

PROGRAMA DE QUIMICA

OBJETIVO GENERAL:

El alumno.

- Aplicará los principios que rigen el comportamiento de los gases y las disoluciones en la resolución de problemas.
- Comprenderá los fundamentos de la Química Orgánica.

OBJETIVOS PARTICULARES

Unidad X

GASES

Al término de la unidad, el alumno: Aplicará las leyes de los gases en la resolución de problemas.

OBJETIVOS ESPECIFICOS

El alumno:

- Diferenciará entre gas ideal y real.
- Enunciará los postulados de la teoría cinético-molecular.
- Explicará las propiedades de los gases.
- Interpretará el comportamiento de un gas ideal.
- Definirá las variables que afectan el comportamiento de un gas (presión, volumen, temperatura y número de moles).
- Citará los instrumentos que sirven para medir la temperatura y la presión de los gases.
- Mencionará las diferentes unidades de medición, volumen y temperatura.

- Efectuará conversiones - con las diferentes unidades de medición (volumen, presión y temperatura).
- Utilizará las leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac para describir el comportamiento de los gases.
- Obtendrá de las leyes -- Boyle, Charles y Gay-Lussac la ley combinada - del estado gaseoso.
- Expresará la ecuación -- que representa la ley de los gases ideales o ecuación de estado de un gas perfecto.
- Enunciará la ley de Dalton sobre las presiones parciales.
- Utilizará la ley de las presiones parciales de Dalton para describir el comportamiento de los gases.
- Utilizará el concepto de volumen molar en la resolución de problemas.
- Usará las leyes del estado gaseoso en la resolución de cálculos estequiométricos del tipo peso - volumen.

G A S E S

ANTECEDENTES.-

Los estados de agregación de la materia son tres: sólido, líquido y gaseoso; no se incluye el plasma porque en este estado la materia no se encuentra como átomos o moléculas.

Todos estamos familiarizados con los sólidos, líquidos y gases, sin embargo recordemos algunas generalidades.

El estado sólido se caracteriza porque los cuerpos poseen un volumen definido, así como forma propia, a una temperatura y presión dadas.

Los líquidos poseen un volumen definido, pero no tienen forma propia, ellos adquieren la forma del recipiente que los contiene.

Los gases no tienen forma ni volumen propios, el volumen del gas es igual al volumen del recipiente que los contiene. En esta unidad estudiaremos los gases, en cuanto a sus propiedades y las leyes que describen su comportamiento.

GASES IDEALES Y REALES

A los gases se les puede clasificar en: gases ideales o perfectos y gases reales.

GAS IDEAL .- Es el que se comporta tal como lo describen las leyes de los gases; es decir es un gas en el que el volumen ocupado por las propias moléculas es insignificante (o cero) en comparación con el volumen total del recipiente a cualquier presión y temperatura; además, la atracción intermolecular es mínima bajo cualquier condición.

GASES REALES .- Son los que no cumplen rigurosamente las leyes de los gases, aunque sí con gran aproximación cuando su estado está lejos del punto crítico; es decir la temperatura a la cual las propiedades del vapor y líquido se hacen iguales.

TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR.

Como principio fundamental de esta teoría tenemos que: las moléculas de un gas se encuentran en constante movimiento.

Este principio se puede desglosar en los siguientes postulados:

- a) Todos los gases están formados por pequeñas partículas: - átomos o moléculas.
- b) Las moléculas de un gas están sumamente separadas unas de otras (excepto cuando esté a mucha presión, y el espacio entre ellas está vacío).
- c) Las moléculas de un gas se mueven constantemente, en trayectoria recta, con alta velocidad y dirección al azar.
- d) Cuando sube la temperatura de un gas la velocidad de las moléculas aumenta y disminuye cuando baja la temperatura.
- e) Las moléculas de un gas se mueven a diferentes velocidades pero la energía cinética media de todas las moléculas es la misma para una temperatura dada.
- f) Las moléculas chocan frecuentemente entre sí, así como -- con las paredes del recipiente que las contiene.
- g) No se pierde energía cuando las moléculas chocan.

PROPIEDADES DE LOS GASES.

Los gases, como se dijo antes, no tienen forma ni volumen propio y entre sus propiedades podemos citar las siguientes:

Los gases como no tienen volumen propio, ocuparán todo el volumen del recipiente que los contiene.

A los gases se les puede comprimir fácilmente; es decir, se les puede forzar a ocupar un volumen más pequeño, por ejemplo -- cuando inflamos un globo; a esta propiedad de los gases de poderse reducir de volumen se le llama compresibilidad.

Los gases también tienen la propiedad de expandirse; por -- ejemplo, cuando dejamos salir el aire encerrado en un globo o -- una llanta, el aire se está expandiendo, está ocupando mayor volumen: a esta propiedad que tienen los gases de aumentar su volumen se le llama expansibilidad.

Los gases también se pueden difundir unos con otros; es decir, se pueden mezclar sin que intervenga ninguna energía. Esta propiedad se llama difusión y es la propiedad que tienen los ga

ses de esparcirse o mezclarse con otros gases sin necesidad de aplicar energía al sistema.

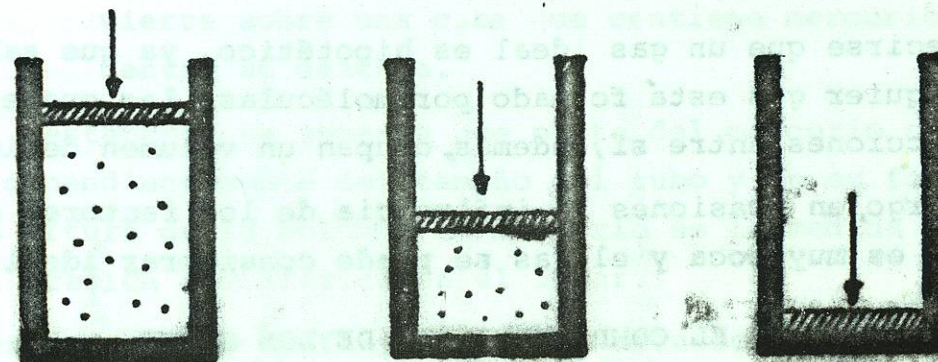
COMPORTAMIENTO DE LOS GASES IDEALES.

Los gases ideales obedecen ciertas leyes, tales como: Ley de Boyle, Ley de Charles o Gay-Lussac, Ley de Dalton de las Presiones Parciales y la Ley de Difusión de Graham (además del Principio de Avogadro) los cuales estudiaremos más adelante.

Un gas ideal se dice que es aquél cuyo volumen ocupado por sus moléculas es ínfimo en comparación con el volumen total, para cualquier presión y temperatura; además, la atracción entre sus moléculas es casi nula.

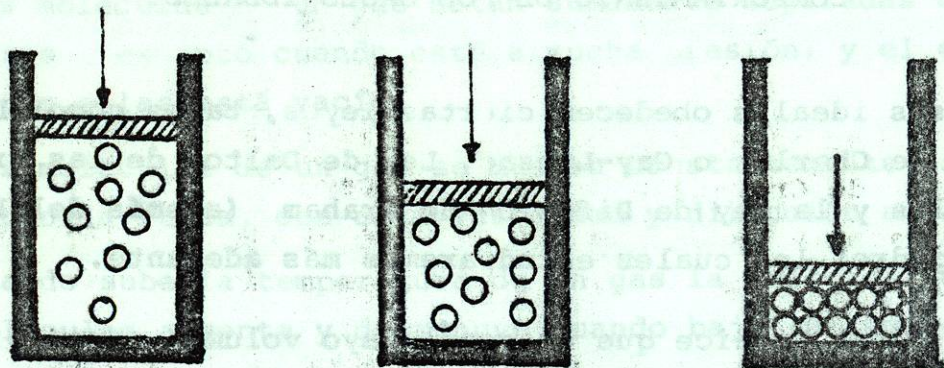
Las condiciones dadas en la definición (para cualquier presión y temperatura y para atracción entre sus moléculas) se cumplen a presiones bajas y a temperaturas altas, ya que bajo estas condiciones el espacio libre dentro del gas es grande y poca la atracción entre sus moléculas.

GAS IDEAL



En un gas ideal, sus moléculas no tienen volumen y se puede comprimir a volumen cero.

GAS REAL



En un gas real, sus moléculas tienen volumen y la compresión es limitada por el volumen de sus moléculas.

En un gas ideal el volumen es ínfimo en comparación con el volumen total, un gas ideal puede comprimirse a volumen cero.

Las moléculas de un gas real tienen volumen y la compresión está limitada por el volumen de sus moléculas.

Se pueden afirmar que un gas será más ideal cuanto menor sea la presión a que se somete y que se hace ideal cuando la presión tiende a cero.

Puede decirse que un gas ideal es hipotético, ya que sabemos que cualquier gas está formado por moléculas, las cuales se ejercen atracciones entre sí; además, ocupan un volumen definido.

Sin embargo, en ocasiones la influencia de los factores antes anotados es muy poca y el gas se puede considerar ideal.

VARIABLES QUE AFECTAN EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES

En los postulados anteriores se introdujeron algunos conceptos, tales como: energía cinética, temperatura, presión, volumen y número de moles. Éstas son las principales variables que afectan el comportamiento de los gases, las cuales se definen a continuación:

- a) Energía Cinética. - Es la energía que tiene un cuerpo al encontrarse en movimiento. La energía cinética se define matemáticamente de la siguiente manera:

$$E_c = \frac{m\bar{v}^2}{2}$$

Donde \bar{v} es la velocidad promedio de un grupo de moléculas.

- b) La Presión. - Se define como la fuerza aplicada por unidad de área. Matemáticamente se define: $P = \frac{F}{A}$.

Donde: P= presión, F= fuerza y A= área.

Para el caso de los gases, Torricelli (1608-1647) fue el primero en medir la presión ejercida por la atmósfera (que es una mezcla de gases) por medio del barómetro de mercurio, aparato que él inventó.

El experimento que Torricelli realizó consiste en lo siguiente:

A un tubo de vidrio de 90 cm de largo y 7 mm de diámetro:

- Se le cierra por uno de sus extremos.
- Se llena de mercurio.
- Se tapa con un dedo el extremo abierto y se invierte sobre una cuba que contiene mercurio, ya dentro se destapa.

Al destaparlo se observa que parte del mercurio cae, independientemente del tamaño del tubo y de su forma; la altura de la columna de mercurio es la medida de la presión atmosférica en el lugar.

Pero, ¿por qué no fluye todo el mercurio fuera del tubo? porque las masas de aire que están sobre el mercurio están ejerciendo una presión que impide la salida del mercurio.

También podemos explicarlo tomando en cuenta la teoría a cinética molecular que nos dice que las moléculas -

de un gas están en constante movimiento y que están chocando con el cuerpo que esté en contacto, en este caso el choque de las moléculas sobre el mercurio; pero en el sistema hay dos fuerzas, la de la columna de mercurio y la del aire.

Cuando estas fuerzas se equilibran o sea ($P_a = P_m$) presión del aire = presión del mercurio, son iguales, la altura de la columna permanece constante y nos indica la presión del lugar.

La presión ejercida por un gas se puede medir en atmosferas o en mm de Hg.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg o Torr}$$

$$1 \text{ atm} = 1.033 \text{ Kg/cm}^2$$

Una atmósfera es la presión ejercida por una columna de 760 mm de Hg medida al nivel del mar.

Un Torr (en honor a Torricelli) es la presión ejercida por una columna de 1 mm de Hg.

En los laboratorios, para medir la presión, comúnmente se usan el manómetro y el barómetro aneroide.

c) Temperatura.- Otra de las variables que afectan el comportamiento de los gases es la temperatura, ya que, al aumentar la temperatura aumenta el movimiento de las moléculas.

La temperatura de un gas se puede definir como la energía cinética media de las moléculas del gas.

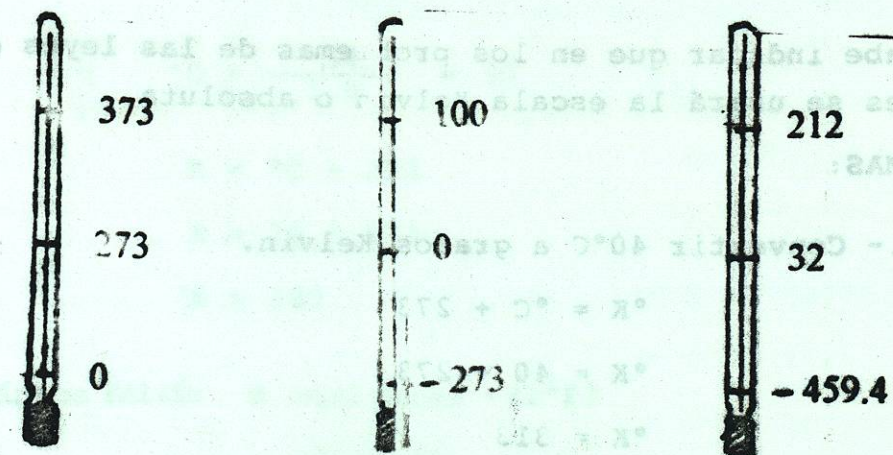
Para medir la temperatura se utilizan los termómetros que pueden estar graduados en las escalas que existen, tales como escala Kelvin, Celsius y Fahrenheit.

TERMOMETROS

KELVIN

CELSIUS

FAHRENHEIT



Escalas de los termómetros marcando los puntos de fusión y ebullición del agua.

En la escala Kelvin o escala de temperaturas absolutas, el cero de la escala (0 K) es llamado cero absoluto porque decir 0° de temperatura significa que no hay temperatura (o energía cinética) en la materia y esto solo es en la escala Kelvin y no en la Celsius o Fahrenheit en las que sí existen valores "bajo cero"; lo que significa que a una temperatura bajo cero si hay energía cinética y el cero por lo tanto no es absoluto.

$$0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

$$100^\circ\text{C} = 373 \text{ K}$$

$$212^\circ\text{F} = 100^\circ\text{C} = 373 \text{ K}$$

$$0 \text{ K} = -273^\circ\text{C}$$

$$32^\circ\text{F} = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

Para convertir de °C a Kelvin basta sumar los °C + 273

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

Para convertir grados Fahrenheit a Kelvin hay que convertir primero los °F a °C y luego convertir a Kelvin.

$$C = \frac{^{\circ}F - 32}{1.8}$$

$$F = 1.8^{\circ}C + 32$$

Cabe indicar que en los problemas de las leyes de los gases se usará la escala Kelvin o absoluta.

PROBLEMAS:

1.- Convertir $40^{\circ}C$ a grados Kelvin.

$$^{\circ}K = ^{\circ}C + 273$$

$$^{\circ}K = 40 + 273$$

$$^{\circ}K = 313$$

2.- Convertir $60^{\circ}F$ a grado Celsius.

$$^{\circ}C = \frac{^{\circ}F - 32}{1.8}$$

$$^{\circ}C = \frac{60 - 32}{1.8} = \frac{28}{1.8}$$

$$^{\circ}C = 15.55$$

3.- $60^{\circ}C$, convertirlos a grados Fahrenheit.

$$^{\circ}F = 1.8^{\circ}C + 32$$

$$^{\circ}F = 1.8(60) + 32$$

$$^{\circ}F = 108 + 32$$

$$^{\circ}F = 140$$

4.- $286^{\circ}F$, a cuántos Kelvin equivalen?

En este caso es conveniente transformar los grados F a grados Celsius y luego éstos a Kelvin.

$$^{\circ}C = \frac{^{\circ}F - 32}{1.8}$$

$$^{\circ}C = \frac{86 - 32}{1.8}$$

$$^{\circ}C = \frac{54}{1.8} = 30$$

$$K = ^{\circ}C + 273$$

$$K = 30 + 273$$

$$K = 303$$

5.- ¿A cuántos Kelvin, K equivalen $-22^{\circ}F$?

$$^{\circ}C = \frac{-22^{\circ}F - 32}{1.8}$$

$$^{\circ}C = \frac{-22 - 32}{1.8} = \frac{-54}{1.8}$$

$$^{\circ}C = -30^{\circ}$$

$$K = ^{\circ}C + 273$$

$$K = -30 + 273$$

$$K = 243$$