relación entre P y 1/V?

4.- ¿Cuánto vale la pendiente de la recta?

1. ¿A qué presión se encontrará un gas confinado a un volumen de 2,6 m3, si su presión es de 5,0 . 10 5 N/m2 y su volumen es de 1,0 m3 a temperatura constante?
2. Un tanque de buceo se considera un recipiente hermético, si lo llenamos con 2 m3 de aire comprimido a una presión de 764 Pa a una temperatura ambiente de 29oC. ¿Qué presión soportaría si la temperatura disminuye a 22oC?
3. El gas de un globo aerostático, ocupa un volumen de 3 m3 a una temperatura de 25oC, ¿A cuántos grados centígrados alcanzará los 5 m3, si se mantiene el sistema a presión constante?
4. La presión que actúa sobre 0,63 m3 de un gas a 28oC, se mantiene constante al variar su temperatura hasta 34oC. ¿Qué nuevo volumen ocupará el gas?
5. Se recogió un gas a 25ºC en un recipiente de 350 mL hasta que la presión del gas fue de 650 torr. La muestra de gas pesó 0,207 g a 25ºC. Calcular el peso molecular o masa molecular del gas.
6. Se determino que la densidad de un gas era 1,34 g/L a 25ºC y 760 mmHg. Calcular la masa molecular del gas.
7. La presión que actúa sobre 0,63 m3 de un gas a 28oC, se mantiene constante al variar su temperatura hasta 34oC. ¿Qué nuevo volumen ocupará el gas?
8. Una masa de hidrógeno gaseoso ocupa un volumen de 3 L a una temperatura de 42ºC y una presión absoluta de 684 mm de Hg. ¿Cuál será su presión absoluta si su temperatura aumenta a 58ºC y su volumen es de 3,5 L?
9. Un gas que está dentro de un recipiente de 6 litros se le aplica una presión absoluta de 1265 mm de Hg y su temperatura es de 14ºC. ¿Cuál será su temperatura si ahora recibe una presión absoluta de 940 mm de Hg y su volumen es de 4,8 L?
10. Cierta cantidad de gas está sometida a una presión de 65,0 cm de Hg en un volumen de 500 mL a 0ºC. ¿Qué presión ejercerá la misma cantidad de gas en un volumen de 700 mL a 100ºC?
11. Una masa de hidrógeno gaseoso (H2) ocupa un volumen de 180 litros en un deposito a una presión 0,9 atmósferas y una temperatura de 16ºC. Calcular:

a) ¿Cuántos moles de hidrógeno se tienen?

b) ¿A qué masa equivale el número de moles contenidos en el depósito?

1. ¿A qué temperatura estará el CO2 gaseoso, cuando su densidad es 2,0 g/L a una presión de 1 atm?
2. ¿Cuál es el volumen de un recipiente lleno de gas que contiene 4,0 moles de helio a una presión atmosférica de 748 mmHg y una temperatura de 30ºC?
3. ¿Cuántos moles de gas helio (He) hay en un cilindro de 8 litros, cuando la presión es de 2,5 x105 N/m² y la temperatura es de 37ºC? ¿Cuál es la masa del helio?
4. Una mezcla de 5,0 g de O2, 15,0 g de N2 y 12,0 g de CO2 está contenida en un volumen de 1,0 L a 27ºC. ¿Cuál es la presión total?
5. Un recipiente de 2,48 L de volumen contiene un gas a 200 mm de Hg de presión y 300 K. Si se adicionan 0,048 moles de otro gas, ¿Cuál será la presión alcanzada?
6. Una mezcla de gases a 20ºC tiene una presión parcial de 81,0 mmHg de O2, 104,0 mmHg de CO y 250 mmHg de CO2. ¿Cuál es la densidad de la mezcla?
7. En un recipiente de 25 L se encierran, a 25 ºC, 15 g de dióxido de carbono y 20 g de monóxido de carbono.

a) ¿Cuál será la presión total ejercida?

b) ¿Cuál será la presión parcial que ejerza cada uno de los gases?

1. Calcúlese la velocidad relativa de efusión del hidrogeno y el oxigeno en idénticas condiciones.
2. El NH3 y el HBr, ambos gaseosos, se difunden en sentidos opuestos, a lo largo de un tubo estrecho. ¿En qué parte del tubo se encontraran para formar NH4Br?
3. El neón contiene los isotopos 20Ne y 22Ne (pesos atómicos 20,0 y 22,0 respectivamente). ¿Cuál será la relación de sus velocidades de difusión en iguales condiciones?
4. Los gases NH3 y BF3 reaccionan para formar un sólido blanco. Si los dos gases comienzan a difundirse en sentidos opuestos, a través de un tubo estrecho, ¿en qué zona del tubo aparecerá el sólido blanco?
5. Los isotopos 235U y 238U se separan utilizando la diferencia de velocidad de difusión de sus hexafluoruros gaseosos, 235UF6 y 238UF6. ¿Cuál de los compuestos se recoge antes?
6. Si la densidad del hidrogeno es 0,090 g/mL y su velocidad de efusión es 6 veces mayor que la del cloro gaseoso, ¿Cuál es la densidad del cloro?
7. ¿Cuánto más rápido escapar el hidrogeno a través de una membrana porosa en comparación con el dióxido de azufre?
8. ¿Por qué algunos insectos se mantienen suspendidos sobre el agua?
9. Después de que un mecánico introduce un anillo de acero caliente, que ajusta firmemente a un cilindro de latón muy frío, ya no hay modo de separar los dos, de modo que queden intactos. ¿Puedes explicar por qué es así?
10. Los sólidos, ¿tienen movimiento al aumentar la temperatura?
11. Se vaporiza una masa 1,225 g de un líquido volátil dando 400 mL de vapor cuando se mide sobre agua a 30ºC y 770 torr. Si la **P**v del agua a 30ºC es de 32 torr, ¿Cuál es la masa molecular de la sustancia?

 **BIBLIOGRAFÍA**

1) Química, para Postulantes a medicina, ciencias e ingeniería/A. Salcedo/Edt. San Marcos/Perú/1992

2) Química/C. Briceño, L. Rodríguez/Edt. Educativa/Colombia/1994

3) Química General, problemas y ejercicios/Edt. Addison-Wesley Iberoamericana/U.S.A/1991

4) Química General/K. Whitten, K. Gailey, R. Davis/Edt. Mc Graw Hill/España/1994

5) Química/R. Chang/Edt. Mc Graw Hill/México/1992

6) Principios de Química. Los caminos del descubrimiento/P. Atkins, L. Jones/Editorial Panamericana/ México/2006.

**AUTO EVALUACIÓN**

1. Un aumento de la presión, provoca un(a) \_\_\_\_\_\_\_\_\_ (mayor / menor) acercamiento de las partículas que componen la sustancia y, por tanto, un(a) \_\_\_\_\_\_\_\_\_ (aumento / disminución) del orden; es decir, favorecerá un cambio de estado \_\_\_\_\_\_\_\_\_ (regresivo / progresivo).
2. ¿Qué sucedería si las moléculas de un gas permanecieran estáticas: aumentaría, seguiría igual o descendería la presión creada por el gas?
3. ¿Por qué cuando se están cocinando los alimentos se sienten los aromas desde lejos, en cambio cuando se prepara una ensalada no?
4. ¿Por qué el hielo flota en el agua?
5. Explique con sus palabras, ¿en qué consisten las presiones: manométrica, barométrica y absoluta?
6. ¿Cuál es la presión a 1 m y a 10 m de profundidad desde la superficie del mar? Suponga que *ρ* = 1,03.103 Kg/m3 como densidad del agua de mar y que la presión atmosférica en la superficie del mar es de 1,01.105 Pa. Suponga además que a este nivel de precisión la densidad no varía con la profundidad.
7. ¿Qué es el cero absoluto de temperatura? ¿A cuántos grados centígrados equivale?
8. ¿Por qué al caminar por mucho tiempo los zapatos nos aprietan?
9. Un termómetro es graduado en una escala °Y tal que a 20°C corresponden a 30°Y; y 120°C corresponden a 300°Y. ¿Cuál es el valor en la escala °Y que corresponde a 50°C?
10. En la siguiente grafica:

 P ¿Cuál de los tres volúmenes (V1, V2, V3) es mayor?

 V1 V2 Justifique su respuesta.

 V3

 T

1. Cierta cantidad de gas a 25ºC y una presión de 0,800 atm se encuentra en un recipiente de vidrio. Suponga que el recipiente puede soportar una presión de 2,00 atm. ¿Cuánto se puede aumentar la temperatura del gas sin romper el recipiente?
2. ¿A qué temperatura ocupará un volumen de 150 litros, a la presión de 103,5 kPa una masa de oxígeno, cuyo volumen es de 200 litros a la temperatura de 97ºC y presión de 100,8 kPa ?
3. Un globo de aire caliente tiene un volumen de 10,0 m3 y contiene aire a 100ºC. El tejido del globo (excluido el aire que contiene) pesa 1,0 kg. Si el aire exterior esta a 27ºC, ¿Cuál es la carga máxima que el globo puede levantar? Supóngase que la presión es 1 atm dentro y fuera del globo y considere el peso molecular del aire igual a 29.
4. La mezcla de 40,0 g de oxígeno y de 40,0 g de helio tiene una presión total 0,9 atm. ¿Cuál es la presión parcial del oxígeno?
5. ¿Por qué las moléculas de oxigeno se mueven más lentamente que las de nitrógeno a igual temperatura?
6. Se tiene iguales cantidades de helio y nitrógeno en matraces iguales, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Si el nitrógeno se escapa a razón de 75 mL/h, ¿Cuál será la velocidad de efusión del helio?
7. ¿Cómo sube el agua en las plantas de las raíces a las hojas?
8. Se tiene dos tubos de diferentes diámetros, ¿en qué tubo el líquido ascenderá más?
9. Imagina que cortas un trozo pequeño en un anillo metálico. Si calientas el anillo, el hueco, ¿será más ancho o más angosto?
10. ¿En que se diferencian los sólidos cristalinos de los amorfos?