

GASES

UNIDAD I

PROGRAMA:

OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno:

Aplicará las leyes de los gases en la resolución de problemas.

OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- 1.1 Diferenciará entre gas ideal y real.
- 1.2 Enunciará los postulados de la Teoría Cinética Molecular.
- 1.3 Interpretará el comportamiento de un gas ideal.
- 1.4 Explicará las propiedades de los gases.
- 1.5 Definirá las variables que afectan el comportamiento de un gas (presión, volumen, temperatura y número de moles).
- 1.6 Citará los instrumentos que sirven para medir la temperatura y la presión de los gases.
- 1.7 Mencionará las diferentes unidades de medición, volumen y temperatura.
- 1.8 Efectuará conversiones con las diferentes unidades de medición (volumen, presión y temperatura).
- 1.9 Utilizará las leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac, para el comportamiento de los gases, mediante la resolución de problemas.
- 1.10 Obtendrá de las leyes de Boyle, Charles- Gay Lussac, la ley combinada del estado gaseoso.
- 1.10 a) Aplicará la ley combinada del estado gaseoso en la resolución de problemas.
- 1.11 Expresará la ecuación que representa la ley de los gases ideales o ecuación de estado de un gas perfecto.
- 1.11 a) Aplicará la ley de los gases ideales en la resolución de problemas.
- 1.12 Enunciará la Ley de Dalton sobre las presiones parciales.
- 1.13 Utilizará la ley de las presiones parciales de Dalton para describir el comportamiento de los gases en la resolución

CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

ción de problemas.

- 1.14 Definirá y utilizará el concepto de volumen molar en la resolución de problemas.
- 1.15 Usará las leyes del estado gaseoso en la resolución de cálculos estequiométricos del tipo peso-volumen.

UNIDAD I

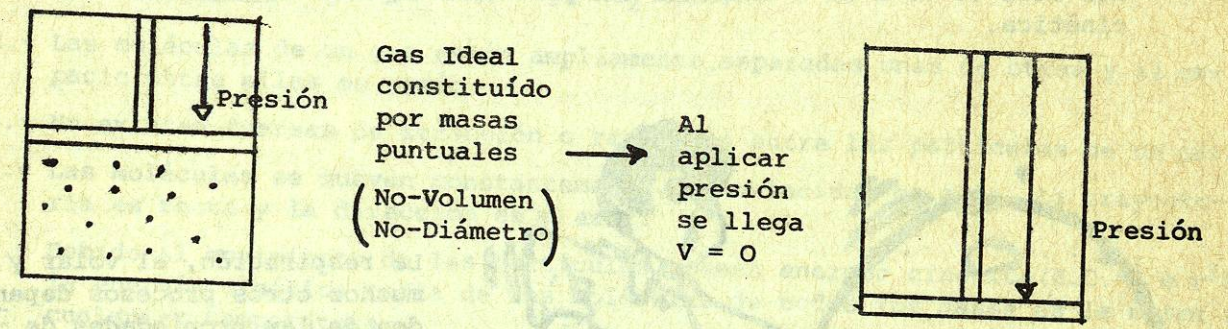
GASES

GAS IDEAL Y GAS REAL

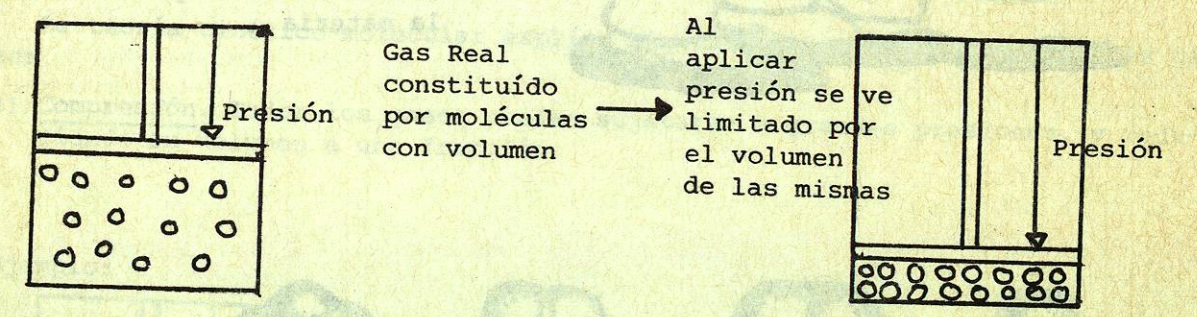
Conocemos que la materia se presenta en tres estados: sólido, líquido y gaseoso. Este último es el que nos interesa en esta unidad. El estado gaseoso, sabemos de su existencia y experimentamos con él, sin verlo, al estudiarlo ampliaremos su conocimiento y las leyes que se le aplican.

Un gas no posee forma propia: adopta el volumen del recipiente que lo contiene, si lo encerramos, se conserva, indefinidamente.

Un gas compuesto por moléculas con masa pero sin diámetro, ni volumen, ni atracción mutua se llama "Gas Ideal o perfecto"; en realidad es un gas imaginario, pues en la naturaleza no existe.



Mientras que un "gas real" está formado por partículas que poseen masa, volumen y las fuerzas de atracción ó repulsión son despreciables. Encontrándose en forma de moléculas o átomos.

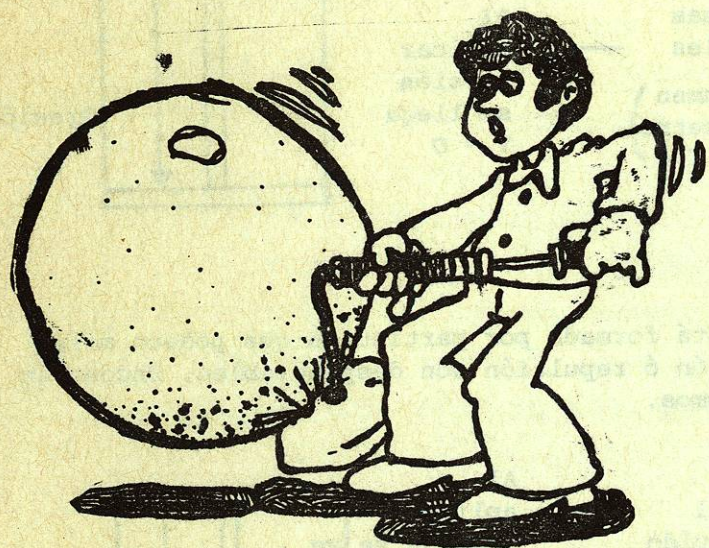


Algunas diferencias que existen entre los gases ideales y reales son las siguientes:

- 1.- En un gas ideal no existen fuerzas intermoleculares de atracción o repulsión. En los gases reales existen fuerzas intermoleculares de atracción y cuanto mas juntas estén entre si las moléculas, mas baja es la energía cinética y la temperatura del gas disminuye.

CAPILLA ALFONSO DE BORBÓN BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

- 2.- En los gases ideales no existen ningún tipo de interacción en cambio todos los gases reales pueden licuarse o condensarse,
- 3.- El volumen ocupado por las moléculas de un gas ideal se considera despreciable comparado con el volumen real que ocupa todo el gas.
- 4.- El volumen calculado para 1 mol de un gas ideal a condiciones normales - ($T = 0^\circ\text{C}$, $P = 1 \text{ atm}$) es de 22.41 lts. Volúmenes iguales de gases reales no contienen exactamente el mismo número de moléculas hay desviaciones en el valor y estos son más pronunciados para los gases con los puntos de ebullición mas altos.
- 5.- En los gases ideales si a una muestra de gas se le duplica la presión el volumen disminuirá a la mitad. En los gases reales como las moléculas se juntan más debido al aumento de presión la atracción que ejercen entre si, aumenta; por lo tanto, el volumen real es de 1 ml inferior al que cabía esperar de acuerdo a la teoría cinética.



La respiración, el volar y muchos otros procesos dependen de las propiedades de los gases. De especial interés para los químicos fue el descubrimiento de que todos los gases se comportan de manera muy similar. Esto -- proporciona más indicios -- acerca de la composición de la materia.



Ne

Cl₂O₂O₃

Las moléculas de los elementos pueden contener uno, dos, tres o más átomos por moléculas.

POSTULADOS DE LA TEORIA CINETICO-MOLECULAR

Los gases ocupan el volumen del recipiente que los contiene, se comprimen fácilmente, al aplicarles una presión y su temperatura es medible. Estas observaciones, de por qué cumplen las diversas leyes, permitieron establecer una teoría general para explicar el comportamiento dinámico de los gases llamado "Teoría Cinético-Molecular", y se basa en la idea de que los gases están formados por partículas que están en movimiento continuo.

La teoría cinético-molecular se basa en los siguientes postulados:

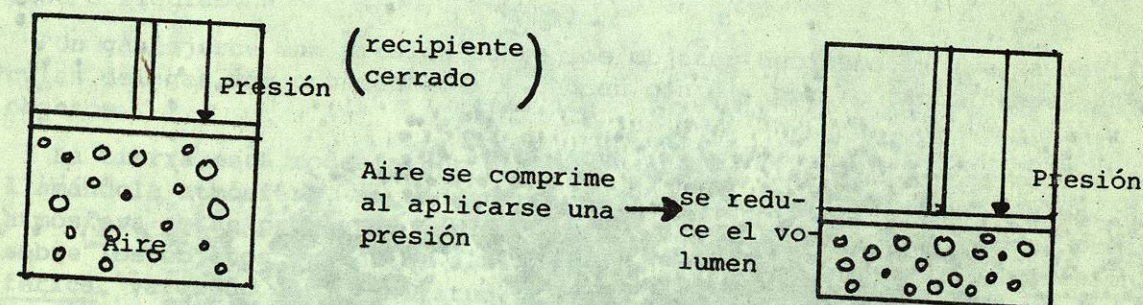
- 1.- Todos los gases están formados por diminutas partículas llamadas átomos ó moléculas.
Ejemplos:
gases átomo; gases nobles (He, Ne, Ar, etc.)
gases molécula; H₂, O₂, CH₄, CO₂, NO₂ etc.)
- 2.- Las moléculas de un gas están ampliamente separadas unas de otras y el espacio entre ellas es vacío.
- 3.- No existen fuerzas de atracción o repulsión entre las partículas de un gas.
- 4.- Las moléculas se mueven constantemente, su velocidad es alta, la trayectoria es recta y la dirección es al azar.
- 5.- Debido al movimiento de las partículas poseen energía cinética ($E.C. = \frac{1}{2} m v^2$), la energía cinética media de las moléculas de todos los gases es la misma a cualquier temperatura.
- 6.- Las moléculas chocan frecuentemente entre si, así como con las paredes del recipiente que las contiene, pero el choque es elástico (no hay pérdida de energía cinética).

PROPIEDADES DE LOS GASES

La teoría cinético-molecular explica algunas de las propiedades de los gases.

- 1) Compresión. Todos los gases pueden sujetarse a grandes presiones, y reduciendo su volumen a una fracción.

Ejemplo:



COMPORTAMIENTO DE UN GAS IDEAL

Al postular la teoría cinética-molecular se hicieron ciertas suposiciones acerca del comportamiento de un gas.

Un gas que posea todas las propiedades descritas en la teoría cinética-molecular se denomina Gas Ideal. Dos importantes propiedades de los gases ideales son que las moléculas no se atraen entre sí y que no ocupan espacio. Las temperaturas elevadas y las presiones bajas favorecen el comportamiento ideal.

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) las cuales estudiaremos más adelante.

Un gas ideal se dice que es aquel 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 temperaturas altas, ya que bajo estas condiciones el espacio libre dentro del gas es grande y poca la atracción entre sus moléculas.

Se puede afirmar que un gas será más ideal, cuanto menos 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 esta formado por moléculas en 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 UN GAS

Un gas tiende a ocupar el volumen del recipiente que lo contiene variando su comportamiento, con la presión, temperatura y el número de moles. Para entender mejor cada una de estas variables y su relación debemos conocer su definición, medición, unidades y conversiones.

Presión.

La presión se define como fuerza por unidad de área que ejerce un gas, sólido ó líquido.

Un gas ejerce una presión sobre los objetos debido a la fuerza de las moléculas del gas que constantemente chocan con él, por lo tanto "empujan" a los objetos.

La tierra está rodeada por una capa de aire, la cual es una mezcla de gases llamándola atmósfera, se encuentra unida por fuerzas gravitacionales. En la atmósfera están presentes átomos y moléculas del aire que ejercen, presiones sobre los objetos expuestos a ella, ésta presión se le denomina presión atmosférica, variando con la altitud.

CAPILLA ALFONSO DE BORBÓN BIBLIOTECA UNIVERSITARIA