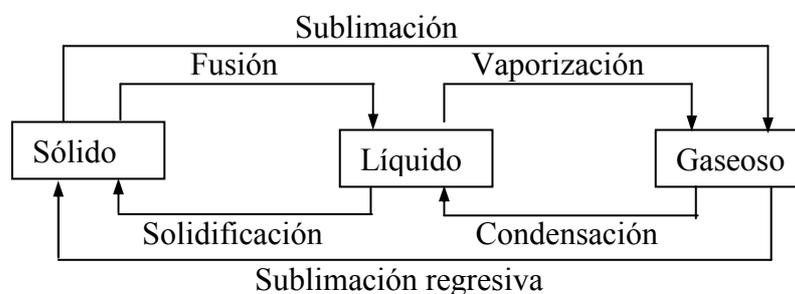


TEMA 2: GASES. PROPIEDADES. LEYES. TEORIA CINETICO-MOLECULAR.

- 1.- Estados de agregación de la materia. Cambios de estado.
- 2.- Teoría cinético-molecular.
- 3.- Leyes de los gases.
 - 3.1. Ley de Boyle-Mariotte.
 - 3.2. Ley De Charles y Gay-Lussac.
 - 3.3. 2ª Ley de Gay-Lussac.
 - 3.4. Ecuación general de los gases ideales.
 - 3.4.1. Aplicaciones: Masa molecular. Densidad.
 - 3.5. Ley de Dalton de las presiones parciales.
- 4.- Interpretación de las leyes de los gases por la teoría cinético-molecular.

1.- ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

Una de las propiedades más evidentes de las sustancias es la que pueden existir como sólidos, líquidos o gases. Se dice habitualmente que éstos son los **tres estados de agregación de la materia**. Muchas sustancias, bajo las condiciones apropiadas, pueden existir en los tres estados. Cuando se enfría un gas, se condensa para formar un líquido, y finalmente se congela para dar un sólido, pero en todos estos cambios, continúa siendo la misma sustancia. El agua existe en los tres estados en la Tierra. El agua gaseosa (vapor de agua) esta presente en la atmósfera, el agua líquida forma ríos, lagos y océanos y el agua sólida (hielo) se encuentra como nieve, en los glaciares y en las superficies heladas de lagos y océanos.



Vaporización {
 Evaporación
 Ebullición

- Evaporación: Afecta sólo a la superficie libre del líquido y tiene lugar a cualquier temperatura.
- Ebullición: Afecta a todo el líquido y tiene lugar a una cierta temperatura, aunque ésta depende de la presión exterior.

Las características de los tres estados basadas en descripciones macroscópicas, es decir, que pueden constatarse sin utilizar más que los propios sentidos humanos sin ayudas auxiliares, son las siguientes:

Sólidos:

- Tienen forma propia.
- Tienen un volumen definido.
- No son compresibles ni expansibles, a no ser que se ejerza sobre ellos fuerzas de gran intensidad.

Líquidos:

- Carecen de forma definida.
- Poseen su propio volumen definido.
- Son poco o nada compresibles y expansibles.

Gases:

- Carecen de forma definida.
- No poseen un volumen propio.
- Son expansibles y compresibles, es decir, tienden a ocupar totalmente el recipiente en el que se introduzcan, y si se reduce el volumen del recipiente, el gas se comprime fácilmente y se adapta al menor volumen.

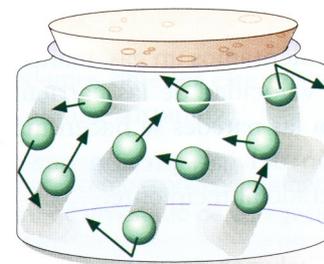
Tanto los gases como los líquidos tienen la propiedad de adaptarse a la forma del recipiente que los contienen, así como la de escapar por un orificio que se practique en el recipiente, por lo que reciben el nombre de **fluidos**.

Normalmente, un líquido tiene una densidad mucho mayor (700 a 1.700 veces) que un gas, mientras que un sólido tiene una densidad ligeramente mayor que un líquido.

2.- TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR

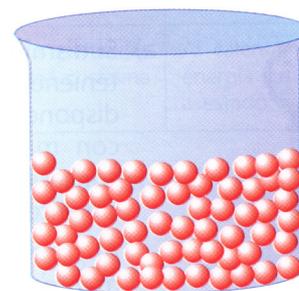
En 1.857, el físico alemán R. Clausius desarrolló un modelo que pretendía explicar la naturaleza de la materia y reproducir su comportamiento. Se conoce como teoría cinético-molecular o teoría cinética, y fue desarrollada inicialmente para los **gases**. Puede resumirse en las siguientes premisas:

- Los gases están formados por partículas (átomos o moléculas) que se encuentran a grandes distancias en comparación con su tamaño, por lo que el volumen realmente ocupado por las moléculas es despreciable frente al volumen total, es decir, la mayor parte del volumen ocupado por un gas es espacio vacío.
- Las moléculas están en un continuo movimiento aleatorio. Se desplazan en línea recta chocando entre sí y contra las paredes del recipiente. Estos choques son elásticos, es decir, en el choque una molécula puede ganar energía y la otra perderla, pero la energía total permanece constante.
- Las fuerzas atractivas de cohesión entre las moléculas, o fuerzas intermoleculares, son muy débiles o nulas.

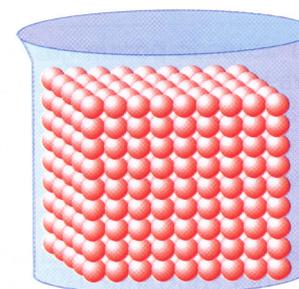


- La temperatura es proporcional a la energía cinética media de las moléculas y, por tanto, a la velocidad media de las mismas. ($E_c = 1/2 m \cdot v^2$)
 - La presión ejercida por un gas es proporcional al número de choques por unidad de superficie de las moléculas contra las paredes del recipiente que lo contiene.
- Este modelo también es aplicable a sólidos y líquidos:

En una sustancia gaseosa las fuerzas atractivas intermoleculares son muy débiles y su influencia sobre el movimiento de las moléculas es despreciable que se desplazan a gran velocidad, sin embargo, al enfriar el gas la velocidad de sus moléculas se reduce, lo que hace que las fuerzas intermoleculares cobren importancia dando como resultado que las moléculas dejen de moverse independiente y aleatoriamente. Cuando la temperatura se hace lo suficientemente baja, las moléculas están en contacto y a pesar de no poder moverse independientemente siguen teniendo la suficiente energía cinética para poder desplazarse unas respecto de otras y el gas pasa al estado **líquido**.



Si la temperatura se hace más baja, las fuerzas intermoleculares son muy intensas lo que obliga a que las moléculas, en contacto unas con otras, queden atrapadas en una posición fija y sólo tengan libertad de girar y oscilar ligeramente en torno a esas posiciones medias, adoptando por lo general, una disposición ordenada característica de la mayoría de los **sólidos**.



- Con la teoría cinético-molecular se pueden explicar las características de cada estado:

Sólidos: Dado que las partículas se encuentran en contacto y no pueden desplazarse, los sólidos tienen una forma y volumen propios, no son compresibles ni expansibles, son relativamente duros y rígidos y su densidad es alta.

Líquidos: Dado que las partículas se encuentran muy próximas y pueden desplazarse unas sobre otras, tienen volumen propio pero se adaptan a la forma del recipiente que las contiene y su densidad es algo menor que la de los sólidos.

Gases: Como las fuerzas de atracción son muy débiles, las partículas están muy separadas unas de otras y se mueven en todas las direcciones y dado que no hay nada que retenga las partículas próximas entre sí, los gases se expanden hasta llenar el recipiente, y por existir grandes distancias entre ellas, son fácilmente compresibles y su densidad es mucho menor que la de los sólidos y líquidos.

A.1. Explica por la teoría cinético-molecular los procesos de fusión y ebullición.

3.- LEYES DE LOS GASES

Cualquier muestra de un gas puede describirse en función de cuatro magnitudes: masa, volumen, presión y temperatura. La investigación de estas magnitudes con el aire condujo a establecer relaciones cuantitativas entre ellas, válidas para todos los gases.

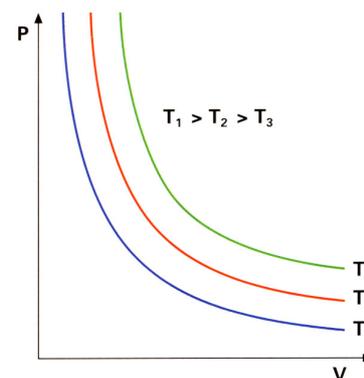
3.1. LEY DE BOYLE-MARIOTTE: PRESION Y VOLUMEN

El que los gases son compresibles es un hecho familiar. Cuando se aumenta la presión sobre una cantidad determinada de un gas, como sucede en una bomba neumática, el volumen del gas disminuye: cuanto mayor es la presión menor se hace el volumen. En 1.660, el químico inglés Robert Boyle estudió los efectos de la presión sobre el volumen de aire y observó que cuando duplicaba la presión el volumen de aire se reducía a la mitad; si la presión se multiplica por cuatro el volumen se reduce a la cuarta parte de su valor original, etc, (como se observa en la gráfica que es una hipérbola). Esta relación ha resultado ser válida para cualquier gas.

En otras palabras, lo que Boyle encontró es que:

Para una determinada masa de gas el volumen es inversamente proporcional a la presión ejercida, si la temperatura se mantiene constante:

$$V = \text{constante} \cdot 1 / P \quad ; \quad (T \text{ y } m \text{ constantes})$$



Se puede enunciar también de la siguiente forma:

"Para una misma masa de un gas a temperatura constante el producto del volumen del gas por la presión que ejerce es constante"

$$P \cdot V = \text{constante} \quad (T \text{ y } m \text{ constantes})$$

Esta relación es conocida como **Ley de Boyle-Mariotte**.

Una forma conveniente de escribir la ley de Boyle para comparar la misma muestra de gas, a temperatura constante, bajo diferentes condiciones de presión y volumen, es

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = P_3 \cdot V_3 \quad ; \quad (T \text{ y } m \text{ constantes})$$

Si la presión y el volumen de una cantidad dada de un gas son inicialmente P_1 y V_1 y la presión se cambia hasta P_2 , el nuevo volumen V_2 , viene dado por esta relación.

- La Ley de Boyle expresa cuantitativamente el importante hecho de que un gas es compresible, y cuanto más se comprime tanto más denso se hace. Ello es debido a que el mismo número de moléculas y la misma masa ocupan un volumen menor. Por ejemplo, el aire que se encuentra directamente sobre la superficie de la Tierra está comprimido por la masa de aire que se encuentra sobre él; por tanto, cuanto mayor es la altura menos comprimido está el aire. El resultado es que la densidad y la presión del aire decrecen conforme aumenta la altitud. Así, a nivel del mar es de 1 atm, y a 2.500 m (en las Montañas Rocosas) la presión es de sólo 0,75 atm y a 8.000 m (en el Himalaya, donde están las cimas más altas del mundo) la presión atmosférica es de únicamente 0,47 atm.

A.2.- Calcula el volumen ocupado por una muestra de hidrógeno a 3,00 atm si dicha muestra tiene un volumen de 6,20 l a una presión de 1,05 atm.

Sol: 2,17 l

3.2. LEY DE CHARLES y GAY-LUSSAC: TEMPERATURA Y VOLUMEN

Unos cien años después del trabajo de Boyle, Charles y Gay-Lussac investigaban la dilatación del aire y otros gases, es decir, el efecto que produce el cambio de la temperatura en el volumen de una cantidad dada de aire manteniendo la presión constante. Encontraron que el gas se expandía al calentarse de forma uniforme; así, por cada grado de aumento de la temperatura, el aumento de volumen del gas es de $1/273$ veces su volumen a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Por tanto, tal y como muestra la figura (a), el volumen de un gas es una función lineal de su temperatura Celsius (la gráfica V- t es una recta). El volumen del gas se va contrayendo a medida que la temperatura descende pero si ésta es lo suficientemente baja, el gas licúa (la recta se corta). Si prolongamos la recta obtenemos por extrapolación que la temperatura a la que el volumen de cualquier gas debería ser nulo es $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$.

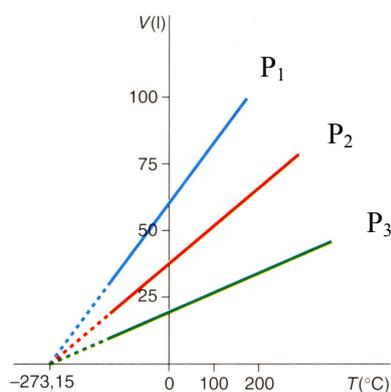


Figura a

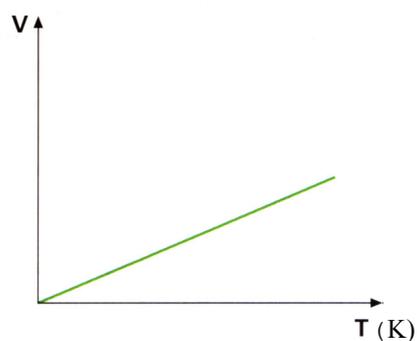


Figura b

En la práctica, ningún gas puede ser enfriado hasta que se anule su volumen, ya que todos los gases se condensan para dar líquidos y sólidos a temperaturas superiores a los $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$. Sin embargo, la idea de que existe una temperatura que es la mínima posible - es decir, un cero absoluto de temperaturas- es de extraordinaria importancia. En lugar de escoger arbitrariamente el punto de fusión del hielo como el cero de la escala de temperaturas, como se hace en la escala Celsius, es posible escoger de forma lógica el cero absoluto como cero de una escala de temperaturas. Esta elección del cero constituye la base de la **escala absoluta o kelvin de temperaturas** que fue sugerida por primera vez por el científico británico Lord Kelvin (1824-1.907).

De acuerdo con medidas precisas, el cero absoluto de temperaturas es $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Así, $0\text{ K} = -273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$, y la escala Kelvin (K) se relaciona con la Celsius mediante la expresión:

$$T\text{ (K)} = T\text{ (}^{\circ}\text{C)} + 273$$

$$T\text{ (}^{\circ}\text{C)} = T\text{ (K)} - 273$$

Debe observarse que, por convenio, el signo de grado ($^{\circ}$) no se utiliza cuando se expresan las temperaturas en la escala Kelvin. La unidad en la escala absoluta es el Kelvin (K) y una temperatura tal como 100 K se lee como "cien Kelvins".

Cuando la temperatura se expresa en la escala absoluta el volumen de un gas resulta directamente proporcional a la temperatura (figura b), lo que no se cumple si la temperatura se mide en la escala Celsius. Esta expresión se resume en la **Ley de Charles y Gay-Lussac**:

"Para una determinada cantidad (masa) de un gas que se mantiene a presión constante, el volumen es directamente proporcional a su temperatura en la escala Kelvin".

$$V = \text{constante} \cdot T, \quad (P \text{ y } m \text{ constantes})$$

$$V / T = \text{constante}, \quad (P \text{ y } m \text{ constantes})$$

Una forma conveniente de escribir la ley de Charles y Gay-Lussac para comparar la misma muestra de gas, a presión constante, bajo diferentes condiciones de volumen y temperatura, es

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2, \quad (P \text{ y } m \text{ constantes})$$

A.3.- ¿A qué temperatura debe enfriarse una muestra de nitrógeno de 900 ml de volumen a 25°C para que su volumen se reduzca hasta 350 ml?

Sol: 116 K = $-157\text{ }^{\circ}\text{C}$

- De las dos leyes anteriores se deduce que el volumen de un gas depende tanto de la presión como de la temperatura; por lo que decir que una cierta muestra de gas ocupa un volumen concreto no resulta suficiente; la presión y la temperatura también deben ser especificadas. Para que las comparaciones resulten más sencillas, lo que se suele hacer es referir el volumen de una muestra dada de un gas a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($273,15\text{ K}$) y 1 atm; estas condiciones son conocidas como **condiciones normales** (lo que se suele abreviar como **c.n.**).

3.3. 2ª LEY DE GAY-LUSSAC: PRESION Y TEMPERATURA

Gay-Lussac también estudió el efecto que produce en la presión el cambio de la temperatura de una cantidad dada de aire manteniendo el volumen constante. Encontró que la presión del gas aumentaba uniformemente al calentarse.

Si la temperatura se expresa en $^{\circ}\text{C}$ se obtiene una función lineal como muestra la figura a, mientras que si se expresa en K, se observa que la presión es directamente proporcional a la temperatura absoluta (figura b).

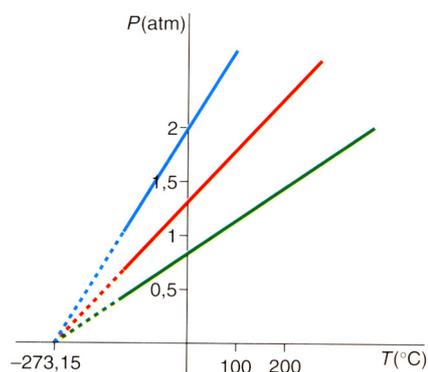


Figura a

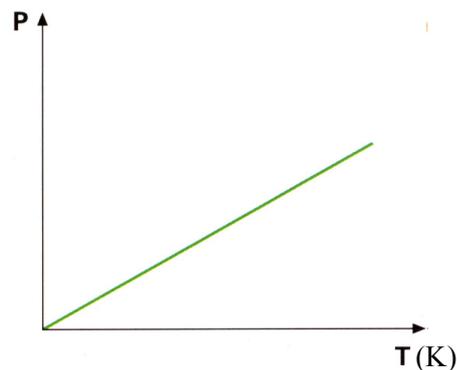


Figura b

"Para una determinada cantidad (masa) de un gas que se mantiene a volumen constante, la presión es directamente proporcional a su temperatura en la escala Kelvin".

$$P = \text{constante} \cdot T \quad ; \quad (V \text{ y } m \text{ constantes})$$

$$P / T = \text{constante} \quad , \quad (V \text{ y } m \text{ constantes})$$

Para la misma muestra de gas, a volumen constante, bajo diferentes condiciones de presión y temperatura:

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2 \quad , \quad (V \text{ y } m \text{ constantes})$$

3.4. ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES

Combinando las leyes vistas anteriormente:

$P \cdot V = \text{cte}$ (para T y m constantes): Ley de Boyle

$V = \text{cte} \cdot T$ (para P y m constantes): Ley de Charles y Gay-Lussac

$P = \text{cte} \cdot T$ (para V y m constantes): 2ª Ley de Gay-Lussac

$V = \text{cte} \cdot n$ (para P y T constantes): Ley de Avogadro

se obtiene la ecuación conocida como **ecuación general de los gases ideales**:

$$P \cdot V = \text{cte} \cdot n \cdot T \quad \text{o bien} \quad \boxed{P \cdot V = n \cdot R \cdot T}$$

donde **R** es una constante denominada **constante de los gases**. Si la presión se expresa en atmósferas, el volumen en litros y la temperatura en K, el valor de R es de 0,082 atm.l/mol.K, mientras que en el S.I. el valor de R = 8,3 J / mol .K

Para una cantidad determinada de gas, la ley de los gases ideales puede expresarse también en función de las condiciones iniciales y las finales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad ; \quad \text{si } n = \text{cte: } P \cdot V / T = \text{cte}$$

$$P_1 V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2 \quad ; \quad (m = \text{constante})$$

▪ La ecuación de los gases ideales, se cumple estrictamente para los llamados **gases ideales**: *gases hipotéticos en los que el tamaño de las moléculas es absolutamente despreciable frente a la distancia existente entre las moléculas (volumen nulo) y en el que además no existieran fuerzas intermoleculares*. Sin embargo, el comportamiento de los **gases reales** difiere ligeramente del ideal a causa del tamaño de las moléculas y también porque existen fuerzas intermoleculares. No obstante, para todos los cálculos que se efectúan normalmente, puede suponerse que los gases reales se comportan como se fueran ideales. La ecuación de los gases ideales se aplica con bastante exactitud a todos los gases cuando se encuentran a presiones muy bajas y temperaturas elevadas, es decir, cuando las moléculas están muy alejadas unas de otras y se desplazan con velocidades elevadas. Sigue siendo una buena aproximación bajo la mayoría de las condiciones posibles, pero se hace menos exacta cuando las presiones son muy elevadas y las temperaturas muy bajas. A presiones muy elevadas ya no se puede seguir considerando despreciable el volumen de las moléculas frente a las distancias intermoleculares, por tanto, el volumen del gas resulta ser algo mayor que lo esperado. A temperaturas muy bajas las moléculas se mueven lentamente y su energía cinética es pequeña, entonces, incluso fuerzas intermoleculares débiles hacen que las moléculas se mantengan unidas en cierta medida y el volumen del gas es algo menor del esperado por la ecuación de los gases ideales.

▪ A partir de la ley de los gases ideales se pueden deducir las leyes anteriores, sin más que hacer constantes las correspondientes variables:

Si T y m (n) son constantes: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T = \text{cte} \cdot \text{cte} \cdot \text{cte} = \text{cte}$; $P \cdot V = \text{cte}$ Ley de Boyle

Si P y m (n) son constantes: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$; $\text{cte} \cdot V = \text{cte} \cdot \text{cte} \cdot T$; $V = \text{cte} \cdot T$ Ley de Charles

Si V y m (n) son constantes: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$; $P \cdot \text{cte} = \text{cte} \cdot \text{cte} \cdot T$; $P = \text{cte} \cdot T$ 2ª ley de Gay-Lussac

Si P y T son constantes: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$; $\text{cte} \cdot V = n \cdot \text{cte} \cdot \text{cte}$; $V = n \cdot \text{cte}$ Ley de Avogadro

A.4.- Calcula el número de moles de hidrógeno contenido en una muestra de 100 cm³ a una temperatura de 300 K y una presión de 750 mmHg.

Sol: 4,01 · 10⁻³ moles

A.5.- Calcula la presión que ejercen 3 g de N₂ gas en un recipiente de 2 l de capacidad a la temperatura de -23 °C. Dato: Ar(N) = 14

Sol: 1,1 atm

A.6.- Si una muestra de oxígeno gaseoso tiene un volumen de 425 ml a 70 °C y 0,95 atm de presión, ¿cuál será su volumen en c. n.?

Sol: 321,4 ml

3.4.1. APLICACIONES DE LA LEY DE LOS GASES IDEALES

a) Cálculo de la masa molecular de un gas

De acuerdo con la ley general de los gases: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

y como el número de moles, n, es igual a: $n = m / M_{\text{molar}}$, resulta:

$$P \cdot V = \frac{m}{M_m} \cdot R \cdot T, \quad \text{si despejamos la masa molar, tenemos: } \boxed{M_m = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}}$$

Conociendo el valor de la masa de un mol (masa molar) se puede deducir fácilmente el valor de su masa molecular (mismo valor numérico pero expresado en u).

En consecuencia, siempre que una sustancia pueda vaporizarse sin descomposición, la medida de la masa de un volumen conocido en estado gaseoso es el camino más práctico para hallar la masa molecular

b) Cálculo de la densidad de un gas

De la ecuación general de los gases: $P \cdot V = \frac{m}{M_m} \cdot R \cdot T$, es decir:

$$P \cdot M_m = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T$$

teniendo en cuenta que la densidad es: $d = m / V$, resulta: $P \cdot M_m = d \cdot R \cdot T$

por lo que podremos determinar la densidad de un gas a partir de:

$$\boxed{d = \frac{P \cdot M_m}{R \cdot T}}$$

3.5. LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES

En una mezcla de gases en la que no se produce ninguna reacción entre ellos, cada uno de los gases se distribuye uniformemente a través del recipiente y cada molécula se mueve independientemente de las demás, es decir, del mismo modo que lo haría en ausencia de moléculas de los otros gases. Por lo tanto, la presión ejercida por cualquier gas de una mezcla es la misma que ejercería si el gas llenara por sí solo el recipiente. Esta presión es denominada **presión parcial del gas**.

En consecuencia: **"La presión total ejercida por una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de los gases componentes de la mezcla"**.

$$\boxed{P_{\text{total}} = P_A + P_B + P_C + \dots}$$

donde P_A , P_B , etc., representan las presiones parciales de cada gas en la mezcla. Esta ley fue formulada por John Dalton en 1.803 y es conocida como la ley de Dalton de las presiones parciales.

- Como la presión parcial de un gas es proporcional al número de moles de dicho gas (y por tanto, al número de moléculas) presentes en la mezcla: $P_i = k \cdot n_i$, sabiendo el valor de la presión total se puede calcular la presión parcial de cada gas, si se conoce su composición volumétrica (molecular o molar).

Ejemplo: en la atmósfera el 78% de las moléculas son de N_2 , el 21% son de O_2 y el 1% de Ar. Si la presión total es de 1,00 atm, el nitrógeno ejerce una presión parcial de 0,78 atm, el oxígeno 0,21 atm y el argón 0,01 atm.

En general, para un gas, i, de la mezcla:

$$P_i = X_i \cdot P_T \quad , \quad \text{siendo } X_i \text{ (fracción molar)} = \frac{n_i}{n_T}$$

- La ecuación de los gases ideales se le puede aplicar a la mezcla y a todos y cada uno de los gases de la mezcla.

Así, por ejemplo, para el gas B se cumplirá $P_B \cdot V = n_B \cdot R \cdot T$, siendo V el volumen total de la mezcla gaseosa.

En general, para el gas i, se cumplirá $P_i \cdot V = n_i \cdot R \cdot T$. Para toda la mezcla: $P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$.

- Si en una mezcla de gases se produce una reacción entre sus componentes, para determinar la presión total hay que tener en cuenta la estequiometría de la reacción.

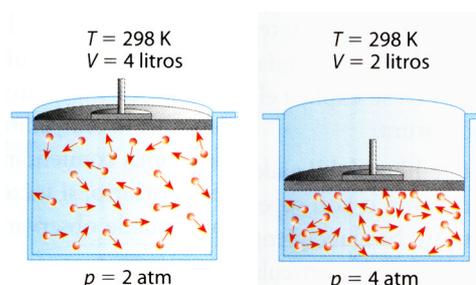
A.7.- Un matraz de 2 litros contiene 3 g de dióxido de carbono, CO_2 , y 0,1 g de helio, He. La temperatura de la mezcla es de 17 °C. ¿Cuáles son las presiones parciales de CO_2 y He?. ¿Cuál es la presión total ejercida por la mezcla gaseosa?. Datos: masas atómicas C = 12 , O = 16 , He = 4
Sol: 1,11 atm

4.- INTERPRETACIÓN DE LAS LEYES DE LOS GASES POR LA TEORÍA CINÉTICA

El hecho de que haya grandes distancias entre las moléculas de los gases y que las fuerzas intermoleculares sean muy débiles, despreciables, hace que las moléculas sean independientes unas de otras, por lo que las propiedades de los gases no dependen de la naturaleza de los mismos, es decir, todos los gases se comportan del mismo modo. Por el contrario, en un sólido o en un líquido, las propiedades dependen de la intensidad de las fuerzas intermoleculares, así como del tamaño y forma de las moléculas.

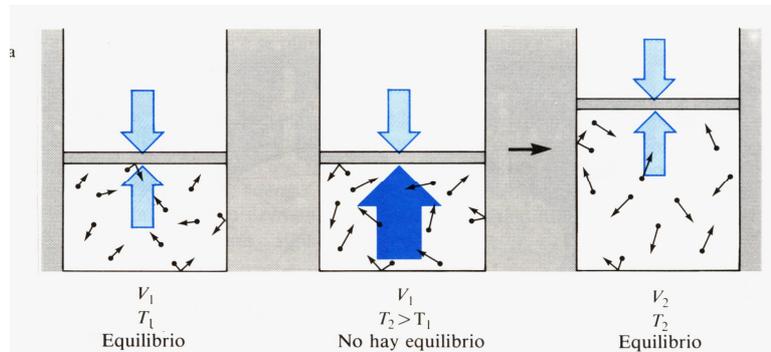
a) Ley de Boyle-Mariotte ($P \cdot V = \text{cte}$, para m y T ctes):

Supongamos que tenemos una cierta masa de gas encerrada en un recipiente cuya cubierta superior está provista de un émbolo móvil. Al reducir el volumen a la mitad manteniendo constante la temperatura, y por tanto las moléculas moviéndose a la misma velocidad, el número de colisiones por unidad de superficie que se producirán contra las paredes del recipiente será el doble, ya que el espacio se ha reducido a la mitad. En consecuencia la presión alcanzará un valor doble de la original.

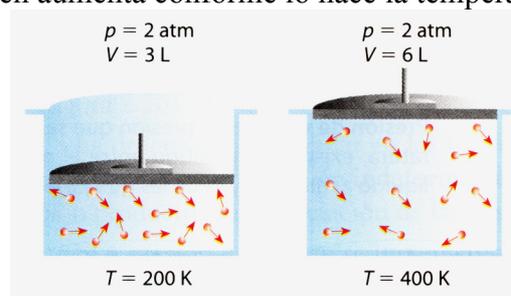


b) Ley de Charles y Gay-Lussac ($V = \text{cte} \cdot T$, para m y P ctes):

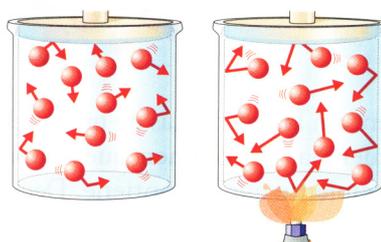
Si tenemos una cierta masa de gas encerrada en un recipiente provisto de un émbolo móvil a una cierta temperatura, las moléculas chocarán contra las paredes del recipiente y el émbolo ejerciendo una cierta presión que equilibra a la presión atmosférica exterior. Al calentar el gas, las partículas se mueven más deprisa produciéndose un mayor número de choques contra el émbolo, y por tanto, un aumento de la presión interior que superará a la presión atmosférica exterior, lo que hace que el émbolo se desplace con el consiguiente aumento de volumen. Este aumento de volumen reduce el número de colisiones contra el



émbolo y por tanto se reduce la presión interior. De esta forma, el desplazamiento del émbolo tiene lugar hasta que la presión interior vuelve a equilibrarse con la presión exterior. Así pues, a presión constante, el volumen aumenta conforme lo hace la temperatura.

c) 2ª Ley de Gay-Lussac ($P = \text{cte} \cdot T$, para m y V ctes)

Supongamos un recipiente de volumen constante que contiene una cierta masa de gas. Al aumentar la temperatura aumenta la velocidad de las moléculas, produciéndose un mayor número de choques contra las paredes del recipiente, lo que origina un aumento de la presión.



- Cero absoluto de temperaturas (límite inferior de temperaturas)

Al enfriar un gas la velocidad y la energía cinética media de sus moléculas disminuye, por lo que habrá una temperatura a la cual la energía cinética y la velocidad se anulen. Lógicamente, no pueden disminuirse más allá de este límite, y ésta debe ser la temperatura más baja que puede alcanzarse (cero absoluto = 0 K).

CUESTIONES Y PROBLEMAS

1.- Basándote en la teoría cinético-molecular, justifica:

- Por qué los sólidos y líquidos se dilatan al calentarlos.
- Al circular un coche durante varias horas seguidas aumenta la presión de los neumáticos.

2.- El volumen de una masa gaseosa a $-15\text{ }^{\circ}\text{C}$ es de 110 litros. Calcula el volumen que ocuparía a $-24\text{ }^{\circ}\text{C}$ si la transformación es isobárica ($P = \text{cte}$).

Sol: 106,2 litros

3.- Un tanque metálico contiene gas a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ y a una presión de 90 cm de Hg. Si la temperatura del gas se eleva a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ y la transformación es isócara ($V = \text{cte}$), calcula la presión del gas a la nueva temperatura.

Sol: 114,6 cm Hg

4.- Un neumático de una motocicleta tiene un volumen de 10 litros y se llena de aire a una presión de 3 atm, a 27°C . Después de circular varias horas, la T se eleva a 57°C y el volumen se supone invariable. Calcula: a) la presión que habrá en el neumático, b) el volumen del gas si la presión hubiera aumentado sin variar la T.

Sol: a) 3,3 atm , b) 9,09 litros

5.- El volumen de un gas a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 5 atm de presión es 50 litros. ¿Qué volumen ocupará en c.n.?

Sol: 233 litros

6.- ¿Qué volumen ocuparán 88 g de dióxido de carbono gas a 2 atm y 300 K?. ¿Cuántos moles habrá de ese mismo gas en 20 litros a 742 mm Hg y $28\text{ }^{\circ}\text{C}$?.

Datos: masas atómicas (u): C = 12 , O = 16

Sol: 24,6 litros y 0,79 moles

7.- Un volumen de 2,38 litros de un gas, medido a $97\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 720 mm Hg, tiene una masa de 2,81g. Calcula la masa molecular de dicho gas.

Sol: 37,8

8.- Calcula la densidad del vapor del alcohol etílico cuando se encuentra en un recipiente cerrado:

- a $0,8\text{ atm}$ y $37\text{ }^{\circ}\text{C}$,
- b) en c.n.

Datos: mat C =12 , O =16 , H = 1

Sol: a) 1,45 g/l , b) 2,05 g/l

9.- Sabiendo que la densidad de cierto gas a $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 310 mm Hg es de 1,02 g/l, calcula la masa molecular del gas. Sol: 62,1

10.- Calcula la masa de aire a $23\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 749 mm Hg que hay en una habitación de dimensiones $4,5 \times 3,1 \times 2,4\text{ m}$. Toma como masa molecular del aire 29. Sol: 39,42 kg

11.- En un recipiente cerrado hay 44 g de dióxido de carbono y 70 g de nitrógeno a la presión total de 0,5 atm. Calcula la presión parcial de cada gas.

Datos: mat C = 12 , O = 16 , N = 14 u.

Sol: 0,143 atm y 0,357 atm

12.- Una mezcla de gases a 1 atm de presión contiene en volumen 30 % de H_2 , 20 % de N_2 y 50% de CO. ¿Cuál es la presión parcial de cada gas?.

Sol: $p_{H_2} = 0,3 \text{ atm}$, $p_{N_2} = 0,2 \text{ atm}$, $p_{CO} = 0,5 \text{ atm}$

13.- Una muestra de oxígeno húmedo saturado con vapor de agua a 22 °C ejerce una presión total de 748 mm Hg. a) Calcula la presión parcial del O_2 contenido en la muestra, si se sabe que la presión de vapor del agua a 22 °C es de 20 mm Hg. b) Si el volumen de la muestra es 320 ml, ¿cuántos gramos de oxígeno contiene?. Dato: $Ar(O)=16$

Sol: a) 728 mm Hg, b) 0,406 g

14.- Si la densidad del nitrógeno líquido es $1,25 \text{ g/cm}^3$. a) ¿A qué volumen se reducirá 1 litro de nitrógeno gaseoso en c.n. al condensarse?. b) Calcula la fracción aproximada del volumen del gas que ocupan las moléculas (no considerar los huecos que hay entre las moléculas del líquido).

Dato: $mat N = 14$.

Sol: a) 1 cm^3 , b) 0,1 %

15.- Un matraz de vidrio pesa vacío 21,786 g, lleno de nitrógeno pesa 22,473 g y lleno de un gas desconocido, en las mismas condiciones de P y T, pesa 22,957 g. Halla la masa molecular del gas. Dato: $mat N = 14$.

Sol: 47,9

16.- El volumen que corresponde a una inspiración de aire es, aproximadamente, 0,5 litros y el número de inspiraciones por minuto 18. Siendo las condiciones atmosféricas 20 °C y 745 mm Hg, ¿cuántos gramos de oxígeno se aspiran por minuto?. En el aire el 21% en volumen es de oxígeno. Dato: $Ar(O)=16$.

Sol: 2,47 g

17.- Calcula la densidad aproximada del metano CH_4 , a 20 °C y 5 atm.

Datos: masas atómicas (u): C = 12, H = 1

Sol: 3,33 g/l

18.- En un recipiente de 10 litros se mezclan 6,011 g de hidrógeno con 8,645 g de oxígeno y, después de cerrado, se calienta a 300 °C. Calcula la presión total de la mezcla.

Datos: masas atómicas (u): H = 1, O = 16

Sol: 15,4 atm

19.- La composición volumétrica de una mezcla gaseosa es la siguiente: 30 % de metano, 50 % de dióxido de carbono y 20% de monóxido de carbono. Si la presión total es de 2 atm ¿cuál es la presión parcial de cada uno de los gases?.

20.- Un recipiente de 1 litro contiene a 168 °C una mezcla gaseosa de H_2 y de O_2 , de presiones parciales 326 y 652 mm Hg respectivamente. En esas condiciones se hace saltar la chispa eléctrica, produciéndose la explosión de la mezcla y alcanzándose una T de 197 °C. Se pide: a) reacción que ha tenido lugar y la composición volumétrica o molar. b) presión final en el recipiente

Sol: a) 40 % agua y 60 % oxígeno, b) 1,14 atm