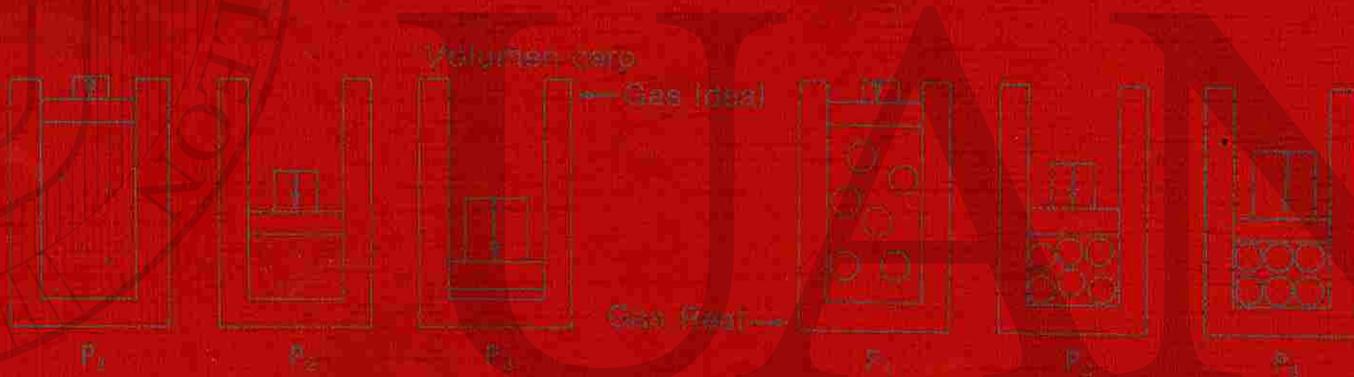




QUIMICA 3

PREPARATORIA No. 16



SIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO
CCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECA

1

QD15

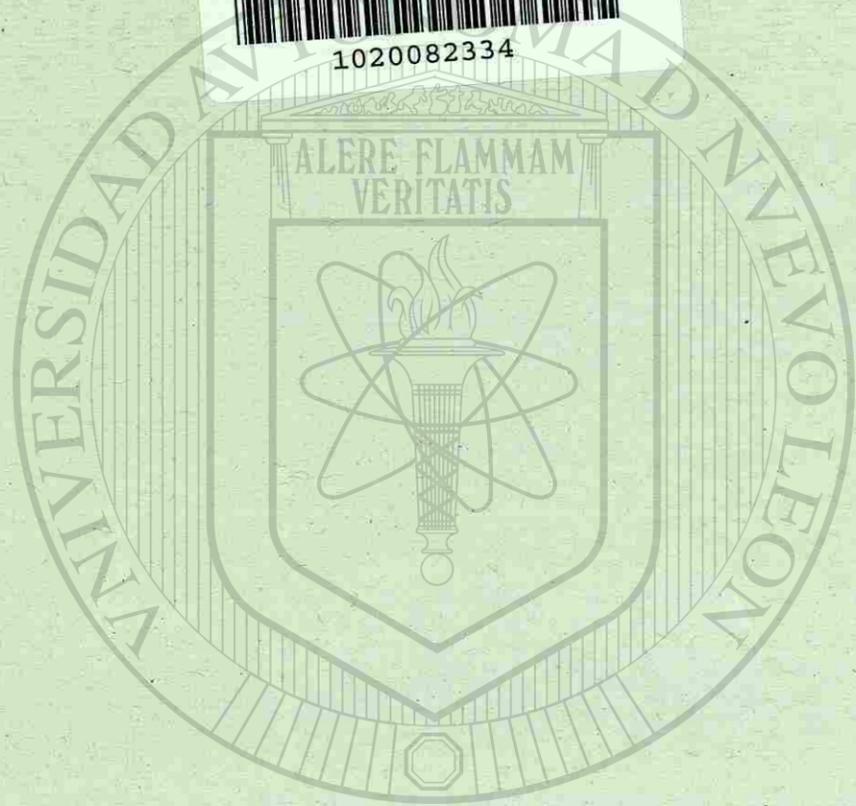
.2

S25

Ej. 2



1020082334



UANL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



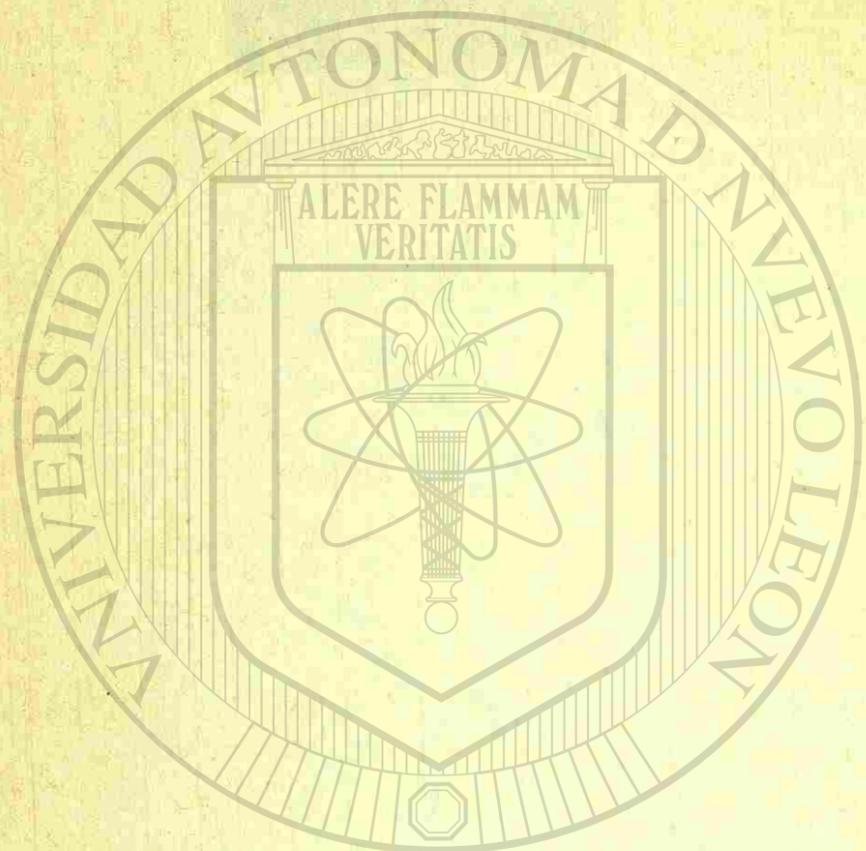
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
ESTADO NUEVO LEÓN, MEX.

ESTADO NUEVO LEÓN
ESTADO NUEVO LEÓN

1.0.2. DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS
ESTADO NUEVO LEÓN
1.0.1. DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
ESCUELA PREPARATORIA NÚM. 16

UANL

QUÍMICA INORGÁNICA
TERCER SEMESTRE

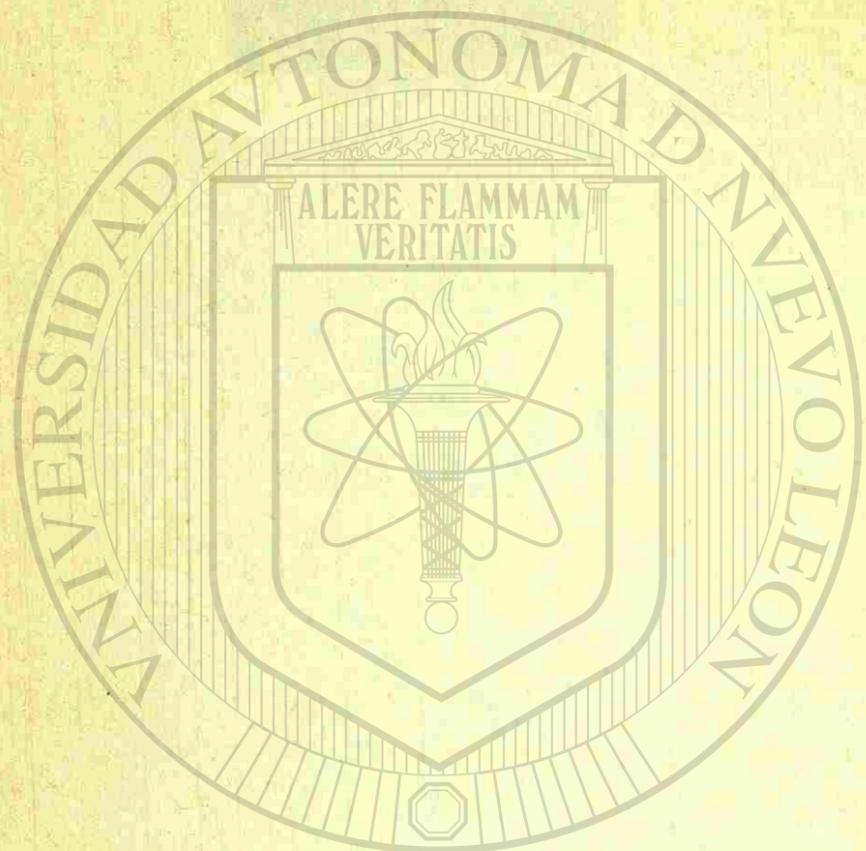
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



L.Q.I. SYLVIA MAGDA SANCHEZ MARTINEZ
JEFE DE ACADEMIA

L.Q.I. MARIA AMPARO SORIA RODRIGUEZ



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
ESCUELA PREPARATORIA NÚM. 16

UANL

QUÍMICA INORGÁNICA
TERCER SEMESTRE

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



L.Q.I. SYLVIA MAGDA SANCHEZ MARTINEZ
JEFE DE ACADEMIA

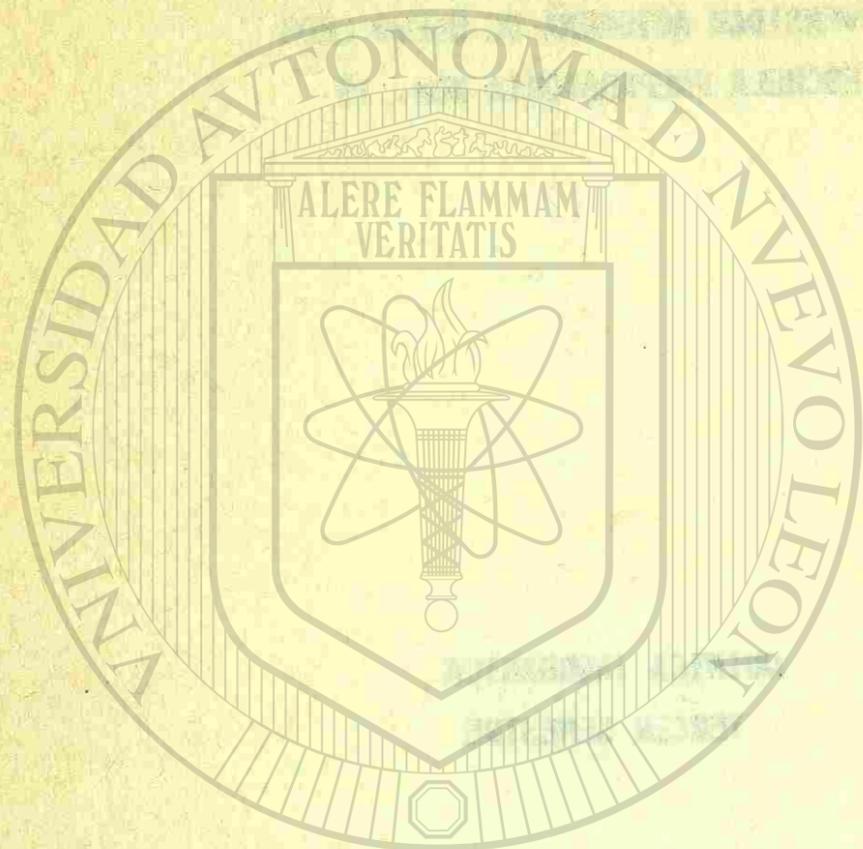
L.Q.I. MARIA AMPARO SORIA RODRIGUEZ

QD151

.2

S25

ej.2



U A N L

"QUE NO CAIGAN EN LA BAJADA
 NI EN LA SUBIDA DEL CAMINO.
 QUE NO ENCUENTREN OBSTÁCULOS
 NI DETRÁS NI DELANTE DE ELLOS,
 NI COSA QUE LOS GOLPEE.
 CONCÉDELES BUENOS CAMINOS.
 HERMOSOS CAMINOS PLANOS".

POPOL VUH.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

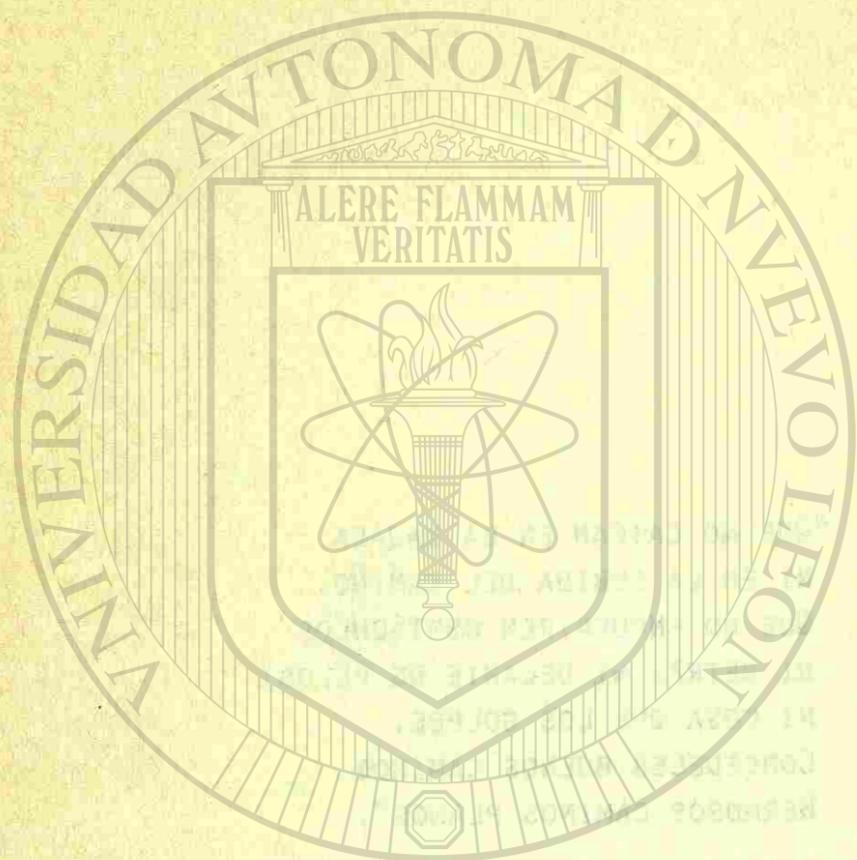


FONDO UNIVERSITARIO

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

36821

CAPILLA ALFONSO DE LEÓN
 BIBLIOTECA UNIVERSITARIA



UANL

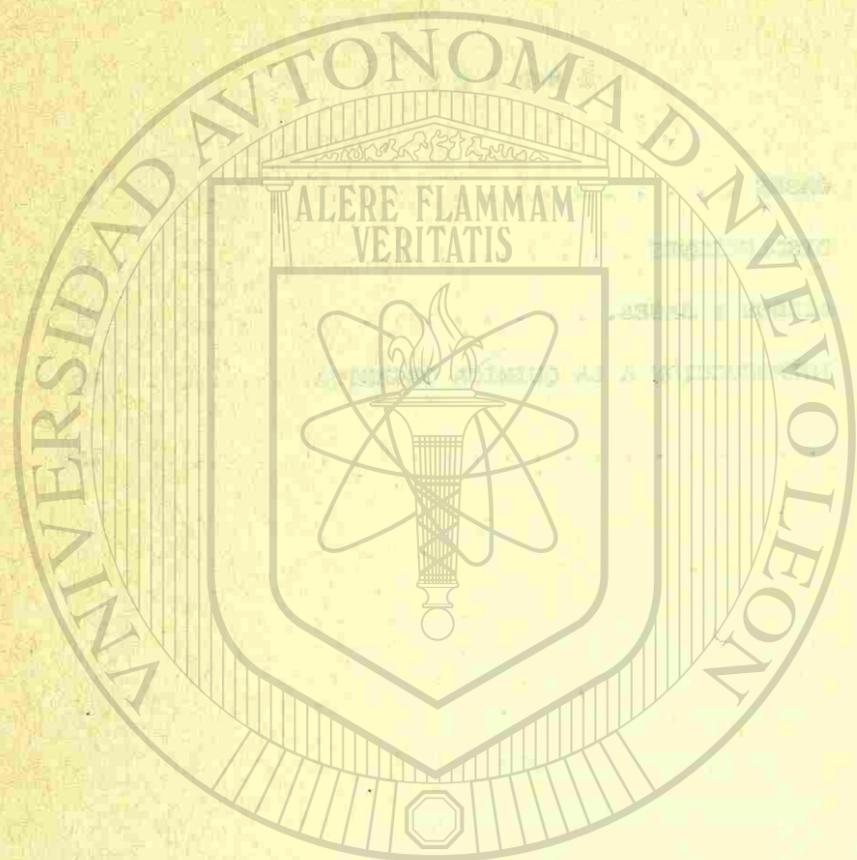
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

INDICE

| | | |
|----------------------|---|-----|
| UNIDAD I | GASES | 1 |
| UNIDAD II | DISOLUCIONES | 42 |
| UNIDAD III | ACIDOS Y BASES. | 71 |
| UNIDAD IV | INTRODUCCION A LA QUIMICA ORGANICA. | 90 |
| LABORATORIO. | | 106 |

CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

INTRODUCCION

La materia de Química III, tiene como antecedente los temas tratados en Química I y II, en cuyos contenidos se apoya, además, sirve de sustento teórico al curso de Química IV.

Congruentes con nuestro propósito de apoyo a los estudiantes proporcionándoles materiales didácticos apropiados al nivel de preparatoria, hemos elaborado este nuevo texto de Química III cómo secuencia de los Textos de Química I y II.

En el material que contiene este libro se desarrollan los contenidos del total de los objetivos del Programa aprobado por el H. Consejo Universitario, para el Bachillerato de la Universidad Autónoma de Nuevo León.

Los contenidos Temáticos han sido dosificados y circunscritos a los objetivos propuestos, con el fin de lograr una buena introducción al estudio de la Química Inorgánica. Para la comprensión de los temas deberán resolverse los problemas y cuestionarios (laboratorios) propuestos que se refieren a la aplicación de las Leyes de los gases, aquellos que involucran las diferentes formas de expresar la Concentración de una Disolución, y calcula la concentración de iones Hidrógeno e iones Hidróxido; las diferentes Teorías Acido-Base serán utilizadas para interpretar los propios conceptos. Todo esto con la finalidad de lograr la comprensión de los principios fundamentales de la ciencia de la Química.

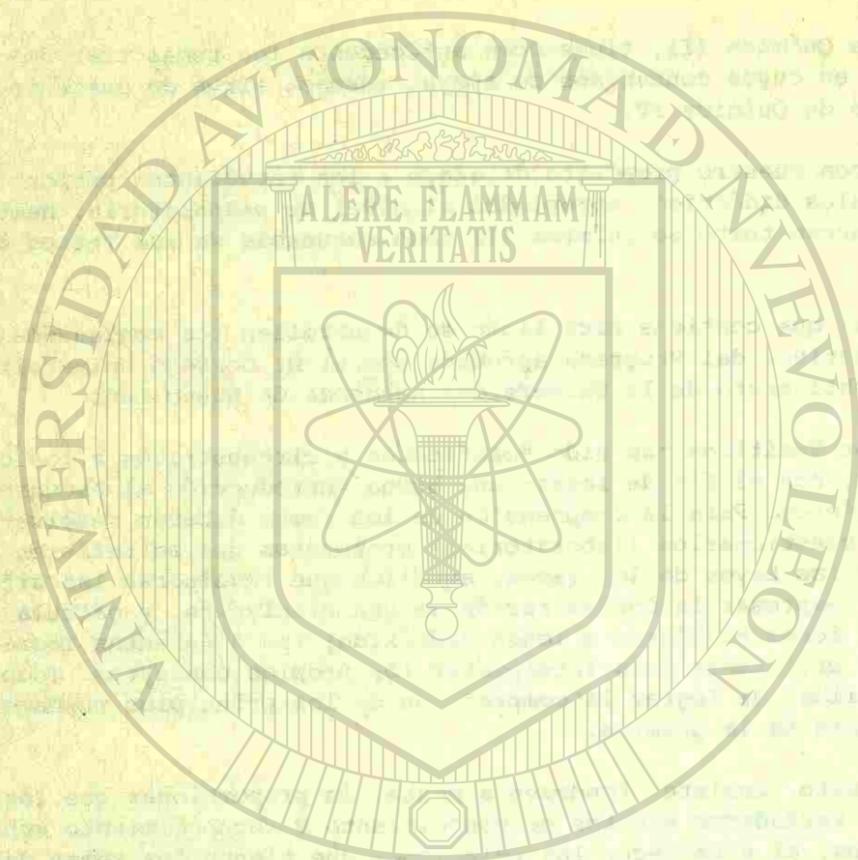
Nuestro propósito consiste, fundamentalmente, en proporcionar que los alumnos obtengan verdaderos efectos de conocimiento y reconocimiento sobre los temas tratados, al establecer las relaciones que tienen los temas del curso entre sí; los temas de este curso con los anteriores para que se logre una visión de conjunto, que les permita continuar el estudio de esta ciencia en el curso de Química Orgánica del 4º semestre.

Finalmente, a los alumnos les recomendamos apoyar sus estudios en los contenidos teóricos, en las prácticas y en el valioso apoyo de los maestros. Sólo con el estudio y el trabajo disciplinado se vencen los obstáculos que a manera de reto encuentran los estudiantes diariamente en su camino, de esta manera se hace más corto el camino hacia la Investigación Científica.

L.Q.I. Sylvia Magda Sánchez Martínez

L.Q.I. Ma. Amparo Soria Rodríguez

CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

GASES

UNIDAD I

PROGRAMA:

OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno:

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

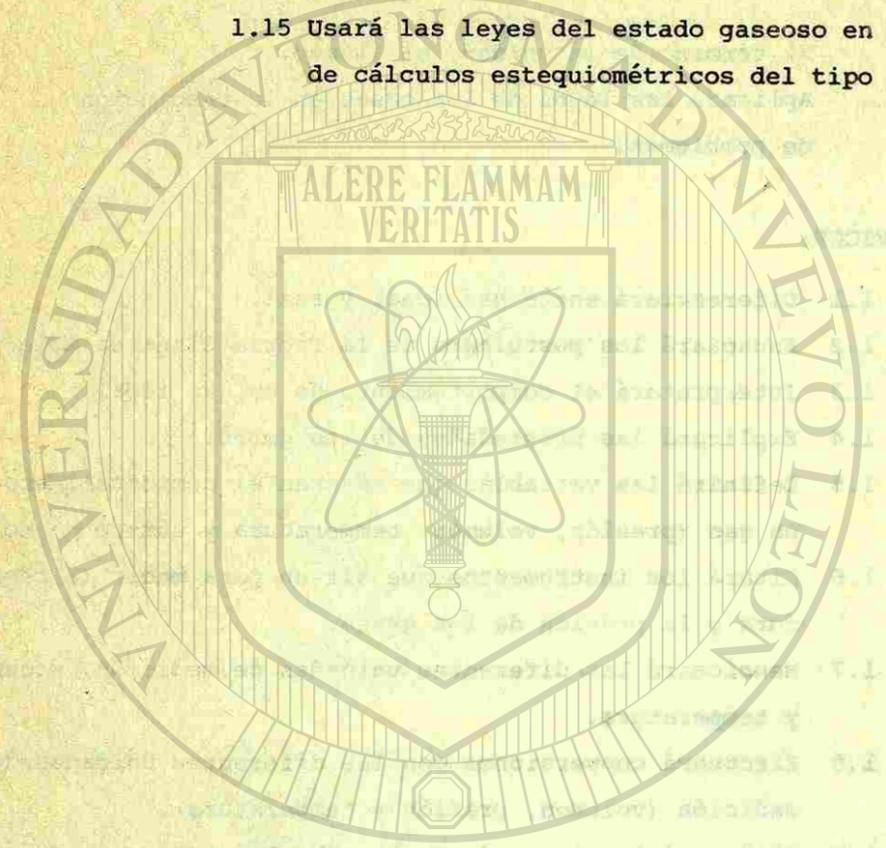
OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- 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 resolu-

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

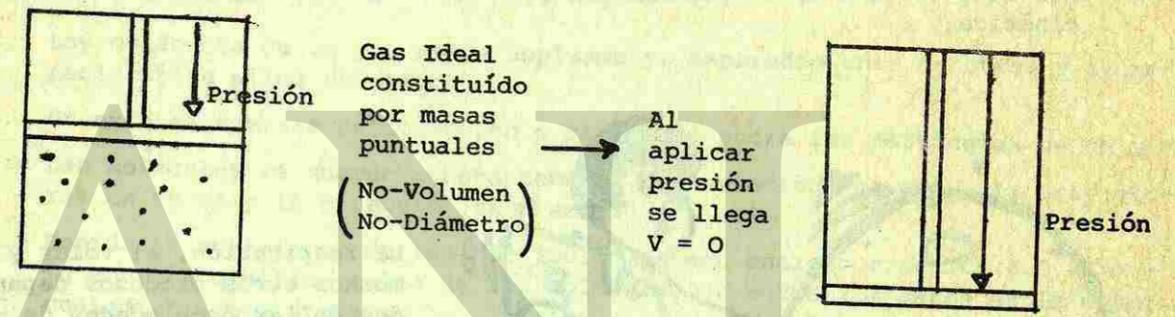
GASES

GAS IDEAL Y GAS REAL

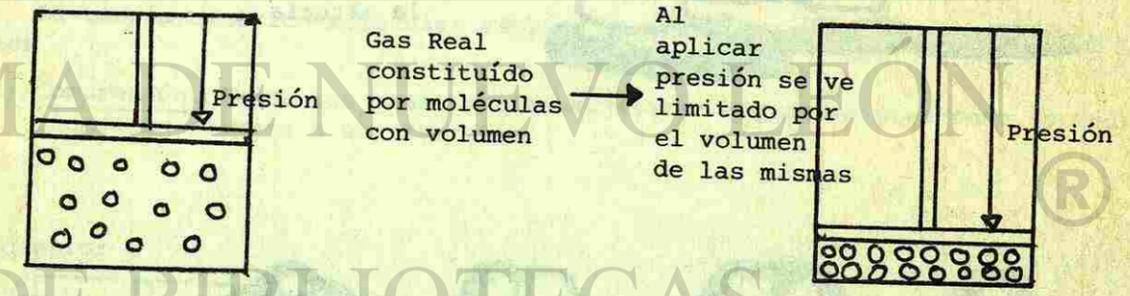
Conocemos que la materia se presenta en tres estados: sólido, líquido y gaseoso. Este último es el que nos interesa en esta unidad. El estado gaseoso, sabemos de su existencia y experimentamos con él, sin verlo, al estudiarlo ampliaremos su conocimiento y las leyes que se le aplican.

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.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

CAPILLA ALFONSO DE
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°C, P= 1 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.



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:

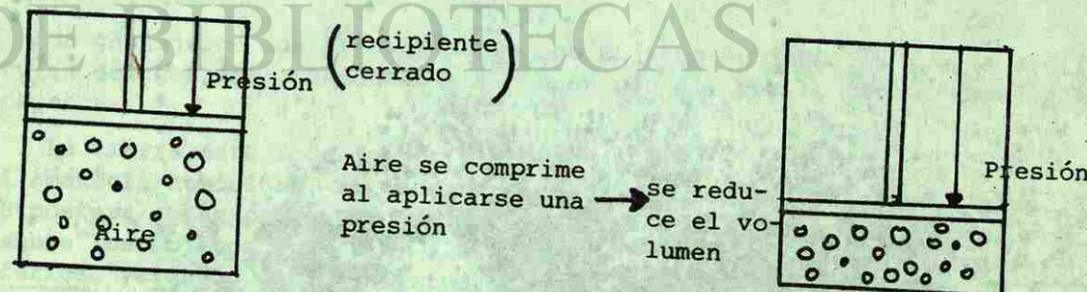
- 1.- Todos los gases están formados por diminutas partículas llamadas átomos ó moléculas.
Ejemplos:
gases átomo; gases nobles (He, Ne, Ar, etc.)
gases molécula; H₂, O₂, CH₄, CO₂, NO₂ etc.)
- 2.- Las moléculas de un gas están ampliamente separadas unas de otras y el espacio entre ellas es vacío.
- 3.- 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 está 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.

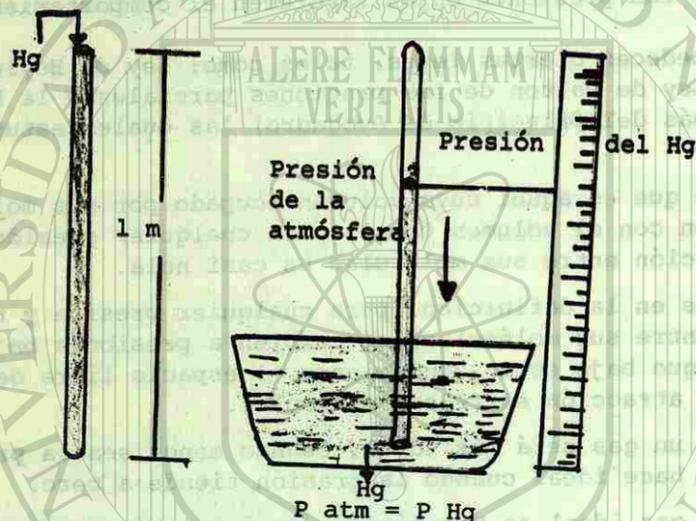
Un gas ejerce una presión sobre los objetos debido a la fuerza de las moléculas del gas que constantemente chocan con él, por lo tanto "empujan" a los objetos.

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.

La presión atmosférica disminuye en partes altas porque el aire es menos denso encontrándose menor cantidad de moléculas de aire.

Generalmente la presión atmosférica se mide con un instrumento llamado - barómetro, fue inventado por Torrecelli en el siglo XVII.

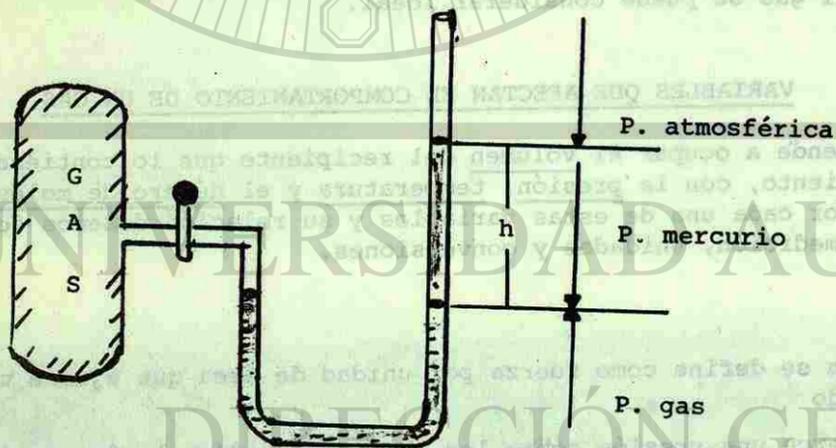
El barómetro consiste en un tubo de vidrio, de un metro de altura, cerrado por uno de sus extremos, contiene en su interior mercurio.



Es invertido sobre un - recipiente que contiene mercurio. La columna de mercurio en el tubo desciende hasta que ejerce la misma presión que la atmósfera que esta alrededor de él. Al colocarse una escala la lectura es de 76 cm. al nivel del mar. Esta se conoce como presión estandar ó una - atmósfera.

Al cambiar la presión del aire, el nivel del mercurio asciende o desciende, mostrando los cambios en la presión atmosférica.

El instrumento que sirve para medir la presión de los gases en el laboratorio es un manómetro.



Consiste en una varilla de vidrio en forma de "U" que en su interior contiene mercurio. El gas cuya presión se ha de medir actúa en el extremo del - tubo, ejerciendo una presión contraria a la presión atmosférica y del mercurio, la diferencia de alturas de antes, y después de la salida del gas indica la presión del mismo.

Las Unidades de Presión.

a) **Atmósfera** es igual a la presión necesaria para soportar una columna de mercurio de 76 cm ó 760 mm de mercurio de altura.

Equivalencias $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ atm} = 76 \text{ cm de Hg} \\ 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg} \end{array} \right.$

b) **Torr** = es la presión necesaria para soportar una columna de mercurio de 1 mm de altura.

Equivalencia $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ torr} = 1 \text{ mm de Hg} \\ 1 \text{ atm} = 760 \text{ torr} \end{array} \right.$

Problemas.

Convertir las siguientes unidades de presión.

a) 3.2 atm \rightarrow cm, factor de conversión: 1 atm. = 76 cm de Hg.

$$3.2 \text{ atm} \left(\frac{76 \text{ cm}}{1 \text{ atm}} \right) = 243.2 \text{ cm de Hg}$$

b) 800 torr \rightarrow mm, factor de conversión: 1 torr = 1 m.m. de Hg.

$$800 \text{ torr} \left(\frac{1 \text{ mm}}{1 \text{ torr}} \right) = 800 \text{ mm de Hg}$$

c) 2.75 atm \rightarrow torr, factor de conversión: 1 atm. = 760 torr.

$$2.75 \text{ atm} \left(\frac{760 \text{ torr}}{1 \text{ atm}} \right) = 1090 \text{ torr}$$

d) 350 torr \rightarrow cm, factor de conversión: 1 cm. de Hg. = 10 torr.

$$350 \text{ torr} \left(\frac{1 \text{ cm}}{10 \text{ torr}} \right) = 35 \text{ cm de Hg}$$

Temperatura

Mide la intensidad de calor, y este a su vez es una forma de energía. La temperatura de un gas es proporcional a su energía cinética. El aumento de temperatura, en un gas ocasiona que las moléculas se muevan mas rápidamente, aumentando su energía cinética, cuando se coloca un termómetro en una muestra gaseosa las partículas intercambian energía con el termómetro y se registra una temperatura específica.

Se construye un termómetro con materiales, que se observen los cambios de temperatura.

Las escalas que utiliza un termómetro son variadas, las mas comunes son las siguientes: a) Celsius b) Fahrenheit c) Kelvin d) Rankin

Generalmente en los gases solamente se utiliza la escala Kelvin porque no tiene temperaturas negativas.

Formula para convertir de $^{\circ}\text{C} \rightarrow ^{\circ}\text{K}$
 $^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$

Fórmula para convertir de °K → °C

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

Ejemplo:

a) Convertir 290 °C → °K
 fórmula: °K = °C + 273
 sustituir: °K = 290 + 273
 $\text{PK} = 563$

b) Convertir 350 °K → °C
 fórmula: °C = °K - 273
 sustituir: °C = 350 - 273
 $^{\circ}\text{C} = 77$

Volumen.

El volumen es todo lo que ocupa un cuerpo en un lugar en el espacio. Los átomos y moléculas de un gas tienden a ocupar el volumen del recipiente que lo contiene. El volumen varía con la presión y temperatura.

Las unidades de volumen que se utilizan más frecuentemente son:

Equivalencia { 1 litro (1 lt). = 1000 (mililitros (ml))
 o 1 ml = 1 cm³
 Ecuaciones 1 lt = 1000 cm³

Ejemplo:

a) Convertir 500 ml → lt
 $500 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ lt}}{1000 \text{ ml}} = .5 \text{ lt}$

b) Convertir 8.7 lt a cm³
 $8.7 \text{ lt} \times \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ lt}} = 8,700 \text{ cm}^3$

Moles

Un mol es la masa medida en gramos que están contenidos en 12 átomos de carbono 12. Un carbono 12 contiene 6.02 x 10²³ átomos que es el número de Avogadro.

En un gas los moles corresponden al número de partículas que hay en una muestra.

La Fórmula

moles (n) = $\frac{\text{masa (m)}}{\text{peso molecular (P.M)}}$ se utiliza para calcular los moles de una especie en una masa determinada.

La Fórmula:

masa = moles x P.M. para encontrar la masa de un número específico de moles.

Ejemplo:

a) Calcula el número de moles que están contenidos 75 gr de bióxido de carbono.

| Datos | Fórmula | Sustitución |
|---------------------------|---------------------|---|
| n = ? | $n = \frac{m}{P.M}$ | $n = \frac{75 \text{ gr}}{44 \text{ gr/mol}}$ $n = 1.6 \text{ mol}$ |
| m = 75 gr CO ₂ | | |
| P.M. = 44 gr/mol | | |

b)Cuál es la masa en gramos de 0.95 moles de metano?

| Datos | Fórmula | Sustitución |
|------------------------------|--------------------|--|
| m = ? | $m = n \times P.M$ | $m = (0.95 \text{ mol}) (16 \text{ gr/mol})$ $m = 12.20 \text{ gr}$ |
| n = 0.95 mol CH ₄ | | |
| P.M = 16 gr/mol | | |

Condiciones Estandar

El volumen como la densidad de cualquier gas son afectados por los cambios en temperatura y presión, por lo que es necesario algún tipo de estandarización para establecer comparaciones. Estas condiciones son llamadas Condiciones Normales (C.N.) ó Temperatura y Presión Estandar (T.P.E) cuyos valores son:

| | | | | |
|---|----------|-------|-------|--------|
| P | 760 torr | 1 atm | 76 cm | 760 mm |
| T | 0°C | 273°K | | |

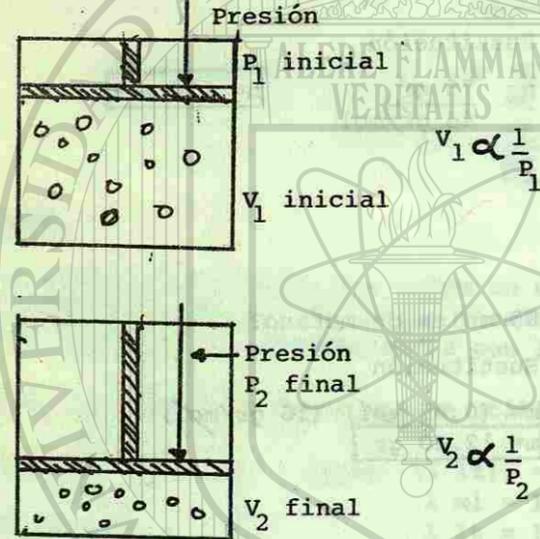
LEYES DE LOS GASES

A presiones lo suficientemente bajas y temperaturas lo suficientemente altas, se ha encontrado que todos los gases obedecen tres reglas sencillas. Estas leyes relacionan el volumen de un gas con la presión y la temperatura. Cuando un gas obedece estas leyes, se dice que se comporta como un gas ideal o como un gas perfecto. Estas leyes, que se describen a continuación, pueden aplicarse únicamente a gases que no sufren cambios en la complejidad química cuando se varía la temperatura o la presión. Un gas no ideal, por ejemplo, es el NO₂, el cual sufre una dimerización hasta N₂O₄, al aumentar la presión o disminuir la temperatura.

LEY DE BOYLE

Robert Boyle fue uno de los primeros científicos que estudió la relación que existía entre el volumen y la presión de un gas.

Si una masa conocida de un gas, se coloca en un recipiente cerrado y con un Pistón movable en la parte superior, si se desciende el Pistón sin cambio en el número de moléculas y se mantiene a una temperatura constante, se altera el volumen del gas.



Si la presión de un gas se duplica, su volumen disminuye a la mitad, triplicando el volumen se reduce la presión a V_3 y así sucesivamente.

La Ley de Boyle establece que la masa y la temperatura permanecen constantes, el volumen es inversamente proporcional a la presión que se somete un gas. Si la presión es mayor el volumen disminuye, y si la presión disminuye el volumen aumentará.

Matemáticamente la Ley de Boyle se expresa así:

$$V_1 = \frac{K_1}{P_1}$$

Despeja K_1 $K_1 = V_1 P_1$

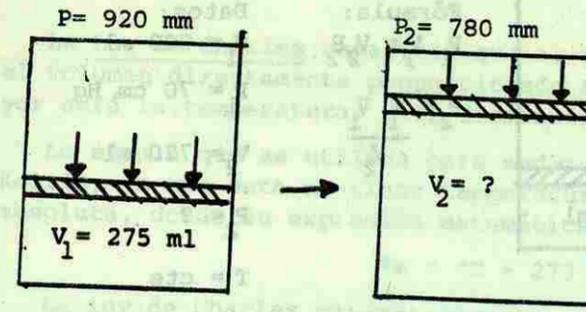
$$V_2 = \frac{K_2}{P_2}$$

Despeja K_2 $K_2 = V_2 P_2$

$K_1 = K_2$
las K son iguales
por lo tanto:

$$V_1 P_1 = V_2 P_2$$

Ejemplo 1: Una muestra de gas de peso 0.216 gr se encuentra encerrada dentro de un cilindro mediante un pistón, según se muestra en la figura. El volumen del gas es 275 ml, siendo la presión que ejerce el pistón de 920 mm. Si se disminuye la presión a 780 mm, ¿cuál será el volumen?



Fórmula:
 $P_1 V_1 = P_2 V_2$
 $V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$

Datos:

| |
|-----------------|
| peso = 0.216 gr |
| $P_1 = 920$ mm |
| $P_2 = 780$ mm |
| $V_1 = 275$ ml |
| $V_2 = ?$ |

Análisis:

Al resolver problemas acerca de las leyes de los gases nos interesará conocer cuatro cantidades variables: la cantidad (expresada en peso o en el número de moléculas), la presión, el volumen y la temperatura. Resulta útil al analizar un problema al tabular los datos disponibles acerca del estado inicial y del estado final. Si una de las cuatro variables no cambia, indicaremos esto mediante el símbolo K (que significa constante). El enunciado del problema implica que el cilindro no posee ningún escape por lo que podemos suponer que el peso de gas permanece constante, valiendo 0.216 gr. Como no se menciona la temperatura, puede suponerse que su valor inicial y final son los mismos. Dispondremos nuestros datos de la siguiente manera:

| Datos: | Peso | Presión | Volumen | Temperatura |
|---------|------|---------|-----------|-------------|
| Inicial | K | 920 mm | 275 ml | K |
| Final | K | 780 mm | $V_2 = ?$ | K |

Podemos razonar de la siguiente manera: Solo varía el volumen y la presión, por lo que puede aplicarse la Ley de Boyle. La presión decrece, por lo que el volumen aumentará. El volumen final será mayor que los 275 ml. inicial.

Solución del problema:

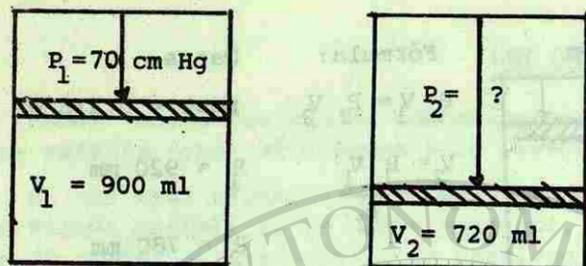
Fórmula: $P_1 V_1 = P_2 V_2$

Despejando la incognita: $V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$

Sustituyendo: $V_2 = \frac{(920 \text{ mm}) (275 \text{ ml})}{(780 \text{ mm})}$

Tabla $V_2 = 324 \text{ ml}$

Ejemplo 2: Un gas ocupa un volumen de 900 ml, cuando la presión que se ejerce sobre él es de 70 cm de Hg. ¿Qué presión se tendrá que ejercer sobre dicho gas para que ocupe un volumen de 720 ml, si la temperatura permanece constante?



Fórmula:

$$P_1 V_1 = V_2 P_2$$

$$P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2}$$

Datos:

$$V_1 = 900 \text{ ml}$$

$$P_1 = 70 \text{ cm Hg}$$

$$V_2 = 720 \text{ ml}$$

$$P_2 = ?$$

$$T = \text{cte}$$

Análisis:

El enunciado del problema implica que el objeto donde se encuentra el gas, no posee ningún escape por lo que suponemos que la masa o peso del gas permanece constante al igual que la temperatura del gas.

| Datos: | Peso | Volumen | Presión | Temperatura |
|---------|------|---------|-----------|-------------|
| Inicial | K | 900 ml | 70 cm Hg | K |
| Final | K | 720 ml | $P_2 = ?$ | K |

Aquí el volumen decrece, por lo que la presión aumentará, ya que al disminuir el volumen de 900 ml a 720 ml, las moléculas tendrán menos espacio para moverse y esto provocará que entre ellas exista mayor número de choques, al igual que las paredes del recipiente, por lo que aumentará la presión. La presión final será mayor que 70 cm de Hg iniciales.

Solución del Problema:

Fórmula: $P_1 V_1 = P_2 V_2$

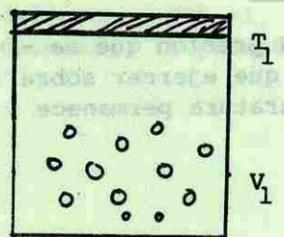
Despejando $P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2}$

Sustituyendo los datos: $P_2 = \frac{(70 \text{ cm Hg}) (900 \text{ ml})}{(720 \text{ ml})}$

$P_2 = 87.5 \text{ cm de Hg}$

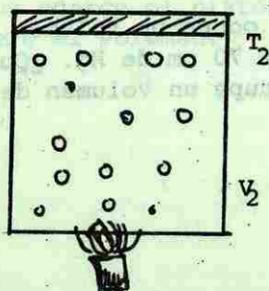
LEY DE CHARLES

Jacques Charles, describió la relación entre el volumen de un gas y la temperatura, al conservarse la presión constante el volumen se ve afectado por el cambio de temperatura.



$$V_1 \propto T_1$$

Al enfriarse una muestra de gas - el volumen es menor (inicial).



$$V_2 \propto T_2$$

al calentarse un gas el volumen - aumenta (final).

La Ley de Charles establece que al mantenerse la masa y presión constante el volumen directamente proporcionado a la temperatura. A mayor volumen, mayor será la temperatura, y al disminuir la temperatura, el volumen es menor.

La escala que se utiliza para medir la temperatura en los gases es la de Kelvin, ya que esta no tiene temperaturas negativas, llamándose temperatura absoluta, donde su expresión matemática es:

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

La ley de Charles matemáticamente se expresa así.

(Inicial) $V_1 = K_1 T_1$

despeja K_1

$$\frac{V_1}{T_1} = K_1$$

(Final) $V_2 = K_2 T_2$

despeja K_2

$$\frac{V_2}{T_2} = K_2$$

$K_1 = K_2$ se igualan ambas ecuaciones quedando.

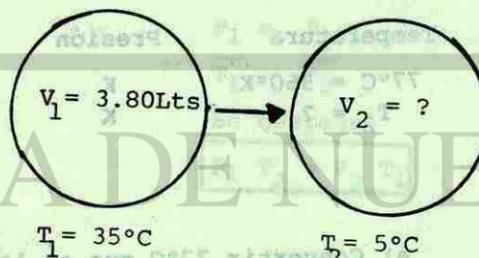
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{ó se despeja}$$

$$V_1 T_2 = V_2 T_1$$

Ejemplo: El volumen de un globo es de 3.80 lts, a una temperatura de 35°C. ¿Cuál será el volumen del globo si se le introduce en un refrigerador y se baja su temperatura hasta 5°C? Supóngase que la presión dentro del globo es siempre igual a la presión atmosférica.

Fórmulas:

Datos:



$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$V_1 = 3.80 \text{ Lts.}$$

$$T_1 = 35^{\circ}\text{C}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = 5^{\circ}\text{C}$$

$$P = \text{cte}$$

Análisis:

Hágase una tabla con los datos del problema para determinar cuales variables permanecen constantes y cuales están variando. Como solo podemos emplear temperaturas absolutas ($^{\circ}\text{K}$) en los cálculos relacionados con las leyes de los

gases, deberán convertirse las demás escalas de temperatura a la escala absoluta: $^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$.

| Datos: | Peso | Volumen | Temperatura | Presión |
|---------|------|-----------|--|---------|
| Inicial | K | 3.80 lts | $35^{\circ}\text{C} = 308^{\circ}\text{K}$ | K |
| Final | K | $V_2 = ?$ | $5^{\circ}\text{C} = 278^{\circ}\text{K}$ | K |

Aquí la temperatura disminuye por lo que el volumen disminuye proporcionalmente, que es lo que vamos a comprobar en la resolución del problema.

Solución:

Fórmula:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Despejando:

$$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$$

Sustituyendo los datos

$$V_2 = \frac{(3.80 \text{ lts}) (278^{\circ}\text{K})}{308^{\circ}\text{K}}$$

$$V_2 = 3.43 \text{ lts}$$

a) Convertir las T_1 y T_2 a $^{\circ}\text{K}$

$$T_1 = ^{\circ}\text{C} + 273$$

$$T_1 = 35 + 273$$

$$T_1 = 308^{\circ}\text{K}$$

$$T_2 = 5^{\circ}\text{C} + 273$$

$$T_2 = 278^{\circ}\text{K}$$

Ejemplo 2: Una muestra de gas ocupa un volumen de 10 lts a una temperatura de 77°C . Si se reduce a la mitad el volumen inicial, ¿Cuál será la temperatura de la muestra del gas?

| Datos: | Peso | Volumen | Temperatura | Presión |
|---------|------|---------|--|---------|
| Inicial | K | 10 lts | $77^{\circ}\text{C} = 350^{\circ}\text{K}$ | K |
| Final | K | 5 lts | $T_2 = ?$ | K |

Solución del Problema.

Fórmula:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Despejando:

$$T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1}$$

Sustituyendo los datos

$$T_2 = \frac{(5 \text{ lts}) (350^{\circ}\text{K})}{10 \text{ lts}}$$

$$T_2 = 175^{\circ}\text{K}$$

a) Convertir 77°C que es la T_1 a $^{\circ}\text{K}$

$$T_1 = ^{\circ}\text{C} + 273$$

$$T_1 = 77 + 273$$

$$T_1 = 350^{\circ}\text{K}$$

Análisis:

Aquí la temperatura final es menor que la inicial por lo que podemos afirmar que al disminuir el volumen de un gas que presenta presión constante - también disminuye su temperatura proporcionalmente.

LEY DE GAY-LUSSAC

Los científicos Gay-Lussac encontraron que si el volumen permanecía constante, había una relación entre la presión y la temperatura.

Si las moléculas de un gas al someterles un cambio en la temperatura, se moverán más rápidamente y ejercerán una mayor presión sobre las paredes del recipiente, si la temperatura disminuye la presión ejercida por las moléculas sobre las paredes será menor.

La Ley de Gay-Lussac establece si la masa y el volumen de un gas permanece constante la presión es directamente proporcional a la temperatura (la presión aumenta, al incrementarse la temperatura, y si la temperatura disminuye la presión es menor).

| Inicial | Final |
|-------------------------|-------------------------|
| $P_1 \propto T_1$ | $P_2 \propto T_2$ |
| $P_1 = K_1 T_1$ | $P_2 = K_2 T_2$ |
| Despejando K_1 | Despejando K_2 |
| $K_1 = \frac{P_1}{T_1}$ | $K_2 = \frac{P_2}{T_2}$ |

Se igualan ambas ecuaciones

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Se despeja

$$P_1 T_2 = P_2 T_1$$

Ejemplo 1: Un balón de acero lleno de oxígeno soporta una presión de 135 atm a una temperatura de 20°C . Supóngase que se calienta el balón a 85°C por haberle colocado junto a un radiador de calefacción. ¿Calcular la presión en el interior del cilindro a esta temperatura más elevada?

Análisis:

Como el gas ha sido colocado en una bombona de acero cabe suponer que su masa no va a variar y que el volumen tampoco variará casi nada. Las dos variables son la presión y la temperatura.

| Datos: | Peso | Volumen | Presión | Temperatura |
|---------|------|---------|-----------|--|
| Inicial | K | K | 135 atm | $20^{\circ}\text{C} = 293^{\circ}\text{K}$ |
| Final | K | K | $P_2 = ?$ | $85^{\circ}\text{C} = 358^{\circ}\text{K}$ |

De acuerdo a los datos del problema la temperatura aumenta; las moléculas del gas se mueven, por tanto con mayor rapidez dentro del cilindro, chocando entre sí y contra las paredes con mayor fuerza y frecuencia. Por lo tanto la presión aumenta.

Solución del Problema: a) Convertir los °C a °K (escala absoluta)
°K = °C + 273

Fórmula: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ $T_1 = 20^\circ\text{C} + 273$ $T_2 = 85^\circ\text{C} + 273$
 $T_1 = 293^\circ\text{K}$ $T_2 = 358^\circ\text{K}$

Despejando: $P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}$

Sustituyendo los datos: $P_2 = \frac{(135 \text{ atm}) (358^\circ\text{K})}{293^\circ\text{K}}$

$P_2 = 165 \text{ atm}$

Ejemplo 2: Un gas confinado a una temperatura de 22°C y una presión de 750 mm de Hg se calienta a volumen constante hasta que su presión llega a 800 mm de Hg. Encontrar la temperatura final del gas.

Análisis:

Aquí el problema nos dice que el gas se calienta a volumen constante donde podemos suponer que también es constante su masa (peso).

| Datos: | Peso | Volumen | Presión | Temperatura |
|---------|------|---------|-----------|--------------------|
| Inicial | K | K | 750 mm Hg | 22°C = 295 °K |
| Final | K | K | 800 mm Hg | T ₂ = ? |

De acuerdo a los datos del problema la presión del gas aumenta por lo que la temperatura también va a aumentar.

Solución del Problema: a) Convertir de °C a °K
°K = °C + 273

Fórmula: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ $T_1 = 22^\circ\text{C} + 273$

Despejando: $T_2 = \frac{P_2 T_1}{P_1}$ $T_1 = 295^\circ\text{K}$

Sustituyendo los datos: $T_2 = \frac{(800 \text{ mm-Hg}) (295^\circ\text{K})}{750 \text{ mm-Hg}}$

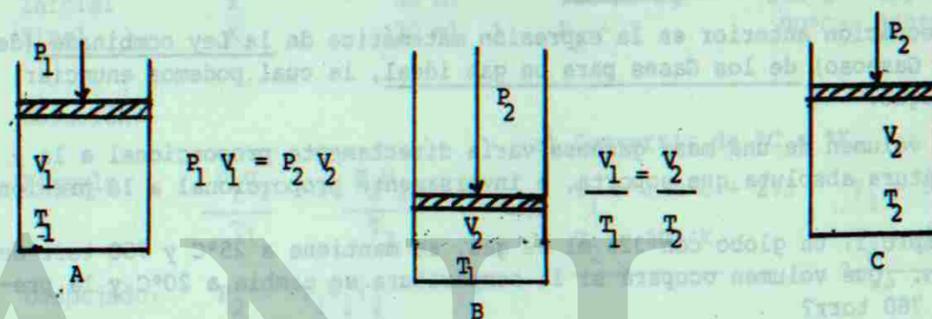
$T_2 = 315^\circ\text{K}$

LEY COMBINADA DEL ESTADO GASEOSO

En los puntos anteriores se ha estudiado los gases observando la variación que experimentan cuando permanece constante la temperatura, o la presión o el volumen.

A continuación veremos el caso en que teniendo un gas en condiciones iniciales de volumen, presión y temperatura para un estado final donde varían los valores iniciales o sin que permanezca constante ninguno de dichos valores.

Para este tipo de problemas se hace uso de las leyes de Boyle y Charles, las cuales se enlazarán de acuerdo al siguiente ejemplo:



En el recipiente A se tiene un gas a una presión P₁, ocupando un volumen V₁ y a una temperatura T₁, en seguida se cambian las condiciones, se comprime lentamente hasta alcanzar el volumen que llamaremos V₂ el cual queda a una presión P₂, y la temperatura T permanece constante ya que se comprimió lentamente, lo cual queda representado en el recipiente B. Hasta aquí el sistema, estará regido por la Ley de Boyle:

$P_1 V_1 = P_2 V_2$ $T = \text{cte}$

Si a continuación se aplica calor al recipiente B, se pasará el estado final representado en el recipiente C en el cual la presión permanece constante debido al calor suministrado, la temperatura T₁ pasa a T₂ y el volumen V₁ pasará a V₂. En este caso al pasar el gas las condiciones de B a C estará regido por la Ley de Charles:

$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ $P = \text{cte}$

Lo que se hizo fue pasar el gas de un estado inicial A con un estado semi final B y posteriormente al estado final C.

Las fórmulas en el sistema total son:

De: A a B $P_1 V_1 = P_2 V_2$ De: B a C $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

En estas ecuaciones se tiene que el V_1 intermedio es igual, por lo tanto despegándola se tiene;

$$V_1 = \frac{P_1 V_1}{P_2} \quad V_1 = \frac{V_2 T_1}{T_2}$$

Iguando los segundos miembros:

$$\frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{V_2 T_1}{T_2}$$

Arreglando los literales se tiene:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

La ecuación anterior es la expresión matemática de la Ley combinada (del Estado Gaseoso) de los Gases para un gas ideal, la cual podemos enunciar - como sigue:

"El volumen de una masa gaseosa varía directamente proporcional a la - temperatura absoluta que soporta, e inversamente proporcional a la presión".

Ejemplo 1: Un globo con 325 ml de gas, se mantiene a 25°C y 750 torr de presión. ¿Qué volumen ocupará si la temperatura se cambia a 20°C y la presión a 760 torr?

Análisis:

De acuerdo a los datos del problema, suponemos que la masa o peso del gas permanece constante.

| Datos: | Peso | Volumen | Presión | Temperatura |
|---------|------|-----------|----------|-------------|
| Inicial | K | 325 ml | 750 torr | 25°C=298°K |
| Final | K | $V_2 = ?$ | 760 torr | 20°C=293°K |

Como solo podemos emplear temperaturas absolutas (°K) en los cálculos relacionados con las leyes de los gases, deberán pasarse las demás escalas de temperatura a la escala absoluta mediante la fórmula: °K = °C + 273.

Solución del Problema:

a) Convertir °C a °K

$$T_1 = 25^\circ\text{C} + 273 \quad T_2 = 20^\circ\text{C} + 273$$

$$\text{Fórmula: } \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$T_1 = 298^\circ\text{K} \quad T_2 = 293^\circ\text{K}$$

$$\text{Despejando: } V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2}$$

$$\text{Sustituyendo los datos: } V_2 = \frac{(750 \text{ torr}) (325 \text{ ml}) (293^\circ\text{K})}{(298^\circ\text{K}) (760 \text{ torr})}$$

$$V_2 = 315 \text{ ml}$$

Ejemplo 2: Un gas ocupa un volumen de 38 ml a 130°C y a presión normal, ¿A qué presión el gas ocupará un volumen de 70 ml a una temperatura de 90°C?

Análisis:

En este problema se menciona que el gas presenta una presión normal; y - como ya estudiamos que las condiciones normales de presión un gas presenta una presión de 760 mm de Hg.

Aquí no se menciona la variable de la masa o peso del gas por lo que se supone que es constante.

| Datos: | Peso | Volumen | Presión | Temperatura |
|---------|------|---------|-----------|---------------|
| Inicial | K | 38 ml | 760 mm Hg | 130°C = 403°K |
| Final | K | 70 ml | $P_2 = ?$ | 90°C = 363°K |

Solución:

Fórmula:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

a) Convertir de °C a °K

$$T_1 = 130^\circ\text{C} + 273 \quad T_2 = 90^\circ\text{C} + 273$$

$$T_1 = 403^\circ\text{K} \quad T_2 = 363^\circ\text{K}$$

Despejado:

$$P_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 V_2}$$

$$\text{Sustituyendo los valores: } P_2 = \frac{(760 \text{ mm Hg}) (38 \text{ ml}) (363^\circ\text{K})}{(403^\circ\text{K}) (70 \text{ ml})}$$

$$P_2 = 371.62 \text{ mm de Hg}$$

ECUACION QUE REPRESENTA LA LEY DE LOS GASES IDEALES
O ECUACION DE ESTADO DE UN GAS PERFECTO.

Para llegar a la Ecuación que representa la ley de los gases necesitamos el siguiente concepto:

Ley de Avogadro; Establece que volúmenes iguales de todos los gases bajo las mismas condiciones de temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas. Por lo tanto 1 litro (ó cualquier otra unidad de volumen) de oxígeno contiene el mismo número de moléculas que 1 lt de hidrógeno o cualquier otro gas siempre y cuando los volúmenes se midan en las mismas condiciones.

A partir de las leyes de Boyle, Charles y Avogadro, sabemos que el volumen de un gas depende de tres factores: la presión P, la temperatura absoluta y el número de moléculas o el número de moles (n). De esta forma

Ley de Boyle $V \propto \frac{1}{P}$ (T y n constantes)

Ley de Charles $V \propto T$ (P y n constantes)

Ley de Avogadro $V \propto n$ (T y P constantes)

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

$$V = \frac{\text{constante} \times nT}{P}$$

La constante en esta ecuación recibe el nombre de constante universal de los gases debido a que se aplica a todos los gases, y se representa como una R.

$$V = \frac{RnT}{P}$$

Para calcular el valor de R, se sustituyen los datos de V, P, n y T con los siguientes valores, tomando en consideración que el volumen esta expresado en litros, para la temperatura Kelvin y para la presión atmósferas.

Datos:
 n= 1 mol
 P= 1 atm
 T= 273°K
 V= 22.4 lt

Despejando $R = \frac{PV}{nT}$

al sustituir
 $R = \frac{(1 \text{ atm})(22.4 \text{ lt})}{(1 \text{ mol})(273^\circ\text{K})}$

$$R = .0821 \frac{\text{lt-atm}}{\text{mol-}^\circ\text{K}}$$

También la R se expresa en ml quedando

$$R = 82.1 \frac{\text{ml-atm}}{\text{mol-}^\circ\text{K}}$$

La ley de los gases perfectos, nos es muy útil porque indica la relación que existe entre la presión, el volumen, la temperatura y el número de moles asociados a una muestra de gas.

Ley del gas Ideal
 $VP = RnT$

El número de moles se puede sustituir por medio de la ecuación quedando:

$$\text{mol} = \frac{\text{masa}}{\text{peso-molecular}} \quad n = \frac{m}{P.M.}$$

$$VP = \left(\frac{\text{masa}}{P.M.} \right) RT$$

Ejemplo 1: Una masa de 64 gramos de oxígeno a una temperatura de 127°C - ejerce una presión de 8atm. Calcular el volumen que ocupa el gas.

Datos: M= 64 gr = moles?
 T= 127°C = °K?
 P= 8 atm
 R= 0.0821 $\frac{\text{atm lt}}{\text{mol}^\circ\text{K}}$
 V= ?

Análisis:

Aquí nos dan el valor de la masa, por lo que debemos calcular el número de moles (n), buscando el peso molecular del O₂ que es 32gr/mol

Fórmula:

$$n = \frac{M}{P.M.}$$

$$P.M = P.A \times \#at$$

$$P.M = (16gr) (2)$$

$$PM = 32gr \text{ O}_2$$

Sustituyendo $n = \frac{64gr}{32gr/mol} = 2$

$$n = 2 \text{ mol}$$

Ahora debemos convertir los grados centígrados a grados Kelvin ya que es la escala absoluta de temperatura.

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

Sustituyendo: $^\circ\text{K} = 127^\circ\text{C} + 273$

$$^\circ\text{K} = 400$$

Para determinar el volumen que ocupa el gas, utilizamos la ecuación de un gas ideal.

Fórmula: $PV = RnT$

Despejando: $V = \frac{RnT}{P}$

Sustituyendo: $V = \frac{(0.0821 \frac{\text{atm lts}}{\text{mol}^\circ\text{K}}) (2 \text{ mol}) (400^\circ\text{K})}{8 \text{ atm}}$

$$V = 8.2 \text{ lts}$$

Ejemplo2: ¿Cuántos moles de oxígeno contiene un recipiente de 500 ml que se encuentra a 13°C y a 600 mm de Hg?

Datos:
 P= 600 mm de Hg = atm =?
 V= 500 ml = lts = ?
 n= ? moles
 R= 0.0821 $\frac{\text{lts-atm}}{\text{mol}^\circ\text{K}}$
 T= 13°C = °K = ?

Fórmula:

$$PV = nRT$$

donde

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Solución del Problema:

- a) Convertir 600 mm de Hg a atm, donde el factor de conversión es:
 $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$

$$600 \text{ mm Hg} = 600 \text{ mm Hg} \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} \right)$$

$$600 \text{ mm Hg} = 0.78 \text{ atm}$$

- b) Convertir 500ml a lts, donde el factor de conversión es:
 $1 \text{ lts} = 1,000 \text{ mls}$

$$500 \text{ ml} = 500 \text{ ml} \left(\frac{1 \text{ lts}}{1000 \text{ mls}} \right)$$

$$500 \text{ ml} = 0.5 \text{ lts}$$

- c) Convertir 13°C a $^\circ\text{K}$; su fórmula es:

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

$$^\circ\text{K} = 13 + 273$$

$$^\circ\text{K} = 286$$

- d) Sustituyendo los datos

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{(0.78 \text{ atm})(0.5 \text{ lts})}{(0.0821 \text{ lts atm}) (286^\circ\text{K})}$$

$$n = 0.016 \text{ moles}$$

Ejemplo 3: ¿Qué presión ejercerán 0.4 moles de hidrógeno en un recipiente de 8 lts a una temperatura de 24°C ?

Datos:

$$P = ?$$

$$n = 0.4 \text{ moles } \text{H}_2$$

$$V = 8 \text{ lts}$$

$$T = 24^\circ\text{C} = ^\circ\text{K} ?$$

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

$$^\circ\text{K} = 24^\circ\text{C} + 273$$

$$^\circ\text{K} = 297$$

$$R = \frac{0.0821 \text{ lts atm}}{\text{mol } ^\circ\text{K}}$$

Fórmula:

$$PV = nRT$$

Despejando

$$P = \frac{nRT}{V}$$

Sustituyendo los datos:

$$P = \frac{(0.4 \text{ moles}) \left(\frac{0.0821 \text{ lts atm}}{\text{mol } ^\circ\text{K}} \right) (297^\circ\text{K})}{8 \text{ lts}}$$

$$P = 1.21 \text{ atm}$$

LEY DE DALTON SOBRE LAS PRESIONES PARCIALES

En las leyes anteriores, nos describían la presencia solamente de un gas variando las condiciones de presión, temperatura y volumen, ¿Que pasaría si mezcláramos 2 ó 3 gases en un recipiente? ocuparían todo el volumen y el valor de la temperatura será constante, pero cada uno de ellos ejercería una presión determinada.

La presión parcial de un componente de una mezcla - gaseosa es la presión que ejercería ese componente si ocupara todo el volumen el solo. La Ley de las Presiones Parciales de Dalton establece: La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de cada uno de los componentes de la mezcla.

Fórmula

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

Ejemplo 1: En una mezcla gaseosa a 20°C , las presiones parciales de los componentes son: hidrógeno 200 torr; dióxido de carbono 150 torr; metano 320 torr; etileno 105 torr. ¿Cuál es la presión total de la mezcla?

Datos:

$$P_{\text{H}_2} = 200 \text{ torr}$$

$$P_{\text{CO}_2} = 150 \text{ torr}$$

$$P_{\text{CH}_4} = 320 \text{ torr}$$

$$P_{\text{CH}_2 = \text{CH}_2} = 105 \text{ torr}$$

$$P_T = ?$$

Fórmula:

$$P_T = P_{\text{H}_2} + P_{\text{CO}_2} + P_{\text{CH}_4} + P_{\text{CH}_2 = \text{CH}_2}$$

Sustituyendo los valores

$$P_T = 200 \text{ torr} + 150 \text{ torr} + 320 \text{ torr} + 105 \text{ torr}$$

$$P_T = 775 \text{ torr}$$

Las presiones parciales de cada uno de los componentes deben de estar expresados en un solo sistema de unidades, para sumarse, si alguno de ellos tiene diferente unidad, hay que efectuar conversiones.

Volumen Molar

Basándose en la hipótesis de Avogadro que establece que un mol de cualquier gas tiene el mismo número de moléculas, que un mol de cualquier otro gas, tendrán volúmenes iguales bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, podemos calcular el volumen ocupado por 1 mol de cualquier gas a temperatura y presión normal utilizando la ecuación del gas ideal.

Datos:

$$n = 1 \text{ mol}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 273^\circ\text{K}$$

$$R = \frac{0.0821 \text{ lt-atm}}{\text{mol } ^\circ\text{K}}$$

Fórmula:

$$V = \frac{nRT}{P}$$

Sustituyendo los valores en la ecuación.

$$V = \frac{(.0821 \text{ lt-atm}) (1 \text{ mol}) (273^\circ\text{K})}{1 \text{ atm}} = 22.411 \text{ lt}$$

Entonces el Volumen Molar de un gas es el volumen de 1.00 mol de cualquier gas a condiciones normales, tendrá un valor de 22.4 lt.

El volumen molar se usa como un factor de conversión para transformar el número de moles de un gas a volumen en C.N. o viceversa. Donde 1 mol = 22.4 lt.

Ejemplos:

1. Calcular los moles de hidrógeno que ocupan un volumen de 4.5 litros a T.P.E.

Datos:

$$V = 4.5 \text{ lt.}$$

$$n = ? \text{ moles}$$

T.P.E.

$$n = (4.5 \text{ lt. de } H_2) \left(\frac{1 \text{ mol}}{22.4 \text{ lt.}} \right) = \boxed{0.2 \text{ mol}}$$

2. Encontrar la masa de 3.00 lt. de amoníaco a condiciones normales de Temperatura y Presión (P.M. $NH_3 = 17\text{gr/mol}$)

Datos:

$$V = 3.0 \text{ lt. } NH_3$$

$$n = ? \text{ moles}$$

C.N. de T. y P.

$$P.M. NH_3 = 17\text{gr/mol}$$

$$n = 3.0 \text{ lt.} \left(\frac{1 \text{ mol}}{22.4 \text{ lt.}} \right) = \boxed{0.13 \text{ mol}}$$

El dato calculado está expresado en moles por lo que se tiene que utilizar la ecuación $n = \frac{M}{P.M.}$ para poder encontrar la masa, se efectúa un despeje quedando:

$$\text{masa} = n \times P.M.$$

Sustituyendo los valores

$$\text{masa} = (0.13 \text{ mol}) \times 17\text{gr/mol} = \boxed{2.21 \text{ gr}}$$

3. Calcular el volumen ocupado por 4.0 gr de oxígeno a T.P.E. El peso molecular del oxígeno es de 32gr/mol.

Datos:

$$M = 4\text{gr de } O_2$$

$$P.M. O_2 = 32\text{gr/mol}$$

T.P.E.

$$V = ?$$

Fórmula:

$$n = \frac{M}{P.M.}$$

se sustituyen los datos

$$n = \frac{4\text{gr}}{32\text{gr/mol}} = \boxed{0.125 \text{ mol}}$$

Mediante la masa del oxígeno se calcula los moles para poder aplicar el concepto de volumen molar.

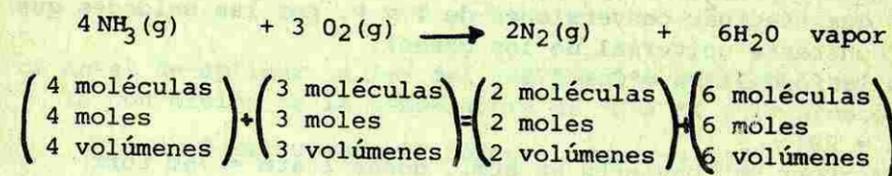
Dato encontrado

$$n = 0.125 \text{ mol}$$

$$V.M. = 0.125 \text{ mol} \left(\frac{22.4 \text{ lt}}{1 \text{ mol}} \right) = \boxed{2.8 \text{ lt}}$$

USARA LAS LEYES DEL ESTADO GASEOSO EN LA RESOLUCION DE CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS DEL TIPO PESO-VOLUMEN

En una ecuación química que representa la reacción o producción de dos ó mas sustancias gaseosas indica directamente los volúmenes de los gases que participan en la reacción. Los volúmenes están relacionados con el número de moléculas indicadas en una ecuación ya balanceadas y pueden calcularse sin hacer referencia a los pesos reaccionantes de los gases. Por ejemplo:

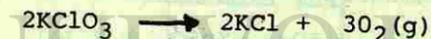


Debe reconocerse que los cálculos de volúmenes gaseosos requieren de más conocimiento y las condiciones de temperatura y presión deben indicarse con el fin de saber que sustancias existen como gases, y las fórmulas de estos gases deben representar el número correcto de átomos en las moléculas gaseosas. "En cálculos estequiométricos, siempre se aplica la ley del gas ideal ó volumen molar".

Los pasos a seguir para la resolución de problemas son los siguientes:

- 1.- Escribir la ecuación balanceada.
- 2.- Obtener el número de moles del reactante y de los productos involucrados.
- 3.- Aplicación del Gas Ideal ó V. molar.

Ejemplo 1: ¿Que volumen de oxígeno a 18°C y 750 torr se pueden obtener a partir de 100gr de $KClO_3$?



- a) La ecuación ya está balanceada, se tiene que convertir la masa de $KClO_3$ en moles.

Datos:

$$V_{O_2} = ?$$

$$T = 18^\circ C$$

$$M. KClO_3 = 100\text{gr}$$

$$P = 750 \text{ torr}$$

$$P.M. KClO_3 = 122.6\text{gr/mol}$$

Fórmula:

$$n KClO_3 = \frac{M KClO_3}{P.M. KClO_3}$$

$$\text{Sustituyendo los valores}$$

$$n KClO_3 = \frac{100\text{gr}}{122.6\text{gr/mol}} = \boxed{0.815 \text{ mol de } KClO_3}$$

- b) Al encontrarse los moles de $KClO_3$ hay que transformarlos a moles de O_2 utilizando una regla de tres simple y basándose en los datos de la ecuación balanceada.

.815 moles de $KClO_3$ están 2 moléculas de $KClO_3$

X moles de O_2 están 3 moléculas de O_2

$$X \text{ mol de } O_2 = \frac{(.815 \text{ mol})(3 \text{ molec})}{2 \text{ molec}} = \frac{2.445}{2} \text{ mol}$$

$$X \text{ mol de } O_2 = 1.225 \text{ mol}$$

c) Al tener los moles de O_2 , se aplica la ley del Gas Ideal, sin olvidar que se tiene que efectuar conversiones de T y P, por las unidades que posee la R (constante universal de los gases).

1. Sustituyendo la fórmula $^{\circ}K = ^{\circ}C + 273$

$$^{\circ}K = 18 + 273 = 291$$

2. La presión en torr se convierte en atm., donde 1 atm = 760 torr

$$x \frac{750 \text{ torr}}{760 \text{ torr}} \frac{1 \text{ atm}}{1 \text{ atm}} = .986 \text{ atm}$$

Datos para aplicar la ley del Gas Ideal:

$$n_{O_2} = 1.225 \text{ mol}$$

$$P = .986 \text{ atm}$$

$$T = 291^{\circ}K$$

$$R = .0821 \frac{\text{Lt-atm}}{\text{mol-}^{\circ}K}$$

Fórmula:

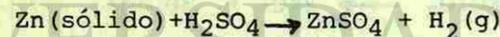
$$V = \frac{RnT}{P}$$

Sustituyendo los datos

$$V = \frac{(.0821 \frac{\text{Lt-atm}}{\text{mol-}^{\circ}K})(1.225 \text{ mol})(291^{\circ}K)}{.986 \text{ atm}}$$

$$V = \frac{29.14 \text{ Lt}}{.986} = 29.5 \text{ Lt}$$

Ejemplo 2: Si 30gr de Zinc deben disolverse en ácido sulfúrico a $20^{\circ}C$ y 770 torr ¿Cual será el volumen de hidrógeno producido?



a) La ecuación se encuentra balanceada, se tiene que convertir la masa del Zn en moles utilizando la ecuación siguiente:

Datos:

$$M_{Zn} = 30 \text{ gr}$$

$$P = 770 \text{ torr}$$

$$T = 20^{\circ}C$$

$$V_{H_2} = ?$$

$$P.M._{Zn} = 65 \text{ gr/mol}$$

$$n_{Zn} = \frac{\text{masa Zn}}{P.M._{Zn}}$$

Sustituyendo

$$n_{Zn} = \frac{30 \text{ gr}}{65 \text{ gr/mol}} = 0.46 \text{ mol}$$

b) Al encontrar los moles de Zn hay que transformarlos en moles de H_2 , utilizando una regla de tres simple, y basándose en la ecuación balanceada

.46 mol de Zn están 1 molécula de Zn

X mol de H_2 están 1 molécula de H_2

$$X \text{ moles de } H_2 = \frac{(.46 \text{ mol})(1 \text{ molécula})}{1 \text{ molécula}}$$

$$X \text{ moles de } H_2 = 0.46 \text{ mol}$$

c) Antes de aplicar la ley del gas ideal ó perfecto, se tiene que efectuar la conversión de la temperatura de $^{\circ}C$ a $^{\circ}K$ y la presión de torr en atm.

1. Sustituyendo la fórmula $^{\circ}K = ^{\circ}C + 273$

$$T^{\circ}K = 20 + 273$$

$$T^{\circ}K = 293$$

2. La presión en torr se convierte en atm. donde 1 atm. = 760 torr

$$x \frac{770 \text{ torr}}{760 \text{ torr}} \frac{1 \text{ atm}}{1 \text{ atm}} = 1.01 \text{ atm}$$

Datos para aplicar la ecuación ideal ó ley del Gas Ideal:

$$n_{H_2} = 0.46 \text{ mol}$$

$$P = 1.01 \text{ atm}$$

$$T = 293^{\circ}K$$

$$P = 0.0821 \frac{\text{lt-atm}}{\text{mol-}^{\circ}K}$$

$$V = \frac{RnT}{P}$$

Sustituyendo los datos

$$V = \frac{(.0821 \frac{\text{lt-atm}}{\text{mol-}^{\circ}K})(.46 \text{ mol})(293^{\circ}K)}{1.01 \text{ atm}}$$

$$V = \frac{11.06 \text{ lt}}{1.01}$$

$$V = 10.95 \text{ lt}$$

UNIDAD I GASES

LABORATORIO # 1

1. Escribe las diferencias entre un gas ideal y real.

2. Enuncia los postulados de la Teoría Cinética-Molecular.

3. Da una explicación basada en la Teoría Cinética-Molecular a cada una de las siguientes afirmaciones:

a) Una burbuja de aire se suelta desde el fondo de un estanque de agua se va haciendo cada vez mayor a medida que se aproxima a la superficie:

b) Un mismo número de moléculas gaseosas colocadas en un recipiente ejercen más presión sobre las paredes del recipiente a medida que aumenta la temperatura. ¿Por qué?

c) Aunque una molécula de O_2 es 32 veces más pesada que una molécula de H_2 , contenidas en recipientes con el mismo volumen y a la misma temperatura, ejercen la misma presión. ¿Por qué?

4. Interpreta el comportamiento de un gas ideal.

5. Escribe los nombres de algunas propiedades de los gases.

6. ¿Cuál es la diferencia entre las siguientes propiedades de un gas?

a) Expansión: _____

b) Difusión: _____

c) Comprensión: _____

d) Efusividad: _____

7. Define las variables que afectan el comportamiento de un gas.

a) Presión: _____

b) Volumen: _____

c) Temperatura: _____

d) Número de moles: _____

8. Define la presión atmosférica.

9. Explica brevemente el funcionamiento del Barómetro, manómetro y donde son utilizados.

10. Da dos razones por las que el agua no es un líquido adecuado para un Barómetro.

11. ¿Por qué se seleccionó $-273^{\circ}C$ igual a 0° absolutos?

12. ¿Cuál es la fórmula que se utiliza para convertir de grados Centígrados ($^{\circ}\text{C}$) a grados Kelvin ($^{\circ}\text{K}$)?

13. Escribe las diferentes unidades de medición de volumen y temperatura.

14. Efectúa las siguientes conversiones de las variables de presión, volumen y temperatura.

a) $5.1 \text{ atm.} \rightarrow \text{torr}$

b) $285 \text{ cm} \rightarrow \text{atm.}$

c) $1200 \text{ torr} \rightarrow \text{atm.}$

d) $200 \text{ mm} \rightarrow \text{cm.}$

e) $8 \text{ lt.} \rightarrow \text{ml.}$

f) $75 \text{ cm}^3 \rightarrow \text{lt.}$

g) $290^{\circ}\text{K} \rightarrow ^{\circ}\text{C}$

h) $140^{\circ}\text{C} \rightarrow ^{\circ}\text{K}$

i) $-19^{\circ}\text{C} \rightarrow ^{\circ}\text{K}$

15. Define cada una de las siguientes leyes escribiendo su expresión matemática (fórmula correspondiente).

a) Ley de Boyle. _____

b) Ley de Charles. _____

c) Ley de Gay-Lussac. _____

16. Utilizando las leyes de los gases describe el comportamiento de las variables que intervienen en cada una de ellas.

a) Ley de Boyle Variables $\left\{ \begin{array}{l} \text{Fijas} \text{ ---} \\ \text{Cambian} \text{ ---} \end{array} \right.$ Fórmula _____

b) Ley de Charles Variables $\left\{ \begin{array}{l} \text{Fijas} \text{ ---} \\ \text{Cambian} \text{ ---} \end{array} \right.$ Fórmula _____

c) Ley de Gay-Lussac Variables $\left\{ \begin{array}{l} \text{Fijas} \text{ ---} \\ \text{Cambian} \text{ ---} \end{array} \right.$ Fórmula _____

17. ¿En cuál de los siguientes casos puede permanecer constante el volumen de una masa dada de gas?

a) Cuando la temperatura desciende y la presión aumenta.

b) Cuando la temperatura aumenta y la presión permanece constante.

c) Cuando la temperatura aumenta y la presión disminuye.

d) Cuando tanto la temperatura como la presión aumentan.

18. Expresa la ecuación que representa la ley de los gases ideales, dando el valor de la constante del gas ideal. (R)

19. Define la ley de las presiones parciales de Dalton.

20. Expresa la ecuación que representa la ley combinada del estado gaseoso.

21. Define volumen molar.

22. Escribe los valores de las siguientes variables de un gas que se encuentra en condiciones normales (C.N.) o temperatura y presión estándar (T.P.E.)

a) Presión: _____

b) Temperatura: _____

UNIDAD I GASES

LABORATORIO # 2

1. El volumen de un gas es de 775 ml cuando la presión es de 80 cm de Hg. ¿Cuál será el volumen de 200 cm de Hg de presión si la temperatura permanece constante?

2. Una masa de oxígeno ocupa 5.00 lt bajo una presión de 840 torr. ¿Cuál será el volumen de la misma masa de gas a presión estándar, manteniendo la temperatura constante?

3. Si el volumen de un gas se reduce de 100 cm^3 a 60 cm^3 al mismo tiempo que la presión pasa para 1800 mm de Hg, calcular la presión original si la temperatura permanece constante. (R)

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

4. Una masa de Argon ocupa 200 cm^3 de volumen, a una temperatura de 100°C . Encuentra el volumen si la temperatura desciende a 10°C , manteniendo la presión constante.

5. Si 800 cm^3 de amoníaco fueron medidos a la temperatura de 70°C . ¿Cuál será la temperatura del gas cuando ocupe un volumen de 650 cm^3 , permaneciendo la presión constante?

6. El volumen de una cierta masa de gas es 250 ml a una temperatura de 63°C . ¿Cuál será su volumen a 163°C , si la presión permanece constante?

7. Un tanque de acero contiene dióxido de carbono a 27°C y a una presión de 8 atm . Calcula la presión interna del gas cuando el tanque y su contenido se calienta a 100°C .

8. Un gas fué medido a la presión de 7.2 atm . y a la temperatura de 141°K . ¿Cuál será la temperatura del gas cuando la presión se incrementa a 9 atm ?

9. Un gas confinado a una temperatura de 22°C y una presión de 750 mm de Hg se calienta a volumen constante hasta que su presión llega a 800 mm de Hg . Encontrar la temperatura final del gas.

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

10. 600 ml de oxígeno fueron medidas a la presión de 730 mm de Hg y a la temperatura de 23°C. ¿Cuál será el volumen del oxígeno en condiciones normales?

11. 150 cm³ de hidrógeno fueron medidos a la presión de 2 atm y a la temperatura de 27°C. ¿Cuál será el volumen del gas a la presión de 3.5 atm. y a la temperatura de 127°C?

12. Un gas ocupa un volumen de 38 ml a 130°C y a presión normal. ¿A qué presión el gas ocupará un volumen de 70 ml a una temperatura de 90°C?

13. ¿Qué presión ejercerán 0.4 moles de hidrógeno en un recipiente de 8 lts. a una temperatura de 24°C?

14. ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono (CO₂) se tienen en un recipiente de 3.5 lt a una presión de 0.8 atm y a la temperatura de -8°C?

15. Una masa de 64 gramos de oxígeno molecular (O₂) a una temperatura de -127°C ejercen una presión de 6,080 torr. Calcular el volumen que ocupa el gas.

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

16. Una mezcla de gases se encuentra a las siguientes presiones, Oxígeno = 400 mm de Hg, Nitrógeno = 250 mm de Hg, Hidrógeno = 160 mm de Hg. ¿Cuál será la presión total de la mezcla?

- 17.Cuál será la presión parcial del oxígeno en atm. en un sistema gaseoso que presenta una presión total de 2,100 mm de Hg y las siguientes presiones parciales?

$$\text{CO}_2 = 230 \text{ mm de Hg;}$$

$$\text{N}_2 = 300 \text{ mm de Hg;}$$

$$\text{CO}_2 = 550 \text{ mm de Hg;}$$

$$\text{H}_2 = 400 \text{ mm de Hg;}$$

18. Las presiones parciales de los siguientes tres gases en un cilindro de 15 lt son: Helio = 88 atm; Nitrógeno = 25 atm, Neón = 50 atm. ¿Cuál es la presión total de la mezcla en el cilindro?

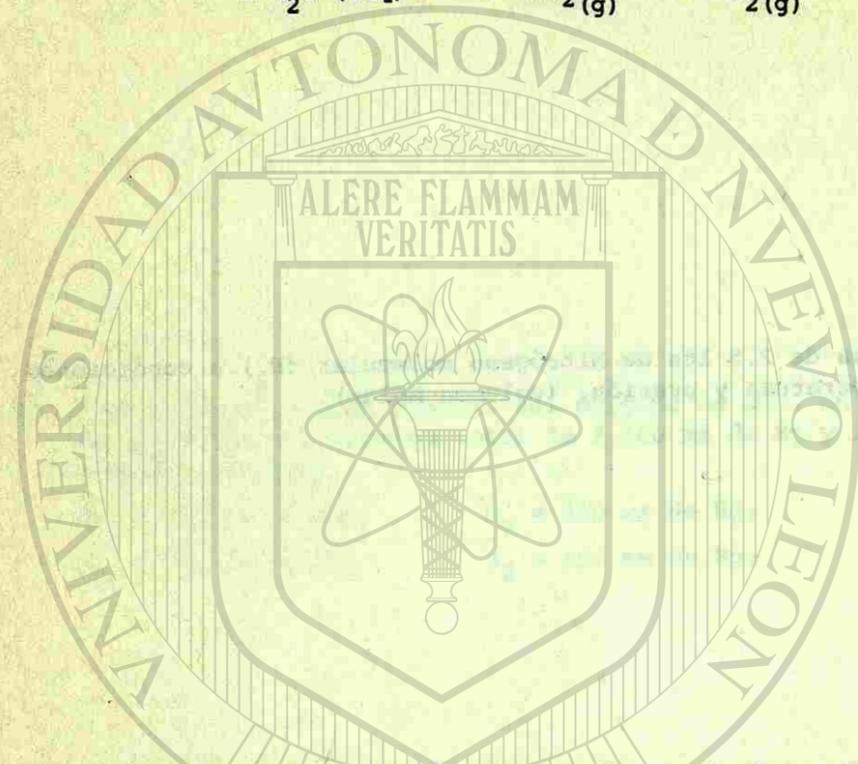
19. Calcular el volumen de Hidrógeno molecular (H_2) que están contenidos en 0.98 moles a T.P.E. (volumen molar).

20. Encontrar la masa de 2.5 lts de Nitrógeno molecular (N_2) a condiciones normales de temperatura y presión. (volumen molar).

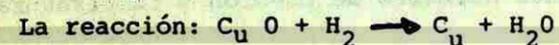
21. ¿Cuántos moles de oxígeno molecular (O_2) se encuentran contenidos en 67 litros de oxígeno a condiciones normales de presión y temperatura?

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

22. Si se descomponen 100 gr de agua (H_2O). ¿Cuáles serán los volúmenes de H_2 y O_2 que pueden obtenerse si se recogen a 1.3 atm y $26^\circ C$, de acuerdo a la siguiente reacción:



23. ¿Cuántos gramos de metal cobre pueden producirse al hacer reaccionar - 250 ml de gas hidrógeno (H_2), medido a $15^\circ C$ y 1.025 atm de presión, con suficiente óxido de cobre(II), si el óxido de cobre II (CuO) y el Hidrógeno (H_2) reaccionan para formar metal de cobre y agua



24. ¿Qué volumen de O_2 (oxígeno molecular) a 2.8 atm y $50^\circ C$ se necesitan para la combustión completa de 75 gr de Disulfuro de Carbono (CS_2).

La Reacción:



BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



DISOLUCIONES

UNIDAD II

PROGRAMA:

OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno:
Resolverá problemas en los que involucrará las diferentes formas de expresar la concentración de una disolución.

OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- 2.1 Definirá los conceptos de solución, soluto y solvente.
- 2.2 Distinguirá entre una solución, una dispersión coloidal y una suspensión.
- 2.3 Clasificará los tipos de soluciones en base a la cantidad y estado físico de los componentes.
- 2.4 Explicará el concepto de solubilidad y los factores que lo afectan.
- 2.5 Enunciará los conceptos de electrólitos.
- 2.6 Interpretará cada una de las unidades de concentración física y química y sus correspondientes expresiones matemáticas.
- 2.7 Utilizará las diferentes formas de expresar la concentración (molaridad, normalidad, % peso-volumen) en la resolución de problemas específicos.

DISOLUCIONES

UNIDAD II

SOLUCION, SOLUTO Y SOLVENTE

Las soluciones no son compuestos, son mezclas homogéneas (es igual en todas sus partes), y son muy importantes en química, en la industria y las utilizamos todos los días de nuestra vida.

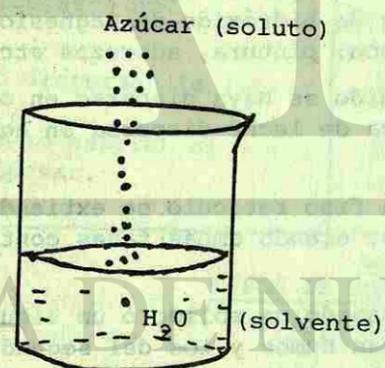
Una solución compuesta por dos sustancias se llama solución binaria. Una solución terciaria tiene tres componentes y es posible tener una solución formada por numerosas sustancias. Sin embargo, no todas las sustancias se mezclan entre sí para formar soluciones.

Para entender mejor el término de solución mencionaremos un ejemplo; cuando se mezcla azúcar con agua y se agita, el azúcar desaparece. Naturalmente, el azúcar no ha sido destruido sino que se mezcla íntimamente con el agua - cuando se disuelve, el azúcar y el agua forman una solución.

Una solución es una mezcla homogénea de átomos, moléculas o iones de dos o mas sustancias, en la que una sustancia se disuelve en otra, formando una sola fase.

Los componentes en una solución es el soluto siendo la sustancia que ha sido disuelto y esta en menor proporción, y el solvente que es el medio en el que se disuelve el soluto y esta presente en mayor proporción.

Los componentes de las soluciones no pueden separarse por filtración. - En cualquier solución, el estado del solvente es el estado de la solución, y está presente en una sola fase.



Solución: presenta una sola fase, es homogénea, donde sus componentes no se separan al reposar y es transparente.

A las soluciones también se les llama dispersiones debido a que cuando se forma una solución, el soluto se dispersa en el seno del líquido. De lo anterior podemos inferir que una solución la podemos definir diciendo que es una dispersión homogénea de una sustancia en otra.

DISTINGUIR ENTRE UNA SOLUCION, UNA DISPERSION COLOIDAL Y UNA SUSPENSION

El químico inglés Thomas Graham realizó un experimento que consistía en hacer pasar diferentes sustancias a través de una membrana de pergamino. - Observó que unas sustancias pasaban con facilidad y otras no pasaban en lo absoluto.

DISOLUCIONES

UNIDAD II

PROGRAMA:

OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno:
Resolverá problemas en los que involucrará las diferentes formas de expresar la concentración de una disolución.

OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- 2.1 Definirá los conceptos de solución, soluto y solvente.
- 2.2 Distinguirá entre una solución, una dispersión coloidal y una suspensión.
- 2.3 Clasificará los tipos de soluciones en base a la cantidad y estado físico de los componentes.
- 2.4 Explicará el concepto de solubilidad y los factores que lo afectan.
- 2.5 Enunciará los conceptos de electrólitos.
- 2.6 Interpretará cada una de las unidades de concentración física y química y sus correspondientes expresiones matemáticas.
- 2.7 Utilizará las diferentes formas de expresar la concentración (molaridad, normalidad, % peso-volumen) en la resolución de problemas específicos.

DISOLUCIONES

UNIDAD II

SOLUCION, SOLUTO Y SOLVENTE

Las soluciones no son compuestos, son mezclas homogéneas (es igual en todas sus partes), y son muy importantes en química, en la industria y las utilizamos todos los días de nuestra vida.

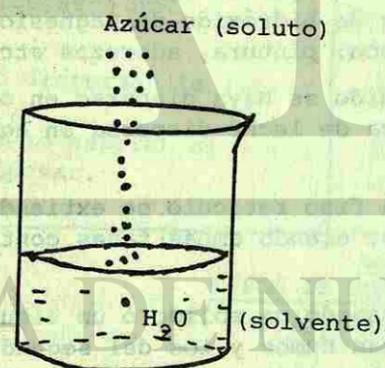
Una solución compuesta por dos sustancias se llama solución binaria. Una solución terciaria tiene tres componentes y es posible tener una solución formada por numerosas sustancias. Sin embargo, no todas las sustancias se mezclan entre sí para formar soluciones.

Para entender mejor el término de solución mencionaremos un ejemplo; cuando se mezcla azúcar con agua y se agita, el azúcar desaparece. Naturalmente, el azúcar no ha sido destruido sino que se mezcla íntimamente con el agua - cuando se disuelve, el azúcar y el agua forman una solución.

Una solución es una mezcla homogénea de átomos, moléculas o iones de dos o mas sustancias, en la que una sustancia se disuelve en otra, formando una sola fase.

Los componentes en una solución es el soluto siendo la sustancia que ha sido disuelto y esta en menor proporción, y el solvente que es el medio en el que se disuelve el soluto y esta presente en mayor proporción.

Los componentes de las soluciones no pueden separarse por filtración. - En cualquier solución, el estado del solvente es el estado de la solución, y está presente en una sola fase.



Solución: presenta una sola fase, es homogénea, donde sus componentes no se separan al reposar y es transparente.

A las soluciones también se les llama dispersiones debido a que cuando se forma una solución, el soluto se dispersa en el seno del líquido. De lo anterior podemos inferir que una solución la podemos definir diciendo que es una dispersión homogénea de una sustancia en otra.

DISTINGUIR ENTRE UNA SOLUCION, UNA DISPERSION COLOIDAL Y UNA SUSPENSION

El químico inglés Thomas Graham realizó un experimento que consistía en hacer pasar diferentes sustancias a través de una membrana de pergamino. - Observó que unas sustancias pasaban con facilidad y otras no pasaban en lo absoluto.

Graham supuso que la capacidad o incapacidad de pasar a través de la membrana se debía al tamaño de las partículas.

El tamaño de una partícula nada nos dice acerca de su constitución, puede estar formada por átomos o por pequeñas moléculas, o bien ser una molécula gigante. Por lo tanto se considera una solución verdadera "Cuando las partículas del soluto están entre mezcladas con las partículas del solvente" Cuando en alguna sustancia sus partículas se atraen entre sí y se agrupan dispersando en otra sustancia se forma una mezcla que no es verdadera, - siendo un coloide o una suspensión.

Coloide

Los coloides son sistemas intermedios entre las mezclas homogéneas -- (soluciones) y heterogéneas (suspensiones). El estado coloidal se caracteriza por estar constituido por partículas muy pequeñas como para sedimentarse y demasiado grande como para formar una solución verdadera.

Los coloides "son mezclas constituidas por dos fases de materia;" la fase dispersa y la fase continua. Las fases no se separan al pasarlos a través de un papel filtro ordinario. Es frecuente clasificar los coloides; - según el estado de agregación de sus fases integrantes, aunque no hay posibilidad de distinguir estas una vez que el coloide este formado.

Los tipos de coloides mas importantes son: a) Soles b) Emulsiones
c) Geles d) Aerosoles

a) Soles: estan constituidos por un sólido disperso en un líquido; esta es la fase continua y las partículas de aquel la dispersa. ejem.- la lechada de magnesio, cuyas partículas solidas son de hidróxido de magnesio y están dispersas en el agua, otros ejemplos son: pintura, aderezos etc.

b) Emulsión: Son coloides en los cuales un líquido se haya disperso en otro líquido. ejem.- la leche formada de grasa de leche dispersa en agua. Otros ejemplos son: crema, mayonesa etc.

c) Gel: es un tipo anomalo de coloide, en el un fino reticulo se extiende por todo el sistema en el seno de un líquido, siendo ambas fases continuas. ejemplo: jaleas, gelatinas de agar etc.

d) Aerosol: Es un coloide que se obtiene dispersando un sólido ó un líquido en un gas. Los del primer tipo se denominan humos y los del segundo nieblas. ejemplo. Polvo en el aire, Nubes, Desodorantes, Aerosoles etc.

Suspensión

Las suspensiones son mezclas heterogéneas, formadas por una sustancia dispersa en otra, y al dejar reposar la mezcla, las partículas se sedimentan en el fondo. Las fases que constituyen una suspensión son apreciables a simple vista por ejemplo al dispersar arena de mar con agua, se observa que al dejar reposar la mezcla forma dos fases, y al pasarla a través de un papel filtro ó membrana, se puede separar uno de sus componentes.

El tamaño limite de las partículas de una solución verdadera es de un nanómetro (nm), 0.5 Amstrong (Å) → 3 Amstrong (Å), para un coloide el tamaño es de 1 nm → 100 nm (10 → 1000 Å) y en una suspensión mayor de 100 nm (> 1000 Å).

¿Como podemos decir si una mezcla líquida es una solución, coloide o suspensión?

Existe el Efecto Tindall que nos permite obtener datos referentes al tamaño de las partículas, se utiliza en un ultra microscopio, se incide un rayo de luz, sobre la mezcla líquida, si es una solución, las partículas no son lo suficientemente grandes para dispersar la luz. Sin embargo, si se hace pasar un haz luminoso a través de un coloide, las partículas son de mayor tamaño dispersando la luz y el rayo se hace visible desde los lados. Las partículas de una suspensión son grandes dispersando en mayor grado la luz.

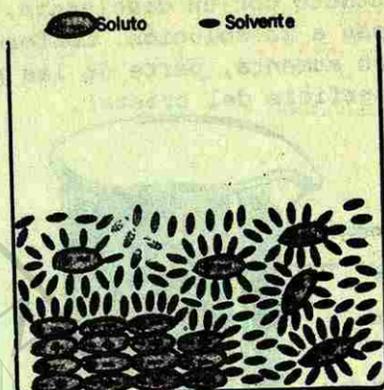
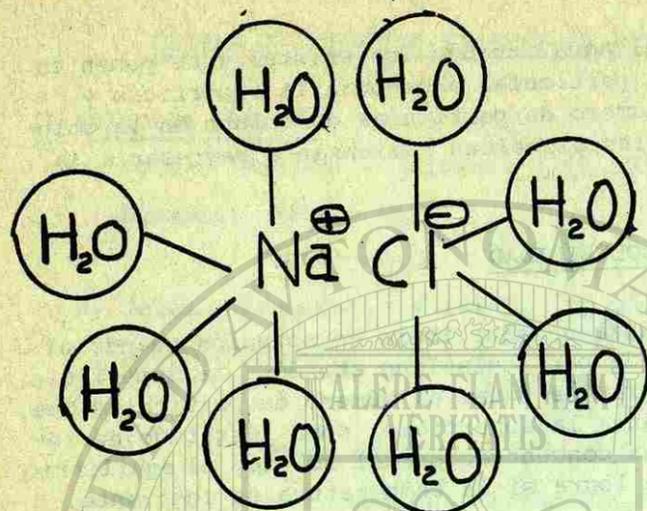
DIFERENCIAS ENTRE SOLUCIONES, COLOIDES Y SUSPENSIONES

| <u>Solución</u> | <u>Coloide</u> | <u>Suspensión</u> |
|---|--|--|
| 1) Mezclas homogéneas. | 1) Mezclas intermedia entre homogénea y heterogénea. | 1) Mezcla Heterogénea. |
| 2) Componentes: El soluto se disuelve en el solvente. | 2) Componentes: La fase dispersa y fase continua. | 2) Componentes: Una sustancia esta dispersa en otra. |
| 3) Pasan a través de papel filtro ordinario. | 3) Pasan a través de papel filtro ordinario. | 3) Se separan mediante papel - filtro. |
| 4) Tamaño de las partículas 1 nm. | 4) Tamaño de las partículas 1 nm → 100 nm | 4) Tamaño de las partículas - > 100 nm. |
| 5) No dispersan la luz. | 5) Dispersan la luz. | 5) Dispersan la luz. |
| 6) No se separan al reposar. | 6) No se separan al reposar. | 6) Al reposar se separan. |

TIPOS DE SOLUCIONES EN BASE A LA CANTIDAD Y ESTADO FISICO DE LOS COMPONENTES.

Las soluciones pueden presentarse en los tres estados de la materia, sólido, líquido y gas. La mayoría se encuentra en estado líquido. Dado que el agua es uno de los solventes mas utilizados, la mayoría de las soluciones - contienen agua como solvente. Todas las soluciones que involucran al agua - como solvente se llaman soluciones acuosas mientras que las soluciones líquidas que no se forman con agua se llaman soluciones no acuosas.

La combinación del estado físico del soluto-solvente da nueve formas diferentes para formar mezclas binarias (dos componentes). Estas combinaciones se dan a continuación.



Solvente polar disolviendo un soluto polar.

Las partículas del solvente polar solvatan a las partículas del soluto polar. Se unen por sí mismas debido a la atracción polar y reducen las fuerzas intercrystalinas a tal grado que las partículas superficiales (soluto) son acarreadas por las partículas del solvente, en este caso si hay una solución.

El proceso de solvatación (solvatan) se define como la interacción de moléculas del solvente con moléculas, iones ó átomos del soluto para formar -- agregados de solución.

b) Soluto (no polar) - Solvente (polar) debido a que las partículas del solvente son polares, se atraen entre sí. Sin embargo, en este caso, las partículas del soluto son no polares y casi no atraen a las partículas del solvente. Por tanto, no hay solución.

Ejemplo: Aceite - Agua
(no polar) (polar)

c) Soluto (polar) - Solvente (no polar).

Esta combinación es muy semejante a la anterior. Las partículas del solvente son no polares y, consecuentemente, las partículas del soluto casi no las atraen, además en este caso las partículas de soluto son polares y se atraen entre sí. Por tanto, no hay solución.

Ejemplo: NaCl (sal) - Aceite
(polar) (no polar)

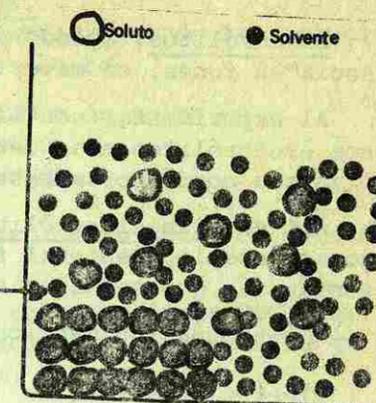
d) Soluto (no polar) - Solvente (no polar).

Entre las partículas no polares del solvente sólo existen fuerzas de Van der Waals. Lo mismo es válido para las partículas no polares del soluto. Por tanto, todas las partículas de la solución solamente están sujetas a estas fuerzas y se efectúa la solución. El movimiento al azar de las moléculas de soluto hacen que éstas abandonen la superficie de soluto. En tales casos puede haber solvatación, pero las fuerzas involucradas son mucho más débiles que las que intervienen en las soluciones acuosas de compuestos polares. Las partículas no polares simplemente se dispersan al azar.

Ejemplo: Aceite - Gasolina
(no polar) (no polar)

Benceno - Gasolina
(no polar) (no polar)

Solvente no polar disolviendo un soluto no polar.



Resumiendo los compuestos iónicos y polares van a ser disueltos por solventes polares, los compuestos no polares serán disueltos por solventes no polares.

2) Temperatura

La temperatura es uno de los factores más importantes que afectan la solubilidad, ya que por lo general los sólidos son más solubles en líquidos calientes, y los gases se disuelven en líquidos en mayor grado a bajas temperaturas. Esto puede explicarse considerando el efecto de la temperatura en cada caso. La adición de calor aumenta la energía cinética de todas las partículas de la solución. Este incremento en el movimiento tiene como resultado una mayor tendencia de las moléculas de gas a escapar de la solución; de aquí, la baja solubilidad de los gases. El movimiento incrementado de las moléculas de los líquidos y de las partículas de los sólidos ayuda a romper los enlaces entre ellos. Esto explica la mayor solubilidad de líquidos y sólidos.

3) Presión

Los cambios de Presión influyen poco en la solubilidad cuando el soluto, es un líquido o sólido. Sin embargo los gases son más solubles en los líquidos, cuando se aumenta la presión.

Un ejemplo clásico es el de abrir una botella de champaña. Las botellas de champaña se encuentran a presión debido al bióxido de carbono disuelto. Si el corcho se quita repentinamente, la presión se reduce y el bióxido de carbono disuelto escapa como burbujas del seno del líquido. Las burbujas generalmente traen líquido con ellas. La solubilidad de gases en líquidos aumenta al disminuir la temperatura y por lo tanto es aconsejable enfriar la champaña antes de quitar el corcho.

ELECTROLITOS Y NO ELECTROLITOS

Algunas sustancias, se disuelven en agua formando iones. Otras sustancias se disuelven de manera que sus moléculas se mezclan íntimamente con las moléculas de agua, pero no se forman iones.

Debido a que los iones; cationes (+) y aniones (-) tienen carga, poseen ciertas propiedades eléctricas, debido a esto las sustancias que forman una solución acuosa pueden ser: Electrólitos y No Electrólitos.

Electrólitos. Cuando una sustancia que forma una solución acuosa, se disocia en iones, en mayor o menor grado, conduciendo la corriente eléctrica.

Al experimentar con la conductividad se halla que las soluciones de algunos electrólitos son fuertes conductores, mientras que las soluciones de otras son conductoras bastantes débiles.

Así existen electrólitos fuertes, que son aquellas sustancias que se disocian completamente al formar solución y electrólitos débiles; que son las sustancias que se disocian en menor grado.

A continuación mencionaremos ejemplos de las dos clases de Electrólitos.

| Electrólitos Fuertes | Electrólitos Débiles |
|--|--|
| Los Acidos Inorgánicos como: HNO ₃ , HClO ₄ , H ₂ SO ₄ , HCl, HI, HBr, HClO ₃ , HBrO ₃ . | Muchos Acidos Inorgánicos como: H ₂ CO ₃ , H ₃ PO ₃ , H ₃ PO ₄ , H ₂ S, H ₂ SO ₃ |
| Los hidróxidos alcalinos y alcalinos-terreos, así como algunos hidróxidos de algunos metales pesados. | La mayoría de los ácidos orgánicos. |
| La mayoría de las sales. | Amoniaco y la mayoría de las bases Inorgánicas Los haluros, cianuros y tiocianatos de Hg, Zn, Cd. |

No Electrólitos. Son aquellas sustancias que forman soluciones acuosas pero no conducen la corriente eléctrica. Muchas sustancias moleculares son no electrólitos.

El hecho de que una sustancia sea un no-electrólito indica que no forma iones cuando se disuelve.

Ejemplos de No-Electrólitos:

Azúcar - H₂O
Acetona - H₂O
Alcohol - H₂O

CONCENTRACION DE LAS SOLUCIONES

Una solución que contiene gran cantidad de soluto se llama concentrada, mientras que una que contiene una pequeña cantidad se llama diluida. Estos términos no dan ninguna información acerca de las cantidades exactas de soluto que están presentes en la solución.

La mejor forma cuantitativa de describir una solución es establecer la concentración de soluto. La concentración expresa la cantidad de soluto contenido en una cantidad unitaria de solución.

La concentración de una solución puede expresarse en dos formas; en unidades físicas y unidades químicas.

a) Concentraciones expresadas en unidades físicas.

Cuando se emplean unidades físicas, las concentraciones de las soluciones se suelen emplear en alguna de las siguientes maneras.

1) Mediante la masa del soluto por unidad de volumen de solución.

Ejemplo: 20 gramos de KCl por litro de solución.
35 gramos de NaBr por litro de solución.

2) Mediante la composición porcentual, ó el número de unidades de masa del soluto por 100 unidades de masa de solución.

Ejemplo: Una solución acuosa de NaCl al 10% contiene 10 gr NaCl por 100 gr de solución. Los 10 gr de NaCl se mezclan con 90 gr de agua para formar 100 gr de solución.

Una solución acuosa de KI al 25% contiene 25 gr de KI por 100 gr de solución. Es decir 25 gr se mezclan con 75 gr de agua formando 100 gr de solución.

3) Mediante la masa del soluto por masa del solvente.

Ejemplo: 5.2 gr de AgCl en 100 gr de agua.
8.9 gr de FeI₂ en 100 gr de agua.

b) Concentraciones expresadas en unidades químicas.

Las unidades químicas indican el número relativo de moléculas o iones de soluto presentes en una solución, que pueden ser:

A. Concentración Molar ó Molaridad.

La Molaridad es el número de moles de soluto contenidos en un litro de Solución.

La Molaridad se representa con el símbolo M, y su expresión matemática es:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de solución en litros}} = M = \frac{n}{v}$$

sus unidades son. $\frac{\text{mol}}{\text{lt}}$ ó M

Para determinar la molaridad de un soluto se debe conocer la cantidad de soluto disuelto en suficiente solvente, como para producir un volumen específico de solución, la masa del soluto se convierte a número de moles de soluto, y después los moles se dividen entre el volumen de solución en litros.

Podemos resumir como sigue:

$$\text{Número de moles de soluto} = \frac{\text{masa del soluto en gr.}}{\text{peso molecular de soluto en gr}}$$

$$n = \frac{\text{masa en gr.}}{\text{P.M. en gr/mol}} = \frac{\text{gr}}{\text{gr/mol}} = \text{mol}$$

36821

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{volumen del soluto en litros}}$$

$$M = \frac{n}{v} = \frac{\text{mol}}{\text{lt}} = \text{molar}$$

Ejemplo 1: ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 16 gr de $\text{CH}_3 - \text{OH}$ en 0.2 lts de solución. (P.M. $\text{CH}_3 - \text{OH} = 32 \text{ gr/mol}$).

1) La masa del soluto, se tiene que convertir a moles.

| Datos | Fórmula |
|--|---|
| M = ? | número de moles de soluto = $\frac{\text{masa del soluto}}{\text{peso molecular de soluto}}$ |
| masa del soluto = 16 gr | |
| V = 0.2 lts | |
| P.M. $\text{CH}_3 - \text{OH} = 32 \text{ gr/mol}$ | |
| | Sustituir los datos: número de moles de soluto = $\frac{16 \text{ gr}}{32 \text{ gr/mol}}$ |
| | $n = 0.5 \text{ mol}$ |

2) Al encontrar los moles, los cuales se dividen entre el volumen de la solución para determinar la molaridad.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{volumen de soluto en litros}}$$

Sustituyendo los datos:

$$\text{Molaridad} = \frac{.5 \text{ mol}}{.2 \text{ lt}} = 2.50 \frac{\text{mol}}{\text{lt}} \text{ ó } 2.5 \text{ molar}$$

Ejemplo 2: ¿Qué masa de CuSO_4 es necesaria para preparar 3 litros de una solución 0.5 M? (P.M. $\text{CuSO}_4 = 160 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$).

1) Es necesario convertir la molaridad a moles, se tiene que despejar los moles, para obtener, utilizando otra ecuación la masa.

Datos:

$$M = 0.5 \text{ M}$$

$$V = 3 \text{ lts}$$

$$\text{masa} = ?$$

$$\text{P.M. } \text{CuSO}_4 = 160 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

Fórmula:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{volumen del soluto en litros}}$$

Al despejar queda: Moles de soluto = Molaridad X volumen del soluto en litros.

$$\text{Las unidades de M son: } \frac{\text{mol}}{\text{lt}}$$

Al sustituir los datos en la ecuación:

$$\text{moles de soluto} = 0.5 \frac{\text{mol}}{\text{lt}} \times 3 \text{ lts.}$$

$$\text{moles de soluto} = 1.5 \text{ mol}$$

2) Al encontrar los moles de CuSO_4 , se calcula la masa, despejando:

$$\text{Fórmula: } \# \text{ moles de soluto} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{peso molecular del soluto}}$$

$$\text{Masa del soluto} = \# \text{ moles de soluto} \times \text{P.Molecular del soluto.}$$

Sustituyendo los datos:

$$\text{masa del soluto} = 1.5 \text{ mol} \times 160 \text{ gr/mol}$$

$$\text{Masa del soluto} = 240 \text{ gr de } \text{CuSO}_4$$

B. Normalidad

La Normalidad de una solución es el número de equivalentes gramo de soluto contenidos en un litro de solución.

La normalidad se representa con la letra N, y su expresión matemática es:

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{\text{es el número de equivalentes - gramo de soluto}}{\text{volumen del soluto en lts. de solución}}$$

$$(N) = \frac{\text{número de eq - gr de soluto}}{\text{volumen del soluto en lts. de solución}}$$

$$\text{sus unidades son: } \frac{\text{eq - gr}}{\text{lt}} = \text{normal}$$

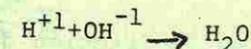
Para poder calcular el número de equivalentes gramos de soluto, se considera que este es una fracción del mol, quedando:

$$\text{Equivalentes - gramos de soluto} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{peso - equivalente}}$$

$$\text{unidades} = \text{eq - gr}$$

El término de peso equivalente es una fracción del peso molecular que corresponde a una unidad definida de reacción química, donde están presentes - un Acido y una Base.

La unidad definida de reacción para los ácidos y bases es la reacción de neutralización.



a) El peso equivalente de un ácido es la fracción del peso molecular que contiene o puede proporcionar un ácido ó iones H^{+1} . (En otras palabras el peso equivalente es el peso molecular dividido entre el número de iones H^{+1} proporcionados por molécula).

Fórmula:

$$\text{Peso - Equivalente} = \frac{\text{Peso molecular del ácido}}{\left(\begin{array}{l} \text{número de iones H}^{+1} \text{ proporcionados} \\ \text{por la molécula.} \end{array} \right)}$$

Unidades: $\frac{\text{gr}}{\text{eq-gr}}$

$$\frac{\text{no tiene unidades}}{1} = \frac{\text{gr}}{\text{eq-gr}}$$

Abreviando:

$$\text{Peso - Eq} = \frac{\text{P.M. del ácido}}{\left(\begin{array}{l} \text{número de iones H}^{+1} \text{ proporcionados} \\ \text{por la molécula.} \end{array} \right)}$$

Ejemplo 1: Calcular el peso equivalente del HCl. (P.M. HCl = 36 gr/eq-gr)

Fórmula:

$$\text{Peso-Eq} = \frac{\text{P.M.}}{\left(\begin{array}{l} \text{número de iones H}^{+1} \text{ proporcionados} \\ \text{por la molécula.} \end{array} \right)} = \frac{36 \text{ gr}}{\text{eq-gr}} \cdot \frac{1}{1}$$

Sustituyendo datos:

$$\text{Peso - Eq} = 36 \text{ gr/eq-gr}$$

Los pesos equivalentes del HCl son iguales a sus pesos moleculares, pues to que HCl contiene un hidrógeno ácido.

Ejemplo 2: Calcular el peso equivalente del H₂SO₄. (P.M. H₂SO₄ = 98 gr/eq-gr)

Fórmula:

$$\text{Peso-Eq} = \frac{\text{P.M. del ácido}}{\left(\begin{array}{l} \text{número de H}^{+1} \text{ proporcionado} \\ \text{por la molécula} \end{array} \right)} = \frac{98 \text{ gr/eq-gr}}{2}$$

Sustituyendo datos:

$$\text{Peso-Eq} = 49 \text{ gr/eq-gr}$$

El Peso Equivalente del H₂SO₄ es la mitad del peso molecular, puesto que los dos hidrógenos se pueden reemplazar en la mayor parte de las reacciones del ácido sulfúrico diluido.

b) El Peso equivalente de una base es la fracción del peso fórmula que contiene o puede proporcionar un ión OH⁻¹, o que puede reaccionar con un ión H⁺¹.

Fórmula:

$$\text{Peso-Equivalente} = \frac{\text{Peso-Molecular de la Base}}{\left(\begin{array}{l} \text{número de OH}^{-1} \text{ proporcionados} \\ \text{por la molécula.} \end{array} \right)}$$

Unidades:

$$\frac{\text{gr/eq-gr}}{\text{no-tiene unidades}} = \text{gr/eq - gr}$$

Abreviando:

$$\text{Peso-Eq} = \frac{\text{P.M. de la Base}}{\left(\begin{array}{l} \text{número de iones OH}^{-1} \text{ proporcionados} \\ \text{por la molécula.} \end{array} \right)}$$

Generalmente en los problemas de normalidad se emplean 3 de las 4 fórmulas vistas anteriormente; resumiendo las ecuaciones que darían:

$$1) \text{ Normalidad} = \frac{\text{equivalentes - gramo de soluto}}{\text{volumen de soluto en lts de solución}}$$

$$2) \text{ Equivalentes - gramo de soluto} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{peso-equivalente}}$$

$$3) a) \text{ Si es un ácido: } \text{Peso-Equivalente} = \frac{\text{Peso-Molecular del ácido}}{\left(\begin{array}{l} \text{número de iones H}^{+1} \text{ proporcionados} \\ \text{por la molécula.} \end{array} \right)}$$

$$b) \text{ Si se trata una base: } \text{Peso-Equivalente} = \frac{\text{Peso-Molecular de la Base}}{\left(\begin{array}{l} \text{número de iones OH}^{-1} \text{ proporcionados} \\ \text{por la molécula.} \end{array} \right)}$$

Ejemplo 1: Calcular la Normalidad de una solución que contiene 16 gr de NaOH en 2 lts. de solución (Peso Molecular de NaOH = 40 gr/eq-gr).

a) La normalidad no se puede calcular directamente ya que no se tiene el valor de equivalentes-gramo peso se calcula a partir de:

Datos:

$$M = 16 \text{ gr.}$$

$$V = 2 \text{ lts.}$$

$$N = ?$$

$$\text{P.M. de NaOH} = 40 \frac{\text{gr}}{\text{eq-gr}}$$

Fórmula:

$$\text{eq-gr} = \frac{\text{equivalentes-gramo de soluto} = \text{masa del soluto}}{\text{Peso-Equivalentes}}$$

b) En esta fórmula para calcular los equivalentes-gramo del soluto no tenemos el valor del peso equivalente, pero este se puede determinar ya que se trata de una base, por medio de lo siguiente:

Fórmula:

$$\text{Peso-Equivalente} = \frac{\text{Peso-Molecular de la Base}}{\left(\begin{array}{l} \text{número de iones OH}^{-1} \text{ proporcionados} \\ \text{por la molécula.} \end{array} \right)}$$

Sustituyendo los valores:

$$\text{Peso-Equivalente} = \frac{40 \text{ gr/eq-gr}}{1} = \boxed{40 \text{ gr/eq-gr}}$$

- c) Habiendo determinado el valor del Peso-Equivalente, se calculan los equivalentes-gramo de soluto.

Fórmula:

$$\text{Equivalentes-gramo de soluto} = \frac{\text{Masa del Solute}}{\text{peso-equivalente}}$$

Sustituyendo los valores

$$\text{Equivalentes-gramo de soluto} = \frac{16 \text{ gr}}{40 \text{ gr/eq-gr}} = \boxed{0.4 \text{ eq-gr}}$$

- d) Al tener el valor de los equivalentes-gramo, se puede calcular la normalidad, ya que es la pregunta del problema.

Fórmula:

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{Equivalentes-gramo de Solute}}{\text{volumen de soluto en lts. de solución}}$$

Sustituyendo los valores:

$$\text{Normalidad} = \frac{0.4 \text{ eq-gr}}{2 \text{ lts.}} = \boxed{0.2 \frac{\text{eq-gr}}{\text{lts.}} \text{ ó } 0.2 \text{ normal}}$$

Ejemplo 2: ¿Cuántos gramo de soluto se requieren para preparar 2 litros de una solución 1 normal de H_3PO_4 ? (P.M. = 98 gr/eq-gr)

- a) Para determinar la masa del soluto se calcula a partir de:

Datos:

V = 2 lts.
N = 1 normal
M = ?
P.M. = 98 gr/eq-gr.

Fórmula:

$$\text{eq-gr} = \frac{\text{Equivalentes-gramo de soluto} \times \text{Peso-Equivalente}}{\text{Masa del Solute}}$$

Se despeja

$$1) \text{ Masa del soluto} = \text{equivalente-gramo} \times \text{Peso Equivalente.}$$

- b) En los datos del problema, no se tiene el valor de equivalentes-gramo de soluto, ni el valor del peso equivalentes, pero se calculan a partir de las siguientes fórmulas:

Fórmula:

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{Equivalentes-gramo de Solute}}{\text{volumen de soluto en lts. de solución}}$$

Se despeja el equivalente-gramo quedando.

$$\text{Equivalente-gramo de soluto} = \text{Normalidad} \times \text{Volumen de Solute en lts. de solución.}$$

Sustituyendo los valores y recordando que para la Normalidad - las unidades son eq-gr/lt.

$$\text{Equivalentes-gramo de Solute} = 1 \frac{\text{eq-gr}}{\text{lt.}} \times 2 \text{ lt.}$$

$$\boxed{\text{Equivalentes-gramo de Solute} = 2 \text{ eq-gr}}$$

- c) Como se trata de un ácido determinamos su peso equivalente del H_3PO_4 .

Fórmula:

$$\text{Peso-Equivalente} = \frac{\text{Peso-Molecular del ácido}}{\left(\begin{array}{l} \text{número de iones H}^+ \text{ proporcionados} \\ \text{por la molécula.} \end{array} \right)}$$

Sustituyendo los datos:

$$\text{Peso-Equivalente} = \frac{98 \text{ gr/eq-gr}}{3} = \boxed{32.6 \text{ gr/eq-gr}}$$

- d) Al tener los valores de Equivalentes-gramo y Peso-Equivalente, se puede calcular la masa.

Fórmula:

$$\text{Masa del Solute} = \text{Equivalentes-gramo de Solute} \times \text{Peso-Equivalente.}$$

Sustituyendo los valores calculados.

$$\text{Masa del Solute} = 2 \text{ eq-gr} \times 32.6 \text{ gr/eq-gr}$$

$$\boxed{\text{Masa del Solute} = 67.2 \text{ gr}}$$

Ejemplo 3: ¿Cuántos equivalentes-gramo de soluto están presentes en un litro de solución 1.5 normal?

Datos:

eq-gr = ?
V = 1 lt.
N = 1.5 normal

Fórmula:

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{Equivalentes-gramo de soluto}}{\left(\begin{array}{l} \text{volumen de soluto en lts.} \\ \text{de solución.} \end{array} \right)}$$

Se despeja los equivalentes-gramo

$$\text{Equivalente-gramo de soluto} = \text{normalidad} \times \text{volumen de soluto en lts. de solución.}$$

Sustituyendo los valores y recordando las unidades de normal (eq-gr)
lt.

$$\text{Equivalente-gramo de soluto} = 1.5(\text{eq-gr})/\text{lt.} \times 1 \text{ lt.}$$

$$\text{Equivalente-gramo de soluto} = 1.5 \text{ eq-gr}$$

Aquí se resuelve directo ya que el problema nos proporciona todos los datos.

C) Porcentaje en masa ó en peso.

La cantidad de cada compuesto en una solución se puede expresar en términos del porcentaje en una masa determinada de solución.

El porcentaje en masa de un componente de la solución se halla dividiendo la masa del componente entre la masa de solución y multiplicando por X 100.- Donde el porcentaje en masa no posee unidades.

Fórmula:

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{Masa del Solute}}{(\text{masa de solvente} + \text{masa de soluto})} \times 100$$

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{Masa del Solute}}{\text{masa de solución}} \times 100$$

Ejemplo 1: ¿Cuál es el porcentaje en masa de una solución que se ha preparado disolviendo 15 gr de cloruro de sodio en 150 gr de agua?

Datos:

% en masa = ?

M. soluto = 15gr de NaCl

M. solvente = 150gr de H₂O

Fórmula:

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{Masa del soluto}}{(\text{masa de solvente} + \text{masa del soluto})} \times 100$$

Sustituyendo los valores:

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{15\text{gr de NaCl}}{(150\text{gr de H}_2\text{O} + 15\text{gr de NaCl})} \times 100$$

$$= \frac{15\text{gr}}{165 \text{ gr}} \times 100$$

$$\text{Porcentaje en masa} = 9.09\%$$

d) Porcentaje en volumen

Cuando el soluto y el solvente usados para preparar la solución son líquidos, generalmente es conveniente expresar la concentración en términos de por ciento en volumen.

El porcentaje de volumen de la solución se halla dividiendo el volumen del componente presente entre el volumen total de la solución y multiplicando por 100. Donde el porcentaje en volumen no posee unidades:

Fórmula:

$$\text{Porcentaje en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen del solvente} + \text{volumen del soluto}} \times 100$$

$$\text{Porcentaje en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen total de la solución}} \times 100$$

Ejemplo 1: ¿Cuál es el porcentaje en una solución que se ha preparado disolviendo 500 ml de etanol en 1500 ml de agua.

Datos:

V soluto = 500 ml de etanol

V solvente = 1500 ml de agua,

el soluto se considera como

el líquido en menor cantidad

% V = ?

Fórmula:

$$\text{Porcentaje en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{(\text{volumen del solvente} + \text{volumen soluto})} \times 100$$

Sustituyendo los valores:

$$\text{Porcentaje en volumen} = \frac{500\text{ml de etanol}}{(1500\text{ml de agua} + 500\text{ml etanol})} \times 100$$

$$\text{Porcentaje en volumen} = \frac{500 \text{ ml}}{2000 \text{ ml}} \times 100$$

$$\text{Porcentaje en volumen} = .25 \times 100 = 25\%$$

UNIDAD II DISOLUCIONES

LABORATORIO # 1

1. Define los siguientes conceptos.

a) Solución.

b) Sóluto.

c) Solvente.

d) Coloide.

e) Suspensión.

2. Distingue entre una solución, una dispersión coloidal y suspensión en la siguiente serie de ejemplos.

a) Mayonesa.

b) Crema batida.

c) Vinagre.

d) Agua Cenagosa.

e) Aleaciones.

3. Clasifica las soluciones en base al estado físico de los componentes.

4. Da ejemplos de las siguientes soluciones.

a) Sóluto (Sólido) - Solvente (líquido)

b) Sóluto (Sólido) - Solvente (sólido)

c) Sóluto (líquido) - Solvente (líquido)

d) Sóluto (gas)- Solvente (líquido)

e) Sóluto (gas) - Solvente (gas)

5. Clasifica los tipos de soluciones en base a la cantidad de los componentes.

6. Define el concepto de Solubilidad.

7. Nombra los factores que afectan la solubilidad.

8. Enuncia los conceptos de electrólitos y no electrólitos.

9. Define los siguientes términos:

a) Solución diluida (no saturada)

b) Solución saturada.

c) Solución sobresaturada.

10. Clasifica de la siguiente lista, si son electrólitos débiles o fuertes o no electrólitos.

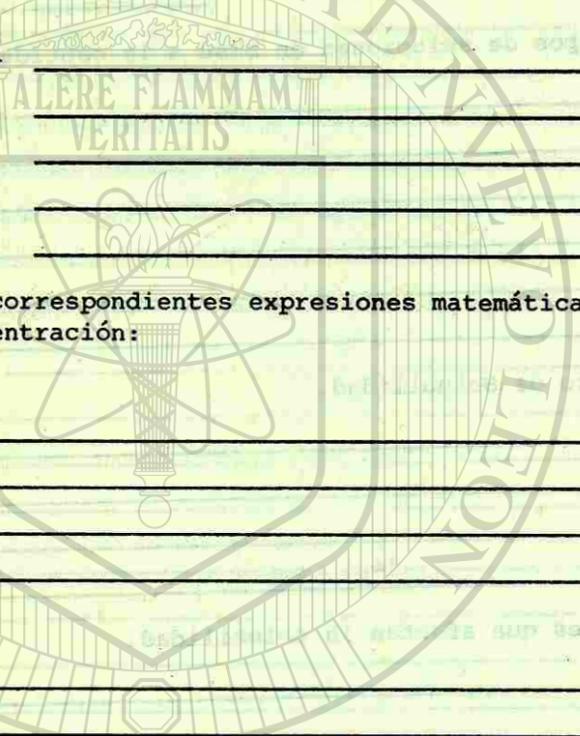
a) Agua y alcohol

b) HCl

c) NaOH

d) H_3PO_4

e) H_2SO_4



11. Define y de sus correspondientes expresiones matemáticas de las siguientes unidades de concentración:

a) Molaridad.

b) Normalidad.

c) Por ciento en peso.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

d) Por ciento en volumen.

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

12. Determine si las siguientes concentraciones están expresadas en unidades físicas o químicas.

a) 200gr de KI en 200gr de agua. _____

b) 3.8 moles de H_2SO_4 _____

c) 170gr de KI por 2 litros de solución. _____

d) 8.8 normal de HCl. _____

UNANL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

CAPILLA ALFONSO

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

UNIDAD II DISOLUCIONES

LABORATORIO # 2

1. ¿Cuál es la molaridad de una solución que se prepara disolviendo 180gr de NaOH en 2.5 litros de agua?

2. 50gr de H_2SO_4 se disuelven en 400ml de agua ¿Cuál es la molaridad de la solución resultante?

3. Se tiene 40gr de KOH ¿Qué volumen de solución al 0.5 molar se puede preparar?

4. ¿Cuántos gramos de $AgNO_3$ se necesitan para preparar 8 litros de solución al 0.25 M.?

5. Se desea preparar 3 litros de solución 0.5 M. de NaI ¿Cuántos gramos se necesitan?

6. Se tienen 80gr de HCl que se disuelven en 1600 ml de agua. ¿Cuál es la molaridad de la solución resultante?

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



7. ¿Cuántos gramos de Na_2CO_3 se necesitan para preparar una solución 1.6 N?

8. ¿Cuántos gramos de CaCO_3 se necesitan para preparar 1250 ml de solución al 0.40 N?

9. Con 25 gr de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ se preparan 750ml de solución ¿Cuál será la normalidad de la disolución?

10. Que volumen de agua debe añadirse a 200 ml de solución 4 M de BaSO_4 para obtener una solución 2N.

11. ¿Cuántos gramos de HCl se necesitan para preparar una solución 0.6 N?

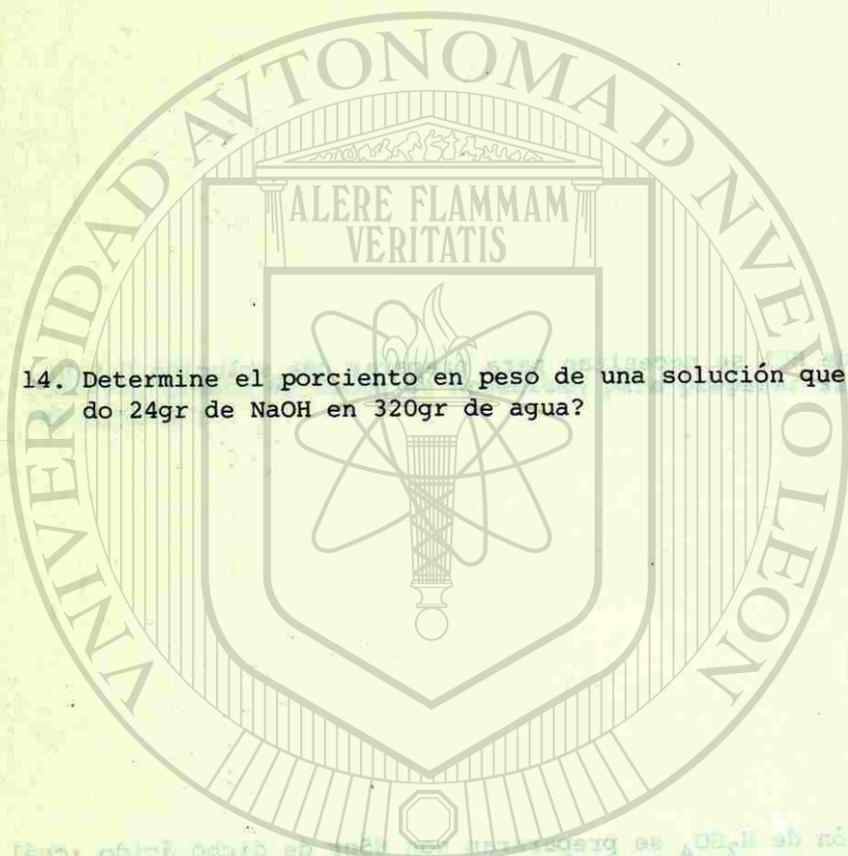
12. 1850 ml de solución de H_2SO_4 se prepararan con 85gr de dicho ácido, ¿cuál será su normalidad?

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



13. ¿Qué volumen de agua debe añadirse a 400 ml de solución 3 M de Na_3PO_4 para obtener una solución 2.5 N?



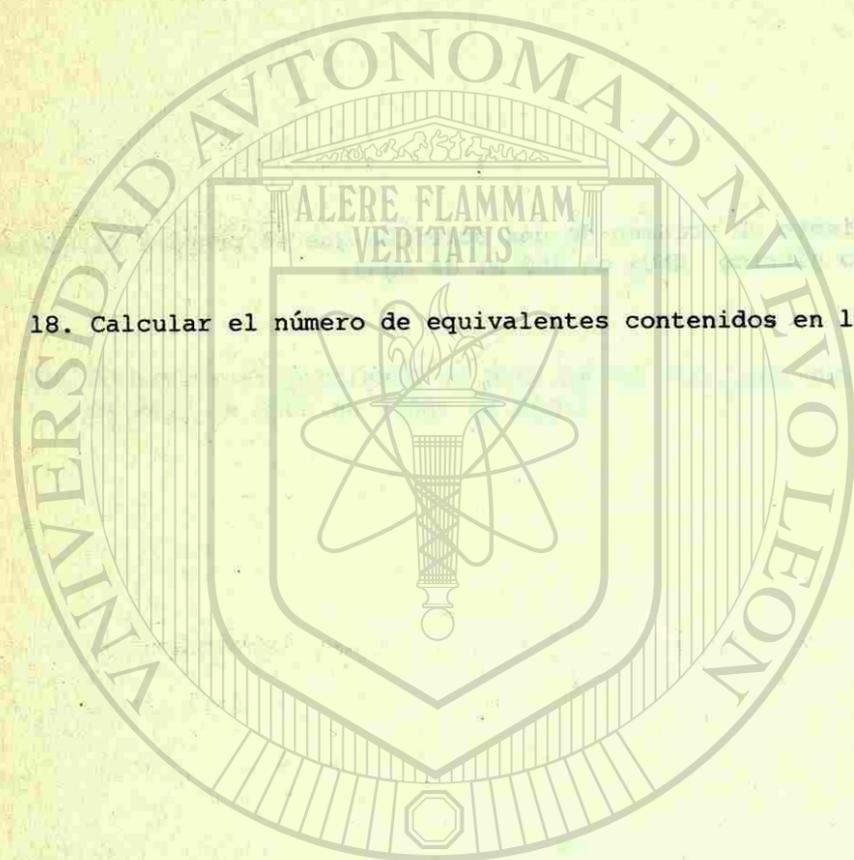
14. Determine el porcentaje en peso de una solución que se prepara disolviendo 24gr de NaOH en 320gr de agua?

15. ¿Cuál es el porcentaje en peso de una solución que se prepara disolviendo 8.0gr de sulfato de hierro (II) FeSO_4 en 400gr de agua.

16. Calcular el porcentaje en volumen de una solución que se prepara disolviendo 30 ml de ácido nítrico HNO_3 en 350 ml de agua.

17. Calcular el porcentaje en volumen de una solución que se prepara disolviendo 95 ml de alcohol etílico $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ en 250 ml de H_2O .

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



18. Calcular el número de equivalentes contenidos en 120gr de H_3PO_4 .

ACIDOS Y BASES

UNIDAD III

PROGRAMA:

OBJETIVO PARTICULAR:

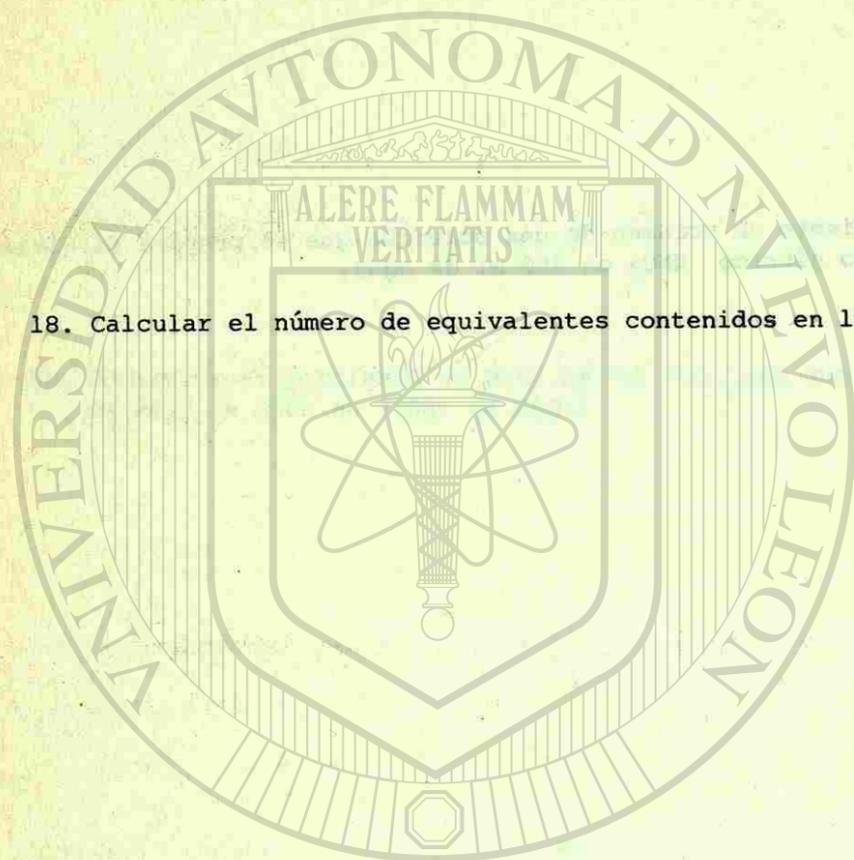
Al término de la unidad, el alumno:
 Conocerá las diferentes teorías Acido - Base.
 Calculará el potencial de Hidrógeno de una disolución.

OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- 3.1.. Interpretará los conceptos de ácido y base de acuerdo a las diferentes Teorías.
- 3.2 Citará algunas propiedades que caracterizan a los ácidos y a las bases.
- 3.3 Definirá reacción ácido - base.
- 3.4 Distinguirá entre ácidos y bases débiles y fuertes.
- 3.5 Explicará la disociación del agua y su constante de ionización.
- 3.6 Definirá potencial de Hidrógeno.
- 3.7 Distinguirá entre PH y POH.
- 3.8 Calculará el potencial de hidrógeno de una disolución, dada su concentración de hidrógeno y/o hidróxido.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



18. Calcular el número de equivalentes contenidos en 120gr de H_3PO_4 .

ACIDOS Y BASES

UNIDAD III

PROGRAMA:

OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno:
 Conocerá las diferentes teorías Acido - Base.
 Calculará el potencial de Hidrógeno de una disolución.

OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- 3.1.. Interpretará los conceptos de ácido y base de acuerdo a las diferentes Teorías.
- 3.2 Citará algunas propiedades que caracterizan a los ácidos y a las bases.
- 3.3 Definirá reacción ácido - base.
- 3.4 Distinguirá entre ácidos y bases débiles y fuertes.
- 3.5 Explicará la disociación del agua y su constante de ionización.
- 3.6 Definirá potencial de Hidrógeno.
- 3.7 Distinguirá entre PH y POH.
- 3.8 Calculará el potencial de hidrógeno de una disolución, dada su concentración de hidrógeno y/o hidróxido.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

ACIDOS Y BASES

UNIDAD III

TEORIAS PARA INTERPRETAR LOS CONCEPTOS ACIDO-BASE

Antiguamente se clasificaban las sustancias, de acuerdo a sus diferentes sabores; amargo, agrio, salado.

Las que tenían un sabor agrio se llamaron ácidos (del latín acidus, agrio). Cuando los químicos estudiaron los ácidos y sus soluciones, encontraron otras propiedades en común; disolvían ciertos metales, cambiaban el color del colorante vegetal llamado tornasol de azul-rojo, y producían quemaduras en la piel.

Otro grupo de sustancias, que también se encontró que tienen propiedades en común, un sabor amargo se les llamó bases; sus soluciones se sentían resbalosas al tacto, cambian el colorante vegetal tornasol de rojo-azul, y producen quemaduras en la piel, y reaccionan químicamente con los ácidos.

Una vez que se comprendió mejor la naturaleza de las sustancias químicas se hizo plausible que habían muchas sustancias que podían clasificarse como ácidos ó como base. Actualmente es posible dar una definición química precisa para estos compuestos.

Existen varias teorías para interpretar el concepto de ácido y base solamente mencionaremos tres: 1) Arrhenius, 2) Bronsted-Lowry y 3) Lewis.

1) Teoría de Arrhenius:

Arrhenius propuso de que un ácido era una sustancia que cuando se coloca en agua (Soluciones acuosas) pura, se incrementa la concentración de iones hidrógeno (H^+).

Mientras que una base, es una sustancia que incrementa la concentración de iones hidróxido (OH^-) en solución acuosa.

Los ácidos reaccionan con las bases para formar una sal y agua.

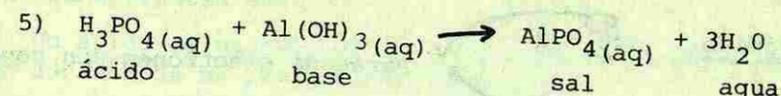
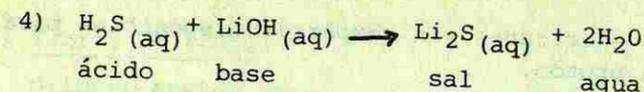
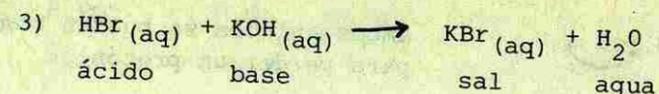
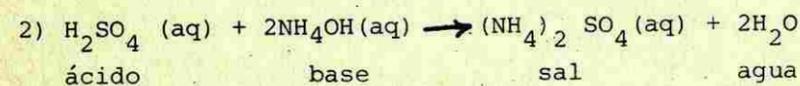
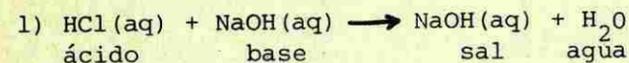
Una sal se define como "un compuesto formado cuando un ión metálico o el ión amonio NH_4^+ , reemplazan al hidrógeno en un ácido".

El agua se forma por combinación del ión hidrógeno del ácido y del ión hidróxido de la base.

Entonces podemos definir que una reacción ácido-base según Arrhenius es aquella que ocurre específicamente entre iones hidrógeno (H^+) e iones hidróxido (OH^-) para formar agua, y coincidiendo con la formación de una sal.

La reacción entre un ácido y una base se llama reacción de neutralización, las soluciones acuosas de las sales no necesariamente tienen que ser neutras, también pueden obtenerse sales ácidos y básicos.

Mencionaremos algunos ejemplos para entender el concepto propuesto por Arrhenius.



La teoría de Arrhenius fue muy útil para las soluciones acuosas, pero no basto para incluir a todos los compuestos que parecían tener propiedades ácidas y básicas en medios no-acuosos.

A nivel del laboratorio existen unos compuestos orgánicos que se utilizan para detectar la presencia de ácidos o bases se llaman "indicadores".

Los más utilizados son el indicador tornasol es rojo en presencia de ácidos y azul en presencia de bases; fenolftaleína es incolora en medio ácido y roja en presencia de bases diluidas.

2) Teoría de Bronsted-Lowry:

El modelo de Bronsted-Lowry considera que el protón es el ingrediente esencial en la definición de los ácidos como de las bases; El término "protón" se refiere a un ión hidrógeno positivo (un átomo de hidrógeno sin electrón).

El protón proviene de la ruptura del enlace covalente entre el hidrógeno con algún otro elemento.

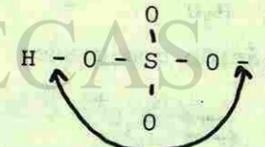
Un Acido es una sustancia que cede (o transfiere) un protón a otra sustancia, en una reacción química. Donador de protones.

La Base es la sustancia que acepta el protón en una reacción química. Aceptor de protones.

El ácido es el que contiene el hidrógeno unido por un enlace covalente con otro elemento, al romperse el enlace, cede el hidrógeno positivo (protón) hacia una base capaz de formar un enlace, donde el nuevo enlace covalente se forma con el protón donado por el ácido.

Ejemplos de ácidos:

Cloruro de Hidrógeno ó Acido Clorhídrico: $\text{H} - \text{Cl}$ Este enlace se rompe.

Acido Sulfúrico:

Ambos enlaces se pueden romper para perder un protón.

Acido Sulfhídrico:



ambos enlaces se pueden romper para perder un protón.

Las Bases tendrán un par de electrones sin compartir disponibles para formar un enlace covalente con un protón.

Ejemplos:

ión hidróxido

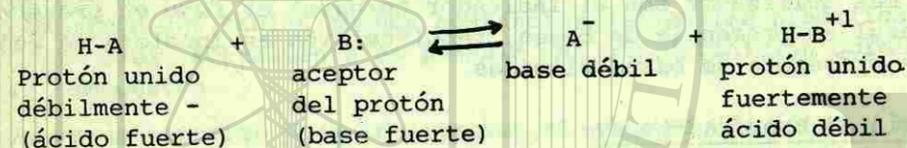


Pares de electrones sin compartir

ión amoniaco



Una reacción ácido-base generalizada de la transferencia de un protón se puede representar como:



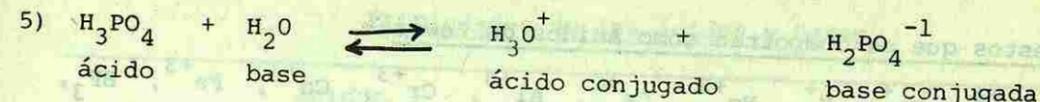
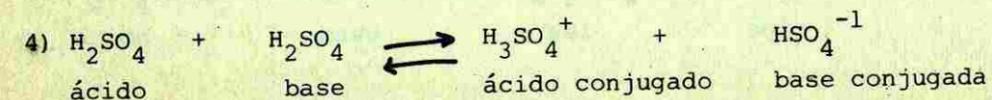
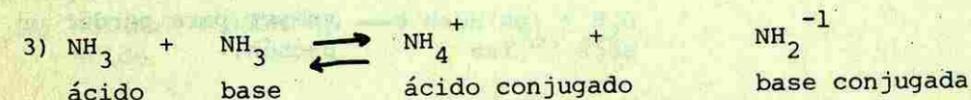
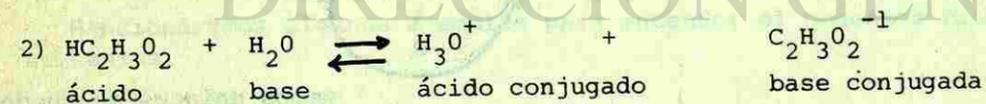
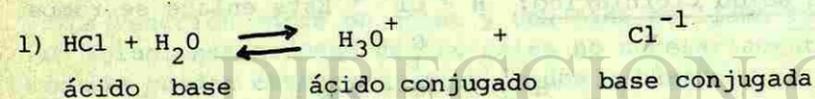
Se dice que el ácido H-A es más fuerte que el ácido H-B⁺¹. El ácido más fuerte tiene mayor facilidad de perder un protón. La Base B: es una base más fuerte que la Base A⁻¹. La base más fuerte tiene mayor facilidad de ganar un protón.

Un ácido (débil) y la base (débil) que se forman por transferencia de un protón se llaman "par ácido-base conjugados". Es decir; el ácido al donar un protón hacia la base, donde el resto del ácido actúa, como la base conjugada del ácido original, la base que acepta el protón se le llama ácido conjugado de la base.

Se denomina reacción ácido-base, según Bronsted-Lowry, "a la reacción en que se transfiere un protón de un ácido a una base y se forman los correspondientes ácidos y bases conjugados".

Generalmente las reacciones ácido-base son reacciones en equilibrio, por lo que se utiliza la doble flecha.

Ejemplos de las reacciones ácido-base de la teoría Bronsted-Lowry.



3) Teoría de Lewis.

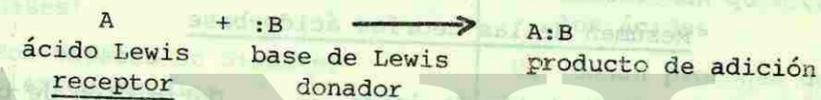
Gilbert Newton Lewis propuso una definición de ácidos y bases orientada a la transferencia electrónica.

Un ácido es un receptor de un par de electrones, mientras que una base como un donador de un par de electrones.

La definición de Lewis es más general que la Bronsted-Lowry ya que se aplica a soluciones y reacciones donde no intervienen hidrógeno o iones de hidrógeno.

El "ácido" se llama "electrófilo" y la "base" nucléofilo

La reacción ácido-base típica de Lewis puede generalizarse como:



La definición reacción ácido-base, según la teoría de Lewis, "es que la base cede un par de electrones en el enlace covalente, a un ácido que acepta dicho par para formar un producto de adición".

Compuestos que se comportan como ácidos de Lewis:

a) Moléculas que poseen un átomo con menos de una octava de electrones.

Ejemplo: $-\text{BF}_3$, AlCl_3

b) Cationes con excepción de los gases nobles.

Ejemplo: Ag^{+1} , Cd^{+2} , Fe^{+2}

c) Moléculas en las cuales el átomo central tiene orbitales "d" disponibles y puede adquirir más de una octava de electrones.

Ejemplo: SiF_4 , SnCl_4

d) Moléculas con un enlace múltiple entre átomos de electronegatividades diferentes.

Ejemplos: CO_2 , SO_2

Compuestos que se comportan como bases de Lewis:

Ejemplo: H_2O , OH^{-1} , F^{-1} , $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^{-1}$, PO_4^{-3} , Cl^{-1} , CO_3^{-2} , ClO_4^{-1} , NO_3^{-1} , NH_3 , Bi^{-1} , NO_2^{-1} , SO_3^{-2} , H^{-1} , CN^{-1} , CO , SH , I ,

$\text{S}_2\text{O}_3^{-2}$, S^{-2}

Compuestos que se comportan como Acidos de Lewis:

H^{+1} , Li^{+1} , Na^{+} , K^{+} , Mg^{+2} , Ca^{+2} , Al^{+3} , Cr^{+3} , Co^{+3} , Fe^{+3} , BF_3 ,
 AlH_3 , SO_3 , CO_2 , Fe^{+2} , Co^{+2} , Ni^{+2} , Cu^{+2} , Zn^{+2} , Pb^{+2} , Sn^{+2} , Sb^{+3}
 Bi^{+3} , Cu^{+1} , Ag^{+1} , Cd^{+2} , Pt^{+2} , Hg^{+2} , I^{+1} , Br^{+1} , I_2Br , Algunos á-
 tomos metálicos tales de Fe, Ni.

En la teoría de Lewis, no mencionamos ejemplos, ya que lo importante son los conceptos de ácido-base. Nuestro interés y aplicación son en las soluciones y reacciones que contengan hidrógeno, ya, que mas adelante según la teoría de Bronsted-Lowry podremos clasificar la fuerza de los ácidos y bases.

Una sustancia ácida en la Teoría de Arrhenius lo es también en las teorías de Lewis o de Bronsted-Lewry.

Resumen de las teorías ácido-base

| Teoría | Definición de ácido | Definición de base |
|--------------------------|--|---|
| Teoría de Arrhenius | Cualquier sustancia que libera iones H^+ en solución acuosa. | Cualquier sustancia que libera iones OH^- en solución acuosa. |
| Teoría de Bronsted-Lowry | Cualquier sustancia que cede un protón. | Cualquier sustancia que acepta un protón. |
| Teoría de Lewis | Cualquier sustancia que puede aceptar un par de electrones. | Cualquier sustancia que puede ceder un par de electrones. |

Propiedades que caracterizan a los Acidos y a las Bases.

Las soluciones acuosas de todos los ácidos tienen ciertas propiedades en común. Estas propiedades "ácidas" comunes de los que se da una lista a continuación, se pueden atribuir primordialmente a los iones Hidronio. (H^+)

Las bases, al igual que los ácidos tienen propiedades comunes, donde se puede atribuir que se deben al ión particular que es el ión hidróxido (OH^-).

Propiedades de los ácidos y bases

| Acidos | Bases |
|--|--|
| 1. Sabor agrio | 1. Sabor amargo |
| 2. Cambian el tornasol azul a rojo | 2. Se sienten resbaladizas |
| 3. Vuelven ácidas las soluciones acuosas (bajo pH) | 3. Cambian el tornasol rojo a azul |
| 4. Hidrólisis ácida | 4. Vuelven básicas las soluciones acuosas (alto pH) |
| 5. Descomponen las proteínas y otras sustancias biológicas | 5. Hidrólisis básica |
| 6. Reaccionan químicamente con las bases | 6. Descomponen las proteínas y otras sustancias biológicas |
| 7. (Pierden protones hacia la bases) | 7. Reaccionan químicamente con los ácidos |
| 8. Son capaces de disolver - ciertos metales | 8. (Ganan protones de los ácidos) |
| 9. Acepta una pareja de electrones | 9. Cede una pareja de electrones |

ACIDOS Y BASES DEBILES Y FUERTES

En una reacción ácido-base, el ácido dona un protón hacia la base formando ácido-base conjugado. Qué tan fuerte sea un ácido radica en qué tan grande sea su habilidad para perder un protón. Qué tan fuerte sea una base se implica de qué tan grande sea su habilidad de ganar el protón.

En los ácidos y bases, débiles y fuertes, se utilizan estos términos cuando se mezclan con el agua (Soluciones acuosas) reaccionando, completamente con ella en una reacción ácido-base para formar ión hidronio y el anión correspondiente.

Acido Fuerte ó Base Fuerte "es aquella sustancia que forma soluciones acuosas, se ioniza ó disocia completamente en los iones positivos y negativos".
 Ejemplo: H_2SO_4 , KOH etc.

Acido Débil o Base Débil "es aquella sustancia que forma soluciones acuosas, se ioniza ó disocia parcialmente en iones positivos y negativos".
 Ejemplo: ácido acético, amoníaco, etc.

Por lo que podemos decir, que un ácido fuerte formará una base conjugada débil, en una base fuerte su ácido conjugado será débil, mientras que un ácido débil su base conjugada es fuerte y en una base débil el ácido conjugada que formará es fuerte.

La tabla siguiente nos muestra la fuerza relativa de los ácidos y bases al reaccionar con el agua formando los iones hidronio y el anión correspondiente.

Propiedades de los ácidos y bases
TABLA DE FUERZA RELATIVA DE ACIDOS Y BASES

Acidos Fuertes:

Reaccionan completamente con el ión H_3O^+ y base conjugada.

Bases muy Débiles:

No reaccionan con el ión H_3O^+ para formar el ácido conjugado.

| Acido | | Base Conjugada | |
|---------------|-------------------------|------------------|----------------------------|
| $HClO_4$ | Acido Perclorico | ClO_4^{-1} | ión Perclorato |
| H_2SO_4 | Acido Sulfúrico | HSO_4^{-1} | ión Sulfato hidrógenado |
| HCl | Acido Clorhídrico | Cl^{-1} | ión Cloruro |
| HBr | Acido Bromhídrico | Br^{-1} | ión Bromuro |
| HI | Acido Yodhídrico | I^{-1} | ión Yoduro |
| HNO_3 | Acido Nitrico | NO_3^{-1} | ión Nitrato |
| H_3O^+ | ión Hidronio | H_2O | Agua |
| H_2SO_3 | Acido Sulfuroso | HSO_3^{-1} | ión Sulfito hidrógenado |
| HSO_4^{-1} | ión Sulfato hidrógenado | SO_4^{-2} | ión Sulfato |
| H_3PO_4 | Acido Fosfórico | $H_2PO_4^{-1}$ | ión Fosfato di hidrógenado |
| HF | Acido Fluorhídrico | F^{-1} | ión Floruro |
| HNO_2 | Acido Nitroso | NO_2^{-1} | ión Nitrito |
| $HC_2H_3O_2$ | Acido Acético | $C_2H_3O_2^{-1}$ | ión Acetato |
| H_2CO_3 | Acido Carbonico | HCO_3^{-1} | ión Carbonato hidrógenado |
| H_2S | Acido Sulfhídrico | HS^{-1} | ión Sulfuro hidrógenado |
| $(NH_4)^{+1}$ | ión Amonio | NH_3 | Amoniaco |
| HCN | Acido Cianhídrico | CN^{-1} | ión Cianuro |
| H_2O | Agua | OH^{-1} | ión Hidróxido |
| $(OH)^{-1}$ | ión Hidróxido | O^{-2} | ión Oxido |
| NH_3 | Amoniaco | NH_2^{-1} | ión Amida |

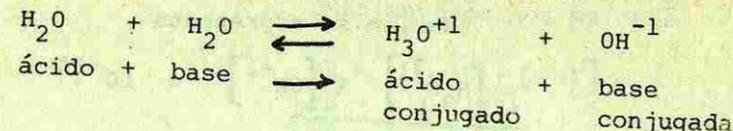
Disminución de la Fuerza de Acido

Aumento de la Fuerza de la Base

LA DISOCIACION DEL AGUA Y SU CONSTANTE DE IONIZACION.

El agua recibe el nombre de anfótero, porque actúa como un ácido y una base al mismo tiempo, cada solución acuosa está caracterizada por el proceso de autoionización, en el cual una molécula de agua (ácido) cede un protón a otra molécula de H_2O (base) para formar los iones. El equilibrio de auto-ionización del agua siempre debe satisfacerse, sin importar si otros ácidos o bases están presentes en una solución.

De acuerdo a la teoría de Bronsted-Lowry la auto-ionización ocurre de la siguiente manera:



Como el agua se ioniza, debe ser posible obtener una constante de equilibrio para esta reacción.

Una "constante de equilibrio" es igual a la concentración de los productos entre la concentración de los reactivos.

Para abreviar las palabras de constante de equilibrio se representa K_{eq} , y las concentraciones de los reactivos o productos se encierran entre corchetes denotando la concentración de la especie [], su expresión matemática es:

$$K_{eq} = \frac{[H_3O^{+1}] \times [OH^{-1}]}{[H_2O] \times [H_2O]}$$

En el agua pura o en una solución acuosa neutra que no contenga ácidos o bases, las concentraciones de ión hidronio y ión hidróxido son iguales. En una solución neutra a 25°C, se encontró experimentalmente que la concentración de cada uno de estos dos iones es de 1×10^{-7} molar.

Por lo tanto:

$$K_{eq} = \frac{[1 \times 10^{-7}] \times [1 \times 10^{-7}]}{[H_2O]^2}$$

Generalmente la unidad molar se omite quedando:

$$K_{eq} = \frac{1 \times 10^{-14}}{H_2O^2}$$

La concentración del agua permanece constante igual a 55 molar es decir a 25°C existen 55 moles de agua en un litro. Esta concentración del agua es la misma en cualquier tipo de solución incluyendo en las soluciones diluidas.

Entonces, sustituyendo la concentración del H_2O tenemos:

$$K_{eq} \times [55]^2 = [1 \times 10^{-14}]$$

El producto de la constante de equilibrio por la constante de concentración de agua se le llama la constante de ionización del agua y se representa como K_w , donde su valor es:

$$K_w = 1 \times 10^{-14}$$

La K_w es constante para todas las soluciones acuosas diluidas. Esto indica que, aunque la concentración de iones $[H_3O^+]$ e iones hidróxido $[OH^{-1}]$ varíe al añadir ácido o base al agua, el producto de $[H_3O^+]$ y $[OH^{-1}]$ se mantiene invariable, por lo tanto:

$$[\text{H}_3\text{O}^{+1}] \times [\text{OH}^{-1}] = 1 \times 10^{-14}$$

también se representa

$$[\text{H}_3\text{O}^{+1}] \times [\text{OH}^{-1}] = 10^{-14}$$

Una solución ácida se caracteriza por poseer una concentración de ión hidronio mayor de 10^{-7} . La concentración de hidróxido disminuye y K_w sigue siendo 10^{-14} . Cuando hay una base en la solución, aumenta la concentración de ión hidróxido siendo mayor de 10^{-7} y la concentración de ión hidronio es menor de 10^{-7} para que K_w siga teniendo el mismo valor de 10^{-14} .

CALCULAR EL PH DE UNA SOLUCION DADA SU CONCENTRACION DE HIDROGENO Y/O HIDROXILO.

En las soluciones acuosas las propiedades ácidas normales se deben a los iones hidronio y las propiedades básicas comunes son debidas a los iones hidróxido; siempre y cuando la concentración de estos dos iones es constante (1×10^{-14}). Estas concentraciones cubren un rango muy amplio, por lo que se diseñó una escala especial para expresar las concentraciones de ión hidronio en soluciones acuosas, se llama escala PH y se define "como el negativo del logaritmo de la concentración de ión hidronio", donde su expresión matemática es:

$$\text{PH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{+1}]$$

El $[\text{H}_3\text{O}^{+1}]$ representa la concentración de ión hidronio en moles/lit (molar), recordando que la unidad molar se omite.

El logaritmo decimal de un número es el exponente a que debe elevarse el número diez para obtener el número en cuestión.

Cuando el PH es un valor numérico de la potencia de 10, se determina fácilmente. Una solución con una $[\text{H}_3\text{O}^{+1}]$ de 10^{-4} molar tiene un PH = 4 y una solución con una $[\text{H}_3\text{O}^{+1}]$ de 10^{-9} tiene PH = 9.

Cuando el PH no es una potencia entera de 10 deberá calcularse el logaritmo de la concentración, usando dos métodos uno de ellos es usar una tabla de logaritmos, y el otro usar una calculadora manual que maneje números exponenciales y logaritmos en base 10 (log).

Para entender lo anterior, aplicaremos, el concepto de PH en un ejemplo:

- 1) Una solución de ácido clorhídrico es de 6×10^{-3} molar.
¿Calcular el PH?

Datos:

$$[\text{H}_3\text{O}^{+1}] = 6 \times 10^{-3}$$

PH = ?

Fórmula:

$$\text{PH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{+1}]$$

Sustituyendo los valores

$$\text{PH} = -\log [6 \times 10^{-3}]$$

- a) El logaritmo de un producto es la suma de los logaritmos de los factores, por lo tanto

$$\text{PH} = -(\log 6 + \log 10^{-3})$$

- b) Se consulta en las tablas el log de 6 ya que no es una potencia entera de 10 y el $\log 10^{-3} = -3$

dando: $\log 6 = -0.78$

Sustituyendo los valores:

$$\text{PH} = -[.78 + (-3)]$$

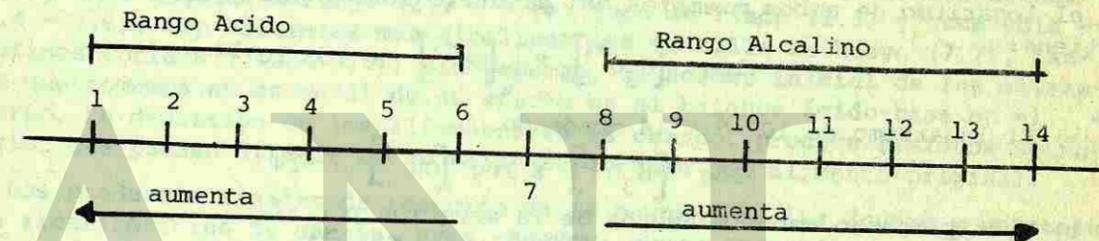
$$\text{PH} = -(-2.22)$$

$$\text{PH} = +2.22$$

- c) Cuando se utiliza la calculadora es directo el resultado.

Se estableció una escala llamada "PH", la cual nos permite interpretar rápidamente si una solución es ácida, alcalina o neutra y también al mismo tiempo saber que tan ácida o alcalina es la solución con valores que van del 0 al 14, quedando en el punto central que es el 7, el punto neutro.

Escala de PH:



Por ejemplo: Las soluciones neutras tienen un PH de 7, las soluciones ácidas PH menor de 7 y las soluciones básicas PH mayor de 7.

Se llama "POH" a la escala para medir la concentración de iones hidróxido en soluciones acuosas. Se define como el negativo del logaritmo de la concentración de iones hidróxido, donde su expresión matemática es:

$$\text{POH} = -\log [\text{OH}^{-1}]$$

El $[\text{OH}^{-1}]$ representa la concentración de iones hidróxido en mol/lit ó molar.

Ejemplo 1: ¿Cuál es el POH de una solución cuya concentración de ión hidróxido es de 0.008 molar?

Procedimiento:

- a) Usando notación exponencial se convierte 0.008 en potencia base 10, donde; $[\text{OH}^{-1}] = 8 \times 10^{-3}$

Datos:

$$[\text{OH}^{-1}] = 8 \times 10^{-3}$$

POH = ?

Fórmula:

$$\text{POH} = -\log [\text{OH}^{-1}]$$

Sustituyendo los valores:

$$\text{POH} = -\log (8 \times 10^{-3})$$

- b) Recordando que el logaritmo de un producto es la suma de los logaritmos de los factores, por lo que tenemos:

$$POH = - (\log 8 + \log 10^{-3})$$

- c) El valor de log de 8 se consulta en las tablas = .90 y el $\log 10^{-3} = -3$

Sustituyendo estos valores tenemos:

$$POH = - [(.90) + (-3)]$$

$$POH = - (-2.1)$$

$$POH = 2.1$$

- d) Cuando se utiliza la calculadora es directo el resultado.

CALCULAR PH Y POH

Para calcular el PH y POH en una solución acuosa, al mismo tiempo, se toma el logaritmo de ambos miembros del producto iónico del agua por lo que se obtiene:

$$\log [H_3O^{+1}] \times [OH^{-1}] = \log 10^{-14}$$

- a) El logaritmo de $10^{-14} = 14$ quedando.

$$\log [H_3O^{+1}] \times \log [OH^{-1}] = -14$$

- b) Multiplicando ambos miembros de la ecuación por -1.

$$-\log [H_3O^{+1}] \times (-\log [OH^{-1}]) = 14$$

- c) Donde se obtienen las siguientes expresiones:

$$\text{El } -\log [H_3O^{+1}] \text{ es igual al PH}$$

$$\text{El } -\log [OH^{-1}] \text{ es igual al POH}$$

$PH + POH = 14$ esta reacción es muy útil para saber el PH de una solución básica ó POH de una solución ácida al tener solamente la información de una de las concentraciones, ya sea de ión hidronio ó de ión hidróxilo.

Ejemplo 1: ¿Cuál es el PH y el POH de una solución 0.0001 de hidróxido de sodio?

- a) Se usa notación exponencial $0.0001 = 1 \times 10^{-4}$

Datos:

$$[OH^{-1}] = 1 \times 10^{-4}$$

$$PH = ?$$

$$POH = ?$$

Fórmula

$$POH = - \log [OH^{-1}]$$

Sustituyendo el valor $[OH^{-1}]$

$$POH = - \log 1 \times 10^{-4}$$

$$POH = - (\log 1 + \log 10^{-4})$$

el logaritmo de 1 es igual a cero

$$\text{el logaritmo de } 10^{-4} = -4$$

$$POH = - (0) + (-4)$$

$$POH = - (-4)$$

$$POH = + 4$$

Al tener el POH se puede calcular el valor de PH utilizando la fórmula:

$$PH + POH = 14$$

se despeja PH quedando:

$$PH = 14 - POH$$

se sustituye el valor de POH

$$PH = 14 - 4$$

$$PH = 10$$

Los valores de PH de los fluidos del cuerpo deben mantenerse dentro de ciertos límites estrechos. Si el PH de la sangre de una persona se vuelve menor de 7.0 ó mayor de 7.8 la persona muere.

Los valores de PH de los alimentos que comemos varían en gran medida; la mayoría, sin embargo tienen valores entre 2 y 8. Los alimentos más ácidos incluyen el jugo de toronja (2.9 - 3.2), jugo de limón (2.3) y coca cola (2.4 - 2.6). Los alimentos más alcalinos son tortilla de huevo (7.7), langostinos cocidos (7.2 - 7.8); sin embargo, la acidez inicial de los alimentos que comemos no es señal de su efecto en el balance ácido-base en el cuerpo. La digestión de los alimentos en el cuerpo, produce residuos secundarios que pueden diferir en su valor ácido-base del alimento original.

Los productos finales de reacción de la mayoría de las frutas y vegetales son alcalinos; los de carnes, aves, huevos, queso, pescado y cereales son ácidos.

Un alimento que tiene un PH ácido, puede terminar como, residuo alcalino en el cuerpo y viceversa.

UNIDAD III ACIDOS Y BASES

LABORATORIO I

1. Escribe las principales propiedades generales de los ácidos y bases.

| Acidos | Bases |
|----------|----------|
| 1. _____ | 1. _____ |
| 2. _____ | 2. _____ |
| 3. _____ | 3. _____ |
| 4. _____ | 4. _____ |
| 5. _____ | 5. _____ |

2. Define los conceptos de ácido y base de acuerdo a las siguientes teorías.

a) Teoría de Arrhenius.

ácido: _____
base: _____

b) Teoría de Bronsted-Lowry.

ácido: _____
base: _____

c) Teoría de Lewis

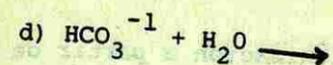
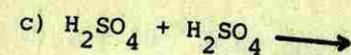
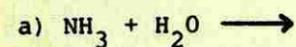
ácido: _____
base: _____

3. Define la reacción ácido-base según la teoría de:

a) Arrhenius: _____

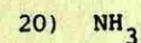
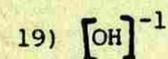
b) Bronsted-Lowry: _____

4. Completa las siguientes reacciones indicando los ácidos y bases conjugadas.



5. De acuerdo a la siguiente tabla de fuerzas relativas de ácidos y bases, efectúa lo siguiente:
a) Anota la base conjugada de cada uno de los ácidos.
b) Indica por medio de una flecha el aumento de la fuerza del ácido y de la base conjugada.

| Acido | Base Conjugada |
|---------------------------------------|----------------|
| 1) HClO_4 | |
| 2) H_2SO_4 | |
| 3) HCl | |
| 4) HBr | |
| 5) HI | |
| 6) HNO_3 | |
| 7) $[\text{H}_3\text{O}]^{+1}$ | |
| 8) H_2SO_3 | |
| 9) $[\text{HSO}_4]^{-1}$ | |
| 10) H_3PO_4 | |
| 11) HF | |
| 12) HNO_2 | |
| 13) $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ | |
| 14) H_2CO_3 | |
| 15) H_2S | |
| 16) $[\text{NH}_4]^{+1}$ | |
| 17) HCN | |
| 18) H_2O | |

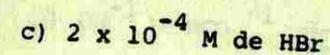
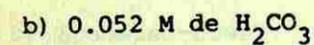
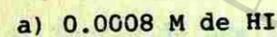


6. Explique la disociación del Agua y su constante de Ionización a partir de la siguiente reacción:

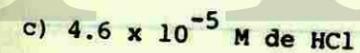
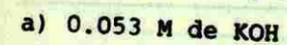


7. Define Potencial de Hidrógeno.
-
-

8. Calcula el PH de cada una de las siguientes soluciones:



9. Calcular PH y POH de las siguientes soluciones



10. Represente e interprete la escala de PH con sus rangos ácido, alcalino y neutro. ®

11. Defina e interprete el producto iónico del agua.

12. En la siguiente reacción ¿Qué sustancias son ácidas y cuales bases según las definiciones de Bronsted-Lowry.



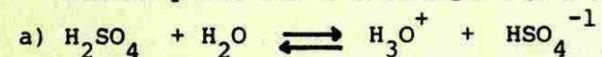
13. Indique cuales son ácidos y cuales bases en la siguiente reacción.

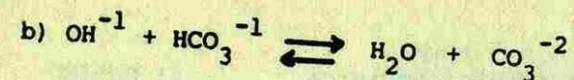


14. Indique cuales especies son los pares ácido-base conjugado en la siguiente reacción.



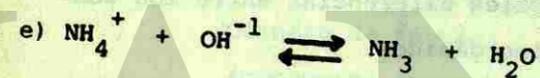
15. Para cada una de las siguientes reacciones ácido-bases identifique los ácidos y las bases e indique los pares ácido-base conjugadas.











DIRECCION GENERAL DE BIBLIOTECAS

INTRODUCCION A LA QUIMICA ORGANICA

UNIDAD IV

PROGRAMA:

OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno:

Comprenderá los principios fundamentales de la Química Orgánica.

OBJETIVOS ESPECIFICOS:

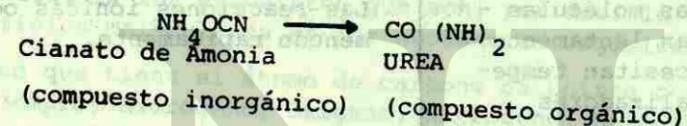
- 4.1 Describirá el origen, desarrollo e importancia de la Química Orgánica.
- 4.2 Definirá Química Orgánica.
- 4.3 Explicará las principales diferencias entre los compuestos orgánicos e inorgánicos.
- 4.4 Explicará la importancia del carbono en la Química Orgánica.
- 4.5 Explicará el significado de la tetravalencia del carbono.
- 4.6 Describirá la clasificación de los compuestos orgánicos.

INTRODUCCION A LA QUIMICA ORGANICA

UNIDAD IV

Desde la antigüedad el hombre ha estado efectuando reacciones de Química Orgánica, pero hasta el siglo 19, cuando se estudian los compuestos con rigor científico.

A grosso modo se puede hablar de tres etapas en el desarrollo de la Química Orgánica, una primera etapa en la cual su inicio se pierde en el tiempo y que se puede limitar hasta los últimos años del siglo 18. Es un período de tinieblas en los que los prejuicios medievales afectaron de gran manera el avance de la química. En este período se suponía que los compuestos que se obtenían de los seres vivos tenían una "fuerza vital" y que fuera de ellos no se le podía obtener. De aquí nace el nombre de "Química Orgánica" la cual se decía es la química que estudia los componentes que se obtienen de los seres vivos, pero la teoría vitalista empieza a caer cuando en 1828, Federico Wohler obtiene la urea, (compuesto que se obtenía de la orina) a partir de un compuesto inorgánico, el cianato de amonio.



Una segunda etapa en el desarrollo de la química orgánica, se puede marcar a partir de 1859 año en que tiene su nacimiento la Teoría estructural de los compuestos orgánicos dada por Kekulé y Couper, así también aparece en 1874 la Hipótesis de Voit Hoffs Le Bel según la cual los cuatro enlaces del carbono se orientan hacia los vértices de un tetraedro regular, estando en su centro de dicho átomo.

Un tercer período que se manifiesta por la perfección de los métodos de obtención y fabricación de compuestos orgánicos al final de la primera guerra mundial, y a partir de la cual la Química Orgánica avanzando a pasos agigantados, cabe hacer mención que antiguamente la Química Orgánica estudiaba los compuestos que se obtenían de los seres vivos, pero a raíz de la obtención de la Urea por Federico Wohler y con la obtención de cada día de mas y más compuestos orgánicos por vía sintética cambió esta definición por la siguiente:

"Química Orgánica estudia los compuestos del Carbono- y las combinaciones que tiene con otro elemento como Nitrógeno, Hidrógeno, Oxígeno, Azufre Halógenos y ciertos metal", esta definición esta en base en que los compuestos orgánicos tienen como elemento base al carbono.

El desarrollo de la Química crece a pasos agigantados cada día, es así como podemos mencionar que por ejemplo, en 1880 se conocieron un promedio de 12,000 compuestos, en 1912 era de 150,000 en 1940 era de 500,000 y actualmente se conocen un promedio de 2'000,000 de compuestos y cada año este número se incrementa a razón de 100,000 compuestos, esto debido a la gran importancia que presentan en la actualidad dichos compuestos, debido a sus grandes aplicaciones en todos los ámbitos de nuestra vida, por ejemplo en fertilizantes, medicinas, telas, artículos industriales, combustibles, alimentos, etc.

INTRODUCCION A LA QUIMICA ORGANICA

UNIDAD IV

PROGRAMA:

OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno:

Comprenderá los principios fundamentales de la Química Orgánica.

OBJETIVOS ESPECIFICOS:

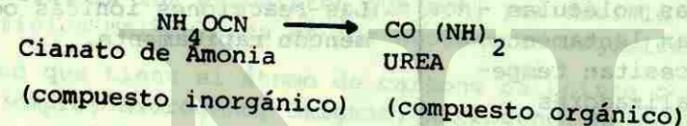
- 4.1 Describirá el origen, desarrollo e importancia de la Química Orgánica.
- 4.2 Definirá Química Orgánica.
- 4.3 Explicará las principales diferencias entre los compuestos orgánicos e inorgánicos.
- 4.4 Explicará la importancia del carbono en la Química Orgánica.
- 4.5 Explicará el significado de la tetravalencia del carbono.
- 4.6 Describirá la clasificación de los compuestos orgánicos.

INTRODUCCION A LA QUIMICA ORGANICA

UNIDAD IV

Desde la antigüedad el hombre ha estado efectuando reacciones de Química Orgánica, pero hasta el siglo 19, cuando se estudian los compuestos con rigor científico.

A grosso modo se puede hablar de tres etapas en el desarrollo de la Química Orgánica, una primera etapa en la cual su inicio se pierde en el tiempo y que se puede limitar hasta los últimos años del siglo 18. Es un período de tinieblas en los que los prejuicios medievales afectaron de gran manera el avance de la química. En este período se suponía que los compuestos que se obtenían de los seres vivos tenían una "fuerza vital" y que fuera de ellos no se le podía obtener. De aquí nace el nombre de "Química Orgánica" la cual se decía es la química que estudia los componentes que se obtienen de los seres vivos, pero la teoría vitalista empieza a caer cuando en 1828, Federico Wohler obtiene la urea, (compuesto que se obtenía de la orina) a partir de un compuesto inorgánico, el cianato de amonio.



Una segunda etapa en el desarrollo de la química orgánica, se puede marcar a partir de 1859 año en que tiene su nacimiento la Teoría estructural de los compuestos orgánicos dada por Kekulé y Couper, así también aparece en 1874 la Hipótesis de Voit Hoffs Le Bel según la cual los cuatro enlaces del carbono se orientan hacia los vértices de un tetraedro regular, estando en su centro de dicho átomo.

Un tercer período que se manifiesta por la perfección de los métodos de obtención y fabricación de compuestos orgánicos al final de la primera guerra mundial, y a partir de la cual la Química Orgánica avanzando a pasos agigantados, cabe hacer mención que antiguamente la Química Orgánica estudiaba los compuestos que se obtenían de los seres vivos, pero a raíz de la obtención de la Urea por Federico Wohler y con la obtención de cada día de mas y más compuestos orgánicos por vía sintética cambió esta definición por la siguiente:

"Química Orgánica estudia los compuestos del Carbono- y las combinaciones que tiene con otro elemento como Nitrógeno, Hidrógeno, Oxígeno, Azufre Halógenos y ciertos metal", esta definición esta en base en que los compuestos orgánicos tienen como elemento base al carbono.

El desarrollo de la Química crece a pasos agigantados cada día, es así como podemos mencionar que por ejemplo, en 1880 se conocieron un promedio de 12,000 compuestos, en 1912 era de 150,000 en 1940 era de 500,000 y actualmente se conocen un promedio de 2'000,000 de compuestos y cada año este número se incrementa a razón de 100,000 compuestos, esto debido a la gran importancia que presentan en la actualidad dichos compuestos, debido a sus grandes aplicaciones en todos los ámbitos de nuestra vida, por ejemplo en fertilizantes, medicinas, telas, artículos industriales, combustibles, alimentos, etc.

Entre las principales fuentes de obtención de los compuestos orgánicos podemos mencionar el Petróleo, las plantas, animales, gas natural, entre otros.

DIFERENCIAS ENTRE COMPUESTOS ORGANICOS E INORGANICOS

| Orgánicos | Inorgánicos |
|--|--|
| Los átomos de carbono tienen propiedades entre sí formando estructuras a manera de cadenas. | El carbono se combina con los elementos metales y alcalino terreos para formar Carbonato y Bicarbonatos. |
| Generalmente son compuestos covalentes no-polares. | La mayoría son compuestos Iónicos y covalentes polares. |
| Tienden a ser insolubles en Agua. | Son solubles en agua la mayoría |
| Las reacciones de las moléculas orgánicas se efectúan lentamente y con frecuencia necesitan temperaturas altas y catalizadores. | Las reacciones iónicas ocurren a menudo rápidamente. |
| Muchas de las reacciones de los compuestos orgánicos dan mezclas de productos. | Los compuestos inorgánicos permanecen sin cambios incluso después de sufrir calentamientos intensos. |
| Los compuestos orgánicos son menos estables al calor y por lo general se descomponen a temperaturas superiores de 700°C, las cuales rompen muchos enlaces. | El fenómeno de la isomería es muy raro. |
| Los compuestos orgánicos son más susceptibles a la oxidación, los hidrocarburos arden con el oxígeno molecular (O ₂) y agua (H ₂ O). | En la formación de compuestos Inorgánicos intervienen casi todos los elementos. |
| Presentan el fenómeno de isomería, por lo que es necesario emplear fórmulas desarrolladas o racionales para explicar mejor las propiedades de los compuestos. | El de inorgánicos conocidos es de unos 50,000. |
| La formación de diferentes compuestos orgánicos se limitan a seis principales elementos: Hidrógeno, Carbono, Nitrógeno, Fósforo, Azufre, Oxígeno; algunos contienen además Halógenos (Cl, Br, F) Arsénico y algunos metales. | |
| El número de compuestos orgánicos es teóricamente ilimitado. | |

IMPORTANCIA DEL CARBONO EN LA QUIMICA ORGANICA.

Augusto Kekulé (1829-1896) disipó las dudas de los químicos orgánicos al establecer el hecho fundamental de que el átomo de carbono que es el centro y corazón de todo compuesto orgánico, siempre tenía una valencia de cuatro.

Es cierto que muchos habían trabajado en este sentido para establecer este hecho primordial, pero el sueño de Kekulé fue más allá, porque vislumbró los átomos de carbono uniéndose entre sí para formar los esqueletos de las moléculas orgánicas.

Los trabajos de Kekulé son en la actualidad los principios fundamentales sobre los que descansa el estudio de los compuestos del carbono, a saber:

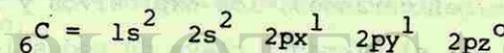
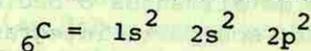
1. La tetravalencia del átomo de carbono. Esta tetravalencia debe entenderse como la máxima capacidad de saturación que posee el átomo de carbono. Los átomos de carbono con cuatro electrones de valencia pueden formar -- cuatro enlaces covalentes.
2. La propiedad que tienen los átomos de carbono al unirse entre sí. Comparando uno o más pares de electrones para formar cadenas o moléculas anulares y constituir los esqueletos que son, por decirlo así, las armazones de los edificios moleculares de las sustancias orgánicas.
3. La propiedad que tiene el átomo de carbono de unirse con otros elementos, como por ejemplo; Hidrógeno, Oxígeno, Nitrógeno, Halógenos, Azufre y fósforo. Al conocer el mundo los trabajos de Kekulé fue cuando la Química Orgánica logró su gran desarrollo.

La química orgánica es un campo inmensamente importante para la tecnología; es la química de los colorantes, del papel, las tintas, las drogas, las pinturas, los plásticos, de la gasolina, los neumáticos, es la química de nuestros alimentos y de nuestros vestuarios.

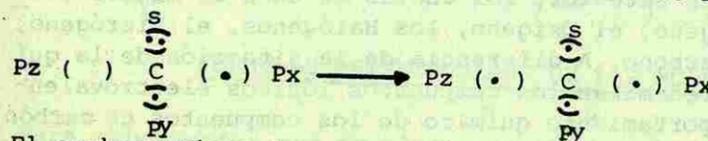
De acuerdo con todo esto nos damos cuenta que el "Carbono" es el elemento principal de los compuestos orgánicos y estos tienen diversos usos y aplicaciones ya que la mayoría de los compuestos que se utilizan para la elaboración de medicina, plásticos presentan el elemento "Carbono" y también lo encontramos en la mayoría de los seres vivos ya sea animales o vegetales.

SIGNIFICADO DE LA TETRAVALENCIA DEL CARBONO

En su estado basal, el carbono tiene la configuración electrónica:



Mediante la Estructura Electrónica Puntual de Lewis



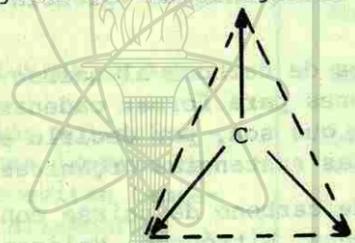
El carbono tiene la característica de formar orbitales híbridos que lo hacen más accesible a unirse a otros átomos, su representación híbrida es $1s^2 2s^1 2p^3$ o $1s^2, 2s^1, 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$.

Un orbital híbrido es el que se forma con orbitales que se encuentran en el mismo nivel.

El carbono puede lograr una configuración estable (el que presenta $8e^-$ en su último nivel de energía, el que presenta una configuración de un gas noble), perdiendo sus 4 electrones ó ganando 4 electrones, pero tiene la tendencia a compartir esos 4 electrones del último nivel de energía con otros átomos.

Por lo tanto, podemos concluir que el carbono es tetravalente que su número de oxidación es 4 y la manera en que se encuentran distribuidos esos 4 electrones actualmente no se localizan en un mismo plano sino que se encuentran distribuidas de la siguiente manera:

El átomo del Carbono está en el centro de un tetraedro regular y sus electrones parten de este centro en dirección de las vertices del tetraedro, formando cuatro ángulos de enlace iguales de 109.5° .



Se representan los enlaces:



CLASIFICACION DE COMPUESTOS ORGANICOS

El campo de la química orgánica es tan vasto que, a pesar del hecho de que diariamente se consuman miles de compuestos orgánicos, se utiliza solamente una fracción diminuta de la totalidad de estos compuestos, tomando en cuenta que los compuestos químicos orgánicos desempeñan un papel muy importante en la vida de las personas en forma de alimentos o bebidas, drogas y medicinas, textiles y tintes; y que además, son parte integrante de los plásticos, los combustibles, los refrigerantes, los explosivos y los adhesivos.

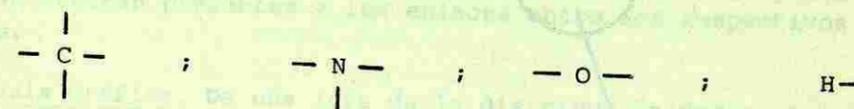
Anteriormente se mencionó que el elemento clave de todos los compuestos de la química orgánica es el "Carbono", que tiene una valencia de 4, ya que tiene 4 electrones en su órbita exterior, los cuales se unen de manera covalente con los átomos de Hidrógeno, el Oxígeno, los Halógenos, el Nitrógeno, el Azufre y otros átomos de Carbono. A diferencia de la situación de la química inorgánica, en la cual predominan los compuestos iónicos electrovalentes, las propiedades y el comportamiento químico de los compuestos de carbón están relacionados íntimamente con las ligaduras covalentes no iónicas que se encuentran presentes en estos compuestos. Se pueden encontrar uniones covalentes simples, dobles y aun triples entre un solo par de átomos, especialmente de átomos de carbono. Más específicamente, las propiedades y el compor-

tamiento químico de los compuestos de carbono están relacionados con estos tres factores:

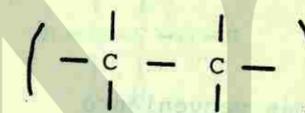
1. El número de átomos de carbono en la molécula.
2. El tipo de ligadura o enlace (sencillo, doble o triple).
3. Los tipos de grupos funcionales que se encuentran presentes en la molécula.

Una ligadura o enlace sencillo covalente consiste de un solo par de electrones compartidos en dos átomos. Por lo tanto el átomo de carbono es tetravalente, el nitrógeno trivalente, el oxígeno divalente y el hidrógeno y los halógenos son monovalentes.

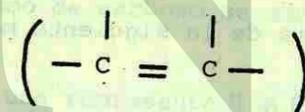
Las valencias se pueden representar por rayas (-):



Los átomos de carbono se pueden unir entre sí (concatenación) formando cadenas. Para unirse entre sí dos átomos de carbono pueden usar cada uno una valencia compartida, por ejemplo:



Al unirse dos átomos de carbonos con un enlace doble comparten dos valencias; ejemplo



Al unirse dos átomos de carbono con un enlace triple comparten tres valencias; ejemplo.



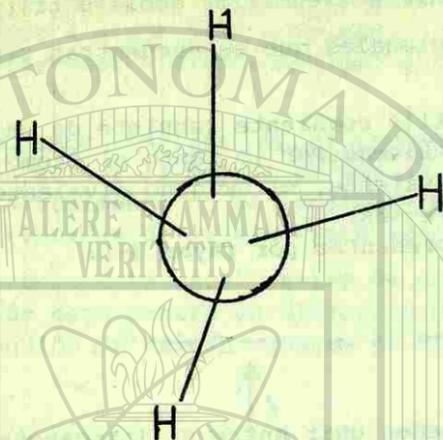
Las valencias restantes los unen a otros átomos, ya que en un compuesto todas las valencias deben estar combinadas. Un átomo de carbono puede unirse con otros átomos polivalentes por medio de una, dos o hasta tres valencias; por ejemplo:



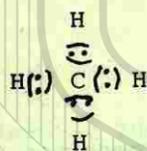
FORMULAS ESTRUCTURALES DE LAS MOLECULAS ORGANICAS

Para representar con absoluta claridad la estructura de las moléculas orgánicas, deberán usarse modelos moleculares tridimensionales. Pero, como no siempre se dispone de modelos moleculares o no son adecuados para uso común

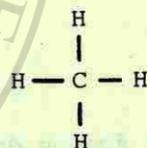
y corriente, se han desarrollado diversos métodos para representar una molécula tridimensional en una superficie plana. Uno de estos se ilustra a continuación para la fórmula del metano. (CH_4).



Las representaciones tridimensionales de moléculas de gran tamaño son difíciles de dibujar y visualizar. Por simplicidad, con frecuencia se usan proyecciones planas. La proyección del metano, CH_4 , puede escribirse como sigue:



o más conveniente



El etano, C_2H_6 , se representa de la siguiente manera:



A este tipo de proyecciones planas se le conoce con el nombre de fórmula gráfica.

Un compuesto orgánico se puede representar su estructura mediante diferentes tipos de Fórmula.

- a) **Fórmula Empírica.** Solamente expresa la relación de átomos en la molécula. Nos proporciona muy escasa información acerca de una sustancia, ya que no indica cuáles son los grupos funcionales que están presentes.

Por ejemplo $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, en la química orgánica se presentan muchos casos en los cuales diferentes compuestos tienen fórmulas empíricas iguales, como en este caso el ejemplo puede ser el $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$ que es el éter dimetilico o el $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ del alcohol etílico. Ambos poseen la misma fórmula empírica, pero sus propiedades son totalmente distintas debido a que tienen diferentes grupos funcionales.

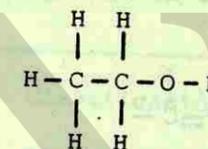
- b) **Fórmula Molecular.** Indica la clase y número de átomos que constituyen la molécula. Es una representación simplificada mas conveniente de la fórmula estructural.

Por ejemplo $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Nótese que esta fórmula indica claramente los grupos funcionales presentes pero que es menos efectiva para mostrar con exactitud en donde están colocadas las ligaduras o enlaces.

- c) **Fórmula Estructural.** Muestra separadamente los radicales o grupos atómicos que forman la molécula ya que podemos llegar a establecer como se encuentran concatenados los átomos de un compuesto orgánico dentro de la molécula.

Por ejemplo $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ en esta fórmula muestra los grupos funcionales que se encuentran presentes y los enlaces entre los respectivos átomos de carbono.

- d) **Fórmula Gráfica.** Da una idea de la distribución espacial de los átomos en la molécula. Muestra como están unidos entre sí cada uno de los átomos, considerando su estructura electrónica y la valencia de los átomos. Considerando el mismo ejemplo anterior del alcohol etílico:



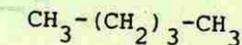
Los átomos de carbono se encuentran unidos al hidrógeno mediante un enlace sencillo y a su vez un átomo de carbono se encuentra unido al OH mediante un enlace sencillo.

- e) **Fórmula Condensada.** Es una representación simplificada más conveniente de la fórmula estructural. En esta fórmula n grupos idénticos unidos al mismo átomo de carbono se colocan entre paréntesis utilizando n como índice.

Por ejemplo: **Fórmula Estructural** $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

Fórmula Condensada $\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_n\text{-CH}_3$

Nótese que el 3 es el valor de n quedando



CLASIFICACION DE LOS COMPUESTOS ORGANICOS

La extensión que ha alcanzado la química orgánica y el gran número de compuestos orgánicos conocidos, ha hecho necesaria su clasificación en secciones que los agrupan según sus Funciones y formas estructurales, para facilitar su estudio y comparar mejor sus propiedades.

Al unirse entre sí los átomos de carbono quedan formando lo que denominamos **esqueleto o cadena** de un compuesto

Estas cadenas pueden ser:

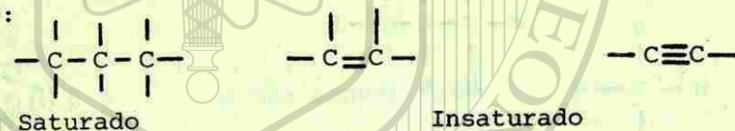
- 1) Abiertas o Acíclicas. Cuando se unen los átomos de carbono entre sí formando estructuras en forma lineal son llamadas cadenas lineales y al unirse los átomos de carbono entre sí, teniendo una cadena principal, - donde se unen a ella otros átomos de carbono hacia arriba y hacia abajo es llamada cadena arborescente.



Pueden existir en las cadenas lineales o arborescentes otros átomos como O, N, S, Halógenos etc.

Cuando los átomos de carbono forman cadenas lineales o arborescentes al unirse mediante un enlace sencillo se dice que el compuesto es saturado y cuando en la unión de los átomos de carbono intervienen dos o tres enlaces son llamados insaturados.

Por ejemplo:



- 2) Cadena Cerrada ó Cíclica. Están formados por compuestos en cuya constitución existen alguna cadena cerrada. Se dividen en:

A) Serie homocíclica. También se le conoce con el nombre de Serie carbocíclica comprende aquellos compuestos cuya cadena está formada exclusivamente por átomos de carbono. A su vez se divide en:

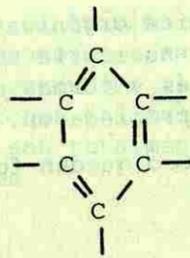
- 1) Serie alicíclica, es la que está integrada por compuestos cuyos átomos de carbono que forman la cadena cerrada se unen entre sí por medio de un enlace sencillo.

Por ejemplo:



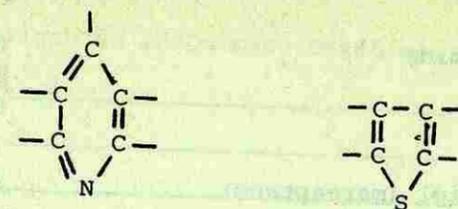
- 2) Serie Aromática o Bencénica. Son aquellos compuestos que poseen en su constitución el llamado anillo de Kekulé o anillo bencénico (es decir - poseen tres dobles enlaces alternados y tres enlaces sencillos).

Por ejemplo:



- 3) Serie Heterocíclica. Son los compuestos que forman cadena cerrada, además de átomos de carbono, existen otros átomos como O, N, O, etc.

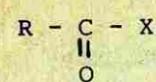
Por ejemplo:



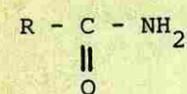
Los grupos funcionales de la Química Orgánica son similares a los radicales de la Química Inorgánica, en el sentido de que se comportan como unidades cuando penetran o cuando abandonan a una molécula orgánica, y en que imprimen características particulares a las moléculas que las poseen.

CLASIFICACION DE COMPUESTOS ORGANICOS POR SUS GRUPOS FUNCIONALES

| Estructura | Clasificación | Grupo Funcional |
|---------------------------------------|---------------------|-------------------------------|
| R - H | Alcano | |
| R - X | Halogenuro Orgánico | -X (Cl, Br, I, F) |
| R - OH | Alcohol | OH |
| R - O - R | Eter | OR |
| R - NH ₂ | Amina | NH ₂ |
| R - CN | Nitrilo | CN |
| R - C - H O | Aldehído | C - H O |
| R - C - R O | Cetona | C - R O |
| R - C - OH O | Acido | C - OH O |
| R - C - OR O | Ester | C - OR O |
| R - C = O O R - C = O | Anhídrido | C = O O C = O |



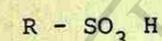
Halogenuro de Acido



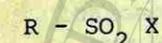
Amida



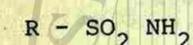
Tiol (mercaptano)



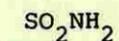
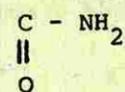
Acido Sulfónico



Halogenuro de sulfonilo



Sulfonamida



La "R" significa la porción remanente de la molécula orgánica. Usualmente representa un grupo $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$.

Por ejemplo; $\text{R}=\text{CH}_3-\text{CH}_2-$; por lo que el alcohol etílico quedaría $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$.

UNIDAD IV INTRODUCCION A LA QUIMICA ORGANICA

LABORATORIO # 1

1. Investiga el origen de la Química Orgánica.

2. Vivimos en una zona industrial de acuerdo a tus conocimientos cuáles empresas utilizan el concepto de química Orgánica y cuál crees que sea su importancia en nuestra vida diaria.

3. Explica las principales diferencias entre los compuestos orgánicos e inorgánicos.

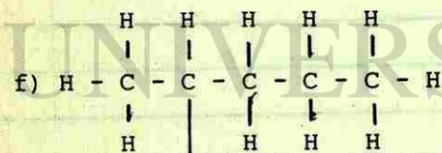
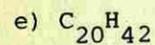
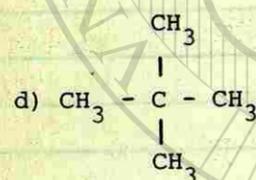
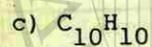
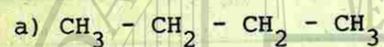
4. Explica por qué es importante el Carbono en la Química Orgánica.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

5. Explica en qué consiste la tetravalencia del Carbono.

6. De la siguiente serie de compuestos indica si su fórmula es molecular, estructural o condensada.



7. Escribe la Clasificación de los Compuestos Orgánicos y dá un ejemplo de cada uno.

8. Definir Química Orgánica.

9. ¿Cuál es la importancia de los experimentos de Wohler?

10. ¿Por qué el enlace carbono-hidrógeno es un enlace covalente?

11. Escribe la configuración del carbono en su estado Basal y la de su hibridación.

12. Escribe la fórmula estructural y condensada de:

a) Alcano

b) Alqueno

c) Alquino

d) Ciclo alcano

e) Ciclo alqueno

13. Nombra cinco compuestos orgánicos tomando como base según sus grupos funcionales.

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

BIBLIOGRAFIA

1. Madras Straton Hall Gravel. Química Curso Preuniversitario. Ed. Mc. - Graw-Hill, 1978.
2. Dunhe Carlos, Delia A. Ortegón y Xorge A. Domínguez. Química General y Orgánica. Ed. Mc Graw-Hill, 1977.
3. Wood Kunan Bull. Química General, Ed Harla, 1978
4. Devore, G. Muñoz Mena. Química Orgánica. Ed. Publicaciones Culturales. México 1976
5. Miller, Glenn H. y Frederick B. Augustine. Química Elemental. Ed. Harla. México 1978.
6. Pierce, James B. Química de la Materia. Ed Publicaciones Culturales, - México 1976.
7. Lewis, John R, Química Elemental. Ed Cía. Editorial Continental. México 1972.
8. Smoot Price. Química un Curso Moderno. Ed. C.E.C.S.A., México 1978.
9. T.R. Dickson. Introducción a la Química. Ed. Publicaciones Culturales, - México 1978.
10. Chopin Gregory. Jaffe, Summerlin, Jackson. Química Ed. Publicaciones Culturales. México 1986.
11. William S. Seese. Curso Básico de Química. Ed. El manual moderno, México 1979.
12. Rosenberg Jerome. Química General. Serie Schaum Ed. Mc. Graw-Hill, México 1980.
13. Slabauch Parsons. Química General. Ed. Limusa México 1978.
14. Andreus Kohes. Química Fundamental. Ed. Limusa México 1978.
15. Babor José, Aznárez José. Química General Moderna. Ed. Epoca, S.A. México 1977.
16. Hess Fred C. Química Simplificada. Ed. Minerva, México 1977.
17. Brescia, Arents, Meislich, Turh. Fundamentos de Química. Ed. C.E.C.S.A., México 1980.
18. Castellanos Miguel Arturo. Fundamentos de Química Orgánica. Serie de Schaum. Ed Mc. Graw-Hill. México 1982.
19. Manku G.S. Principios de Química Inorgánica. Ed. Mc. Graw-Hill México - 1983.
20. WU.C.N. Química Orgánica Moderna. Volumen I. Ed. C.E.C.S.A., México 1983.
21. Río Lenz del. Química Orgánica. Ed. Patrias.
22. Ovellette Robert J. Introducción a la Química Orgánica. Ed. Harla. México 1973.

CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

1. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

2. Practicas de Laboratorio de Quimica General y Quimica Organica. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

3. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

4. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

5. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

6. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

7. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

8. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

9. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

10. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

11. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

12. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

13. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

14. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

15. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

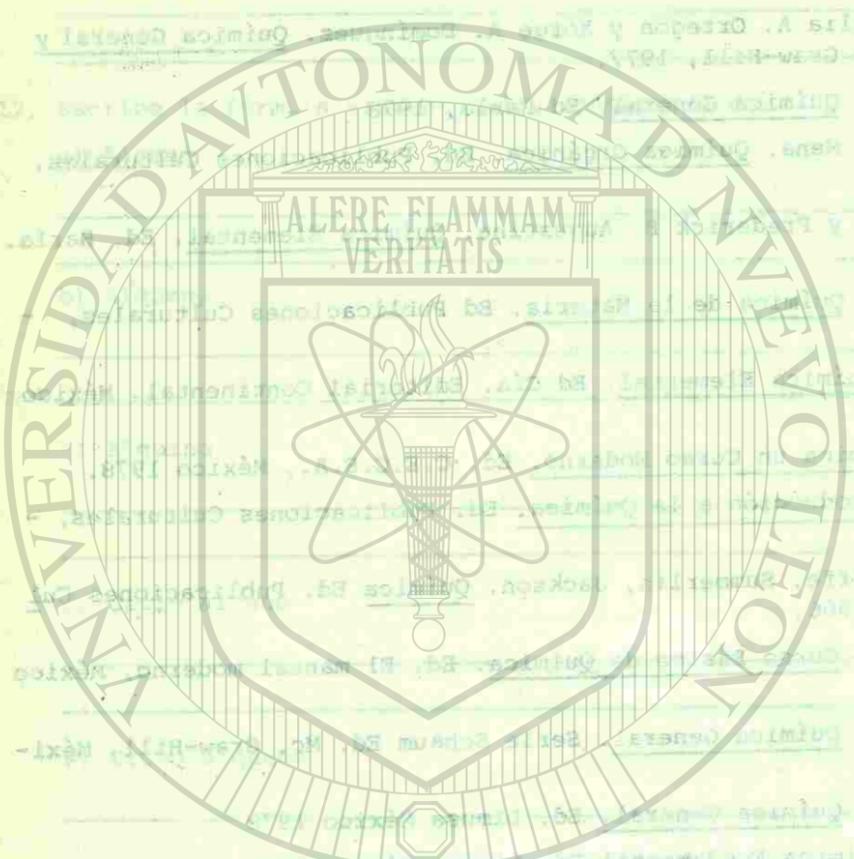
16. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

17. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

18. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

19. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

20. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.



21. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

22. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

23. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

24. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

25. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

26. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

27. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

28. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

29. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

30. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

PRACTICAS DE LABORATORIO
DE
QUIMICA INORGANICA III

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCION GENERAL DE BIBLIOTECAS

Q.B.P. JOSE OSVALDO FEMATT SEPULVEDA
L.Q.I. SYLVIA MAGDA SANCHEZ MARTINEZ
JEFE DE ACADEMIA



CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

1. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

2. Practicas de Laboratorio de Quimica General y Quimica Organica. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

3. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

4. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

5. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

6. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

7. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

8. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

9. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

10. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

11. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

12. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

13. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

14. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

15. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

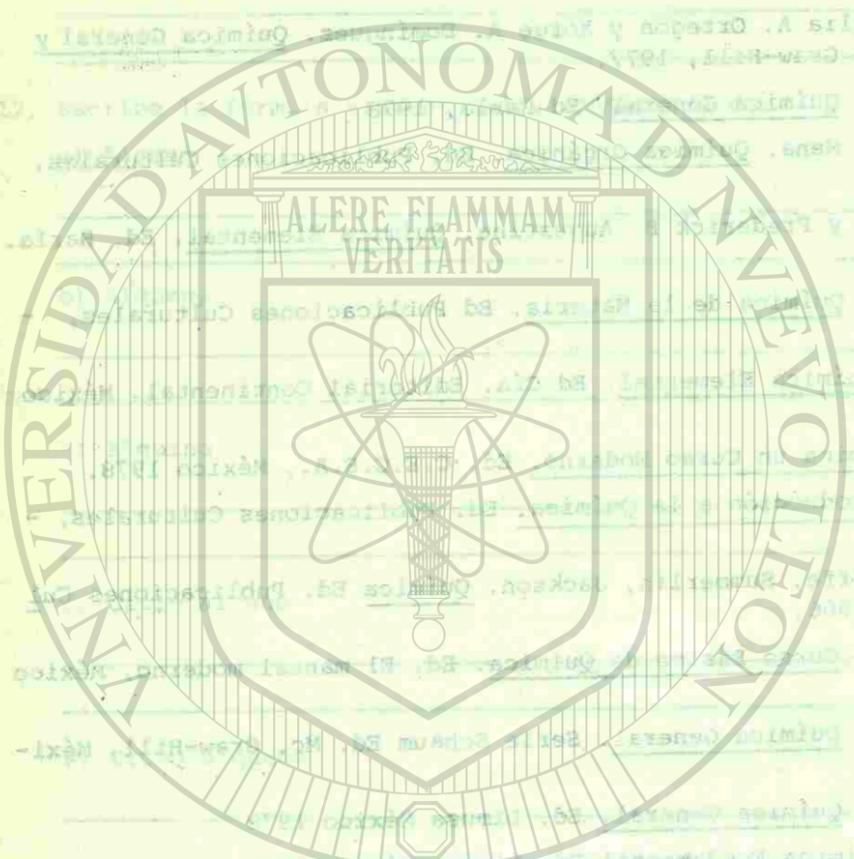
16. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

17. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

18. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

19. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

20. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.



21. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

22. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

23. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

24. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

25. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

26. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

27. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

28. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

29. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

30. Practicas de Laboratorio de Quimica General. Ed. No. 1. Ed. Graw-Hill, 1972.

PRACTICAS DE LABORATORIO
DE
QUIMICA INORGANICA III

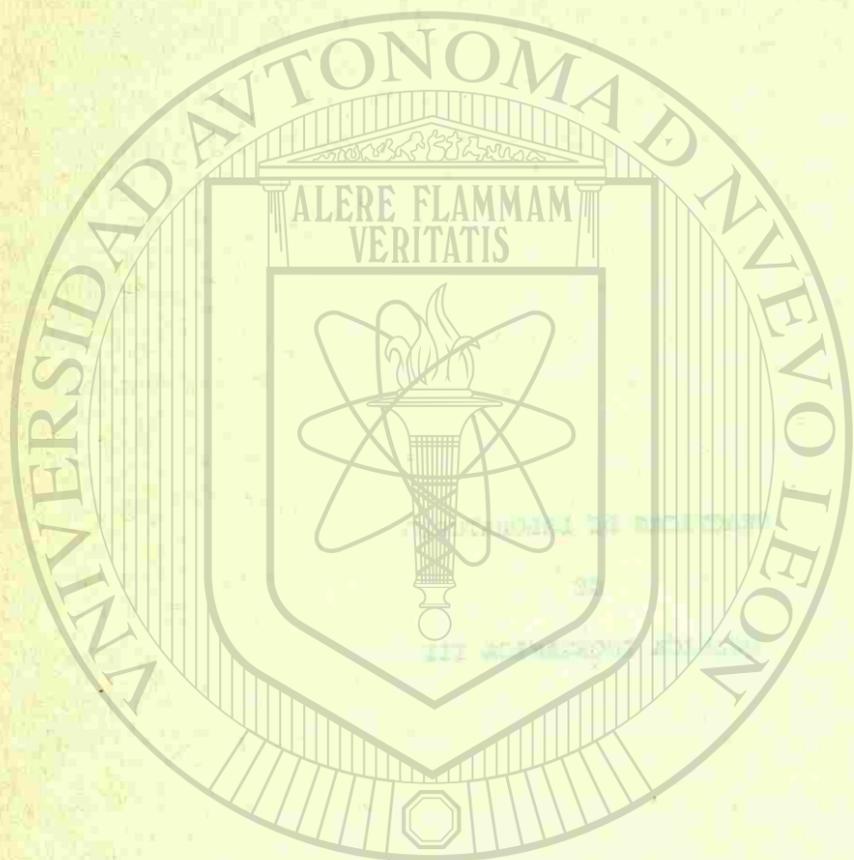
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCION GENERAL DE BIBLIOTECAS

Q.B.P. JOSE OSVALDO FEMATT SEPULVEDA
L.Q.I. SYLVIA MAGDA SANCHEZ MARTINEZ
JEFE DE ACADEMIA



CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

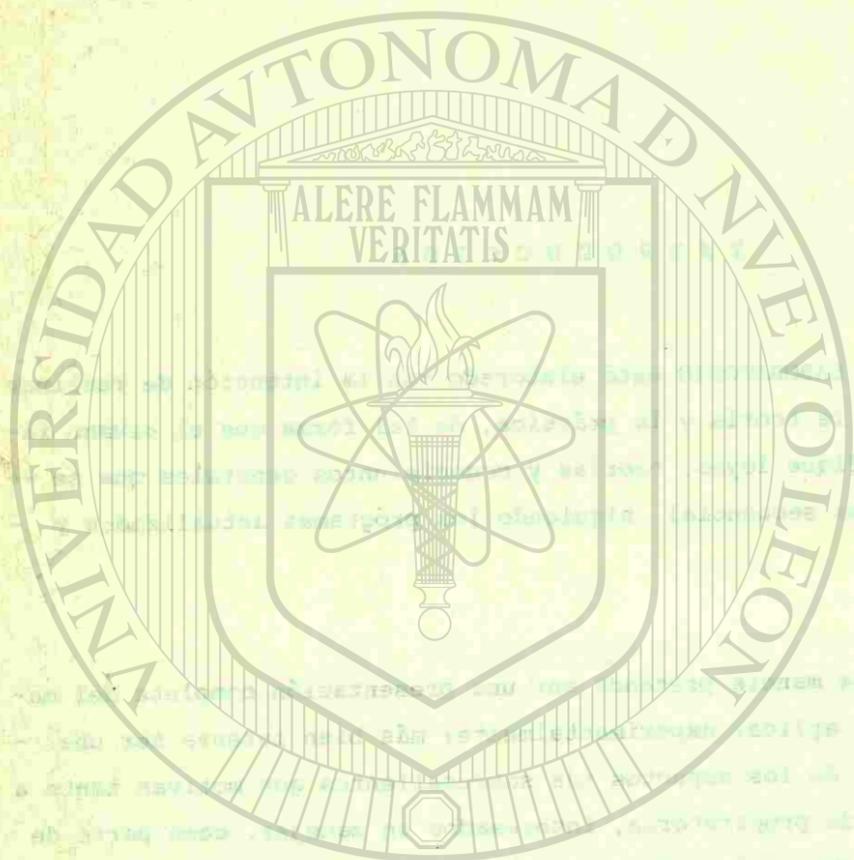
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

INTRODUCCION

El presente MANUAL DE LABORATORIO está elaborado con la intención de realizar una integración entre la teoría y la práctica, de tal forma que el alumno induzca, aplique o verifique leyes, teorías y conocimientos generales que se han presentado en forma secuencial, siguiendo los programas actualizados y vigentes.

Este trabajo de ninguna manera pretende ser una presentación completa del material de estudios por aplicar experimentalmente; más bien intenta ser una demostración didáctica de los aspectos más sobresalientes que motivan tanto a maestros como alumnos de preparatoria, interesados en manejar, como parte de su labor, el material que aquí se presenta.

CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

OBJETIVOS GENERALES DEL LABORATORIO

- Familiarizar al estudiante con las sustancias métodos y aparatos usados en Química.
- Darle experiencia personal en algunas de las reacciones y procedimientos de la Química Inorgánica.
- Ponerlo en contacto con el método científico y estimular su interés por la ciencia.
- Desarrollar la habilidad innata en el estudiante para observar, organizar, comparar, cooperar, demostrar, registrar y criticar los conocimientos adquiridos mediante la práctica.

Para que el alumno pueda alcanzar estos objetivos es necesaria su entusiasta colaboración ya que deberá tener siempre presente lo siguiente:

- a) Que el método científico requiere:
 - 1) Observar.
 - 2) Preguntar.
 - 3) Dar a conocer una explicación e hipótesis sobre lo observado.
 - 4) Ejecutar experimentos para verificar lo observado.
 - 5) Examinar los resultados y hacer nuevas hipótesis por verificar.
- b) Que debe leer sus experimentos antes de ejecutarlos.
- c) Que debe recurrir a su libro de texto y libros de consulta para aclarar dudas y comprender el porque de las operaciones que se han de ejecutar.
- d) Que debe hacer cuidadosamente sus experimentos, procurando entender el porque de los hechos acaecidos.
- e) Que debe observar minuciosa y críticamente cada uno de los cambios ocurridos: olores, colores, gases, liberación o absorción de calor, etc.
- f) Que debe anotar sus observaciones y buscar la explicación científica del fenómeno observado.



AL ESTUDIANTE

En el laboratorio de Química, el estudiante tendrá la oportunidad de manejar sustancias Químicas, aparatos, materiales de vidrio y porcelana, montaje de equipos para destilación, para obtención de gases o para el calentamiento de sustancias en general etc. Todo esto contribuirá a que el estudiante comprenda mejor los temas teóricos. Además aprenderá también operaciones muy importantes, tales como pesadas, titulaciones, filtraciones, decantaciones, separaciones etc. Que son básicas en la Química experimental.

Todas estas operaciones tienden a ejercitar la habilidad de observar, registrar y organizar los datos que proporcionan los fenómenos que ocurren durante la experimentación.

Un buen estudiante de laboratorio de Química es un buen observador; pone gran atención en encontrar las condiciones que debe controlar. Después de observar organiza la información que obtiene, busca los hechos que se repiten regularmente, es decir, fórmula generalizaciones y se pregunta el porque de éstas. Al encontrar explicación a los hechos observados aumenta sus conocimientos y debe ser capaz de transmitirlos.

No se le indicará el resultado esperado en los experimentos, para así permitir al estudiante descubrir por si mismo lo que va a suceder y anotar sus observaciones personales.

Esto le ayuda a desarrollar su capacidad intelectual así como la agudeza en la observación y motiva su entusiasmo al encontrar las conclusiones de los experimentos con su propio ingenio e iniciativa.

REGLAS DEL LABORATORIO PARA EL ESTUDIANTE

1. Asistir a cada sesión de laboratorio.

Esto te ayudará a comprender mejor los temas vistos en teoría y te evitará perder los conocimientos y destrezas que se adquieren durante la experimentación.

2. Estudiar previamente el experimento a efectuar.

Es necesario llevar bien estudiado el experimento a efectuar porque de lo contrario te retrasará y provocará que no termines la práctica. Esto te perjudicará de modo que no tendrás los datos necesarios para completar tus resultados y al momento de realizar la práctica no sabrás lo que estas haciendo.

3. Conocer las reglas de seguridad en el laboratorio.

De preferencia apréndetelas, esto será un punto a tu favor ya que en caso contrario no sabrás evitar los accidentes o no sabrás que hacer cuando ocurra alguno.

4. Tu estancia en el laboratorio deberá ser siempre disciplinada.

Deberás evitar el jugar con el material, con el mechero, con tus compañeros etc., Esto puede provocar accidentes. Evita moverte de la mesa que se te asignó.

"Los payasos son muy simpáticos en el circo, pero en el laboratorio son un peligro" pueden provocar accidentes.

5. Revisar que tu material esté siempre limpio y seco.

El material limpio ayuda a que los resultados que obtengas sean los mas apegados a la realidad, en cambio un material sucio ayuda a que tus resultados sean erróneos.

6. Poner toda la atención del mundo a las instrucciones del maestro (instructor).

Para hacer esto lo primero es guardar silencio para poder escuchar y como segundo no distraerse. Esto te servirá para efectuar la práctica correctamente. Además de evitar equivocaciones se pueden hacer las correcciones que sean necesarias.

7. Al hacer la práctica no perderse ningún detalle de lo que esta ocurriendo.

- a) Tendrás que efectuar las instrucciones del manual paso a paso y en orden.
- b) Observando atentamente lo que ocurre y registrarlo inmediatamente, esto hará que tus resultados sean mas reales. Ya que si lo dejas para después se te puede olvidar.

8. Tendrás el cuidado de etiquetar todas las sustancias que manejes.

Esto te ayudará a que no efectúes reacciones equivocadas que puedan causar explosiones u otro tipo de efectos. Que causen accidentes.

9. Entregarás el material que utilizaste limpio y seco. Así como la mesa en que trabajaste.

"Deja el laboratorio como a ti te gustaría encontrarlo en tu próxima - sesión"

10. Tendrás la obligación de contestar los cuestionarios que se incluyen en cada práctica así como registrar los resultados obtenidos antes de tu próxima sesión de laboratorio.

Q.B.P. JOSE OSVALDO FEMATT SEPULVEDA



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

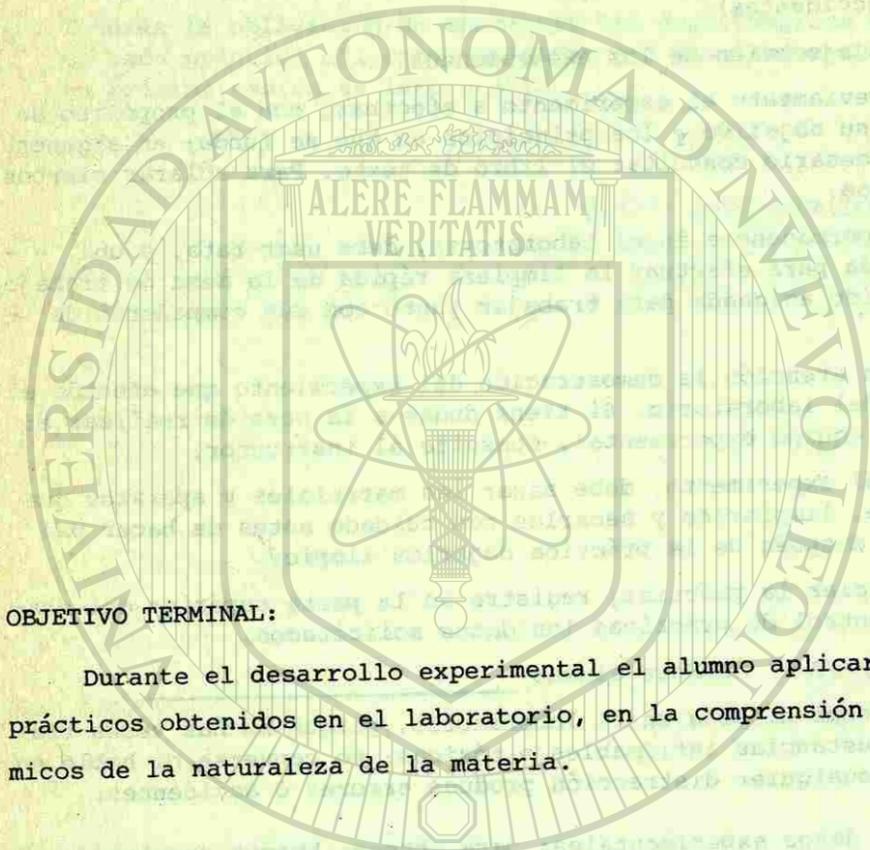
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

RECOMENDACIONES AL ESTUDIANTE

1. Equipos de 2 o 3 alumnos.
2. Debe mantenerse una conducta individual y colectiva muy ordenada. (para evitar accidentes).
3. Normas para la ejecución de los experimentos.
 - a) Estudiar previamente el experimento a efectuar, con el propósito de comprender su objetivo y los principios en que se funda; en algunos casos es necesario consultar el libro de texto. Para aclarar ciertos conocimientos.
 - b) Durante la permanencia en el laboratorio, debe usar bata, y una toalla húmeda para efectuar la limpieza rápida de la mesa de trabajo que le ha sido asignada para trabajar junto con sus compañeros de grupo.
 - c) Observar con atención la demostración del experimento que efectúa el instructor del laboratorio. Si tiene dudas a la hora de realizar el montaje del equipo experimental, consulte al instructor.
 - d) Al iniciar el experimento, debe sacar los materiales y aparatos que van a usarse, limpiarlos y secarlos con cuidado antes de hacer uso de ellos; y después de la práctica dejarlos limpios.
 - e) Antes de iniciar la práctica, registre en la parte superior del cuaderno del control de prácticas los datos solicitados.
FECHA = D/M/A nombre alumno _____
 - f) Nunca fume, coma ni beba en el laboratorio, porque muchas veces trabajará con sustancias inflamables o tóxicas; no converse ni hable en voz fuerte; cualquier distracción produce errores o accidentes.
4. Registro de los datos experimentales: para obtener buenos resultados en los experimentos es necesario que el estudiante siga las recomendaciones que se indican a continuación:
 - a) Registrar inmediatamente después de efectuar la medida, los resultados o datos obtenidos; nunca trate de memorizarlos use tinta para anotarlos en el cuaderno de experimentación.
 - b) Realice los cálculos en el espacio indicado en el texto de experimentos; no utilice hojas sueltas; en caso de cometer errores en el registro de datos, cálculos o resultados, nunca borre, sino tache, y a su lado escriba los valores correctos.
5. Medidas de seguridad.

La seguridad individual y colectiva en el laboratorio depende del cumplimiento de las indicaciones siguientes.

 - a) Informar inmediatamente al instructor de laboratorio de cualquier accidente, y memorice la ubicación en el laboratorio de los dispositivos de seguridad, como duchas, botiquín, frazadas y extinguidores, para una rápida intervención.
 - b) La manipulación de ácidos concentrados debe efectuarse dentro de la campana de extracción, para evitar?



OBJETIVO TERMINAL:

Durante el desarrollo experimental el alumno aplicará los conocimientos prácticos obtenidos en el laboratorio, en la comprensión de los cambios químicos de la naturaleza de la materia.

TERCER SEMESTRE

OBJETIVO GENERAL:

El alumno aplicará, experimentalmente, los principios que rigen el comportamiento de los gases y las disoluciones, en la solución de problemas de laboratorio.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

PRACTICA No. 1

VARIABLES QUE AFECTAN EL COMPORTAMIENTO DE UN GAS

OBJETIVO:

El alumno comprobará que la presión, el volumen y la temperatura afectan el comportamiento de un gas.

FUNDAMENTO:

Los gases fácilmente se pueden considerar como el más fascinante - entre los tres estados de la materia debido a sus excepcionales propiedades, como: Los gases se pueden comprimir fácilmente, tienen masa, se expanden, se pueden licuar y hasta solidificar, tienen la propiedad de difusión etc.

Todos estos fenómenos y otros pueden explicarse con la Teoría Cinética-Molecular de los gases. La idea básica de esta teoría es que los gases constan de moléculas que se mueven desordenada e incresantemente. Debido a este desorden y a su escasa interacción molecular, son muy sencibles a los efectos de la presión, volumen y temperatura ya que estos factores afectan la energía cinética molecular de los mismos.

MATERIAL:

1. Matraz bola de 500 ml.
1. Líquido coloreado (agua con unas gotas de azul de metileno).
1. Jeringa de 10 ml.
1. Pinzas de soporte.
1. Mechero.
1. Tela de asbesto.
1. Soporte universal.
1. Tubo de vidrio 15 cm.
1. Tapón monohoradado.
1. Vaso de precipitado de 250 ml.
1. Globos
3. Ligas.

PROCEDIMIENTO:

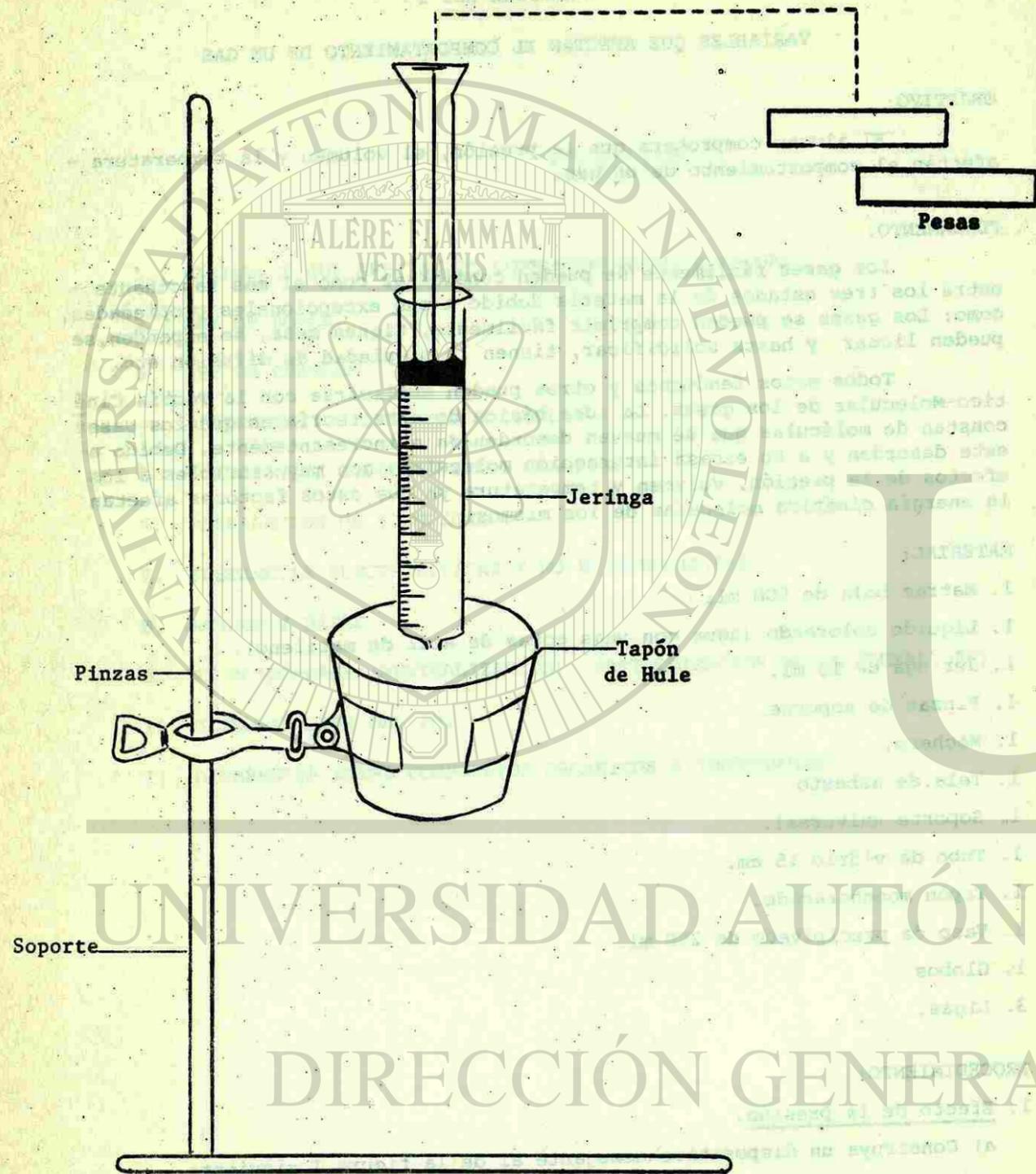
1. Efecto de la presión.
 - a) Construya un dispositivo semejante al de la figura I siguiente:

INDICE

1. VARIABLES QUE AFECTAN EL COMPORTAMIENTO DE UN GAS.
2. LEY DE BOYLE.
3. LEY DE CHARLES.
4. DETERMINACION DEL PESO MOLECULAR.
5. SOLUCIONES, SUSPENSIONES Y COLOIDES.
6. PREPARACION DE SOLUCIONES.
7. SUSTANCIAS ELECTROLITICAS Y NO ELECTROLITICAS.
8. ACIDOS Y BASES.
9. RX ACIDO-BASE (NEUTRALIZACION) (DETERMINACION DE LA NORMALIDAD)
10. DETERMINACION DEL PH.
11. DIFERENCIA ENTRE COMPUESTOS ORGANICOS E INORGANICOS.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

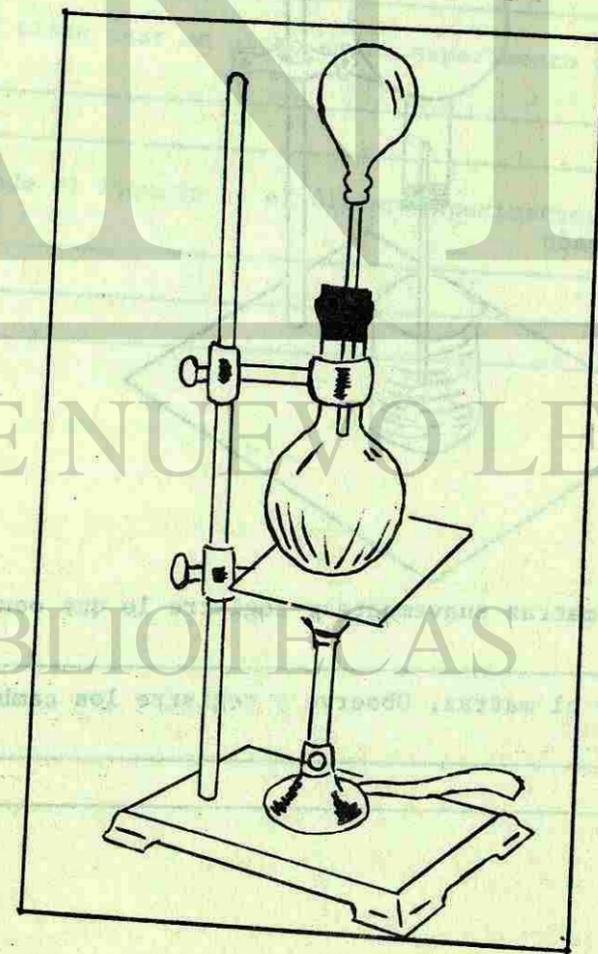
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



- b) Estire el émbolo de la jeringa hacia afuera.
- c) Sujete la jeringa con la mano izquierda, de tal manera que pueda tapar el orificio de salida con el dedo pulgar.
- d) Con la mano derecha ejerza presión sobre el émbolo. Primero poca presión y después pueden variar la presión para que observen los efectos de dicho factor.
- e) Observaciones.:

2. Efecto de la temperatura.

- a) Monte un aparato semejante al de la figura II.



CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

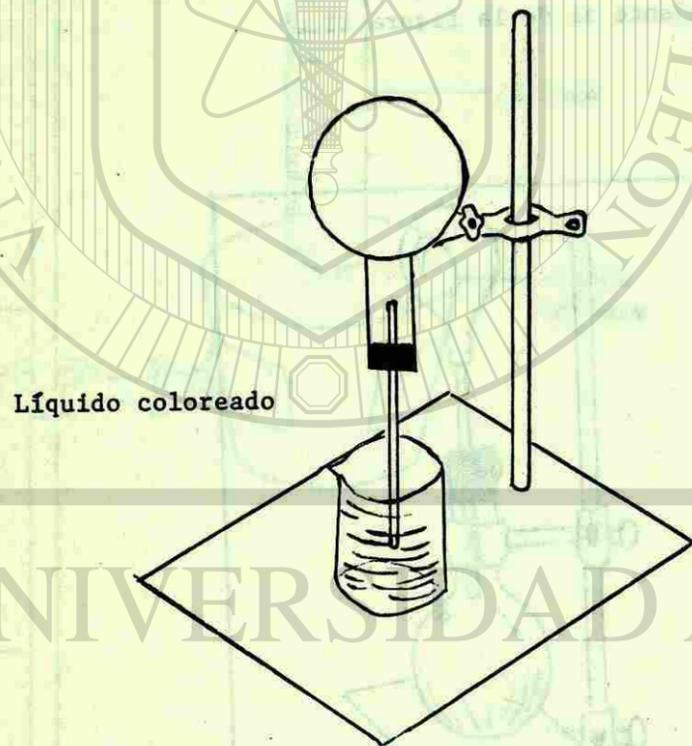
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

b) Caliente el matraz y registre sus observaciones.

c) Retire el mechero, deje enfriar el matraz y observe lo que ocurre.

3. Efecto de la temperatura y el volumen.

a) Monte en forma semejante el siguiente aparato.



b) Caliente el matraz suavemente y registre lo que ocurre.

c) Deje enfriar el matraz. Observe y registre los cambios que ocurren.

Cuestionario y Conclusiones.

1. Escriba los postulados de la teoría cinético-molecular.

2. Qué propiedad se aprecia en:

a) El primer experimento.

b) El segundo experimento.

c) El tercer experimento.

3. Qué finalidad tiene usar un globo en el experimento dos.

4. Por qué asciende el líquido en el último experimento.

CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCION GENERAL DE BIBLIOTECAS



PRACTICA No. 2

LEY DE BOYLE

OBJETIVO:

El alumno comprobará experimentalmente la ley de boyle.

FUNDAMENTO:

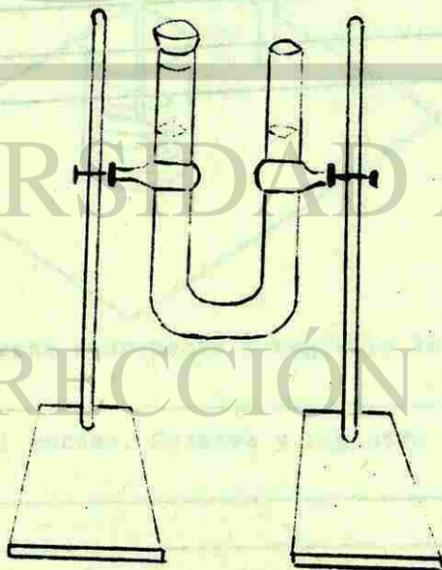
Una forma conveniente de estudiar el comportamiento de los gases es fijar dos de los cuatro factores variables asociados con un gas y observar - como cambian entre sí los otros dos factores. La Ley de Boyle relaciona cuantitativamente el volumen y la presión ejercida por una muestra de gas. Robert Boyle observó la relación entre la presión y el volumen de una cantidad fija de gas que se mantiene a temperatura constante. Con base a sus estudios concluyó que el volumen de una muestra dada de un gas varía en razón inversa de la presión. Esto significa que si se aumenta la presión el volumen disminuye y si disminuye la presión el volumen aumenta. En nuestro experimento, donde demostraremos la Ley de Boyle, haremos mediciones de presión y volumen.

Para determinar la presión se procede de la siguiente forma:

- 1.- Al igualar los niveles de mercurio de las dos columnas del manómetro, la presión será igual a 760 mmHg.
- 2.- Para medir el aumento de presión, éste será igual a la diferencia de alturas de las dos columnas (medida en mm.).
- 3.- La presión final será igual a 760 mmHg + Δh (diferencia en alturas).

Para determinar el volumen utilizaremos la siguiente fórmula:

$V = \pi r^2 h$, donde $\pi = 3.1416$, r = radio de la columna del manómetro y h = altura que ocupa el gas.



MATERIAL:

- 1 Tubo en U
- 1 Tapón para tubo
- 1 Soporte universal
- 2 Pinzas para soporte
- 1 Regla
- 1 Escuadra.

SUSTANCIA:

Mercurio.

TECNICA:

Para demostrar experimentalmente la Ley de Boyle, se procede a lo siguiente:

En la figura anterior se indica el aparato utilizado para demostrar la Ley de Boyle. Tenemos un tubo en U, donde una columna actúa como recipiente del gas, la cual debe estar cerrada con un tapón de hule. Por la otra columna del tubo en U se le añade el mercurio gradualmente, en pequeñas proporciones, para aumentar la presión sobre el gas.

Primeramente iguale el nivel del mercurio de las dos columnas (en este punto la presión será de 760 mmHg). Esto se logra quitando el tapón de hule de la columna. Calcule el volumen ocupado por el gas en ese instante.

V = _____

Ahora aumente la presión sobre el gas, añadiendo mercurio por la columna. Determine la diferencia entre los dos niveles de mercurio y la altura que ocupa el gas. Especifique la presión y el volumen.

P = _____
 V = _____

Repita la prueba anterior hasta completar cuatro lecturas de presión y volumen.

RESULTADOS Y CONCLUSIONES:

- 1.- Conteste brevemente cada una de las siguientes preguntas:

a) Enuncie la Ley de Boyle. _____

CAPILLA ALFONSO DE ARAGON
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

b) Escriba las fórmulas que se utilizan para el cálculo de presión y volumen.

c) Complete la siguiente tabla:

| <u>PRESION</u> | <u>VOLUMEN</u> | <u>CONSTANTE</u> |
|----------------|----------------|------------------|
| _____ | _____ | _____ |
| _____ | _____ | _____ |
| _____ | _____ | _____ |
| _____ | _____ | _____ |
| _____ | _____ | _____ |

d) ¿Qué conclusiones pueden obtenerse de este experimento?

e) Trace una gráfica de presión vs volumen (en papel milimétrico) y explique el significado de la gráfica.

CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PRACTICA No. 3

LEY DE CHARLES

OBJETIVO:

El alumno comprobará experimentalmente la Ley de Charles.

FUNDAMENTO:

En 1787, Jacques Charles investigó la relación existente entre el volumen y la temperatura de un gas a presión constante. Al conservar la presión constante, el volumen se ve afectado solo por el cambio de temperatura. Charles observó que cuando se eleva la temperatura de un gas, el volumen aumenta y cuando la temperatura disminuye, el volumen también disminuye. Le será más fácil recordar la Ley de Charles si piensa en que un globo lleno aumenta su volumen cuando se le calienta y disminuye cuando se enfría.

La Ley dice "cuando la presión permanece constante, el volumen de un gas varía directamente proporcional a su temperatura absoluta". La expresión matemática de la Ley es:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

MATERIAL:

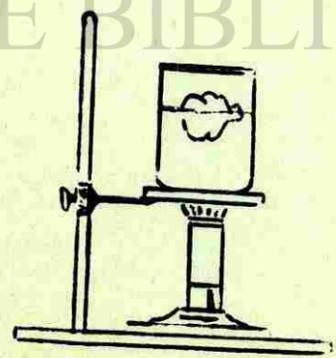
- 1 Soporte universal
- 1 Anillo para soporte
- 1 Tela de asbesto
- 1 Mechero
- 1 Vaso de precipitado de 1000 ml.
- 1 Termómetro
- 1 Globo

SUSTANCIAS:

Agua

TECNICA:

1.- Monta un aparato como se indica en la figura.



2.- Agrégale al vaso 300 ml. de agua e introduce un globo ligeramente inflado.

3.- Enciende el mechero para calentar el agua hasta que observes algun cambio en el globo. Registra tus observaciones.

4.- Apaga tu mechero y saca el globo para que se enfríe el gas que esta dentro de él. Registra lo que observes.

Resultados y Conclusiones.

1.- Explica por qué ocurrió el cambio que observaste en el paso tres.

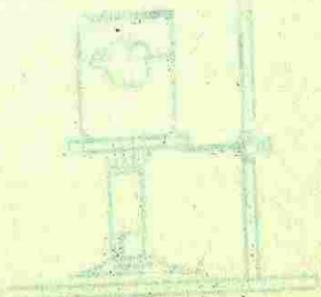
2.- Se basa la Ley de Charles en la escala Kelvin de temperatura y por qué.

3.- Un gas encerrado en un recipiente flexible ocupa 250 ml. a 25°C y 2.0 atm. Si la presión permanece constante, ¿Qué volumen ocupará cuando:

- a) La temperatura sea de 100°C?
- b) Se duplique la temperatura?
- c) La temperatura disminuya a la mitad del valor original?

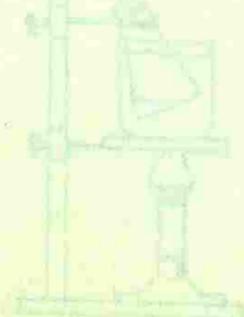
a) R =

b) R =



c) R =

4.- Un globo de aire ocupa 10.0 litros a 25°C y 1.0 atm. ¿Qué volumen ocupará si se le coloca en un congelador a -10°C y la presión es constante?



CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



PRACTICA No. 4

DETERMINACION DEL PESO MOLECULAR

(APLICACION PRACTICA DE LA LEY DE LOS GASES IDEALES)

OBJETIVO:

Aplicará la Ley de los Gases ideales para determinar el peso molecular de un compuesto.

FUNDAMENTO:

Los postulados de la TCM (Teoría Cinético-Molecular) describen el comportamiento de un gas idealizado al que nos referiremos como un gas perfecto o gas ideal. La Ley de los Gases perfectos nos es muy útil porque indica la relación que existe entre la presión, el volumen, la temperatura y el número de moles asociados a una muestra de gas. A veces se desea determinar experimentalmente la masa molar (peso molecular) de una sustancia gaseosa. Partiendo de la Ley de los Gases Ideales es posible calcular el peso molecular de un gas conocidas la temperatura, presión, el volumen y la masa del gas.

Una de las más importantes aplicaciones de la Ley de los Gases Ideales, $PV = nRT$, es la determinación del peso molecular de un líquido que pueda transformarse en vapor. El peso molecular se calcula a partir de

$$n = \frac{\text{peso del gas}}{\text{peso molecular del gas}}$$

Por lo tanto la ecuación de los gases ideales puede expresarse.

$$PV = \frac{\text{peso(gas)} RT}{P.M. (\text{gas})}$$

Despejando el P.M.

$$P.M. = \frac{\text{peso(gas)} RT}{PV}$$

MATERIAL:

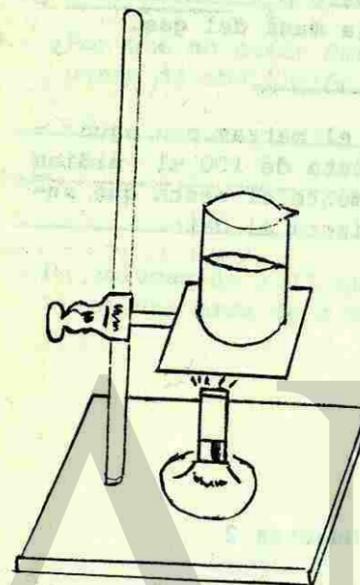
- 1 Soporte universal
- 1 Pinzas para soporte
- 1 Tela de asbesto
- 1 Mechero
- 1 Anillo para soporte
- 1 Balanza
- 1 Termómetro
- 1 Vaso de precipitado de 1000 ml.
- 1 Matraz Erlen Meyer de 250 ml.
- 1 Probeta de 100 ml.
- 1 Papel aluminio (trozo de 10 X 10 cm)
- 1 Liga

SUSTANCIAS:

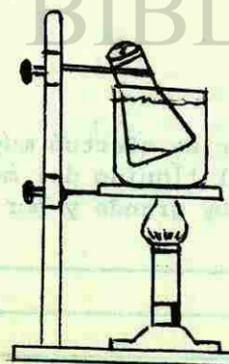
Cloroformo

TECNICA.

- 1.- Agrega 600 ml. de agua al vaso y monta un aparato como el siguiente y calienta el agua hasta ebullición.



- 2.- Pesa el matraz, el trozo de aluminio y una liga al mismo tiempo y registra el dato.
 $m_1 =$ _____
- 3.- Introduce 5 ml. de cloroformo en el matraz y sujeta el aluminio alrededor de la boca del matraz (tapándola) con la liga.
- 4.- Con un alfiler delgado haz una perforación, tan pequeña como sea posible, en el centro del papel aluminio.
- 5.- Coloca el matraz en el vaso con agua hirviendo, manteniéndolo casi completamente sumergido y deteniéndolo con una pinza como se muestra en la figura que sigue.



6.- Después de que se haya consumido todo el líquido y ya no salgan vapores por el orificio, mide la temperatura del agua y registra el dato.

T= _____

7.- Suspende el calentamiento y retira el matraz del vaso y deja a que se enfríe y se seque.

8.- Pesa nuevamente todo el conjunto y registra el dato $m_2 =$ _____ y efectúa la siguiente operación para determinar la masa del gas.

$m(\text{gas}) = m_2 - m_1$ $m(\text{gas}) =$ _____

9.- Mide el volumen total del matraz, primero llena el matraz con agua - hasta el ras y segundo, vacía el agua en la probeta de 100 ml midiendo 100 ml primero y luego otros 100 ml y finalmente el resto que sumado a los 200 ml te dará el volumen total. Registra el dato.

$V_t =$ _____

10.- Repite el mismo procedimiento con otra muestra.

Resultados y Conclusiones.

1.- Registra todos los datos obtenidos.

| Datos. | Muestra 1 | Muestra 2 |
|-------------|-----------|-----------|
| Presión | _____ | _____ |
| Volumen | _____ | _____ |
| Temperatura | _____ | _____ |
| Masa | _____ | _____ |

2.- Calcula el peso molecular del compuesto sustituyendo los datos obtenidos en la fórmula.

$P.M. = \frac{\text{masa (peso)} \cdot RT}{PV}$

P.M. = _____

3.- Supongase que esta determinación del peso molecular se efectuó muy precipitadamente y que no se llegó a vaporizar todo el líquido del matraz. ¿Sería el peso molecular calculado muy pequeño o muy grande y por qué?

¿Qué tipo de error de procedimiento podría conducir a un error de resultado que fuera opuesto al anterior.

4.- ¿Por qué no puede determinarse el peso molecular del n-butanol (si su punto de ebullición fuera de 118°C) con este método?

5.- Un volumen de 1.32 litros de un gas, medido a 19°C y 0.97 atmósferas, tiene una masa de 2.55 gramos. ¿Calcular la masa molecular del gas?

6.- ¿Cuál es el volumen ocupado por 3.0 moles de nitrógeno a 1520 torr de presión y 0°C?

CAPILLA ALFONCINA
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA



PRACTICA No. 5

SOLUCIONES, SUSPENSIONES Y COLOIDES

OBJETIVO:

El alumno distinguirá entre soluciones, suspensiones y coloides.

FUNDAMENTO:

Una sustancia se puede dispersar dentro de otra. Una dispersión se forma cuando una sustancia se dispersa dentro de otra. Dependiendo del tamaño de las partículas disueltas, las dispersiones se clasifican en soluciones verdaderas, coloides y suspensiones. Una solución verdadera es un sistema homogéneo en el cual el tamaño de las partículas es menor de 10^{-7} cm. (tamaño molecular o iónico). Un coloide es un sistema homogéneo en el cual el tamaño de las partículas está entre 10^{-7} y 10^{-4} cm. (agregado molecular). Una suspensión es un sistema heterogéneo en el cual el tamaño de las partículas es mayor de 10^{-4} cm. (partículas visibles, por ser de mayor tamaño).

MATERIAL:

6 Tubos de ensaye (13 X 100 mm)
1 Gradilla
1 Mechero
1 Pinzas para tubo de ensaye
1 Pizeta
1 Probeta graduada

SUSTANCIAS:

Cloruro de sodio
Grenetina
Hidróxido de magnesio
Azúcar
Goma arábica
Yoduro de potasio
Nitrate de plomo
Agua.

TECNICA:

1.- Solución verdadera:

Vacíe un poco de cloruro de sodio en un tubo de ensaye y agréguele agua hasta la tercera parte. Agite hasta que la sustancia se disuelva completamente. Observe la solución a través de la luz y registre.

2.- Coloides:

Coloque en un tubo de ensaye una pequeña cantidad de grenetina y agréguele agua hasta la tercera parte. Agite, observe la dispersión a través de la luz y registre.

3.- Suspensiones:

Deposite en un tubo de ensaye un poco de hidróxido de magnesio y añádale agua hasta la tercera parte. Agite. Observe la dispersión a través de la luz y registre.

4.- Identificación del tipo de dispersión.

- a) Coloque en un tubo de ensaye una pequeña cantidad de azúcar y agréguele agua hasta la tercera parte. Agite. Observe la dispersión y registre.
- b) Ponga en un tubo de ensaye un poco de goma arábica y agréguele agua hasta la tercera parte. Agite fuertemente. Observe la dispersión y registre.
- c) Coloque en un tubo de ensaye 20 gotas de nitrato de plomo. Agregue 20 gotas de yoduro de potasio; en seguida agregue 5 ml. de agua. Caliente con cuidado, directamente a la flama del mechero, hasta que desaparezca el color amarillo. Espere a que se enfríe. Observe la dispersión y registre.

RESULTADOS Y CONCLUSIONES:

1.- Identifique los siguientes tipos de dispersiones:

a) $KI + Pb(NO_3)_2$

b) Goma arábica + agua

c) Azúcar + agua

2.- Defina cada uno de los siguientes conceptos:

a) Solución verdadera.

b) Coloide.

c) Suspensión.

CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PRACTICA No. 6
PREPARACION DE SOLUCIONES

OBJETIVO:

El alumno preparará soluciones molares y porcentuales.

FUNDAMENTO:

El agua de los océanos es una solución que contiene sal. Esta es una descripción cualitativa que no nos dice nada acerca de la cantidad de soluto presente en la solución. La cantidad de soluto en una solución depende de la cantidad de solución considerada.

La mejor forma de describir una solución es establecer la concentración del soluto. La concentración expresa la cantidad de soluto contenido en una cantidad unitaria de solución. Por ejemplo, la concentración de sal disuelta en el agua de mar se expresa como 30 gramos de cloruro de sodio por litro de agua de mar. La concentración en un volumen grande de solución es la misma que en un volumen pequeño. La concentración de sal disuelta en una taza de agua de mar es la misma que la concentración de sal en un enorme tanque de agua de mar.

La concentración de una solución se puede expresar en diferentes formas, hay unidades físicas y unidades químicas de las cuales las más comunes son:

% en peso
% en volumen

Molaridad
Normalidad
Partes por millon.

MATERIAL:

- 1 Balanza
1 Agitador
2 Vasos de precipitado de 150ml
1 Probeta de 10 ml
1 Probeta de 100 ml.
1 Matraz erlen meyer de 250 m

SUSTANCIAS:

- Sacarosa (azúcar) $C_{12}H_{22}O_{11}$
Cloruro de sodio NaCl
Etanol (C_2H_5OH)
Sulfato de cobre ($CuSO_4$)
Agua destilada

TECNICA:

A: % en peso:

- 1.- Preparar 100 gramos de solución de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) al 8% en peso.
La solución debe contener 8 gramos de sacarosa y 92 gramos de agua.
- a) Pesa 8 gr. de sacarosa en un vaso de precipitado, previamente tarado.
b) Pesa en otro vaso, previamente tarado, los 92 gr. de agua.
c) Añadele el agua, poco a poco, al vaso que contiene el azúcar agitandolo constantemente.

B: % en volumen:

- 2.- Preparar 100 ml de solución de alcohol etílico (C_2H_5OH) al 10% en volumen.

La solución debe contener 10 ml. de alcohol y 90 ml. de agua.

- a) Mide 10 ml. de alcohol etílico, con la probeta de 10 ml., y colócalos en el matraz erlen-meyer
b) Mide 90 ml de agua, con la probeta de 100 ml, y adicióncelos al alcohol poco a poco, agitando constantemente.

C: MOLARIDAD.

- 3.- Preparar 100 ml de una solución de sulfato de cobre 0.1 m.

- a) Determina el peso molecular del sulfato de cobre ($CuSO_4$)

Pesos atómicos

$$Cu = 63.5$$

$$S = 32$$

$$O_4 = 16 \times 4$$

P.M.=suma de los pesos atómicos

$$P.M.=P.A.(Cu) + P.A.(S) + P.A.(O)$$

$$P.M.=63.5 + 32 + 64$$

$$P.M.=159.5$$

- b) Determina el peso de soluto para preparar 100 ml. de solución 0.1 M.

$$n = \frac{m}{P.M.}$$

$$M = \frac{n}{lto.}$$

$$n = (M) (lto.)$$

$$\frac{M}{P.M.} = (M) (lto.)$$

$$M = (M) (lto.) (P.M.)$$

$$M = (.1) (.1) (159.5)$$

$$M = 1.595 \text{ y}$$

peso del soluto

- c) Pesa 1.595gr de sulfato de cobre y deposítalos en un vaso (matraz de aforación) y agregale agua, poco a poco, agitando constantemente hasta completar 100 ml. Auxiliándote con la probeta.

Resultados y Conclusiones.

- 1.- Qué entiendes por:
a) Solución normal?

- b) Solución molar?

c) Solución porcentual en peso-volumen?

2.- Por qué es importante el saber preparar soluciones. Utilizando diferentes unidades de concentración?

3.- Escribe el procedimiento que seguirías para preparar una solución al 45% de cloruro de sodio. (% en masa).

4.- Que cantidad en gramos se necesitan de sulfato de calcio (Ca SO_4) para preparar 750 ml. de una solución 2.5 molar.

PRACTICA No. 7

SUSTANCIAS ELECTROLITICAS Y NO ELECTROLITICAS

OBJETIVO:

El alumno comprobará que algunas sustancias disueltas en agua conducen la corriente eléctrica y otras no.

FUNDAMENTO:

Cuando una corriente eléctrica pasa a través de un alambre de cobre, el alambre en si mismo no cambia. Los electrones - verdadera corriente eléctrica-fluyen dentro del alambre en un punto y salen en otro. El número total de electrones en el cobre permanece igual antes y después del flujo y no hay cambio químico. Sin embargo este no es el caso, cuando una corriente eléctrica pasa a través de una solución electrolítica. Electrones libres como tales no fluyen a través de la solución: La corriente es transportada por iones y suceden reacciones químicas en cada electrodo.

En 1887 Arrhenius propuso la teoría de la ionización o disociación electrolítica la que supone que cuando ciertos compuestos se disuelven en agua, sus moléculas se rompen en dos o más partes cargadas eléctricamente. Faraday llamó iones a estas partes en que se divide la molécula, esta palabra significa caminante porque los iones transportan la energía eléctrica. A los compuestos que tienen esta propiedad se les llama electrolitos. Cuando la sustancia no conduce la corriente se les llama no electrolitos.

MATERIAL:

9 Vasos de precipitado de 150 ml.
1 Aparato especial para detectar conductividad

SUSTANCIAS:

Agua destilada
Acido clorhídrico
Acido sulfúrico
Acido acético
Acido nítrico
Nitrato de sodio
Alcohol etílico
Cloruro de sodio
Azúcar

TECNICA:

- 1.- Colocar en los vasos cada una de las sustancias. (100 ml. aproximadamente)
- 2.- Checa que el aparato funcione, uniendo los dos electrodos y observa si enciende el foco.
- 3.- Introduce los electrodos en la primera solución, sin que se toquen uno con el otro, observa y registra.
- 4.- Lava los electrodos con agua y repite el paso anterior con cada una de las otras soluciones. Registra las observaciones en la siguiente tabla enciende el foco.

CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Resultados y Conclusiones.

| Sustancias | Olor | Sensación al tacto | Papel Tornasol rojo | Tornasol azul | Fenol ftaleína | Naranja de metilo |
|------------|------|--------------------|---------------------|---------------|----------------|-------------------|
|------------|------|--------------------|---------------------|---------------|----------------|-------------------|

2.- ¿Para qué se usa la fenolftaleína?

3.- ¿Qué indicador se usa para reconocer las soluciones ácidas?

4.- Nombra algunas otras propiedades de ácidos y bases.

5.- Nombra las definiciones de ácido y base de Arrhenius, Bronsted-Lowry y Lewis.

PRACTICA No. 9
 REACCION ACIDO-BASE (NEUTRALIZACION)
 (DETERMINACION DE LA NORMALIDAD)

OBJETIVO:

El alumno determinará la normalidad de un ácido utilizando una base de normalidad conocida.

FUNDAMENTO:

La concentración de una solución puede expresarse también en términos de Normalidad, entendiéndose como "solución normal aquella que contiene un gramo de ión hidrógeno por litro de solución, o el equivalente químico de cualquier sustancia".

Equivalente químico de una sustancia es la masa de la misma que se combina o desplaza un gramo de hidrógeno y ocho de oxígeno.

Como soluciones de igual normalidad se corresponden en volumen, podemos deducir que:

$$V_A N_A = V_B N_B$$

Es decir, en el punto de neutralidad, el volumen de un ácido, por su normalidad correspondiente, es igual al volumen de la base que lo neutraliza por su normalidad. Todo lo anterior nos conduce a considerar que si conocemos la concentración de una base, podemos conocer la concentración de un ácido, si neutralizamos a éste con la solución básica en presencia de un indicador, y viceversa.

Un indicador es una sustancia colorante, generalmente un ácido orgánico muy débil, que cambia de color por donación de un protón.

MATERIAL:

- 1 Soporte universal
- 1 Pinza para soporte
- 1 Bureta (pipeta)
- 1 Matraz Erlen - Meyer de 250 ml.

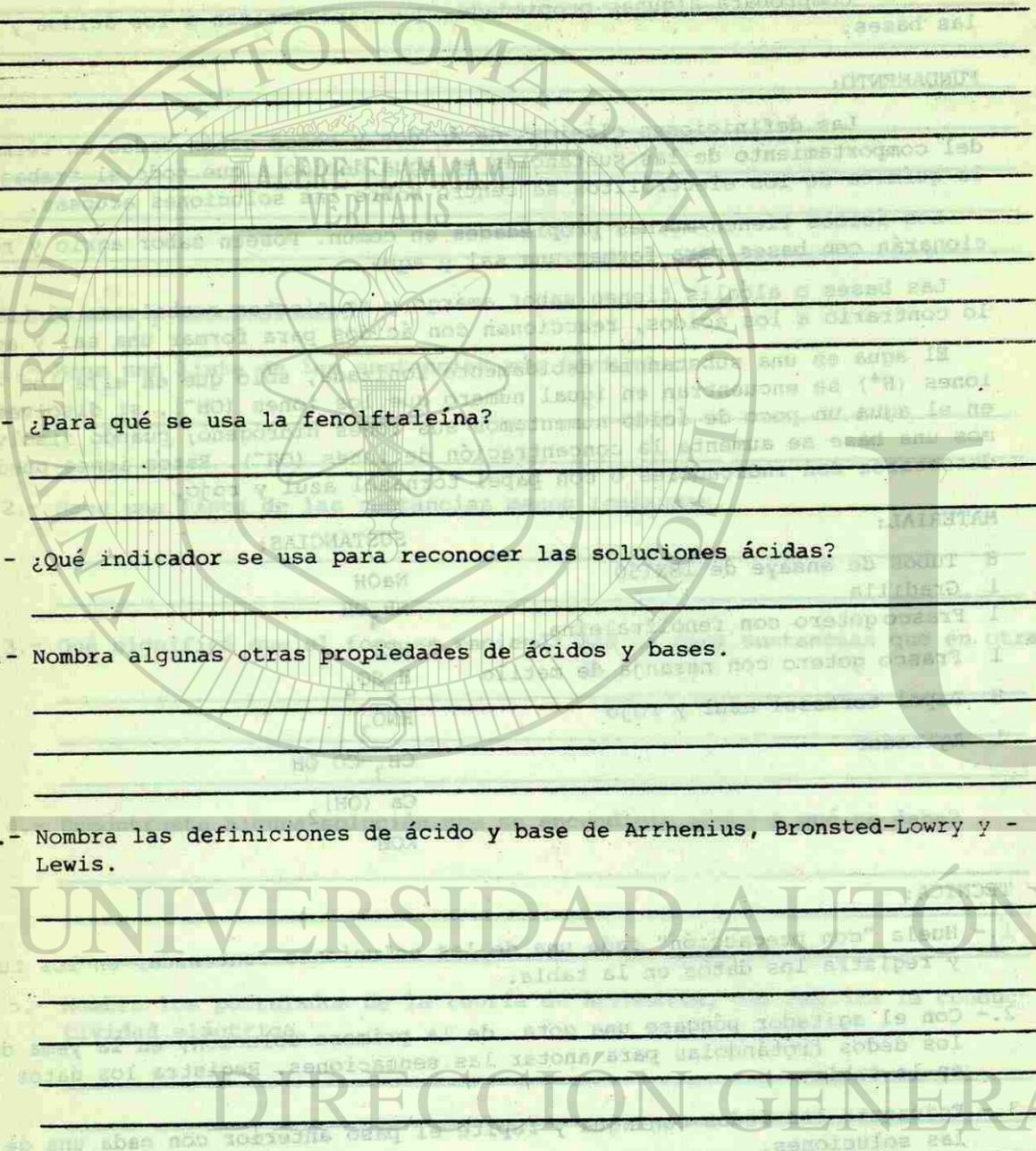
SUSTANCIAS:

- 1.- Sol. de NaOH (2N)
- 2.- Sol. de HCl (?N)
- 3.- Fenolftaleína

TECNICA:

- 1.- Es el matraz Erlen-Meyer coloca 20 ml. de ácido clorhídrico de concentración desconocida. Agrégale 2 ó 3 gotas de fenolftaleína (la solución debe ser incolora).
- 2.- Llena la bureta (o pipeta) con hidróxido de sodio 2 N.
- 3.- Coloca la bureta en el soporte y sujétala con las pinzas (sujetarás la pipeta con la mano de manera que con el dedo índice tapes la boca de la misma).
- 4.- Acomoda el matraz en el soporte, justo debajo de la bureta, y pongale -

CAPILLA ALFONSA
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA



una hoja blanca debajo. Esto para observar cuando ocurra el viraje de color.

5.- Abre la llave de la bureta, sólo hasta que gotee, así gota a gota agita el matraz hasta que cambie de color, en ese momento cierra la llave y observa el volumen utilizado registrando este dato $V_B =$ _____

6.- Problema:

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$

N_1 = Normalidad de la solución de hidróxido de sodio.

V_1 = Volumen usado de hidróxido de sodio.

$N_2 = ?$

V_2 = Volumen usado de ácido clorhídrico.

Resultados y Conclusiones.

1.- Efectúa los cálculos necesarios para determinar la normalidad de ácido.

N del ácido = _____

2.- ¿Qué entiendes por solución normal?

3.- ¿Qué entiendes por neutralización química?

4.- Qué normalidad tendrá una solución de ácido fosfórico (H_3PO_4) que contiene 85 gr de H_3PO_4 en 3.5 litros?

5.- Qué cantidad en gramos de H_2SO_4 son necesarios para preparar 2.1 litros a 1.9 N.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PRACTICA No. 10
DETERMINACION DEL PH.

OBJETIVO:

El alumno determinará el pH de algunas sustancias.

FUNDAMENTO:

La concentración de ión hidrógeno de una solución, puede expresarse por medio de una convención llamada la escala de pH, que se define como "el logaritmo negativo de la concentración de iones hidrógeno".

$$\text{pH} = -\log (\text{H}^+) = \log \frac{1}{(\text{H}^+)}$$

El símbolo "pH" representa el "Potencial de iones Hidrógeno" o "Exponente de Hidrógeno". Ha sido adoptado universalmente, por su comodidad para expresar la concentración de iones hidrógeno, sin necesidad de recurrir a notaciones largas y complicadas. Así por ejemplo, la concentración de dichos iones correspondientes a 1×10^{-8} , simplemente se indica: $\text{pH} = 8$.

Para el que se inicia en este estudio, el uso de la expresión pH se presta a confusiones. No debe olvidarse que a medida que su valor aumenta, hay una disminución de la acidez, y viceversa.

MATERIAL:

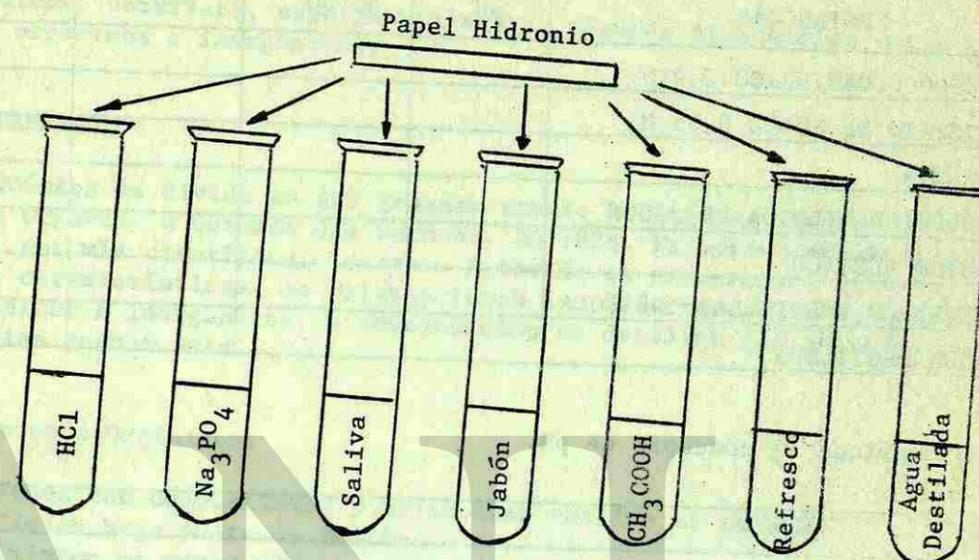
7 Tubos de ensaye
Papel hidronio

SUSTANCIAS:

Acido clorhídrico (HCl) 0.01N
Fosfato de sodio (Na_3PO_4) 0.15 M
Saliva
Solución diluida de jabón
Refresco embotellado de cola
Agua destilada
Acido acético (CH_3COOH).

TECNICA:

Marque los tubos del uno al siete. Coloque en ellos, respectivamente, las siguientes sustancias: Acido clorhídrico (HCl), fosfato de sodio (Na_3PO_4), saliva, solución diluida de jabón, ácido acético (CH_3COOH), solución de refresco embotellado de cola y agua destilada (H_2O). Usando papel hidronio, determine el pH aproximado.



CAPILLA ALFONSINA
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

RESULTADOS Y CONCLUSIONES:

CUADRO DE OBSERVACIONES

| SUSTANCIAS | pH | ACIDO | BASE | NEUTRO |
|------------------------------|----|-------|------|--------|
| ACIDO CLORHIDRICO 0.01N | | | | |
| FOSFATO DE SODIO 0.15 M | | | | |
| SALIVA | | | | |
| SOLUCION DILUIDA DE JABON | | | | |
| ACIDO ACETICO | | | | |
| REFRESCO EMBOTELLADO DE COLA | | | | |
| AGUA DESTILADA | | | | |

1.- Explique el concepto de pH.

2.- Escriba la fórmula matemática para determinar el pH.

3.- Determina el PH de una solución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ que tiene una concentración de $(\text{OH})^-$ de 0.00035 M/L

4.- Si el PH de una solución de ácido clorhídrico es de 3.5, cuál será su POH

PRACTICA No. 11

DIFERENCIA ENTRE COMPUESTOS ORGANICOS E INORGANICOS.

OBJETIVO:

El alumno observará, experimentalmente, algunas diferencias entre compuestos orgánicos e inorgánicos.

FUNDAMENTO:

La Química se divide en dos grandes ramas: La Química Inorgánica y la Química Orgánica o Química del Carbono. En 1828, Friedrich Wohler logró obtener, por vía científica, la urea. A partir de entonces, y atendiendo varias características, se establecieron las diferencias entre compuestos orgánicos e inorgánicos. A continuación se detallan las principales diferencias encontradas.

Compuestos Orgánicos:

- 1.- Todos son combustibles y dejan como residuo el carbono.
- 2.- Tienen bajo punto de fusión.
- 3.- Existen en mayor número que los inorgánicos.
- 4.- Presentan el fenómeno de isomería.

Compuestos Inorgánicos:

- 1.- Algunos son combustibles, pero no desprenden ni dejan residuos de carbono.
- 2.- Tienen alto punto de fusión.
- 3.- Existen en menor cantidad que los orgánicos.
- 4.- No presentan el fenómeno de isomería.

MATERIAL:

- 1 Soporte
- 1 Anillo de fierro
- 1 tela de alambre con asbesto
- 2 Cápsulas de porcelana
- 1 Pinzas para crisol
- 1 Vidrio de reloj.

SUSTANCIAS:

- Azúcar
- Sal
- Alcohol etílico
- Sulfato de cobre
- Parafina



CAPILLA ALFONSO DE BARRA
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

TECNICA:

1.- Deposite una pequeña cantidad de azúcar en una cápsula. Caliente, observe y registre.

2.- Coloque igual cantidad de sal en una cápsula de porcelana. Caliente, observe y registre.

3.- Ponga alcohol etílico en una cápsula de porcelana. Enciéndala con un cerillo y acomode sobre la flama un vidrio de reloj. Observe y registre.

4.- Deposite una pequeña cantidad de sulfato de cobre (CuSO_4) en una cápsula de porcelana. Caliente, observe y registre.

5.- Ponga una pequeña cantidad de parafina en una cápsula de porcelana. Caliente, observe y registre.

RESULTADOS Y CONCLUSIONES:

1.- Al calentar el azúcar y la sal, ¿qué fue lo que observó? _____

2.- ¿Qué observación haría con respecto al alcohol? _____

3.- ¿Qué diferencia se da cuando se calienta el sulfato de cobre (CuSO_4) y la parafina? _____

4.- ¿Cómo pueden identificarse los compuesto orgánicos? _____

5.- ¿Cómo pueden identificarse los compuestos inorgánicos? _____

CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

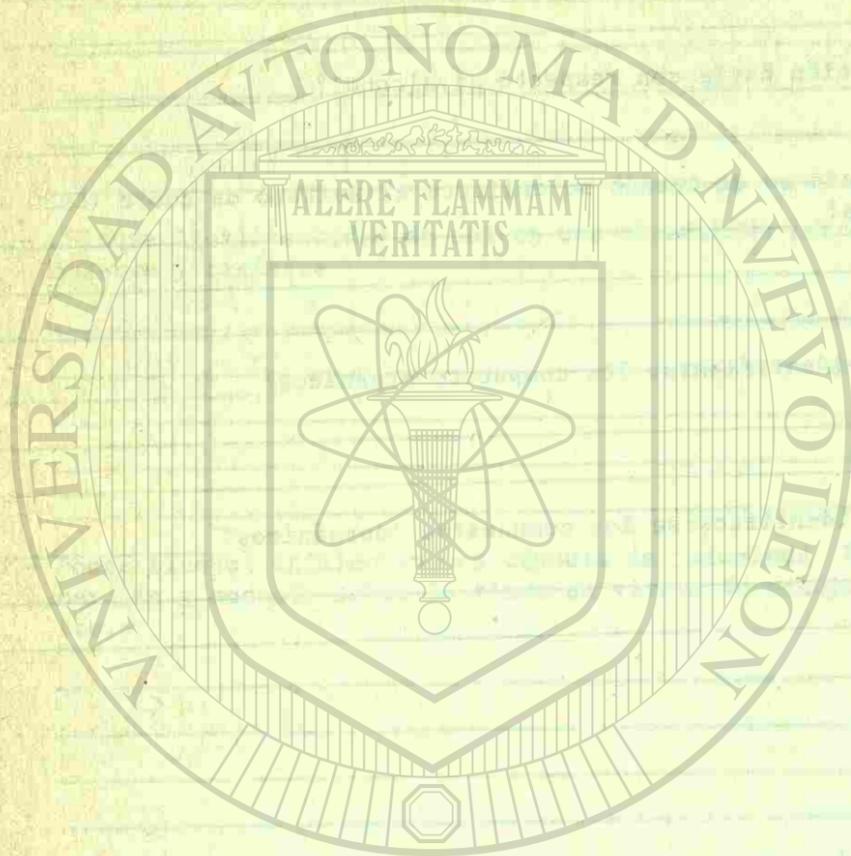
UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON
ESCUELA PREPARATORIA NUM. 16

CONTROL DE PRACTICAS

Nombre del alumno _____

Grupo: _____ Turno: _____ Maestro: _____

| | |
|--|--|
| | |
| | |
| | |
| | |
| | |
| | |



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



CAPILLA ALFONSINA
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA



JUAN

SIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO

CCIÓN GENERAL DE BIBLIOTEC



Vellochino editor

