

UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON



PREPARATORIA No. 2

QUIMICA 3



JOSE ANGEL MORENO LOPEZ

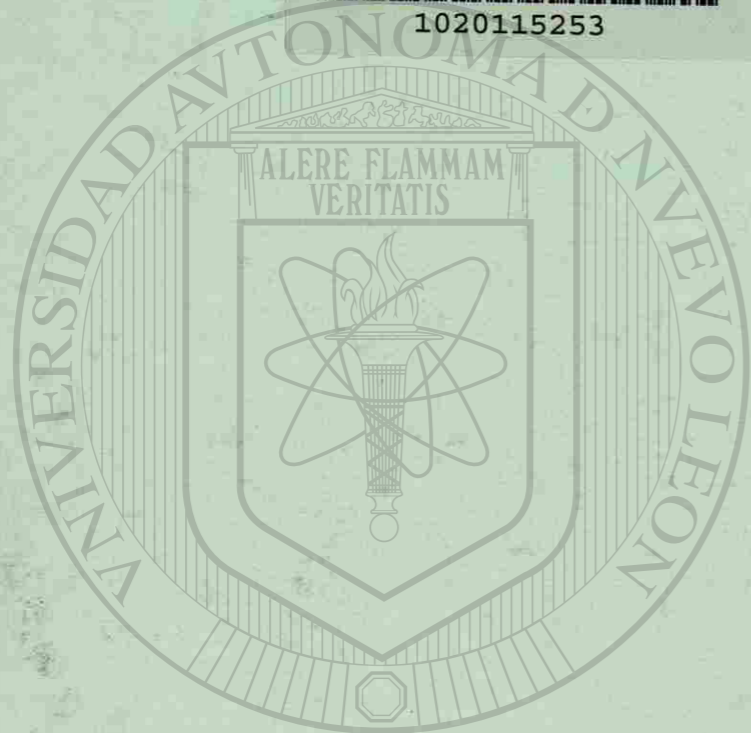
JOSE BLAS I. TERRAZAS VARGAS

QD33
M6
v. 3

0113-39560



1020115253



QUIMICA III

U A N L

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
SECRETARÍA DE EDUCACIÓN PÚBLICA
SECRETARÍA DE EDUCACIÓN SUPERIOR DE LA U.A.N.L.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



SECRETARÍA DE EDUCACIÓN SUPERIOR
SECRETARÍA DE EDUCACIÓN SUPERIOR DE LA U.A.N.L.

5500
JM
8.V



Don...
...
...
...
...

QUIMICA III

U A N L

TEXTO PARA LOS ALUMNOS DEL TERCER SEMESTRE
DE EDUCACION MEDIA SUPERIOR DE LA U.A.N.L.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



JOSE ANGEL MORENO LOPEZ.

JOSE BLAS IRADIERRE LERRAZAS VARGAS.

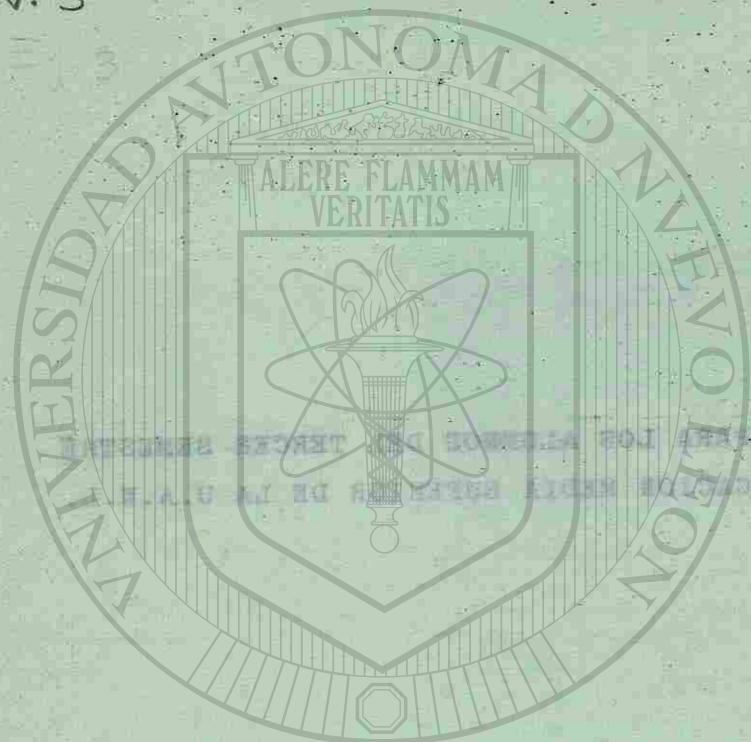
000001

JOSE BLAS IRADIERRE LERRAZAS V.

QD 33

M6

V.3



FONDO UNIVERSITARIO

153499

Con cariño a

mis hijos:

Paola, Nadia,

Juan Angel y

José Angel y

Adán

a mi esposa

Elizabeth Nohemí

JOSE ANGEL MORENO LOPEZ.

JUANIL

Con cariño a

mis hijos:

David Yradier,

Saul Daniel y

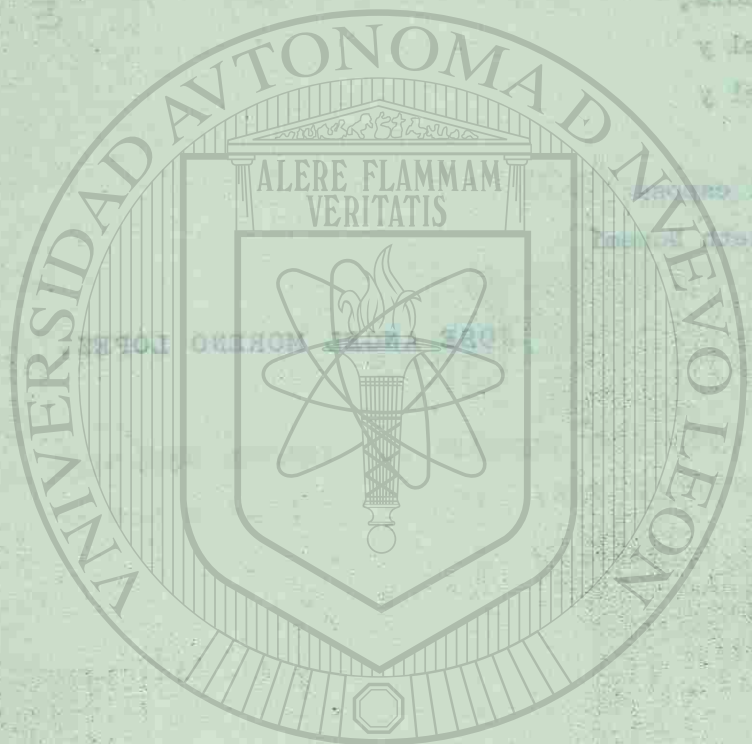
Noe Israel

a mi esposa

Guadalupe.

JOSE BLAS IRADIER TERRAZAS V.

QD 33
M6
v. 3



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

JOSE ANGEL MORENO LOPEZ.

JOSE BLAS IRADIER TERRAZAS VARGAS.®

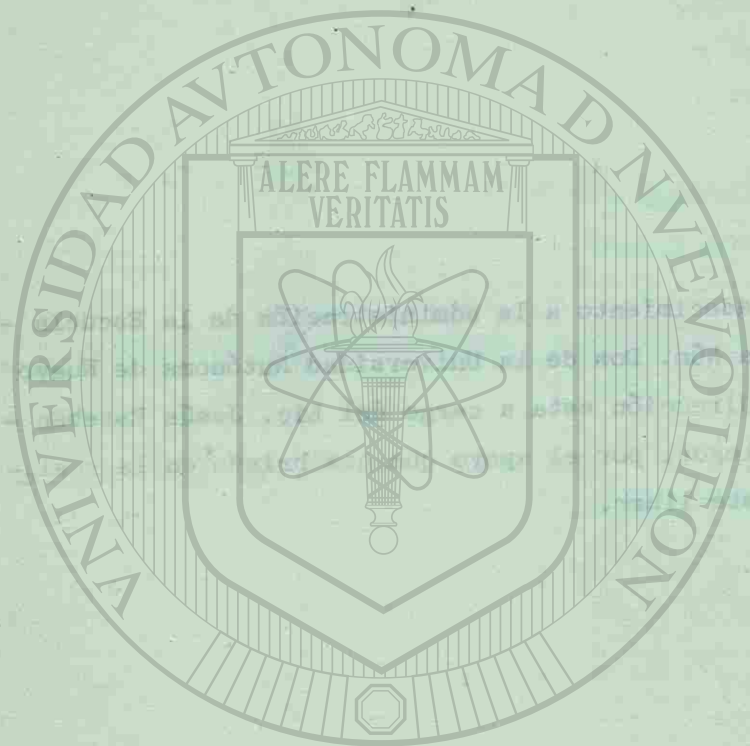
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

153499
JOSE BLAS IRADIER TERRAZAS V.

El presente libro se publica como resultado de un convenio de colaboración entre la Universidad Autónoma de Nuevo León y el Instituto Tecnológico y de Estudios Superiores de Occidente, con el objeto de difundir los nuevos conceptos que forman parte de este curso.

Nuestro agradecimiento a la administración de la Escuela - Preparatoria Núm. Dos de la Universidad Autónoma de Nuevo León, cuya dirección esta a cargo del Lic. Jesús Esteban - Vázquez Gallegos, por el apoyo que nos brindó en la realización de este libro.

Este libro es el resultado de un convenio de colaboración entre la Universidad Autónoma de Nuevo León y el Instituto Tecnológico y de Estudios Superiores de Occidente, con el objeto de difundir los nuevos conceptos que forman parte de este curso.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

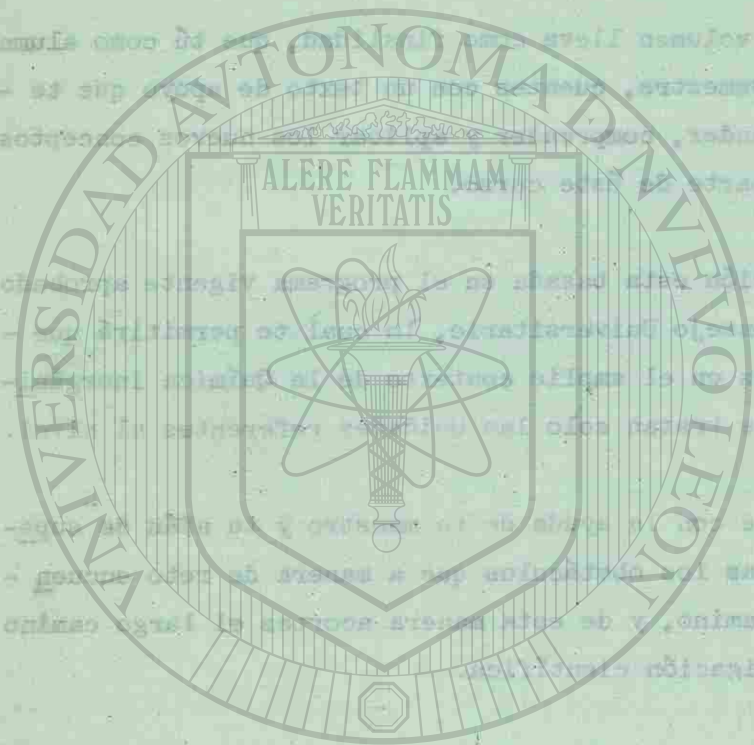
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS LOS AUTORES. ®

A LOS ALUMNOS:

El presente volumen lleva como finalidad, que tú como alumno del tercer semestre, cuentes con un texto de apoyo que te ayude a entender, comprender y aplicar los nuevos conceptos que forman parte de éste curso.

Su dosificación esta basada en el programa vigente aprobado por el H. Consejo Universitario, lo cual te permitirá que no te pierdas en el amplio contexto de la Química Inorgánica, ya que se tratan sólo las Unidades referentes al nivel.

Esperamos que con la ayuda de tu maestro y tu afán de superación, venzas los obstáculos que a manera de reto encuentres en el camino, y de esta manera acortes el largo camino de la investigación científica.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

I N D I C E

UNIDAD I

	Pag.
ANTECEDENTES.....	13
GASES IDEALES Y REALES.....	13
TEORIA CINETICA MOLECULAR.....	14
PROPIEDADES DE LOS GASES.....	15
COMPORTAMIENTO DE UN GAS IDEAL.....	15
VARIABLES QUE AFECTAN EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES.....	17
ENERGIA CINETICA.....	17
PRESION Y SU MEDICION.....	18
TEMPERATURA, SU MEDICION Y CONVERSIONES.....	20
VOLUMEN.....	27
LEY DE BOYLE.....	30
LEY DE CHARLES.....	34
LEY DE GAY - LUSSAC.....	36
LEY GENERAL DEL ESTADO GASEOSOS.....	38
ECUACION DEL ESTADO DE UN GAS PERFECTO O DE LOS GASES IDEALES.....	41
LEY DE LAS PRESTIONES PARCIALES DE DALTON.....	44
VOLUMEN MOLAR.....	46
CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS DEL TIPO MASA-VOLUMEN.....	49

UNIDAD II

DISOLUCIONES.....	62
DISOLUCIONES O SOLUCIONES.....	62

TIPOS DE SOLUCIONES.	62
SUSPENSIONES Y DIPERSION COLOIDAL.	64
ELECTROLITOS Y NO ELECTROLITOS.	64
SOLUBILIDAD.	65
FACTORES QYE AFECTAN LA SOLUBILIDAD.	65
CONCENTRACION DE LAS SOLUCIONES.	69
PROBLEMAS SOBRE MOLARIDAD.	75
PESO EQUIVALENTE Y SOLUCIONES NORMALES.	77
CALCULOS.	81

UNIDAD III

ACIDOS Y BASES.	89
TEORIA DE ARRENIUS.	89
TEORIA DE BRONSTED-LOWRY.	89
TEORIA DE LEWIS.	92
PROPIEDADES QUE CARACTERIZAN A LOS ACIDOS.	92
CLASIFICACION DE LOS ACIDOS Y BASES, SEGUN SU GRADO DE IONIZACION.	94
DISOCIACION DEL AGUA Y SU CONSTANTE DE IONIZACION.	95
CALCULO DEL PH DE UNA SOLUCION.	104
PROBLEMAS.	104

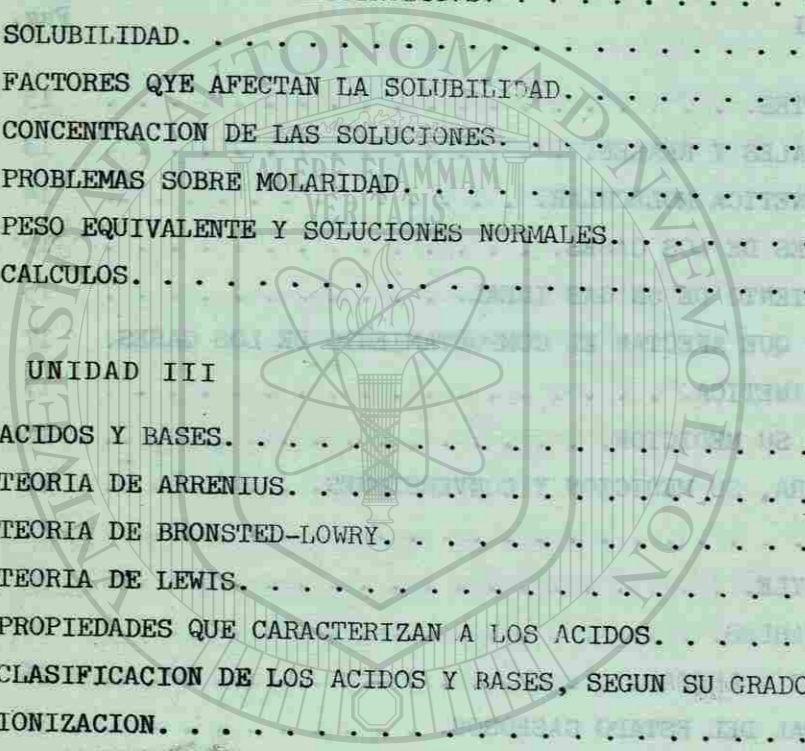
UNIDAD IV

INTRODUCCION A LA QUIMICA ORGANIZA.	111
HISTORIA.	111
DESARROLLO E IMPORTANCIA DE LA QUIMICA ORGANICA.	112
DIFERENCIA ENTRE COMPUESTOS ORGANICOS E INORGANICOS.	112

ESTRUCTURA DEL CARBONO.	113
CLASIFICACION DE LOS COMPUESTOS ORGANICOS.	115

APENDICE

LOGARITMOS DE LOS NUMEROS.	117
ELEMENTOS QUIMICOS.	119
TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS.	123

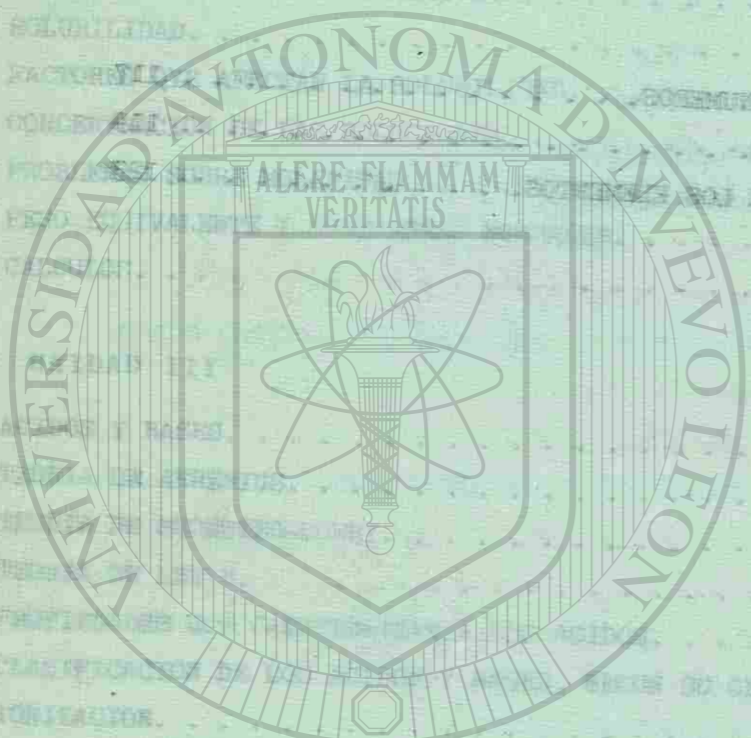


UNANIL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





UANL

UNIDAD I

UNIDAD 3

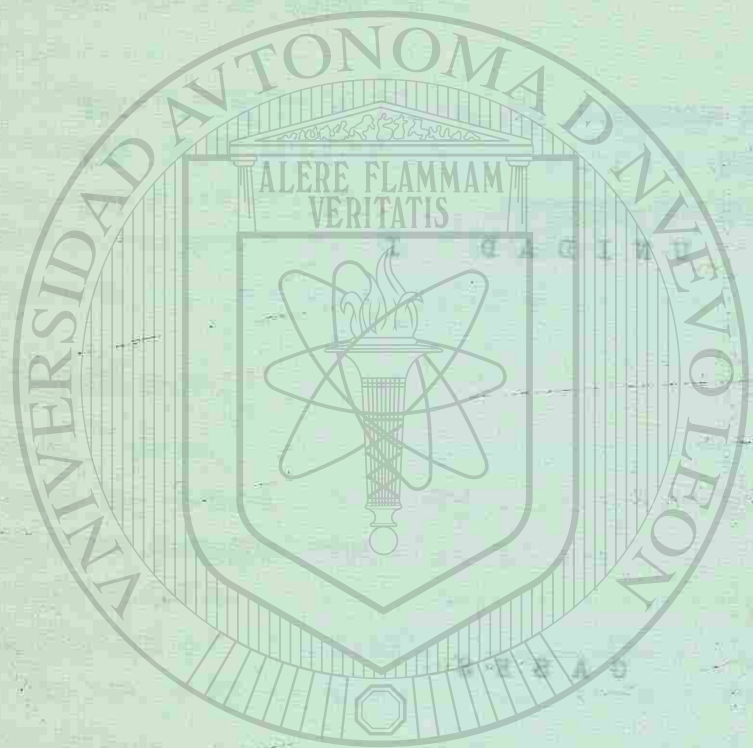
AL TÉRMINO DE LA UNIDAD, EL ALUMNO APLICARÁ LAS LEYES DE LOS GASES EN LA RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS.

GASES

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

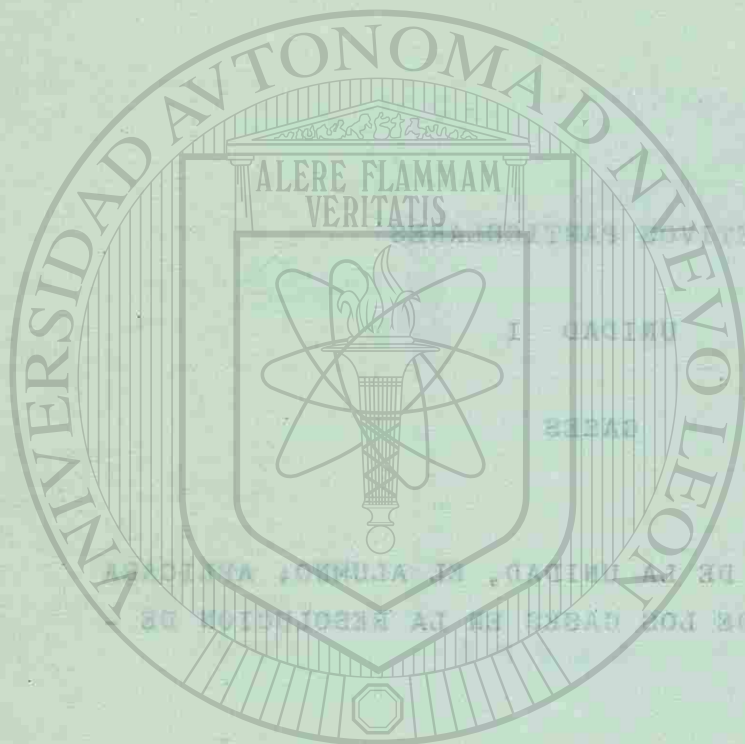
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

OBJETIVOS PARTICULARES

UNIDAD I

GASES

AL TERMINO DE LA UNIDAD, EL ALUMNO; APLICARA LAS LEYES DE LOS GASES EN LA RESOLUCION DE PROBLEMAS.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PROGRAMA DE QUIMICA

TERCER SEMESTRE

OBJETIVO GENERAL

El alumno:

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

OBJETIVOS PARTICULARES

Unidad 1 - Tiempo: 12 frecuencias

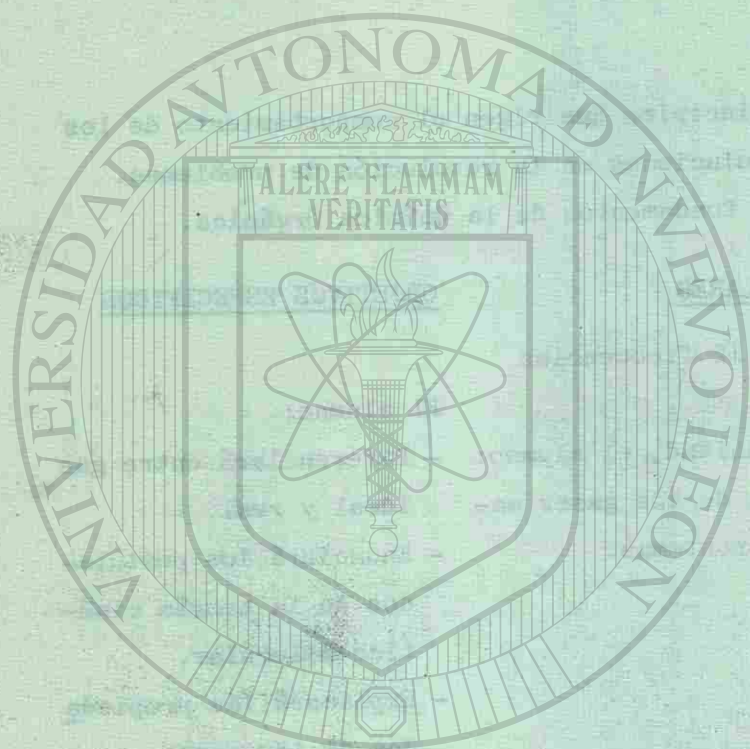
GASES

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

OBJETIVOS ESPECIFICOS

El alumno:

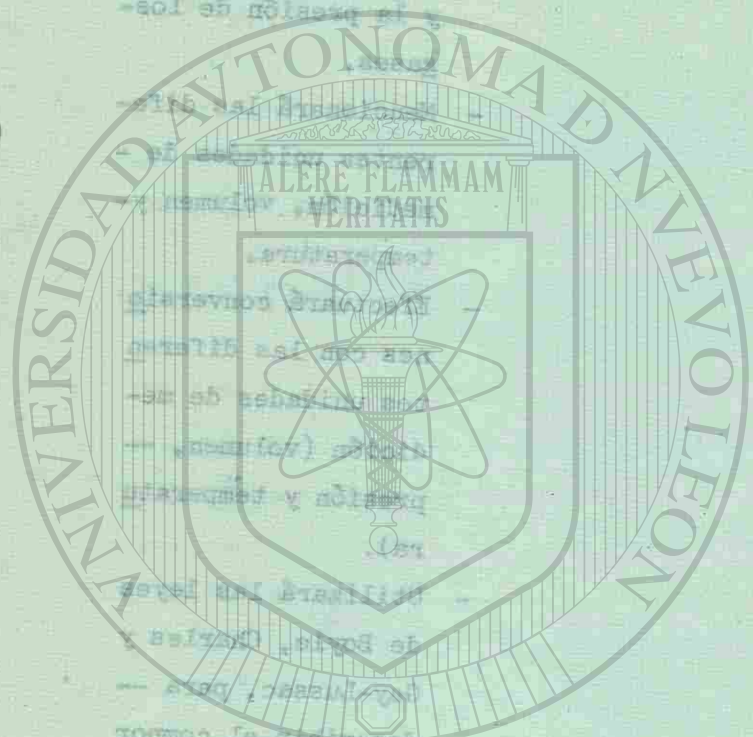
- Diferenciará entre gas ideal y real.
- Enunciará los postulados de la teoría cinético-molecular.
- Explicará las propiedades de los gases.
- Interpretará el comportamiento de un gas ideal.
- Definirá las variables que afectan el comportamiento de un gas (presión, volumen, temperatura y número de moles).



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

- Citará los instrumentos que sirven para medir la temperatura y la presión de los gases.
- Mencionará las diferentes unidades de medición, volumen y temperatura.
- Efectuará conversiones con las diferentes unidades de medición (volumen, presión y temperatura).
- Utilizará las leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac, para describir el comportamiento de los gases.
- Obtendrá de las leyes Boyle, Charles y Gay-Lussac, la Ley combinada del estado gaseoso.
- Expresará la ecuación que representa



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

la ley de los gases --
ideales o ecuación de-
estado de un gas per--
fecto.

- Enunciará la ley de --
Dalton sobre las pre--
siones parciales.

- Utilizará la ley de --
las presiones parcia--
les de Dalton para des-
cribir el comportamien-
to de los gases.

- Utilizará el concepto-
de volumen molar en la
resolución de proble--
mas.

- Usará las leyes del es-
tado gaseoso en la re-
solución de cálculos -
estequiométricos del -
tipo peso-volumen.





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

G A S E S

ANTECEDENTES.

Los estados de agregación de la materia son tres: sólido, líquido y gaseoso.

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

Los líquidos poseen un volumen definido, pero no tienen forma propia su forma es la del recipiente que las contiene.

Los gases tienen como característica que no tienen forma ni volumen propios.

En esta unidad estudiaremos los gases, en cuanto a sus propiedades y sus leyes.

GASES IDEALES Y REALES.

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

Gas ideal.- Es el que se comporta, tal como lo describen las leyes de los gases; es decir, es un gas en el que el volumen ocupado por las propias moléculas es insignificante en comparación con el volumen total a cualquier presión y temperatura, además la atracción intermolecular es ínfima bajo cualquier condición.

Gases reales.- Son los que no cumplen rigurosamente las leyes de los gases, aunque sí con gran aproximación cuando su estado está lejos del punto crítico.

TEORIA CINETICO-MOLECULAR.

Como principio fundamental de esta teoría tenemos que: las moléculas de un gas se mueven en desorden y constantemente.

Este principio se puede desglosar en los siguientes postulados.

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

PROPIEDADES DE LOS GASES.

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

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

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

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

Los gases también se pueden difundir unos con otros, es decir, se pueden mezclar sin que intervenga ninguna energía. Esta propiedad se llama difusión, y es la propiedad que tienen los gases de esparcirse o mezclarse con otros gases sin necesidad de aplicar energía al sistema.

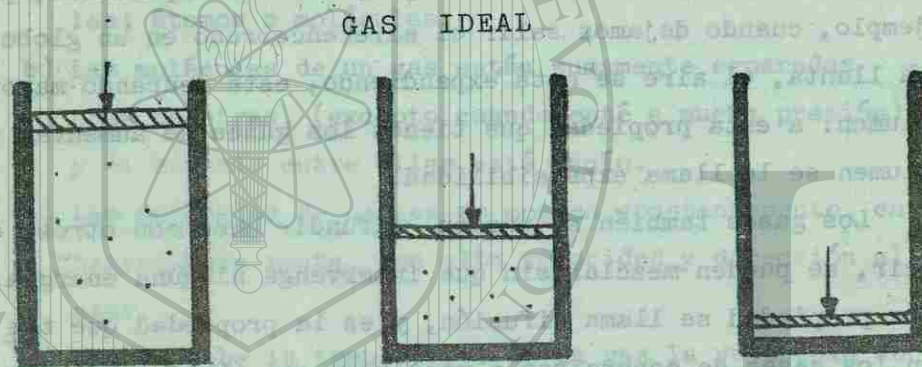
COMPORTAMIENTO DE LOS GASES IDEALES.

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

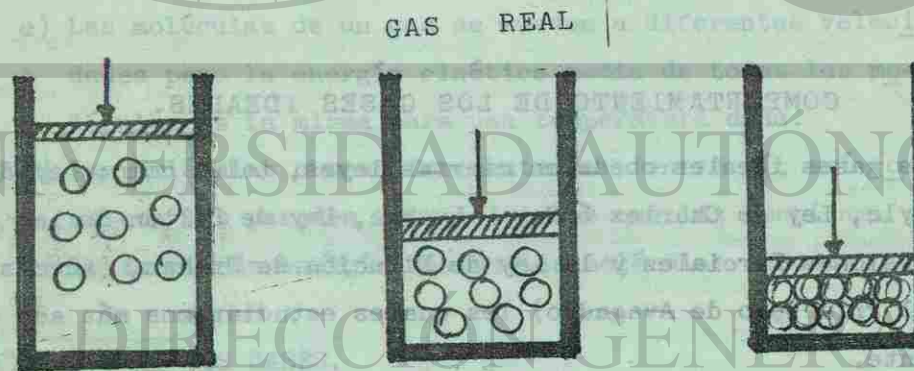
Un gas ideal se dice que es aquel cuyo volumen ocupado por sus moléculas es ínfimo en comparación con el volumen total,

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



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



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

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

Las moléculas de un gas real tienen volumen, y la compresión esta limitado por el volumen de sus moléculas.

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

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

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

VARIABLES QUE AFECTAN EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES.

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

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

$$E_c = \frac{mv^2}{2}$$

Donde m = masa, v = es la velocidad del objeto.

En el caso de los gases que están compuestos de un gran número de moléculas que se mueven a diferentes velocidades, la ecuación se describe:

$$E_c = \frac{mv^2}{2}$$

Donde v es la velocidad promedio de un grupo de moléculas.

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

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

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

El experimento que Torricelli realizó consiste en lo siguiente:

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

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

Al destaparlo se observa que parte del mercurio cae, independientemente del tamaño del tubo y de su forma; la altura de la columna de mercurio es la medida de

la presión atmosférica en el lugar.

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

También podemos explicarlo tomando en cuenta la teoría cinética molecular que nos dice que las moléculas de un gas están en constante movimiento y que están chocando con el cuerpo que esté en contacto. En este caso, el choque de las moléculas sobre el mercurio, pero en el sistema hay dos fuerzas, la de la columna de mercurio y la del aire.

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

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

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

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

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

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

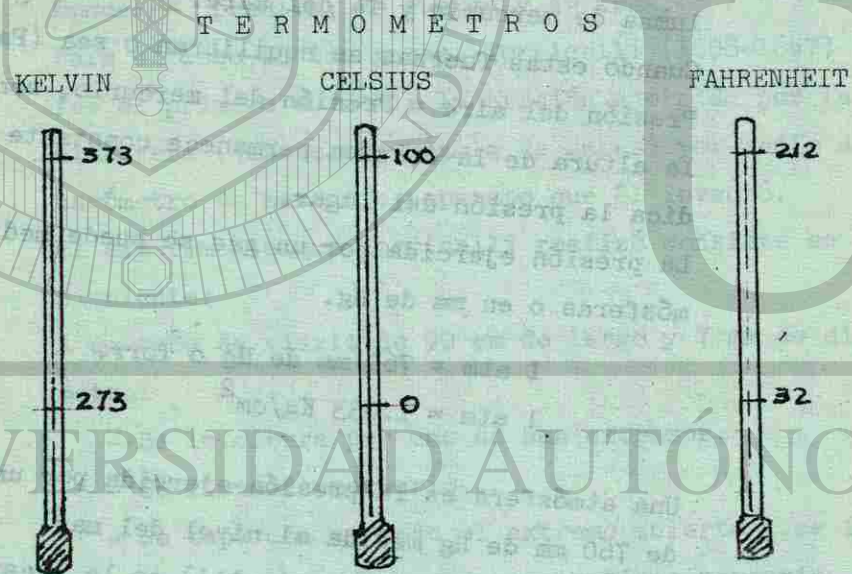
En los laboratorios para medir la presión comúnmente se usan el manómetro y el barómetro aneroide.

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

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

Temperatura de un gas.- Es la energía cinética media de las moléculas de un gas.

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



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

En la escala Kelvin o escala de temperatura absolutas, el cero de la escala ($0^{\circ} K$) es llamado cero absoluto y en comparación con la escala Celsius un grado K es igual a uno centígrado.

En la figura uno se puede observar algunas de las relaciones entre las tres escalas tales como:

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

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

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

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

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

Para convertir de $^{\circ}C$ a grados Kelvin basta sumar los $^{\circ}C$ a 273

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

Para convertir grados Fahrenheit a Kelvin hay que convertir primero los $^{\circ}F$ a $^{\circ}C$, y luego convertir a grados Kelvin.

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

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

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

PROBLEMAS:

1.- Convertir 30°C a grados Kelvin.

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

$$^{\circ}\text{K} = 30 + 273$$

$$^{\circ}\text{K} = 303^{\circ}$$

2.- Convertir 50 °F a grados centígrados.

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

$$^{\circ}\text{C} = \frac{50 - 32}{1.8} = \frac{18}{1.8}$$

$$^{\circ}\text{C} = 10^{\circ}$$

3.- 40 °C convertirlos en grados Farenheit.

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

$$^{\circ}\text{F} = 1.8 (40) + 32$$

$$^{\circ}\text{F} = 104^{\circ}$$

4.- ¿ 68 °F a cuántos grados Kelvin equivalen ?

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

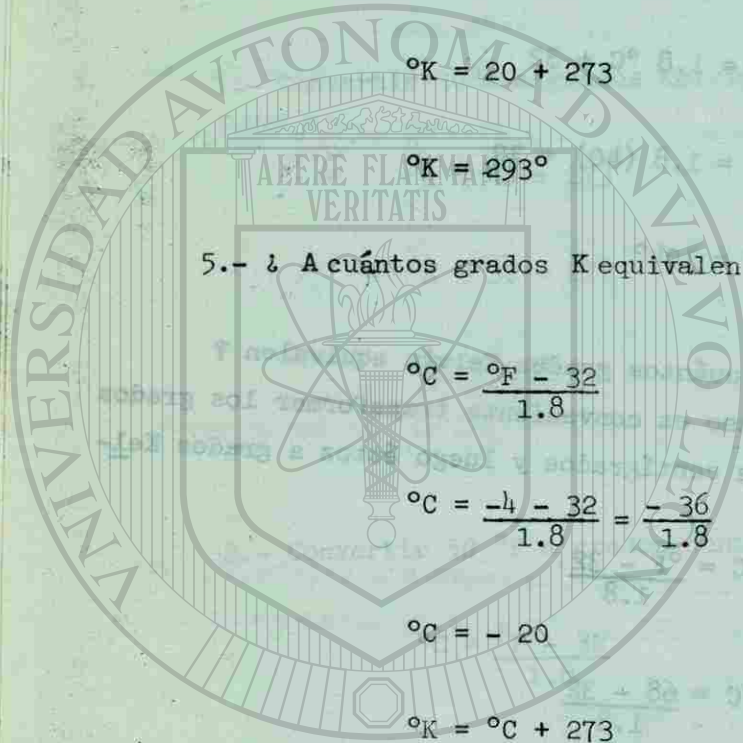
$$^{\circ}\text{C} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{1.8}$$

$$^{\circ}\text{C} = \frac{68 - 32}{1.8}$$

$$^{\circ}\text{C} = \frac{36}{1.8} = 20$$

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



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

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

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

5.- ¿ A cuántos grados K equivalen - 4°F ?

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

$$^{\circ}\text{C} = \frac{-4 - 32}{1.8} = \frac{-36}{1.8}$$

$$^{\circ}\text{C} = -20$$

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

$$^{\circ}\text{K} = -20 + 273$$

$$^{\circ}\text{K} = 253^{\circ}$$

PROBLEMAS DE CONVERSION DE ESCALAS DE TEMPERATURA.

1.- Convierte de grados centígrados a grados Farenheit.

- a) 50°C = _____ °F
- b) 80°C = _____ °F
- c) 30°C = _____ °F
- d) -8°C = _____ °F
- e) 32°C = _____ °F
- f) -12°C = _____ °F
- g) -90°C = _____ °F
- h) 1800°C = _____ °F
- i) 13°C = _____ °F
- j) 65°C = _____ °F

2.- Convierte a grados centígrados los siguientes grados.

37.4°F	75.2	140°F
21.2°F	93.2	188.6°F
-2.2°F	109.4	
266°F	258.8	



3.- Convierte a grados °K los siguientes grados.

- a) 180°C = _____ °F
- b) 125°C = _____ °F
- c) -8°C = _____ °F
- d) 78°C = _____ °F
- e) -95°C = _____ °F
- f) 118.4°F = _____ °C
- g) -2.2°F = _____ °C
- h) 266°F = _____ °C
- i) 212°F = _____ °C
- j) 147.2°F = _____ °C

Convierte a °C

- 403°K = _____ °C
- 188°K = _____ °C
- 1773°K = _____ °C
- 30°K = _____ °C
- 140°K = _____ °C

d) Volumen

Al espacio que ocupan los cuerpos se le denomina volumen. En el caso de los gases, su volumen esta determinado por el recipiente que los contiene, ya que las moléculas de los gases están en constante movimiento y se desplazan a ocupar el volumen del recipiente en que se encuentran.

Las unidades más usadas de volumen en la resolución de problemas de las leyes de los gases son: litro, mililitro y centímetro cúbico.

Equivalencias:

$$1 \text{ litro} = 1000 \text{ ml} = 1000 \text{ cm}^3$$

Ejem. 1 $2.5 \text{ litros} = 2500 \text{ ml} = 2500 \text{ cm}^3$

Ejem. 2 $4000 \text{ ml} = 4000 \text{ cm}^3 = 4 \text{ litros}$

e) Número de Moles.

Este factor involucra la masa del gas y su masa molecular.

El número de moles se determina mediante la siguiente fórmula.

$$n = \frac{m}{M_m}$$

donde n = número de moles

m = masa

M_m = masa molecular

PROBLEMA 1

Calcular el número de moles que existen en 60 g de oxígeno (masa molecular del $O_2 = 32 \text{ g/mol}$)

Fórmula $n = \frac{m}{M}$

$$n = \frac{60 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 1.875 \text{ moles}$$

Condiciones normales.

Se dice que un gas se encuentra en condiciones normales ó T P N (Temperatura y presión normal) cuando dicho gas posee una presión de una atmósfera o 760 mm de Hg y una temperatura de 0°C ó 273°K

FACTORES DE CONVERSION.

Presión:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 76 \text{ cm de Hg}$$

$$= 760 \text{ Torr}$$

$$= 14.71 \text{ lb/pulg}^2$$

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

Volumen:

$$1 \text{ metro}^3 = 1000 \text{ litros}$$

$$1 \text{ litro} = 1000 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ galón} = 3.785 \text{ litros}$$

$$1 \text{ pie}^3 = 28.3 \text{ litros}$$

CONVERSIONES CON UNIDAD DE VOLUMEN Y PRESION.

a) $1800 \text{ mm Hg} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ atm}$

$$1800 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 2.36 \text{ atm}$$

b) $90 \text{ cm de Hg} = \underline{X} \text{ atm}$

$$90 \text{ cm de Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{76} = \underline{1.18 \text{ atm}}$$

c) $7.8 \text{ Kg/cm}^2 = \text{cuántos lb/pulg}^2$

$$7.8 \text{ Kg/cm}^2 = \frac{14.71 \text{ lb/pulg}^2}{1.033 \text{ Kg/cm}^2} = 110.99 \text{ lb/pulg}^2$$

d) $800 \text{ mmHg} = \text{a cuántos lb/pulg}^2$

$$800 \text{ mmHg} \cdot \frac{14.71 \text{ lb/pulg}^2}{760 \text{ mmHg}} = 15.47 \text{ lb/pulg}^2$$

g) $5.8 \text{ ft}^3 = \text{a cuántos litros}$

$$5.8 \text{ ft}^3 \cdot \frac{28.3 \text{ litros}}{1 \text{ ft}^3} = 164.14 \text{ litros}$$

h) $800 \text{ galones} = \text{a cuántos litros}$

$$= \text{a cuántos cm}^3$$

$$800 \text{ galones} \cdot \frac{3.785 \text{ litros}}{1 \text{ galón}} = 3255.1 \text{ litros}$$

$$3255.1 \frac{1000 \text{ cm}^3}{1} = 3255100 \text{ cm}^3$$

e) $125 \text{ lb/pulg}^2 = a$ cuántos mm de Hg

$$125 \text{ lb/pulg}^2 \frac{760 \text{ mmHg}}{14.7 \text{ lb/pulg}^2} = 6462.58 \text{ mm de Hg}$$

f) $20 \text{ lb/pulg}^2 = a$ cuántos atm ?

$$20 \text{ lb/pulg}^2 \frac{1 \text{ atm}}{14.7 \text{ lb/pulg}^2} = 1.36 \text{ atm}$$

LEY DE BOYLE.

Roberto Boyle en 1662, al estar experimentando con gases descubrió cómo varía el volumen de un gas al variar la presión, al permanecer la temperatura constante.

Dicho descubrimiento, lo conocemos como Ley de Boyle, la cual establece que "a temperatura constante el volumen de una masa gaseosa varía inversamente -- proporcional a la presión que soporta", dando a entender que el volumen de un gas disminuye si aumenta su presión y que el volumen aumentará si disminuye su presión.

De la Ley antes enunciada se puede deducir la siguiente fórmula:

$$V \propto \frac{1}{P}$$

$$PV = K'$$

$$P'V' = K'$$

$$PV = P'V'$$

Donde P V son los estados iniciales y P'V' son las finales.

De acuerdo a la teoría Cinética molecular, la Ley de Boyle se puede explicar de la siguiente manera.

Al disminuir el volumen las moléculas tendrán menos espacio para moverse y esto provocará que entre ellos exista mayor número de choques, al igual que las paredes del recipiente, por lo que aumentará la presión, en cambio si el volumen es mayor, el número de choques entre las moléculas y las paredes del recipiente será menor ya que tendrán mayor espacio para moverse.

PROBLEMAS

1.- Un gas ocupa un volumen de 800 ml cuando está su-
 jeto a una presión de 760 mm de Hg. ¿Cuál será -
 el volumen que ocupará este gas si la presión se
 reduce a 730 mm si la temperatura permanece cons-
 tante?

DATOS

$P = 760 \text{ mm de Hg}$

$V = 800 \text{ ml}$

$P' = 730 \text{ mm de Hg}$

$V' = ?$

SUSTITUCION

$$V = \frac{760 \text{ mm de Hg} \times 800 \text{ ml}}{730 \text{ mm de Hg}}$$

FORMULA

$PV = P'V'$

$V' = \frac{PV}{P'}$

RESULTADO

832.876 ml

2.- Un gas ocupa un volumen de 900 ml, cuando la pre-
 sión 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?

DATOS

$P = 70 \text{ cm de Hg}$

$V = 900 \text{ ml}$

$P' = ?$

$V' = 720 \text{ ml}$

FORMULA

$PV = P'V'$

$P' = \frac{PV}{V'}$

SUSTITUCION

$$P' = \frac{70 \text{ cm de Hg} \times 900 \text{ ml}}{720 \text{ ml}}$$

RESULTADO

87.5 cm de Hg

LEY DE CHARLES

El físico francés Jacques Charles, al hacer estudios sobre el comportamiento de los gases manteniendo la presión constante, observó que el volumen de los gases sufría variaciones al variar la temperatura. De sus observaciones concluyó la siguiente Ley:

"a presión constante el volumen de un gas varía directamente proporcional a la temperatura absoluta que soporta"

De esta ley se infiere, que al aumentar la temperatura las moléculas adquieren mayor energía cinética, por lo que tienden a ocupar mayor volumen, en cambio, si disminuye la temperatura, las moléculas tendrán menor energía cinética y por lo tanto ocupan menor volumen.

Ecuación matemática de la Ley de Charles.

La ley nos indica que el volumen varía directamente proporcional a la temperatura,

$$V \propto T$$

introduciendo una constante de proporcionalidad, nos da

$$V = K'T$$

la cual podemos considerar para volumen inicial y si se tiene un cambio de volumen, permaneciendo constante la presión, se podría escribir

$$\text{Como } \frac{V'}{K'} = \frac{V}{T}$$

sustituyendo el valor de K' en la ecuación anterior de:

$$V_1 = \frac{V}{T} T_1$$

la cual reacomodando nos da.

$$\frac{V}{T} = \frac{V_1}{T_1}$$

PROBLEMAS

1.- Un gas ocupa un volumen de 250 ml a la temperatura de 57°C . ¿Qué volumen ocupará dicho gas a temperatura normal, si la presión permanece constante.?

DATOS	FORMULA	SUSTITUCION	RESULTADO
$V = 250 \text{ ml}$	$\frac{V}{T} = \frac{V'}{T'}$	$V_1 = \frac{250 \text{ ml} \times 273^\circ\text{K}}{330^\circ\text{K}}$	$V_1 = 206.8 \text{ ml}$
$T = 57^\circ\text{C} = 330^\circ\text{K}$			
$V' =$			
$T' = 0^\circ\text{C} = 273^\circ\text{K}$			

2.- Una muestra de hidrógeno ocupa un volumen de 1.63 lts. a una temperatura de -10°C ¿Qué volumen ocupará el gas a una temperatura de 150°C a presión constante?

$V = 1.63 \text{ lts}$	$\frac{V}{T} = \frac{V_1}{T_1}$	$V_1 = \frac{1.63 \text{ lts} \times 423^\circ\text{K}}{263^\circ\text{K}}$	$V_1 = 2.621 \text{ lts.}$
$T = -10^\circ\text{C} = 263^\circ\text{K}$			
$V_1 =$			
$T = 150^\circ\text{C} = 423^\circ\text{K}$			

LEY DE GAY LUSSAC

En 1802 Gay Lussac realizó estudios sobre los gases en cuanto a la variación de la presión al variar la temperatura, permaneciendo el volumen constante; de sus experimentos concluyó la siguiente ley:

"A volumen constante, la presión de un gas varía directamente proporcional a la temperatura absoluta que soporta dicho gas".

Esta ley nos da a entender que al aumentar la temperatura aumenta la energía cinética de las moléculas, lo que en consecuencia hace que aumente el número de choques entre ellas y el recipiente, dando como resultado un aumento de presión.

De la ley enunciada se puede establecer la siguiente relación:

$$P \propto T \quad v = \text{cte}$$

Introduciendo el factor de proporcionalidad k' , podemos escribir para un estado inicial.

$$P = k' T$$

$$k' = \frac{P}{T}$$

Si varía la temperatura, variará la presión, y se tendría un estado final el cual podríamos escribir como:

$$P_1 = k' T_1$$

$$k' = \frac{P_1}{T_1}$$

Como el valor de k' es el mismo para ambos estados, podemos escribir:

$$\frac{P}{T} = \frac{P_1}{T_1}$$

Esta ecuación es la expresión matemática de la Ley de Gay-Lussac.

Problemas:

- 1.- Un gas se encuentra a una presión de 2 atm y a la temperatura de 27°C , ¿Cuál será la presión del gas a la temperatura de 127°C si el volumen permanece constante?

DATOS

$$V = \text{cte}$$

$$P = 2 \text{ atm}$$

$$T = 27^\circ\text{C} = 300^\circ\text{K}$$

$$P_1 =$$

$$T_1 = 127^\circ\text{C} = 400^\circ\text{K}$$

SUSTITUCION

$$P_1 = \frac{2 \text{ atm} \times 400^\circ\text{K}}{300^\circ\text{K}}$$

FORMULA

$$\frac{P}{T} = \frac{P_1}{T_1}$$

$$P_1 = \frac{P T_1}{T}$$

RESULTADO

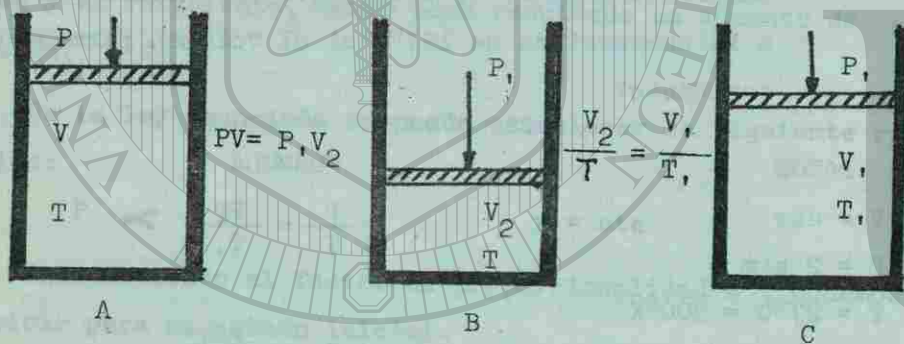
$$P_1 = 2.66 \text{ atm}$$

LEY GENERAL 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 problema se hace uso de las leyes de Boyle y Charles, las cuales se enlazarán de acuerdo al siguiente ejemplo ilustrativo.



En el recipiente A se tiene un gas a una presión P , ocupando un volumen V y a una temperatura T , en seguida se cambian las condiciones, se comprime lentamente hasta alcanzar el volumen que llamaremos V_2 el cual queda a una presión P_1 , y la temperatura T permanece constante ya que se comprimió lentamente, lo cual queda representado en recipiente B. Hasta aquí el sistema estará regido por la Ley de Boyle.

$$P V = P_1 V_2 \quad T = \text{cte}$$

Si a continuación se aplica calor al recipiente B, se pasará al estado final representado en el recipiente C en el cual la presión permanecerá constante debido al calor suministrado, la temperatura t pasa a T' y el volumen V_2 pasará a V_1 . En este caso al pasar el gas de las condiciones de B a C estará regido por la Ley de Charles.

$$\frac{V_2}{T} = \frac{V_1}{T'}$$

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

Las fórmulas en el sistema total son:

de A a B	de B a C
$P V = P_1 V_2$	$\frac{V_2}{T} = \frac{V_1}{T'}$

En estas ecuaciones se tiene que el V_2 intermedio es igual, por lo tanto despegándola se tiene:

$$V_2 = \frac{P V}{P_1} \quad V_2 = \frac{V_1 T}{T'}$$

Igualando dos segundos miembros:

$$\frac{P V}{P_1} = \frac{V_1 T}{T'}$$

Arreglando los literales se tiene:

$$\frac{P V}{T} = \frac{P_1 V_1}{T'}$$

Condiciones finales

Que es la ecuación de la Ley General del Estado Gaseoso, 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".

Problemas:

1.- 600 ml de oxígeno fueron mediados a la presión de 730 mm de Hg y a la temperatura de 23°C, ¿Cuál será el volumen del oxígeno en condiciones normales?

DATOS

P = 730 mm de Hg
 V = 600 ml
 T = 23°C = 296 °K
 P' = 760 mm de Hg
 V, =
 T, = 0°C 273°K

FORMULA

$$\frac{P V}{T} = \frac{P' V_1}{T_1}$$

$$V_1 = \frac{P V T_1}{T P'}$$

SUSTITUCION

$$V_1 = \frac{730 \text{ mm de Hg} \times 600 \text{ ml} \times 273^\circ \text{K}}{296^\circ \text{K} \times 760 \text{ mm de Hg}}$$

RESULTADO

$$V_1 = 531.53 \text{ ml}$$

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

DATOS

P = 760 mm de Hg
 V = 38 ml
 T = 130°C = 403°K
 P, =
 V, = 70 ml
 T, = 90°C = 363°K

FORMULA

$$\frac{P V}{T} = \frac{P_1 V_1}{T_1}$$

$$P_1 = \frac{P V T_1}{T V_1}$$

SUSTITUCION

$$P_1 = \frac{760 \text{ mm de Hg} \times 38 \text{ ml} \times 363^\circ \text{K}}{403^\circ \text{K} \times 70 \text{ ml}}$$

RESULTADO

$$P_1 = 371.62 \text{ mm de Hg}$$

Ecuación del estado de un gas perfecto o de los gases ideales.

Esta ecuación que es el resultado de la combinación de las variables de las leyes de Boyle y Charles con el número de moles, queda de la siguiente manera.

$$P V = n R T$$

donde n es el número de moles del gas y R es una constante cuyo valor se determina de acuerdo a condiciones normales

$$R = \frac{P V}{n T}$$

Presión = 1 atm, Vol = 22414 lt (Volumen de 1 mol), T = 273°K

n = 1 mol.

$$R = \frac{1 \text{ atm} \times 22414 \text{ lt}}{1 \text{ mol} \times 273^\circ\text{K}}$$

$$R = 0.08205 \text{ lts atm/mol} \cdot ^\circ\text{K}$$

PROBLEMAS

1.- ¿Qué presión ejercerán 0.4 moles de hidrógeno en un recipiente de 8 litros a una temperatura de 24°K

DATOS

P =

V = 8 litros

n = 0.4 moles

R = 0.0821 lts-atm/mol-°K

T = 24°K = 297°K

FORMULA

$$P V = n R T$$

$$P = \frac{n R T}{V}$$

RESULTADO

$$P = \frac{0.4 \text{ moles} \times 0.0821 \text{ lts-atm/mol-}^\circ\text{K} \times 297^\circ\text{K}}{8 \text{ lts}}$$

P = 1.21 atm

2.- ¿Cuántos moles de oxígeno contiene un recipiente de

500 ml que se encuentra a 13°K y a 600 mm de Hg?

DATOS

P = 600 mm de Hg = 0.789 atm

V = 500 ml = 0.51

n =

R = 0.0821 lts -atm/mol-°K

T = 13°K = 286°K

FORMULA

$$P V = n R T$$

$$n = \frac{P V}{R T}$$

SUSTITUCION

RESULTADO

$$n = \frac{0.789 \text{ atm} \times 0.5 \text{ lts}}{0.0821 \text{ lts-atm/mol-}^\circ\text{K} \times 286^\circ\text{K}}$$

n = 0.016 moles

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

LEY DE PRESIONES PARCIALES DE DALTON

Dalton, al experimentar con la presión en la mezcla de gases, determinó que la presión total de la mezcla de varios gases es igual a la suma de las presiones parciales de cada uno de los gases que forman la mezcla.

$$P_T = P_a + P_b + P_c + \dots + P_n$$

donde P_T = presión total, y P_a , P_b y P_c es la presión de cada uno de los gases en la mezcla.

Las presiones parciales se pueden determinar pro medio de la ecuación de los gases iguales;

$$P_a V = n_a R T$$

$$P_b V = n_b R T$$

$$P_c V = n_c R T \dots \text{etc}$$

PROBLEMA

1.- Un cilindro de 12 litros contiene 20 g de nitrógeno y 60 g de hidrógeno. ¿Cuál será la presión total en el cilindro si la temperatura es de 25°C?

a) Primero obtener el número de moles de nitrógeno y de hidrógeno.

$$n_{N_2} = \frac{m}{M_n} = \frac{20g}{28g/mol}$$

$$n_{N_2} = 0.71 \text{ mol}$$

$$n_{H_2} = \frac{m}{M_n} = \frac{60g}{2g/mol} = 30 \text{ mol}$$

b) Calcular las presiones de N_2 y H_2

$$P_{N_2} = \frac{n R T}{V}$$

$$P_{N_2} = \frac{0.71 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ atm}\cdot\text{l}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 298\text{K}}{12 \text{ l/s}}$$

$$P_{N_2} = 1.447 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = \frac{30 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ atm}\cdot\text{l}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 298\text{K}}{12 \text{ l/s}}$$

$$P_{H_2} = 61.16 \text{ atm}$$

c) Calcular la presión total con las presiones parciales obtenidas.

$$P_T = P_{N_2} + P_{H_2}$$

$$P_T = 1.447 \text{ atm} + 61.16 \text{ atm}$$

$$P_T = 62.61 \text{ atm}$$

VOLUMEN MOLAR

El volumen molar de un gas es el volumen que ocupa una mol de gas en condiciones normales de presión y temperatura, el cual es igual a 22.4 litros.

La anterior definición se puede entender de la siguiente explicación.

Como ya se indicó en el curso anterior mol o masa molecular gramo de una sustancia es la masa atómica de dicha sustancia expresada en gramos; así por ejemplo; 1 mol de O_2 es = 32g, 1 mol de H_2 = 2g, 1 mol de Cl_2 = 71 g

En la definición se dice que es el volumen que ocupa una mol el cual es igual a 22.4 l, para comprobar lo anterior recordemos también la densidad la cual es la masa contenida en la unidad de volumen:

$$D = \frac{M}{V}$$

D = densidad

M = masa

V = volumen

De ésta fórmula despejamos volumen

$$V = \frac{M}{D}$$

Aplicando la ecuación; para una mol de O_2 , de H_2 y una mol de C_2 teniendo en cuenta la densidad de cada uno de ellos.

Para el O_2

DATOS

$$V = \frac{32}{1.43} = 22.4 \text{ lts.}$$

$$V = 2$$

$$M = 1 \text{ mol} = 32 \text{ g}$$

$$D = 1.43 \text{ g/l}$$

Para el H_2

$$V = 2$$

$$M = 1 \text{ mol} = 2 \text{ g}$$

$$D = 0.089 \text{ g/lts.}$$

$$V = \frac{M}{D}$$

$$V = \frac{2 \text{ g}}{0.089 \text{ g/lts.}}$$

$$V = 22.4 \text{ litros}$$

Para el Cl_2

$$V = ?$$

$$M = 1 \text{ mol} = 70.9 \text{ g}$$

$$D = 3.16 \text{ g/litro}$$

$$V = \frac{M}{D}$$

$$V = \frac{70.9 \text{ g}}{3.16 \text{ g/litro}}$$

$$V = 22.4 \text{ litros.}$$

Se ha calculado el volumen para estos gases, lo mismo podría hacerse con otros, y llegaríamos a la conclusión de que un mol de cualquier gas en C.N.P.T. ocupa un volumen de 22.4 litros.

PROBLEMAS REFERENTES A VOLUMEN MOLAR.

1.- Si una mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22.4 l, C N P T ¿cual será el volumen de 6 moles de un gas?

1 mol ocupa 22.4 lts
 6 mol = x

$$V = \frac{6 \text{ mol} \times 22.4 \text{ lts}}{1 \text{ mol}} = 134.4 \text{ lts.}$$

2.- Qué volumen ocuparán 80 g de CO₂ medidos en condiciones normales de P y T?

El volumen será igual a moles x 22.4 lts/mol
 Por lo tanto se necesita conocer el número de moles.

$$\text{moles} = \frac{\text{gramos}}{\text{masa molecular}} = \text{mol} = \frac{g}{Mm}$$

$$\text{moles} = \frac{80}{44 \text{ g/mol}} = 1.81 \text{ moles}$$

$$V = \text{moles} \times 22.4 \text{ lts./mol}$$

$$V = 1.81 \text{ moles} \times 22.4 \text{ lts/mol} = 40.54 \text{ lts.}$$

$$V = 40.54 \text{ lts.}$$

3.- ¿Cuál será la masa de 6.4 litros de N₂ medidas C N P T?

$$\text{moles} = \frac{\text{litros}}{22.4 \text{ lts/mol}}$$

$$\text{moles} = \frac{6.4 \text{ litros}}{22.4 \text{ lts/mol}} = 0.285 \text{ moles}$$

como

$$\text{moles} = \frac{\text{gramos}}{\text{masa molecular}}$$

despejando

$$g = \text{moles} \times Mm$$

$$g = 0.285 \text{ mol} \times 28 \text{ g/mol} = 7.98 \text{ g}$$

CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS DEL TIPO MASA-VOLUMEN GASEOSO.

En el punto anterior se demostró que una mol de gas ocupa 22.4 l (a T y P normal)

Este valor nos permite determinar el volumen de gas que se obtiene en una reacción, teniendo su ecuación balanceada.

Ejemplo:

Cuántos litros de hidrógeno en condiciones normales de P y T se obtienen al hacer reaccionar 8g de Zn con HCl

a) Primer paso.- Escribir la ecuación y balancearla.



- b) Calcular la cantidad de gramos de H_2 que se obtienen con la cantidad de Zn dado.

65.4 g de Zn dan 2g

$$8. g \quad \text{---} \quad X = 0.244g \quad H_2$$

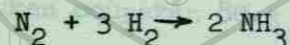
pasar a moles el número de g de H_2 obtenido.

$$\frac{0.244}{2} = 0.122 \text{ moles}$$

$$V = \text{No. moles} \times 22.4 \text{ l} = 2.73 \text{ litros de } H_2$$

Cuántos litros de amoniaco en C N de P y T se obtienen al reaccionar 21 g de Nitrógeno con un exceso de Hidrógeno.

- a) Ecuación balanceada



- b) Obtener la cantidad de gramos que se obtienen con los 21g de N_2

28g de N_2 dan 34g de H_3

$$21g \text{ de } N_2 \quad \text{---} \quad \text{---} \quad X$$

$$\frac{21g \times 34g}{28g} = 25.5g \text{ de } NH_3$$

- c) Pasar moles 25.5g de NH_3

$$N \text{ de moles} = \frac{\text{No. de g}}{\text{masa mol}}$$

$$N \text{ de moles} = \frac{25.5g}{17g} = 1.5 \text{ moles}$$

- d) Pasar a litros los moles

$$\text{Volumen} = 1.5 \text{ mole} \times 22.41 / \text{mol} = 33.51$$

Cuántos litros de Hidrógeno a T P N se obtienen al hacer reaccionar 250g de Zn con ácido sulfúrico necesario.



$$\begin{array}{r} 65.4 \quad \text{---} \quad 2g \\ 250g \quad \text{---} \quad X = 7.64g \end{array}$$

$$\# \text{ moles} = \frac{7.64g}{2 \text{ g/mol}} = 3.82 \text{ moles}$$

$$V = 3.82 \times 22.41 / \text{mol} = 85.62 \text{ litros}$$

PROBLEMAS DE LAS LEYES DE LOS GASES

- 1.- ¿Cuál será el volumen de un gas a la presión de 160 cm de Hg si su volumen es de 4 lts. a la presión de 76 cm. de Hg.
- 2.- Si el volumen de un gas se reduce de 100 a 60 cm³ al mismo tiempo que la presión pasa para 1800 mm de Hg, calcular la presión original si la temperatura permanece constante.
- 3.- La presión que se ejerce sobre 180 ml. de O₂ es de 3.2 atm, si se pasa a presión normal ¿Cuál será el volumen de O₂?
- 4.- 60 cm³ de N₂ fueron medidos en condiciones normales, ¿Cuál será su presión cuando su volumen sea de 148 cm³?
- 5.- La presión ejercida sobre 3.5 de H₂ es de 180 cm de Hg - ¿Cuál será su volumen cuando la presión sea normal.
- 6.- 1600 galones de O₂ fueron medidas a la presión de 80 lb/pulg² ¿Cuál volumen ocupará dicho gas cuando la presión sea de 3 atm.
- 7.- Un tanque contiene 10000 lts. de nitrógeno a la presión de 2 atm., si se pasa el gas a un tanque de 282.68 ft³, ¿A que presión estará sometido el gas

- 8.- 10 m³ de aire fueron medidos a la presión de 4 atm, -- ¿Cuál será el vol. de aire a la presión de 5.165 kg/cm²?

- 9.- 40 cm³ de CO₂ se midieron a la presión de 29.4 lb/pulg² ¿Cuál será la presión del gas cuando ocupe un volumen de 2 litros?

- 10.- 600 lts de H₂ fueron medidos a la presión de 4 atm. ¿Qué presión en Kg/cm² tendrá el gas cuando ocupe un volumen de 1400 lts.?

- 11.- Un gas ocupa un volumen de 200 cm³ a la temperatura de 127°C si la presión permanece constante?

- 12.- 800 cm³ de amoníaco fueron medidos a la temperatura de 70°C, ¿Cuál será la temperatura del gas cuando ocupe un volumen de 650 cm³?

- 13.- Un cilindro contiene 2 m³ de aire a la temperatura de 1200°C ¿Cuál será el volumen del aire a la temperatura de 800°K?

- 14.- 1500 cm³ de N₂ fueron medidos a la temperatura de -- 131°F. Cuál será el volumen del gas a temperatura de: 190.4°F
- 15.- 5 ft³ de monóxido de carbono se midieron a la temperatura de 248°F, ¿Cuál será la temperatura del gas cuando su volumen sea de 113,2 litros? presión = constante.
- 16.- 60 ml de cloro fueron medidos a la temperatura de 0°C. ¿Cuál será el volumen del gas a la temperatura de -4°F, si la presión permanece constante?
- GAY - LUSSAC
- 17.- Un tanque contiene amoníaco a la presión de 600 torr y a una temperatura de 27°C. ¿Qué presión soportará el gas a la temperatura de -27°C?
- 18.- Un gas fue medido a la presión de 7.2 atmósferas y a la temperatura de 41°F. ¿Cuál será la temperatura del gas cuando la presión se incremente a 9 atm?
- 19.- Un cilindro contiene un gas a la presión de 4 Kg/cm² y a una temperatura de 50°C. Si la presión cambia a 90 lb/pulg². ¿Cuál será la temperatura del sistema?
- 20.- 150 cm³ de O₂ fueron medidos a la presión de 2 atmósferas y a la temperatura de 27°C, ¿Cuál será el volumen del gas a la presión de 3.5 atmósferas y a la temperatura de 127°C?

- 21.- ¿Qué presión soportarán 160 litros de nitrógeno a la temperatura de 18°C si dicho gas ocupaba un volumen de 180 litros a la presión de 260 mm de Hg y a una temperatura de 80°C?

- 22.- 0.75 m³ de H₂ fueron medidos a la presión de 2.5 Kg/cm² y a la temperatura de 120°C, ¿Cuál será la temperatura del sistema si el volumen cambia a 1.2 m³ a la presión de 1.8 atm.?

- 23.- 1600 cm³ de CO₂ fueron medidos a la presión de 14 atm y a la temperatura de -20°C, ¿Cuál será el volumen del gas a la presión de 24 atm y a la temperatura de -80°C?

GASES IDEALES

- 24.- La masa de un gas es de 11.5g y su volumen de 6.8 lt. a la temperatura de 50°C y a una presión de 0.94 atm. ¿Cuál es su masa molecular?

- 25.- Cuántos gramos de CO₂ se tienen en un recipiente de 3.5 litros a una presión de 0.8 atm y a la temperatura de -8°C?

- 26.- ¿Cuál será la presión que soportaron 6.3g de cloro si se colocan en un recipiente de 600 ml a una temperatura de 12°C?

27.- 0.56 moles de un gas se encuentran en un recipiente de 6 litros, ¿Cuál será su temperatura, si la presión del sistema es de 0.8 atm?

28.- ¿Cuántos moles de gas contiene un recipiente de 386 ml a 20°C y a 600 torr.?

DALTON

29.- Una mezcla de gases se encuentran 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?

30.- Una mezcla de gases se encuentra a las siguientes presiones:

CO₂ a 600 mm de Hg

O₂ a 1200 mm de Hg

CO a 800 mm de Hg

¿Cuál será la presión total de la mezcla en atmósferas?

31.- ¿Cuál será la presión parcial del oxígeno en atmósferas, en un sistema gaseoso que presenta una presión total de 2100 mm de Hg y las siguientes presiones parciales?

Presión del CO₂ = 230 mm de Hg

Presión de N₂ = 300 mm de Hg

Presión de H₂ = 400 mm de Hg

Presión de CO = 550 mm de Hg

32.- Una mezcla de 2.8 g de O₂ y 5 g de CO₂ se encuentran en un recipiente de 5 litros a la temperatura de 24°C - ¿Cuál será la presión total ejercida por la mezcla de gases?

VOLUMEN MOLAR

33.- ¿Qué volumen ocuparán 6 moles de un gas de C.N.P.T.?

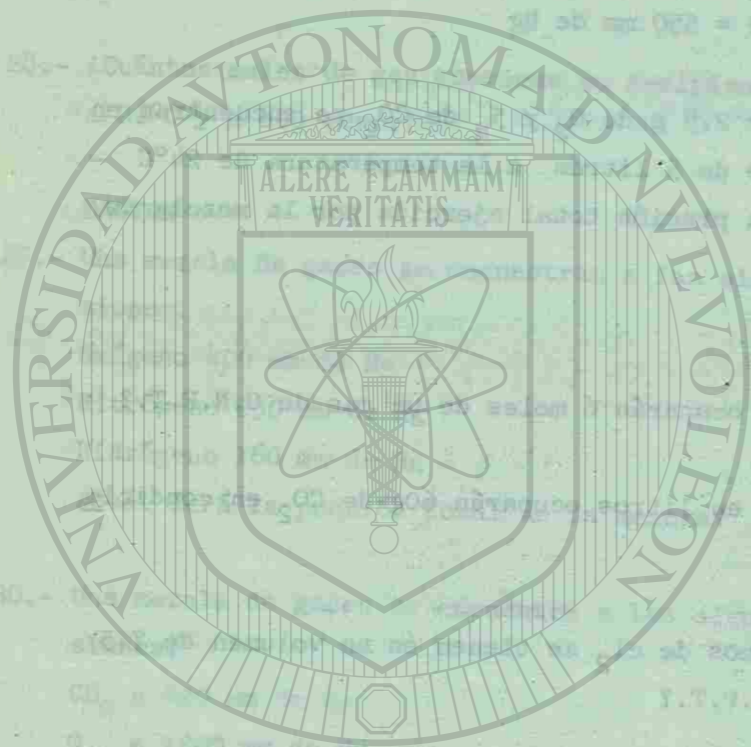
34.- ¿Qué volumen en litros ocuparán 60g de CO₂ en condiciones N.P.T.?

35.- ¿Cuántos gramos de Cl₂ se tienen en un volumen de 7.5 litros a C.N.P.T.?

36.- ¿Cuántos litros de hidrógeno en condiciones N.P.T. se producen con 12.5 g de zinc al reaccionar con ácido clorhídrico?

37.- Cuántos litros de H₂ a C.N.P.T., se producen con 2 g de sodio al reaccionar con agua?

38.- ¿Cuántos gramos de H₂O se producen al reaccionar 250 litros de H₂ con oxígeno a condiciones N.P.T.?



U A N I L

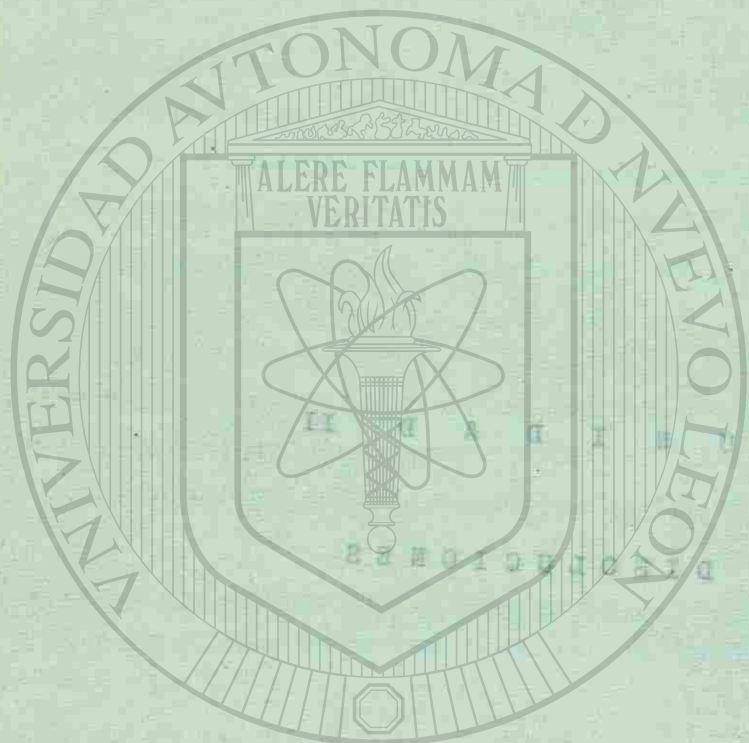
U N I D A D II

DISOLUCIONES

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



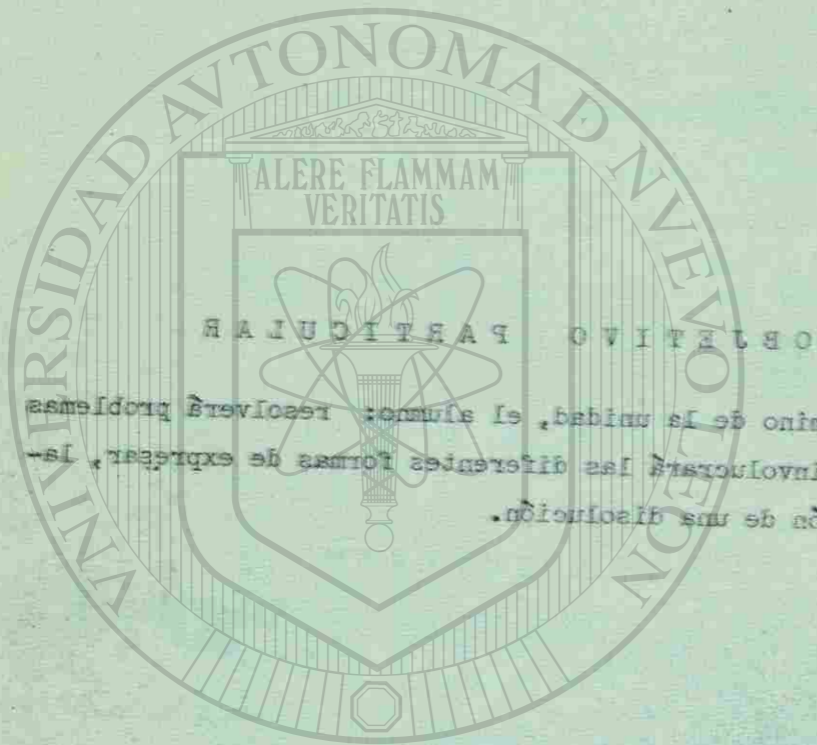


UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

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.



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

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

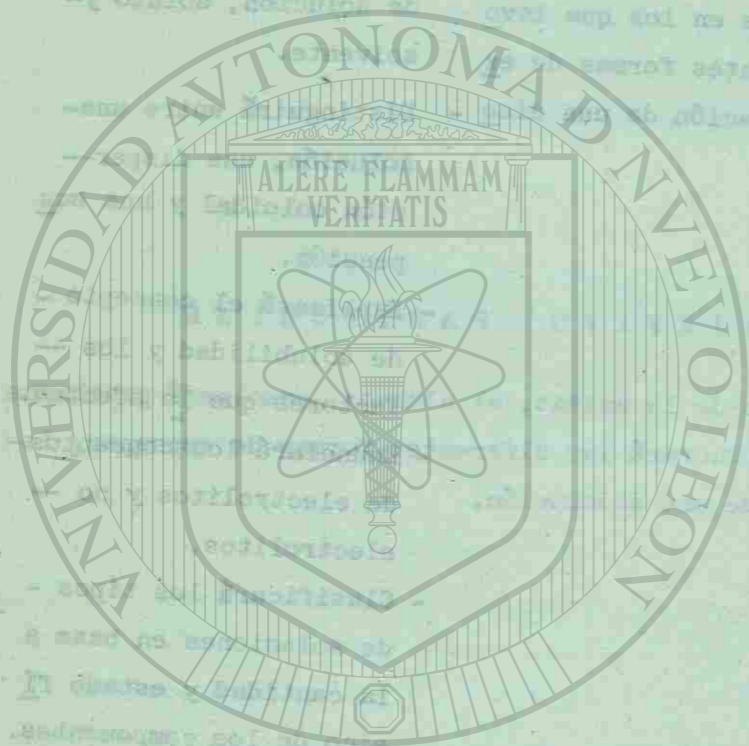
Unidad 2 Tiempo 12 frecuencias

DISOLUCIONES

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

El alumno:

- Definirá los conceptos de solución, soluto y solvente.
- Distinguirá entre una solución, una dispersión coloidal y una suspensión.
- Explicará el concepto de solubilidad y los factores que lo afecten.
- Enunciará los conceptos de electrolitos y no electrolitos.
- Clasificará los tipos de soluciones en base a la cantidad y estado físico de los componentes.
- Interpretará cada una de las unidades de concentración físicas y químicas y sus correspondientes expresiones matemáticas.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

EXAMEN DE MEDIO CURSO

- Utilizará las diferentes formas de expresar la concentración (molaridad, normalidad, % peso volumen) en la resolución de problemas específicos.

U A N L



DISOLUCIONES O SOLUCIONES

Se llama disolución o solución a toda mezcla homogénea de dos o más sustancias, cuya composición puede variar sin perder dicha homogeneidad.

En una disolución, a la sustancia que entra en mayor abundancia se le llama disolvente, y a la que entra en menor cantidad, se le llama soluto. También se puede decir: A la sustancia que disuelve se le llama disolvente y a la que se disuelve se le nombra soluto. Por ejemplo en una limonada, bebida preparada de agua, zumo de limón y azúcar, el agua es el solvente y el zumo de limón y el azúcar son solutos.

TIPOS DE SOLUCIONES

Tomando en cuenta los tres estados de la materia, sólido, líquido y gaseoso, se pueden tener los siguientes tipos de soluciones más importantes.

TIPOS DE SOLUCIONES

- a).- Gas-gas
- b).- Gas-líquido
- c).- Gas-sólido
- d).- Líquido-líquido
- e).- Líquido-sólido
- f).- Sólido-líquido
- g).- Sólido-sólido

EJEMPLOS DE SOLUCIONES:

- a.- Solución: Gas-gas-aire. El aire es una mezcla de oxígeno, nitrógeno, dióxido de carbono y gases raros.-
- b.- Solución: Gas-líquido. Bebida gaseosa, contiene agua, dióxido de carbono colorante y azúcar.
- c.- Gas-sólido-hidrógeno con paladio. El paladio puede absorber grandes cantidades de hidrógeno. Este tipo de solución es poco común.
- d.- Líquido-líquido: Bebidas alcoholicas. Contienen alcohol y azúcar.
- e.- Líquido-sólido, la mezcla de mercurio con oro ó plata, forman lo que se llama amalgamas.
- f.- Sólido-líquido-sal en agua.
- g.- Sólido-sólido: Aleaciones de latón (Cu, Zn) bronce (Cu, Zn, Sn), plata alemana (Cu, Zn, Ni), etc.

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 a una solución la podemos definir diciendo que es una dispersión homogénea de una sustancia en otra.

SUSPENSIONES Y DISPERSION COLOIDAL

SUSPENSIONES: Cuando se hace una mezcla de arena y agua y se agita, el líquido se torna turbio, observándose las partículas del sólido, las cuales al cabo de un tiempo se sedimentan: A éste tipo de solución se le llama suspensión, la cual podemos definir diciendo que son dispersiones no homogéneas de una sustancia insoluble en otra las cuales se pueden separar por filtración.

DISPERSIONES COLOIDALES: Son dispersiones heterogéneas de una sustancia insoluble en otra, (aunque aparentemente son homogéneas) y no se pueden separar por filtración. Como ejemplo de dispersiones coloidales tenemos: la gelatina, albúmina de huevo, cola, etc.

A las dispersiones coloidales por su aparente homogeneidad se les llama con frecuencia soluciones coloidales, lo cual es incorrecto, su nombre más adecuado es el de pseudo-soluciones coloidales.

ELECTROLITOS Y NO ELECTROLITOS

Una de las características más importantes de las soluciones líquidas es que algunas de ellas conducen la corriente eléctrica, sobre todo cuando el solvente es el agua. A las soluciones acuosas que conducen la corriente eléctrica se les llama soluciones electrolíticas o iónicas, y a las que no la conducen se les llama no electrolíticas. A las sustancias cuyas soluciones conducen la corriente eléctrica se les llama

electrolitos y a las sustancias cuyas soluciones no conducen la corriente eléctrica se les llama no - electrolitos.

SOLUBILIDAD

Quando se disuelve un sólido en un líquido, sea por ejemplo, sal en agua, azúcar en agua, yodo en alcohol, etcétera - podemos observar: Primero si son solubles o no lo son, segundo, si son poco o muy solubles.

De lo anterior podemos concluir que los sólidos se disuelven en cierto grado, ya sea en mayor o menor cantidad, o no se disuelven. Al grado de solubilidad que tiene una masa dada de sustancia en cierta cantidad de solvente, se le llama solubilidad.

Dicho grado de disolución se mide en gramos de sustancia disuelta por 100 g de solvente a una temperatura dada, y se expresa como coeficiente de solubilidad de una sustancia, el cual se define como la masa en gramos de una sustancia que es necesario disolver en 100 g de disolvente para obtener una solución saturada a una temperatura y presión dada.

FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

Entre los factores que afectan la solubilidad de cualquier sustancia podemos nombrar:

- La naturaleza del solvente.
- La naturaleza del soluto.

- La temperatura

- La presión

La naturaleza del soluto y del disolvente son factores muy importantes en la determinación del grado de solubilidad de una sustancia ya que conociendo la naturaleza de una sustancia podemos determinar si es soluble en otra o no. Por lo general las sustancias inorgánicas, ácidos, bases y sales se disuelven en agua, igualmente podemos decir de algunos disolventes orgánicos, por ejemplo, eter y acetona disuelven aceites y grasas más fácil que el alcohol etílico. Se puede aplicar el viejo aforismo de que lo igual disuelve a lo igual, es decir compuestos orgánicos disuelven a compuestos orgánicos, e inorgánicos a inorgánicos, claro con sus respectivas excepciones.

- La presión tiene efecto sobre todo en la solubilidad de un gas en un líquido.

William Henry en 1803, descubrió que si se duplicaba la presión del gas en contacto con el líquido, la solubilidad del gas también se duplicaba, siempre y cuando la temperatura permaneciera constante.

Lo anterior lo expresó bajo la siguiente Ley, "a temperatura constante, la solubilidad de un gas sobre un líquido, varía directamente proporcional a la presión ejercida sobre el gas".

- Temperatura

Con respecto a la temperatura, se puede afirmar que la solubilidad de una sustancia es afectada grandemente por la temperatura, ya que los sólidos son más solubles en disolventes calientes que en fríos, por ejemplo si se disuelve azúcar en agua caliente la disolución se hace fácilmente, pero, si el agua esta fría (cerca del grado de congelación, el azúcar no se disuelve fácilmente.

En muy pocas cosas el grado de solubilidad permanece constante, al variar la temperatura. También se puede aclarar que hay sus excepciones, por ejemplo hay sustancias (pocas) que se disuelven más fácil en frío que en caliente.

CONCENTRACION DE LAS SOLUCIONES

Las soluciones que se utilizan en química son generalmente:

a).- Los reactivos de laboratorio, cuyas concentraciones no es necesario conocer más que aproximadamente.

b).- Los reactivos de valorización, cuyas concentraciones deben conocerse exactamente.

La concentración de una solución nos indica la cantidad exacta de soluto que se tiene en un volumen dado de solución.

De acuerdo con la poca o mucha cantidad de soluto que tenga una solución, ésta puede ser: Solución diluida o concentrada.

Una solución es diluida si se tiene poco soluto en una cantidad grande de solvente, y es concentrada si es mucho soluto en poco desolvente.

La concentración de una solución se puede expresar en diversas formas, ya sea como el peso de soluto por unidades de volumen (litro o mililitro) de solución, o peso molar gramo o peso equivalente por unidad de volumen de solución.

A continuación veremos estas formas y otros de expresar la concentración de una solución.

GRAMOS POR UNIDAD DE VOLUMEN: Según este método la concentración de una solución se expresa en función del número de gramos (o miligramos) de soluto por unidad de volumen, ya sea litro o mililitro. Por ejemplo una solución de 10 g de cloruro de sodio por litro, se prepara desolviendo los 10 g de sal en agua y en seguida aforando hasta un litro (no se añade un litro de agua a los 10 g de sal)

COMPOSICION PORCENTUAL: Este forma de expresar las concentraciones, esta basado en el tanto por ciento en peso, y se expresa en función del número de gramos de soluto por 100 g de solución. Ejemplo una solución de nitrato de plata al 5% se prepara disolviendo 5 g de la sal en 95 g de agua.

RELACIONES DE VOLUMENES: Consiste en expresar la concentración en la relación de volumen del reactivo concentrado y el agua, por ejemplo, preparar una solución de H_2SO_4 de 1:3 significa que la solución se va a preparar mezclando un volumen de ácido sulfúrico concentrado con tres volúmenes de agua.

SOLUCION MOLAR

Es aquella que contiene una mol gramo de soluto por litro de solución.

Un litro de solución molar (M) de ácido clorhídrico contiene 36.45 g de HCl; un litro de solución medio molar ($\frac{1}{2}$ M, ó 5 M, ó M/2) de HCl contiene 18.225 g de HCl.

Para determinar la molaridad de una solución se requiere conocer la cantidad de soluto en moles, además el volumen total de la solución en litros.

$$N \text{ de } M = \frac{M_s}{MM} = \frac{g}{g/mol} = \text{moles} \quad 2.1$$

$$\text{Molaridad} = M = \frac{N \text{ de } M}{V} = \frac{\text{moles}}{\text{litros}} \quad 2.2$$

Donde:

N de M = Número de moles

M_s = Masa de soluto

MM = Masa molecular

Estas fórmulas nos sirven para diversos problemas, según la incógnita que tengamos.

APLICACION PROBLEMAS

Ejemplo 1:

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

Primero debemos conocer el número de moles del soluto.

Por la fórmula 2.1

$$N \text{ de } M = \frac{MS}{MM} = \frac{180 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 4.5 \text{ moles}$$

Ya conociendo el número de moles del soluto se utiliza la ecuación No. 2.2 que relaciona número de moles y litros.

$$M = \frac{N \text{ de } M}{V}$$

$$M = \frac{4.5 \text{ moles de NaOH}}{2.5 \text{ litros}} = 1.8 \text{ moles de NaOH/l}$$

Por lo tanto se tiene una solución de NaOH al 1.8 M

Ejemplo 2:

50 g de H_2SO_4 se disuelven en 400 ml de agua. ¿Cuál es la molaridad de la solución resultantes.

Datos:

Masa del soluto en g = 50 g

Masa molecular = 98.08 g

M = _____

Para conocer la molaridad, como en el caso anterior necesitamos primero conocer el número de moles del soluto por lo tanto.

$$N \text{ de } M = \frac{MS}{MM} = \frac{50 \text{ g}}{98.08 \text{ g/mol}} = 0.51 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Sustituyendo en la fórmula de molaridad

$$M = \frac{N \text{ de } M}{V} = \frac{0.51 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4}{0.4 \text{ litros}} = 1.28 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4/\text{l}$$

Por lo tanto la solución resultante de H_2SO_4 es 1.28 M.

Ejemplo 3:

Se tiene 40 g de KOH ¿Qué volumen de solución al 0.5 moles por litro se puede preparar.

Datos:

$$M_s = 40 \text{ g de KOH}$$

$$M = 0.5$$

$$M.M \text{ del KOH} = 56.1 \text{ g/mol}$$

V =

$$N \text{ de } M = \frac{M_s}{M.M} = \frac{40 \text{ g}}{56.1 \text{ g/mol}} = 0.72 \text{ moles de KOH}$$

De la Ec. 2

$$V = \frac{N \text{ de } M}{M} = \frac{0.72 \text{ moles}}{0.5 \text{ m/l}} = \underline{1.44 \text{ litros}}$$

Ejemplo 4:

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

Datos:

$$M_s = x$$

$$M = 0.25$$

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

De la ecuación No. 2 despejar número de moles ya que relación molaridad y volumen.

$$N \text{ de } M = M \times V$$

$$N \text{ de } M = 0.25 \text{ moles} \times 8 \text{ litros} = 2 \text{ moles de } \text{AgNO}_3 \text{ (Sólido)}$$

En seguida convertir los moles a gramos masa de soluto.

$$M_s = N \text{ de } M \times M.M$$

$$M_s = 2 \text{ moles} \times 169.87 \text{ g}$$

$$M_s = 339.79 \text{ g de } \text{AgNO}_3$$

Cuando se tiene una solución ya preparada y se le agrega más disolvente, el número de moles de soluto no cambia, permanece constante, lo que cambia es el volumen y la molaridad, - por lo tanto podemos decir que:

$$(N \text{ de } M)_i = (N \text{ de } M)_f \quad 2.3$$

o sea:

$$\begin{matrix} \text{Número de moles} & = & \text{número de moles} \\ \text{de soluto iniciales} & & \text{de soluto finales} \end{matrix}$$

$$\text{Como } N \text{ de } M = V M$$

Sustituyendo en la ecuación anterior tenemos

$$V_i M_i = V_f M_f \quad 2.4$$

Ecuación que nos permite determinar el volumen o la molaridad de una solución que se prepara de otra de la cual ya se conoce su volumen y su molaridad.

Ejemplo 5.

Se tiene 80 ml de una solución 3M de HCl. ¿Qué volumen de agua hay que adicionar para tener una solución al 0.5 M?

Datos:

$$V_i = 80 \text{ ml} = 0.080 \text{ l}$$

$$M_i = 3 \text{ M}$$

V_f

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

De la fórmula 4: $V_i M_i = V_f M_f$

Despejando V_f .

$$V_f = \frac{V_i M_i}{M_f}$$

Sustituyendo

$$V_f = \frac{0.080 \text{ l} \times 3 \text{ M}}{0.5 \text{ M}} = \underline{0.48 \text{ l}} = 480 \text{ ml}$$

Para preparar la solución 0.5 M a partir de los 80 ml a 3 M de HCl debe diluirse a 480 ml, por lo tanto para tener esta cantidad deben adicionarse 400 ml de agua a las 80 que ya se tenían, para tener al volumen de 480 ml.

Ejemplo 6:

A 200 ml de una solución de H_2SO_4 al 0.6 M se le diluyó hasta 800 ml. Calcular la molaridad resultante.

Datos:

$$V_i = 200 \text{ ml} = 0.20 \text{ litros}$$

$$M_i = 0.6 \text{ M}$$

$$V_f = 800 \text{ ml} = 0.8 \text{ litros}$$

$$M_f = \underline{\hspace{2cm}}$$

Para la Ec. 4 $V_i M_i = V_f M_f$

Despejando M_f $M_f = \frac{V_i \times M_i}{V_f}$

Sustituyendo $M_f = \frac{0.20 \text{ l} \times 0.6 \text{ M}}{0.8 \text{ l}} = \underline{0.15}$

$$\underline{M_f = 0.15}$$

PROBLEMAS SOBRE MOLARIDAD

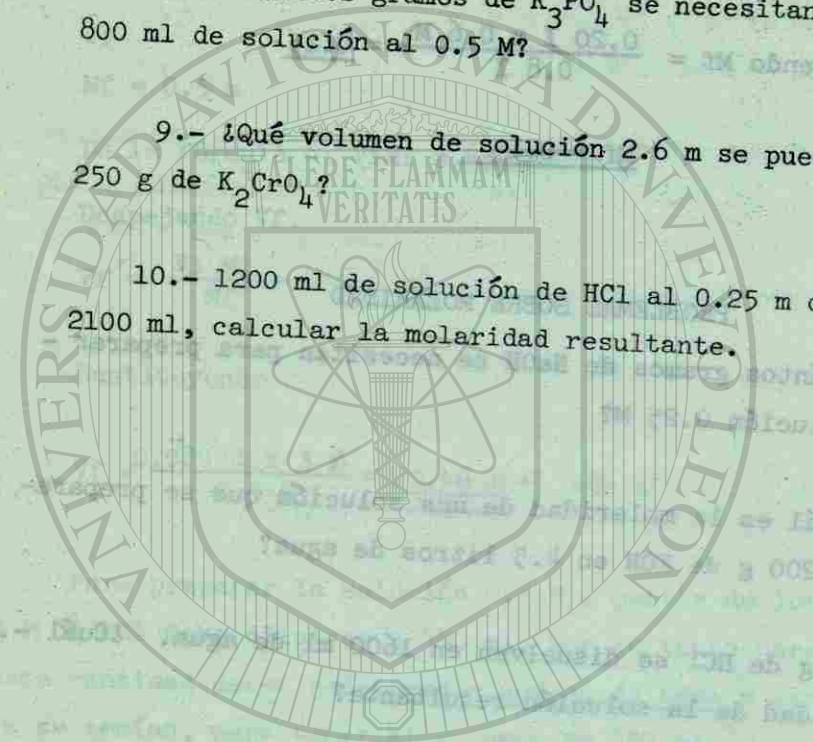
- 1.- ¿Cuántos gramos de NaOH se necesitan para preparar 500 ml de solución 0.25 M?
- 2.- ¿Cuál es la molaridad de una solución que se prepara disolviendo 200 g de KOH en 4.5 litros de agua?
- 3.- 80 g de HCl se disuelven en 1600 ml de agua. ¿Cuál es la molaridad de la solución resultante?
- 4.- Se tienen 120 g de NaCl: ¿Qué volumen de solución 0.8 M se puede preparar?
- 5.- Se desea preparar 3 l de solución 0.5 M de NaI. ¿Cuántos gramos se necesitan?
- 6.- Se tienen 160 ml de solución 1.5 M de HCl. ¿Qué volumen de agua hay que adicionar para tener una solución 0.8 M?

7.- A 1500 ml de una solución NaNO_2 al 0.8 M se diluyó - hasta 2.5 l. Calcular la molaridad resultante.

8.- ¿Cuántos gramos de K_3PO_4 se necesitan para preparar - 800 ml de solución al 0.5 M?

9.- ¿Qué volumen de solución 2.6 m se puede preparar con 250 g de K_2CrO_4 ?

10.- 1200 ml de solución de HCl al 0.25 m de diluyó hasta 2100 ml, calcular la molaridad resultante.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PESO EQUIVALENTE Y SOLUCIONES NORMALES

Una solución normal (N) es aquella que contiene un equivalente-gramo de soluto por litro de solución.

Un equivalente-gramo (o peso equivalente-gramo) de un elemento o compuesto, es el peso de ese elemento o compuesto que es capaz de reaccionar con, o sustituir un peso atómico de hidrógeno (1.008 g).

Un peso atómico de hidrógeno (un equivalente) se combina con un equivalente de oxígeno (8 g) o con 35.5 g de cloro, que también es un equivalente o si se comparan los pesos atómicos de estos elementos con sus equivalentes-gramo, se observa que éste último es su peso atómico dividido entre su valencia, es decir; para sacar el equivalente gramo de un elemento dividimos su peso o masa atómica entre su valencia o número de oxidación.

Equivalentes-gramo de algunos elementos.

Elemento	P Atómico	Valencia	Equivalente-gramo
H	1.008 g/l		1.008 g
Ca	40.00 g/2		20.00 g
Cl	35.50 g/1		35.50 g

El equivalente-gramo de un compuesto es el peso del mismo que contiene un equivalente-gramo en uno de los componentes que entra activamente en una reacción dada.

CALCULO DE PESO EQUIVALENTE-GRAMO

TIPO DE REACCION	COMPUESTO	FORMA DE CALCULO	EJEMPLOS
1 METATESIS	ACIDOS	Peso molecular g entre el número de H ⁺	$\frac{\text{HCl}}{1} = \frac{36.46 \text{ g}}{1} = 36.46 \text{ g}$ $\frac{\text{H}_2\text{SO}_4}{2} = \frac{98.08 \text{ g}}{2} = 49.04 \text{ g}$ $\frac{\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{1} = \frac{60.05 \text{ g}}{1} = 60.05 \text{ g}$
		HIDROXIDOS	$\frac{\text{NaOH}}{1} = \frac{40.00 \text{ g}}{1} = 40.00 \text{ g}$ $\frac{\text{Ba(OH)}_2}{2} = \frac{171.38 \text{ g}}{2} = 85.69 \text{ g}$ $\frac{\text{NH}_4\text{OH}}{1} = \frac{35.05 \text{ g}}{1} = 35.05 \text{ g}$
	SAL	Masa molecular-g entre el número total de oxidación de cualquiera de los radicales.	$\frac{\text{AgNO}_3}{1} = \frac{169.9 \text{ g}}{1} = 169.9 \text{ g}$ $\frac{\text{Na}_3\text{PO}_4}{3} = \frac{163.95 \text{ g}}{3} = 54.65 \text{ g}$ $\frac{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{6} = \frac{399.90 \text{ g}}{6} = 66.65 \text{ g}$

En el caso de los ácidos es el hidrógeno ionizable, en las bases el grupo OH y en las sales es el catión o anión.

El equivalente-gramo de un ácido, base o sal que no funciona como oxidante reductor es igual al peso molecular de la sal ácido o base, dividido entre la valencia total del constituyente reaccionante.

En el cuadro de la página siguiente (Fig.), se indica como calcular el peso equivalente de ácidos, bases y sales.

Las cantidades determinadas son equivalentes entre si - es decir, un litro de cualquier base 1 N, neutralizará un litro de cualquier ácido 1 N, y de igual forma un litro de una sal precipitará a un litro de otra de igual normalidad o sea:

$$\text{Número de Equivalentes de A} = \text{Número de equivalentes de B}$$

El número de equivalentes se relaciona con la normalidad y el volumen de la siguiente forma.

$$\text{No. de equivalente} = \text{Volumen} \times \text{normalidad} \quad \text{---} \quad 2.5$$

Por lo tanto

$$\text{Volumen A} \times \text{Normalidad A} = \text{Volumen B} \times \text{Normalidad B.} \quad 2.6$$

Si los reactivos que se van a utilizar se miden en mililitros, en los cálculos de soluciones normales se hace uso de miliequivalentes (milésima parte del peso equivalente), tomando en cuenta que la solución normal también se puede definir como aquella que contiene un miliequivalente-gramo por mililitro de solución.

Las fórmulas 2.5 y 2.6 para esta definición quedarían:

$$\text{No. de Miliequivalentes gramo} = \text{Volumen} \times \text{Normalidad}$$

$$\text{No. de Milieq-g} = V \times N$$

de igual forma.

$$\text{Volumen A} \times \text{Normalidad A} = \text{Volumen B} \times \text{Normalidad B}$$

$$V_A \times N_A = V_B \times N_B$$

Y de recordarse que el volumen debe ser dado en mililitros.

CÁLCULOS

Problema No. 1

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

Para resolver se necesita sacar el peso equivalente-gramo, para ello se obtiene la masa molecular del Na_2CO_3 y se divide entre el número total de valencia del metal o del radical, que en éste caso es 2.

$$1 \text{ Eq de } \text{Na}_2\text{CO}_3 = 106.00 \text{ g}$$

$$1 \text{ Eq de } \text{Na}_2\text{CO}_3 = \frac{\text{Na}_2\text{CO}_3}{2} = \frac{106.00}{2} = 53 \text{ g}$$

1 Sol'n/N se prepara con 53 g

Una Sol'n 1.6 se prepara con x g

$$\frac{53 \text{ g} \times 1.6 \text{ N}}{1 \text{ N}} = 84.8 \text{ g.}$$

Por lo tanto se necesita 84.8 g de Na_2CO_3 para preparar una solución 1.6 N de Na_2CO_3

Problema No. 2

¿Cuántos gramos de Na_2CO_3 se necesitan para preparar 1250 ml de solución al 0.40 N?

Por la fórmula 2.5, calcular el No. de equivalentes.

$$\text{No. de Eq.} = V \times N$$

Antes de sustituir convertir los ml en litros

$$\frac{1250 \text{ ml}}{1000} = 1.25 \text{ l}$$

Sustituyendo

$$\text{No. de Eq.} = 1.25 \times 0.40 \text{ Eq-g/l} = 0.5 \text{ Eq-g}$$

En seguida los Eq-g se convierten a gramos mediante la siguiente ecuación.

$$\text{gramos} = \text{No. de Eq} \times \text{peso-equivalente}$$

Antes de sustituir calcular el peso equivalente del Na_2CO_3

$$\text{Peq} = \frac{\text{Peso molecular}}{\text{No. de Valencia}} = \frac{106}{2} = 53$$

Sustituyendo

$$g = 0.5 \text{ Eq} \times 53 = \underline{26.5 \text{ g}}$$

Por lo tanto se necesitan 26.5 g para preparar 1250 ml de NaCO_3 al 0.40 normal.

Problema No. 3

Con 25 g de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ se prepararon 750 ml de solución, -
¿Cuál será la normalidad de la disolución?

De la fórmula 2.4, se despeja normalidad

$$\text{No. de Eq} = N \times V$$

$$N = \frac{\text{No. de Eq}}{V}$$

Pero, no se conoce el número de Equivalentes, por lo tanto hay que calcularlos.

$$\text{Eq-g} = \frac{\text{gramos}}{\text{Peso Equivalente}}$$

$$\text{Peso Eq} = \frac{\text{Masa molec.}}{\text{de valencia}} = 134/2 = 67$$

$$\text{Eq-g} = \frac{25 \text{ g}}{67 \text{ g}} = 0.37 \text{ Eq-g}$$

Ya que se tienen los datos necesarios, se sustituye.

$$N = \frac{0.37 \text{ Eq-g}}{0.75 \text{ l}} = 0.497 \text{ Eq-g/l}$$

La normalidad de la disolución será de: 0.497

Problema No. 4

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

Una solución molar de BaSO_4 contiene 2 equivalentes por litro de solución, por lo tanto una solución 4 M de BaSO_4 contendrá $4 \times 2 = 8$ equivalentes gramo por litro de solución, por consiguiente será 8 N.- ya con este dato podemos calcular el volumen de agua.

Datos:

$$V_A = 200 \text{ ml}$$

$$N_A = 8 \text{ N}$$

$$V_B = \text{---}$$

$$N_B = 2 \text{ N}$$

$$V_A \times N_A = V_B \times N_B$$

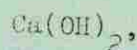
$$V_B = \frac{V_A \times N_A}{N_B} = \frac{200 \text{ ml} \times 8 \text{ N}}{2 \text{ N}} =$$

$$V_B = 800 \text{ ml}$$

$$\begin{aligned} \text{El volumen de agua será} &= V_B - V_A = 800 \text{ ml} - 200 \text{ ml} \\ &= 600 \text{ ml} \end{aligned}$$

PROBLEMAS

1.- Calcular el peso equivalente-gramo de los siguientes compuestos.



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

3.- Se tiene 600 ml de H_2SO_4 al 3.5 N. ¿Qué volumen de agua debe añadirse para tener una solución 1.5 N?

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

5.- ¿Cuántos gramos de NaOH se necesitan para preparar 1600 ml de solución 0.8 N?

6.- ¿Cuál será la normalidad de 650 ml de solución que se preparará con 250 g de $\text{Ba}(\text{OH})_2$?

7.- Se desea preparar 3 litros de solución 0.4 N de KOH, ¿Cuántos gramos de hidróxido de potasio se necesitan?

8.- 1850 ml de solución de H_2SO_4 se prepararon con 85 g de dicho ácido, cuál será su normalidad.

9.- Calcule el volumen de agua que debe ser agregado a cada una de las siguientes soluciones para obtener soluciones 1.2.

a) 20 ml de solución 12 N de HCl

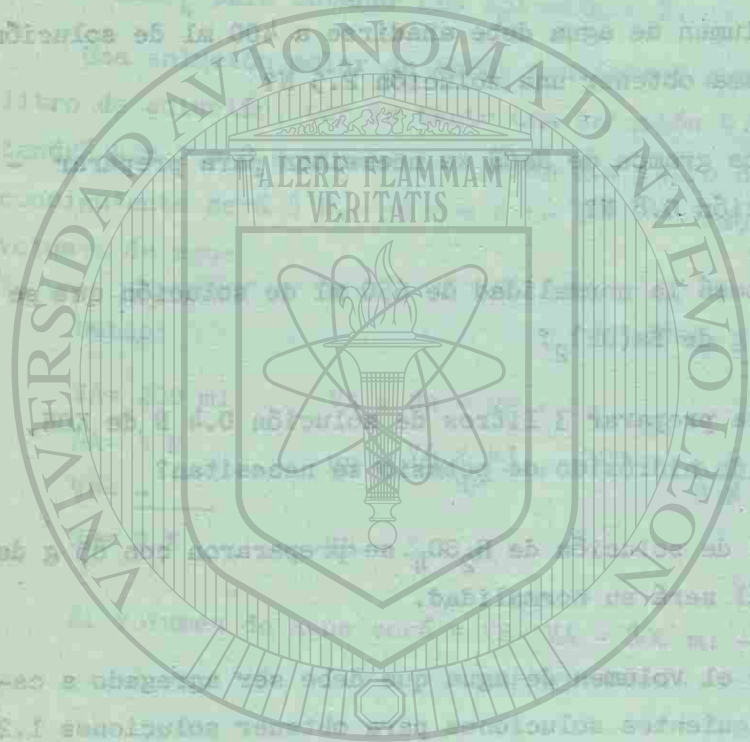
b) 50 ml de sol'n 6 N de H_2SO_4

c) 250 ml de sol'n 4 N de sulfato de Aluminio

d) 300 ml de sol'n 5 M de BaSO_4

e) 60 ml de sol'n 3 M de NaOH

f) 200 ml de 4 M de Ba_2SO_4



UNIDAD III

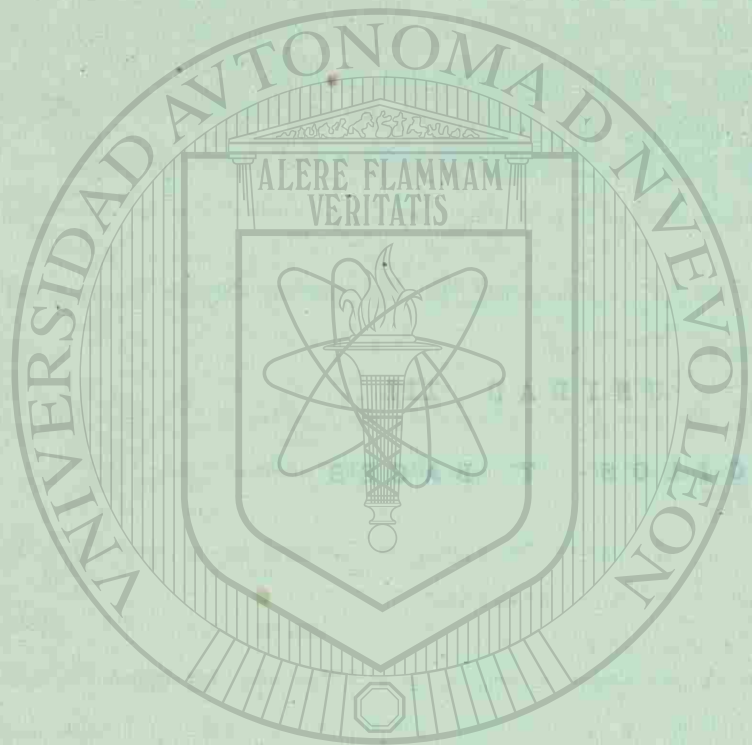
ACIDOS Y BASES

U A N L

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



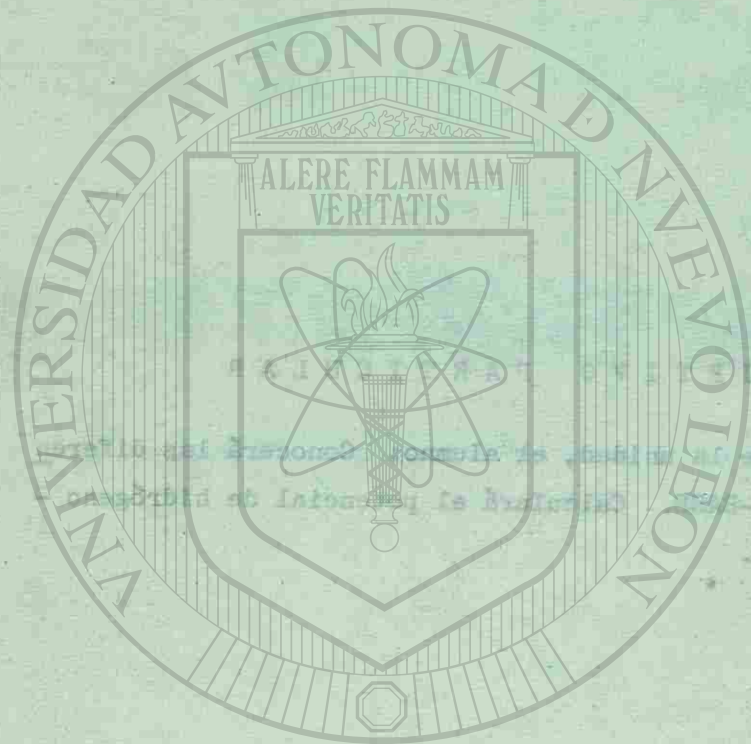


UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

OBJETIVO PARTICULAR

Al término de la unidad, el alumno: Conocerá las diferentes teorías ACIDO-BASE. Calculará el potencial de hidrógeno - de una disolución.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

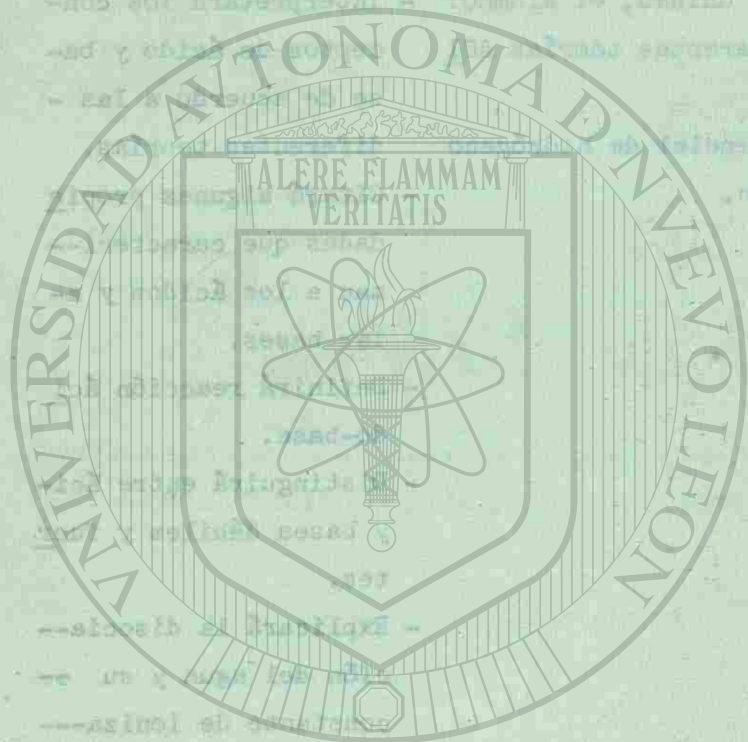
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Unidad 3 Tiempo: 12 frecuencias

ACIDOS Y BASES

El alumno:

- Al término de la unidad, el alumno:
- Interpretará los conceptos de ácido y base de acuerdo a las diferentes teorías.
 - Citará algunas propiedades que caracterizan a los ácidos y a las bases.
 - Definirá reacción ácido-base.
 - Distinguirá entre ácidos y bases débiles y fuertes.
 - Explicará la disociación del agua y su constante de ionización.
 - Definirá potencial de hidrógeno.
 - Distinguirá entre PH y POH.
 - Calculará el potencial de hidrógeno de una disolución, dada su concentración de hidrógeno y/o hidróxilo.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

ACIDOS Y BASES

TEORIA DE ARRHENIUS

A fines del siglo XIX, Svante Agust Arrhenius (1859-1927), basado en su Teoría de Ionización, da las definiciones de ácidos y bases, las cuales con frecuencia hoy en día se siguen considerando.

Según Arrhenius, los ácidos son compuestos que en solución acuosa proporcionan iones hidrógeno, y las bases son compuestos que en soluciones acuosas dan iones hidroxilo.

Actualmente las definiciones de Arrhenius sobre ácidos y bases, resultan limitadas ya que se aplican a sustancias en medio acuoso que dan iones hidrógeno e hidroxilo.

TEORIA DE BRONSTED-LOWRY

Al profundizar más sobre la naturaleza de las soluciones electrolíticas, se descubrió que disolventes no acuosos también producen soluciones electrolíticas, lo cual motivó la necesidad de buscar definiciones más generalizadas de ácidos y bases. Fue así como Tomás Martín Lowry (1874-1936) y J.N. Bronsted (1879-1947) propusieron en 1923 independientemente uno del otro, sus teorías, sobre ácidos y bases.

Según Bronsted y Lowry un ácido es una sustancia capaz de ceder protones, y una base, una sustancia capaz de aceptar protones.

De esta manera se amplía más el concepto de ácido, y de base, ya que cualquier sustancia que pueda ceder un protón - a otra será un ácido y una base será toda sustancia que pueda aceptar un protón, y además el disolvente no necesariamente debe ser el agua.

La mayor ventaja de estas definiciones es la extensión del término base a otras sustancias que no llevan el ion hidróxido.

Según ésta definición los ácidos se pueden clasificar - como:

- a) Moleculares HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , H_2O , $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$
- b) Aniónicos HSO_4^- , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^-
- c) Catiónicos NH_4^+

Y las bases como:

- a) Moleculares $-\text{NH}_3$, CH_3NH_2 , $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$
- b) Aniónicas: por ejemplo O_2^- , Cl^- , OH^- , CN^-
- c) Catiónicas: por ejemplo $(\text{Al}(\text{OH})_2)^+$

Los ácidos más comunes son de carácter molecular y las bases más comunes son las de carácter aniónico.

Una sustancia puede ser ácida pero, se comportará como ácido sólo si existen bases que acepten protones, de igual-

manera, una sustancia puede ser intrínsecamente básica, pero actuará como base sólo si hay ácidos que les cedan protones.

Estos comportamientos son muy comunes en soluciones que tienen como solvente el agua, pues el agua puede actuar ya sea como donador o aceptor de protones.

Reacciones Acido-Base



Acido 1 Base 1 Acido 2 Base 2



Acido 1 Base Acido₂ Base 2

Estas ecuaciones muestran lo que puede llamarse equilibrio general "ácido-base" del tipo $\text{acido}_1 + \text{base}_2 \rightleftharpoons \text{acido}_2 + \text{base}_1$, la base derivada del ácido₁ por pérdida de un protón se llama base conjugada del ácido₁ y el ácido₂ base conjugada de la base₂.

La reacción de un protón con una base se le llama neutralización.

TEORIA DE LEWIS

En 1923 el químico Norteamericano Gilbert Newton Lewis, propuso una definición más amplia para ácidos y bases.

Lewis definió a un ácido como una sustancia capaz de aceptar un par de electrones.

A una base la definió como una sustancia capaz de donar un par de electrones.

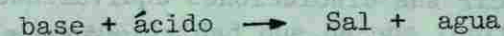
Estas definiciones son más amplias que las propuestas por Bronsted-Lowry y se puede aplicar a reacciones y soluciones donde no participa el hidrógeno o iones del mismo.

PROPIEDADES QUE CARACTERIZAN A LOS ACIDOS.

- 1.- Los ácidos tienen la propiedad de cambiar el color de los indicadores que se usan para reconocerlos, por ejemplo cambian el papel tornasol azul en rojo, y la solución de naranja de metilo a rojo o violeta.
- 2.- Los ácidos tienen sabor agrio, esta propiedad se manifiesta al probar jugo de limón o naranja o una solución muy diluida de ácido clorhídrico o sulfúrico (no es recomendable hacer la prueba de éstos últimos, si no están suficientemente diluidos).
- 3.- Los ácidos al reaccionar con los metales activos desprendiendo hidrógeno. por ejemplo:



- 4.- Los ácidos al reaccionar con los hidróxidos forman una sal y agua.



- 5.- De las soluciones ácidas usadas en electrólisis se libera hidrógeno en el cátodo.
- 6.- Los ácidos neutralizan a los hidróxidos.

PROPIEDADES DE LAS BASES.

- 1.- Las bases o hidróxidos cambian el papel tornasol rojo en azul y la solución de fenolftaleína a rojo o violeta.
- 2.- Las bases manifiestan al probarlas un sabor amargo.
- 3.- Los hidróxidos neutralizan a los ácidos.
- 4.- Las bases se caracterizan por contener el ión hidróxilo (-OH)

Una reacción ácido-base es una reacción de neutralización en la cual el producto es una sal.

CLASIFICACION DE LOS ACIDOS Y BASES, SEGUN SU GRADO DE IONIZACION

Los ácidos presentan grandes diferencias en sus grados de ionización, es decir sus disoluciones equivalentes contienen concentraciones muy distintas de iones hidrógeno, el cual es el responsable de su actividad química como ácido.

De acuerdo a su grado de ionización los ácidos se pueden clasificar en: Ácidos fuertes los que se ionizan más de un 40% en soluciones de 0.1 M a 25° C. sus disoluciones conducen perfectamente la corriente eléctrica y químicamente los más activos, entre ellos tenemos, HCl, HNO₃, H₂SO₄, - HClO₄, HCNS, ácidos moderadamente fuertes. Se ionizan de un 5 al 40%, -son regularmente activos.

Ácidos débiles: se ionizan por debajo de un 5% en soluciones 0.1 M a 25° C. conducen muy poco la corriente eléctrica y son poco activos como ácidos ejemplo ácido acético, ácido carbónico, ácido bórico.

Bases fuertes: Aquellas que en disolución al 0.1 M y al 25% están ionizadas por arriba de un 40% y a igual que los ácidos fuertes, conducen perfectamente la corriente eléctrica y son muy activos, por ejemplo. KOH, NaOH, Ba(OH)₂.

Bases débiles: Son aquellas que en disolución al 0.1 M y a 25° C. están ionizadas por abajo de un 5%, conducen muy poca la corriente eléctrica y son poco activos ejemplo el NH₄OH

DISOCIACION DEL AGUA Y SU CONSTANTE DE IONIZACION

Por lo común el agua se le considera como una sustancia no conductora de la corriente eléctrica, y por lo tanto no ionizable, pero esto no es cierto ya el agua más pura muestra una pequeña conductividad que da una ionización de $1.8 \times 10^{-7}\%$ a 25° C.

De este valor se ha obtenido la concentración de H⁺ y OH⁻ el cual es de 1×10^{-7} moles/litro para cada uno.

La cantidad de moles por litro de agua es igual a 55.5 M (de 1000 entre la masa molecular del agua que es 18).

La ecuación de equilibrio es.



Aplicando el principio de equilibrio se tiene que

$$K \text{ ionización} = \frac{C_{\text{H}^+} \times C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{H}_2\text{O}}}$$

C_{H⁺} = Concentración hidrógeno

C_{OH⁻} = Concentración de H₂O

$$K \text{ ionización} = \frac{(0.0000001 \text{ mol g/l}) (0.0000001 \text{ mol g/l})}{55.5 \text{ m/l}} = 1.8 \times 10^{-16}$$

Pero como la concentración de H_2O en el denominador es constante con respecto a las concentraciones de H^+ y OH^- , - puede combinarse con K para dar una nueva constante K_w que se le llama constante del agua o producto iónico del agua; - quedando.

$$K = \frac{C_{H_2O}}{C_{H_2O}} = K_w = C_{H^+} \times C_{OH^-}$$

Aplicando la ecuación anterior, tenemos:

$$K_w = C_{H^+} \times C_{OH^-} = (1 \times 10^{-7}) (1 \times 10^{-7}) = 1 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ g}^2 \text{ litro}^2$$

$$\text{O sea, que } K_w H_2O = 1 \times 10^{-14}$$

Como los demás constantes de equilibrio el valor de K_w - varía con la temperatura. Para soluciones a temperatura ambiente se usa generalmente el valor de 1×10^{-14} .

El producto iónico del agua es importante no sólo en lo que se refiere al agua pura si no a cualquier solución acuosa, ya que en estas, el producto de las concentraciones C_{H^+} y C_{OH^-} debe ser una constante

Si ya tenemos una concentración fija la otra lo quedará automáticamente, por ejemplo en una solución en que $C_{H^+} = 1 \times 10^{-5}$ ion g/litro tendrá una C_{OH^-} de:

$$K_w = C_{H^+} \times C_{OH^-}$$

$$1 \times 10^{-14} = 1 \times 10^{-5} \times C_{OH^-}$$

Despejando:

$$C_{OH^-} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-5}} = 1 \times 10^{-9} \text{ iones g/litro}$$

Delo anterior podemos concluir también que si aumenta - el valor de la concentración H^+ al agregar más ácido, el valor de la concentración OH^- disminuye, para que el valor de K_w permenezca constante, los mismo sería si aumenta C_{OH^-} disminuye la C_{H^+} .

Problema. 1

¿Cuál será la concentración H^+ (C_{H^+}) de una solución -- que tiene una concentración OH^- (C_{OH^-}) de 1×10^{-4} moles /litro.

$$C_{H^+} \times C_{OH^-} = 1 \times 10^{-14}$$

$$C_{H^+} \times 1 \times 10^{-4} = 1 \times 10^{-14}$$

$$C_{H^+} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-4}} = 1 \times 10^{-10}$$

Tomando en cuenta los valores de C_{H^+} y C_{OH^-} podemos determinar si la solución es ácida o alcalina; si.

$$C_{H^+} > C_{OH^-} \text{ será solución ácida}$$

$$C_{OH^-} > C_{H^+} \text{ será solución alcalina}$$

$$C_{H^+} = C_{OH^-} \text{ será solución neutra}$$

En el problema anterior los valores de $C_{H^+} = 1 \times 10^{-10}$
y $C_{OH^-} = 1 \times 10^{-4}$.

$C_{H^+} = 0.0000000001$ es menor que

$C_{OH^-} = 0.0001$

Por lo que la solución es alcalina.

Problema No. 2

¿Cuál será el valor de la C_{OH^-} de una solución cuya C_{H^+}
es de 3×10^{-6} ? Indicar si es ácida o base.

$$C_{H^+} \times C_{OH^-} = K_w$$

$$C_{H^+} \times C_{OH^-} = 1 \times 10^{-14}$$

$$3 \times 10^{-6} \times C_{OH^-} = 1 \times 10^{-14}$$

$$C_{OH^-} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3 \times 10^{-6}} = 0.33 \times 10^{-8} = 3.3 \times 10^{-9}$$

Valor de

$$C_{H^+} = 3 \times 10^{-6}$$

$$C_{OH^-} = 3.3 \times 10^{-9}$$

Cuál es mayor de los dos.

$$0.000003 > 0.0000000033$$

El valor de C_{H^+} es mayor por lo tanto será una solución
ácida.

ACIDEZ, NEUTRALIDAD Y ALCALINIDAD EN SOLUCIONES ACUOSAS.

POTENCIAL HIDROGENO

En el agua pura la concentración H^+ y OH^- son iguales,
esto es

$$C_{H^+} = C_{OH^-} = \sqrt{K_w} = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7} \text{ ion g/l}$$

Esta condición de igualdad es una condición de neutrali-
dad, por lo tanto el agua pura es neutra.

Si la concentración de H^+ es mayor que la concentración
de OH^- se tiene una solución ácida y por el contrario la
concentración de OH^- es mayor que la concentración H^+ se
tiene una solución alcalina.

pH y pOH

Las concentraciones de iones hidrógeno y iones hidroxilo
son relativamente pequeñas, por lo que se ha convenido en ex-
presarlos mediante una notación logarítmica.

Así para la concentración de iones hidrógeno se tiene -

$$pH = -\log C_{H^+} = \log \frac{1}{C_{H^+}} = \text{colog} C_{H^+} \quad \text{®}$$

y para la concentración de iones hidroxilo:

$$pOH = \log \frac{1}{C_{OH^-}} = -\log C_{OH^-}$$

El pH se puede definir como el logaritmo decimal del recíproco de la concentración molar de iones hidroxilo.

El pOH, se define diciendo que es el logaritmo decimal del recíproco de la concentración molar de iones hidroxilo.

La diferencia entre ambos términos estriba en que el pH es una forma de indicar la concentración de iones hidrógeno y el pOH; es la forma de indicar la concentración de iones hidroxilo en una solución, y como se verá más adelante la expresión pH es la más frecuentemente usada, ya que ambos nos pueden servir para indicar tanta concentración de iones hidrógeno como hidroxido.

Para entender mejor la acidez, la neutralidad y la alcalinidad en las soluciones acuosas, obsérvese la siguiente tabla.

C_{H^+} ion g/l	C_{OH^-} ion g/l		pH	pOH
1×10^{-14}	1×10^0	A	14	0
1×10^{-13}	1×10^{-1}	L	13	1
1×10^{-12}	1×10^{-2}	C	12	2
1×10^{-11}	1×10^{-3}	A	11	3
1×10^{-10}	1×10^{-4}	L	10	4
1×10^{-9}	1×10^{-5}	I	9	5
1×10^{-8}	1×10^{-6}	N	8	6
1×10^{-7}	1×10^{-7}	A	7	7
1×10^{-6}	1×10^{-8}	NEUTRA	6	8
1×10^{-5}	1×10^{-9}	A	5	9
1×10^{-4}	1×10^{-10}	C	4	10
1×10^{-3}	1×10^{-11}	I	3	11
1×10^{-2}	1×10^{-12}	D	2	12
1×10^{-1}	1×10^{-13}	A	1	13
1×10^0	1×10^{-14}			14

ALCALINIDAD, NEUTRALIDAD Y ACIDEZ EN SOLUCIONES ACUOSAS

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Los términos pH y pOH se pueden relacionar entre sí, por medio de la fórmula del producto iónico del agua, tomando los logaritmos negativos en ambos miembros de dicha ecuación.

$$K_w = C_{H^+} \times C_{OH^-}$$

$$-\text{Log } K_w = (-\text{Log } C_{H^+}) + (-\text{log } C_{OH^-})$$

Lo cual se reduce a:

$$pK_w = pH + pOH$$

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

$$pH + pOH = 14$$

Por medio de esta ecuación se puede determinar el pH o el pOH, conociendo uno de ellos.

El pH es el término más empleado, para indicar la acidez o alcalinidad de una solución y con frecuencia a las soluciones se les caracteriza solo por los valores del pH. En la tabla --- se presentan los valores del pH y pOH, indicando los rangos de alcalinidad, acidez y neutralidad de una solución acuosa.

A continuación se muestra otra tabla o escala que nos permite interpretar también rápidamente si una solución es ácida, neutra o alcalina, y al mismo tiempo el grado en que lo son.

Solución Ácida Neutro Solución Alcalina

_____ 7 _____
 pH: 0 1 2 3 4 5 6 8 9 10 11 12 13 14

← Aumenta acidez

→ Aumenta alcalinidad

En la escala se tiene los valores que puede tomar el pH de una solución. De cero a un valor menor de 7 el pH es ácido, en pH= 7 la solución es neutra y cualquier valor mayor de 7 hasta 14 la solución será alcalina.

La escala también nos indica que de un valor menor que 7 hacia la izquierda la acidez va aumentando, siendo mayor la acidez por cada número que se pase y del 7 hacia la derecha - la alcalinidad aumenta cada vez más por cada número que sea mayor hasta llegar al 14 que sería el punto máximo de alcalinidad.

Por ejemplo:

Se tienen dos soluciones una pH = 4 y otra de pH = 2 - ¿Cuál es más ácida? naturalmente que la de pH = 2 por estar este valor más a la izquierda en la gráfica.

Se tiene una solución pH = 11 y otra de pH = 13, ¿Cuál es más alcalina? la más alcalina será la de pH = 13 ya que este valor está más a la derecha en la gráfica.

Cálculo del H de una solución.

Para solución de ácidos fuertes o bases metálicos solubles los valores del pH se determinan fácilmente puesto que estas sustancias al estar en solución están ionizadas en un 100%.

Problema No. 1

Cuál es el pH de una solución 0.002 M de HClO_4 ? El 0.002 M equivale a: una $C_{\text{H}^+} = 0.002$ ion g/litro.

de donde:
$$\text{pH} = -\log C_{\text{H}^+} = \log \frac{1}{C_{\text{H}^+}}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log 0.002 = -\log (2 \times 10^{-3}) = \\ &= -\log 2 + (-\log 10^{-3}) = \\ &= [-0.30 + 3] = \underline{2.70} \end{aligned}$$

$$\text{pH} = 2.7$$

Problema No. 2

El pH de una solución es igual a 2.7, calcular el pOH.

De la ecuación.

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - 2.7 = 11.3$$

Problema No. 3

El pH de una solución es igual a 3.8 calcular la concentración del ión hidrógeno.

Solución: Observese que el 3.8 está entre 3 y 4 en la escala y la concentración del ión hidrógeno deberá estar entre 10^{-3} y 10^{-4} M.

$$\text{pH} = \log C_{\text{H}^+} = 3.8$$

Por lo tanto $\log C_{\text{H}^+} = 3.8$ y $C_{\text{H}^+} = 10^{-3.8}$ M.

$$\log C_{\text{H}^+} = -3.8 = -4 + .20 = 10^{-4} \times 10^{.20} \text{ M} = 1.58 \times 10^{-4}$$

Problema No. 4

Calcular: a): El pOH, b): La concentración de iones hidrógeno y c): La concentración de iones hidroxilo de cierta solución cuyo pH es 4.85.

Solución:

a) $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

$$\text{pOH} = 14 - 4.85 = 9.15$$

$$\text{pOH} = 9.15$$

b) $C_{\text{H}^+} = 10^{-4.85} = 10^{+0.15} \times 10^{-5} = 1.41 \times 10^{-5}$ M

$$C_{\text{H}^+} = 1.41 \times 10^{-5} \text{ M.}$$

$$c) C_{H^+} + C_{OH^-} = 1 \times 10^{-14}$$

$$C_{OH^-} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.41 \times 10^{-5}}$$

$$C_{OH^-} = 7.09 \times 10^{-10} \text{ M}$$

Problema No. 5

Calcular el pH de una solución de ácido acético 0.04 M que esta 1.8% ionizado.

$$C_{H^+} = \frac{0.04 \text{ moles g/litro} \times 1.8}{100} = 0.00072 \text{ iones g/litro}$$

$$= 7.2 \times 10^{-4}$$

$$0.04 = 100\%$$

$$x = 1.8$$

$$pH = -\log (C_{H^+}) = -\log (7.2 \times 10^{-4})$$

$$= -\log 7.2 + (-\log 10^{-4})$$

$$= -0.857 + 4 = 3.143$$

$$pH = 3.143$$

Problemas: pH, pOH, C_{H^+} y C_{OH^-}

1.- ¿Cuál es el pH de una solución cuya concentración en iones hidrógeno es de 2.6×10^{-3} M? Indicar si la solución es ácida o alcalina.

2.- ¿Cuál es la concentración en iones hidrógeno de una solución cuyo pOH es de 5.14? La solución es ácida o alcalina?

3.- ¿Cuál es el pH de a) HCl 0.002 M (100% de ionización) de b) NaOH 0.40 M (90% de ionización) c) de una solución de HCl cuya concentración de iones hidrógeno es de 9.02×10^{-10} M?

4.- ¿Cuál es la concentración de iones hidrógeno de una solución cuyo pH es de -0.22?

5.- Si el pH de una solución es de 11.4 calcular: C_{H^+} , C_{OH^-} y su pOH.

6.- Si el C_{OH^-} de una solución es de 4.6×10^{-2} calcular C_{H^+} , pH y pOH.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



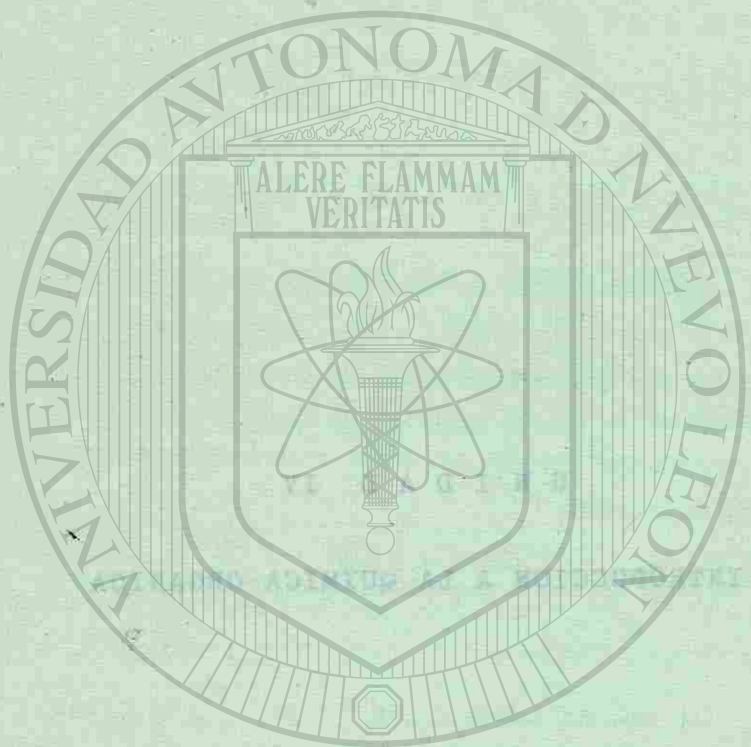
OBJETIVO PARTICULAR

UNIDAD IV

INTRODUCCION A LA QUIMICA ORGANICA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



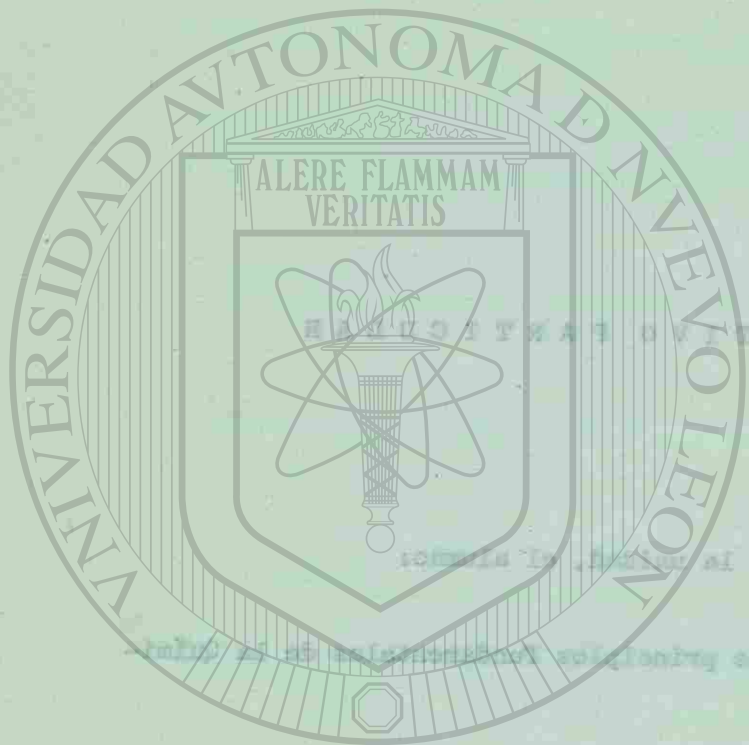
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

OBJETIVO PARTICULAR

Al término de la unidad, el alumno:

Comprenderá los principios fundamentales de la Química Orgánica.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

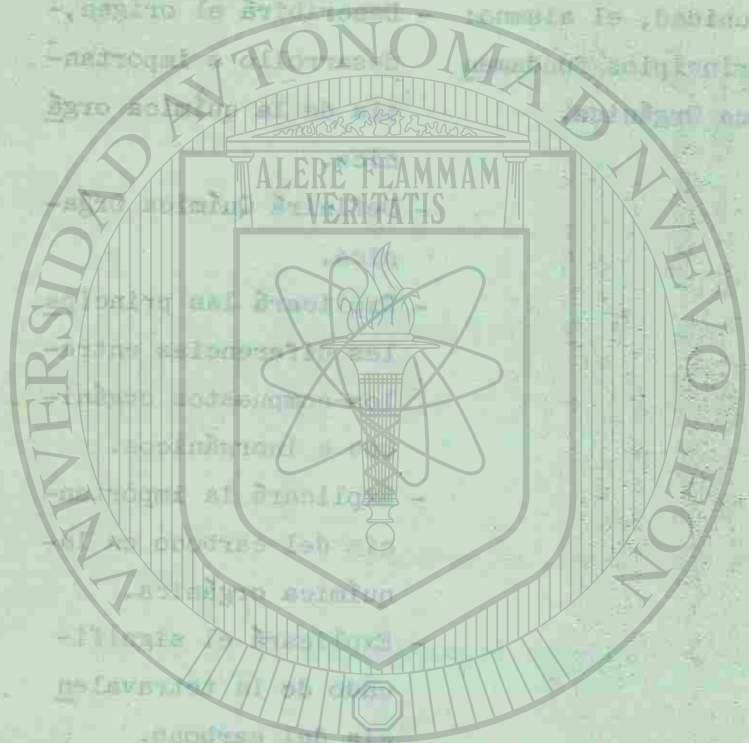
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Unidad 4 Tiempo: 6 frecuencias

INTRODUCCION A LA QUIMICA ORGANICA El alumno:

- Al término de la unidad, el alumno: - Describirá el origen, desarrollo e importancia de la química orgánica.
- Definirá Química Orgánica.
 - Explicará las principales diferencias entre los compuestos orgánicos e inorgánicos.
 - Explicará la importancia del carbono en la química orgánica.
 - Explicará el significado de la tetravalencia del carbono.
 - Describirá la clasificación de los compuestos orgánicos.

EXAMEN FINAL (GLOBAL)



UNIDAD IV

INTRODUCCION A LA QUIMICA ORGANICA

HISTORIA

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 groso 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 SVIII. Es un período de tinieblas en las que los prejuicios medievales afectaron de gran manera el avance de la química.

En éste período se suponía que los compuestos que se obtenían de los seres vivientes 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 las 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.



Cianato de Amonio

UREA

(compuesto inorgánico)

(compuesto orgánico)

Una segunda etapa en el desarrollo de la química orgánica, se puede enmarcar 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 Vait Hoffy LeBel 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 vivientes, pero, a raíz de la obtención de la Urea por Federico Wohler y con la obtención de cada día de más y más compuestos orgánicos por vía sintética cambio esta definición por la siguiente.

Química orgánica estudia los compuestos del carbono. Esta definición esta en base en que los compuestos orgánicos tienen como elemento base al carbono.

DESARROLLO E IMPORTANCIA DE LA QUIMICA ORGANICA

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.

DIFERENCIA ENTRE COMPUESTOS ORGANICOS E INORGANICOS

Entre las diferencias que podemos enumerar entre los compuestos orgánicos y los inorgánicos, tenemos: En los compuestos inorgánicos intervienen todos los elementos, mientras que en los orgánicos se lleva como base al carbono y sólo algunos elementos tales como O_2 , H_2 , P, S, halógenos y algunos metales (pocos), además estos últimos presentan al fenómeno de isomería, tanto como estructural, óptica.

Esta última diferencia es la causa de que se conozcan miles de compuestos más que los inorgánicos.

ESTRUCTURA DEL CARBONO

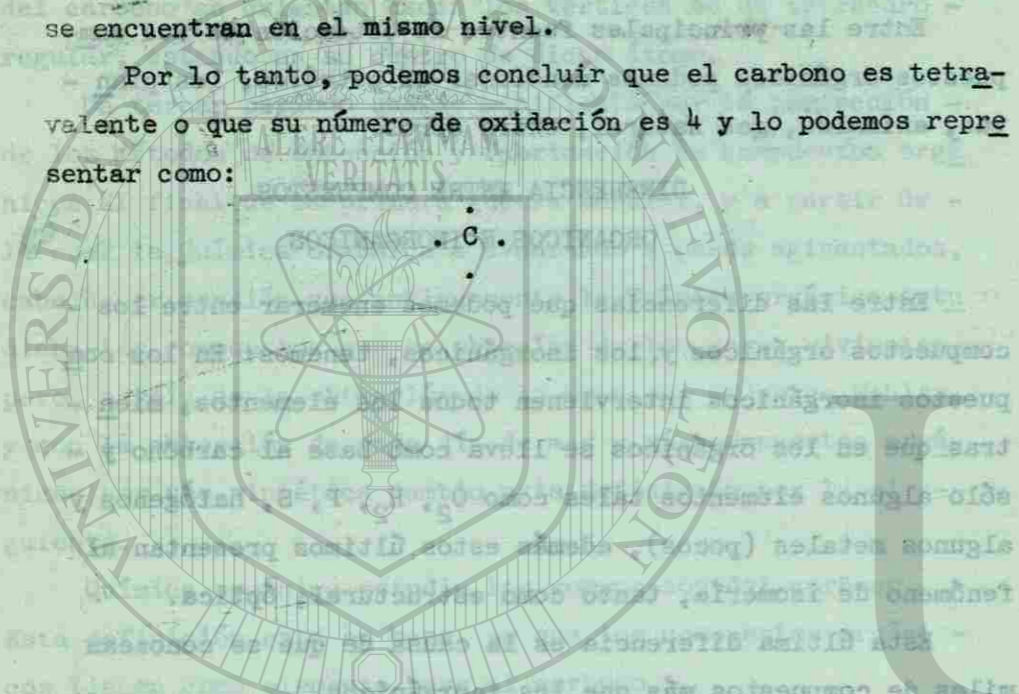
El carbono es el elemento fundamental en la Química Orgánica, tiene características que lo hacen unirse a otros átomos de carbono y formar cadenas, esto es debido a su configuración electrónica y a la facilidad de compartir electrones.

La configuración electrónica del carbono sería normalmente $1s^2 2s^2 2p^2$, pero el carbono presenta la característica de formar orbitales híbridos que lo hacen más accesible

a unirse a otros átomos. Su representación híbrida es $1s^2 2s^2 2p^3$.

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

Por lo tanto, podemos concluir que el carbono es tetravalente o que su número de oxidación es 4 y lo podemos representar como:



CLASIFICACION DE LOS COMPUESTOS ORGANICOS

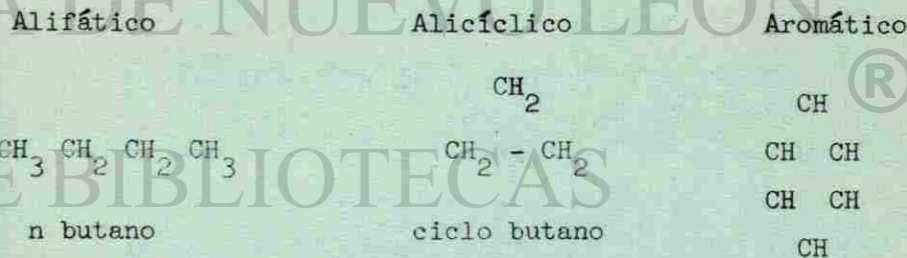
Desde el punto de vista estructural, los compuestos orgánicos se clasifican de la siguiente manera:

		Alcanos.
	Alifáticos.	Alquenos.
Hidrocarburos	Alicíclicos.	Alquinos.
	Aromáticos.	

Los hidrocarburos alifáticos son compuestos de cadena abierta formada por átomos de carbono-carbono como estructura base. Son compuestos saturados, ya que tienen el máximo número de hidrógenos posibles.

Alicíclicos.- Son compuestos cuya cadena de carbonos forman ciclos, se le llama también hidrocarburos de cadena cerrada.

Aromáticos.- Son compuestos que están formados por anillos de seis carbonos, con tres dobles enlaces carbono-carbono intercambiados, Ejemplo:





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

LOGARITMOS DE LOS NUMEROS

Numero	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	Funcion
10											
20											
30											
40											
50											
60											
70											
80											
90											
100											

APENDICE

U A N L



LOGARITMOS DE LOS NUMEROS

Continúa en I

Números naturales	Partes proporcionales																		
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9									
10	0000	0043	0086	0128	0170	0212	0253	0294	0334	0374	4	8	12	17	21	25	29	33	37
11	0414	0453	0492	0531	0569	0607	0645	0682	0719	0755	4	8	11	15	19	23	26	30	34
12	0792	0828	0864	0899	0934	0969	1004	1038	1072	1106	3	7	10	14	17	21	24	28	31
13	1139	1173	1206	1239	1271	1303	1335	1367	1399	1430	3	6	10	13	16	19	23	26	29
14	1461	1492	1523	1553	1584	1614	1644	1673	1703	1732	3	6	9	12	15	18	21	24	27
15	1761	1790	1818	1847	1875	1903	1931	1959	1987	2014	3	6	8	11	14	17	20	22	25
16	2041	2068	2095	2122	2148	2175	2201	2227	2253	2279	3	5	8	11	13	16	18	21	24
17	2304	2330	2355	2380	2405	2430	2455	2480	2504	2529	2	5	7	10	12	15	17	20	22
18	2553	2577	2601	2625	2648	2672	2695	2718	2742	2765	2	5	7	9	12	14	16	19	21
19	2788	2810	2833	2856	2878	2900	2923	2945	2967	2989	2	4	7	9	11	13	16	18	20
20	3010	3032	3054	3075	3096	3118	3139	3160	3181	3201	2	4	6	8	11	13	15	17	19
21	3222	3243	3263	3284	3304	3324	3345	3365	3385	3404	2	4	6	8	10	12	14	16	18
22	3424	3444	3464	3483	3502	3522	3541	3560	3579	3598	2	4	6	8	10	12	14	15	17
23	3617	3636	3655	3674	3692	3711	3729	3747	3766	3784	2	4	6	7	9	11	13	15	17
24	3802	3820	3838	3856	3874	3892	3909	3927	3945	3962	2	4	5	7	9	11	12	14	16
25	3979	3997	4014	4031	4048	4065	4082	4099	4116	4133	2	3	5	7	9	10	12	14	15
26	4150	4166	4183	4200	4216	4232	4249	4265	4281	4298	2	3	5	7	8	10	11	13	15
27	4314	4330	4346	4362	4378	4393	4409	4425	4440	4456	2	3	5	6	8	9	11	13	14
28	4472	4487	4502	4518	4533	4548	4564	4579	4594	4609	2	3	5	6	8	9	11	12	14
29	4624	4639	4654	4669	4683	4698	4713	4728	4742	4757	1	3	4	6	7	9	10	12	13
30	4771	4785	4800	4814	4829	4843	4857	4871	4886	4900	1	3	4	6	7	9	10	11	13
31	4914	4928	4942	4955	4969	4983	4997	5011	5024	5038	1	3	4	6	7	8	10	11	12
32	5051	5065	5079	5092	5105	5119	5132	5145	5159	5172	1	3	4	5	7	8	9	11	12
33	5185	5198	5211	5224	5237	5250	5263	5276	5289	5302	1	3	4	5	6	8	9	10	12
34	5315	5328	5340	5353	5365	5378	5391	5403	5416	5428	1	3	4	5	6	8	9	10	11
35	5441	5453	5465	5478	5490	5502	5514	5527	5539	5551	1	2	4	5	6	7	9	10	11
36	5563	5575	5587	5599	5611	5623	5635	5647	5658	5670	1	2	4	5	6	7	8	10	11
37	5682	5694	5705	5717	5729	5740	5752	5763	5775	5786	1	2	3	5	6	7	8	9	10
38	5798	5809	5821	5832	5843	5855	5866	5877	5888	5899	1	2	3	5	6	7	8	9	10
39	5911	5922	5933	5944	5955	5966	5977	5988	5999	6010	1	2	3	4	5	7	8	9	10
40	6021	6031	6042	6053	6064	6075	6085	6096	6107	6117	1	2	3	4	5	6	8	9	10
41	6128	6138	6149	6160	6170	6180	6191	6201	6212	6222	1	2	3	4	5	6	7	8	9
42	6232	6243	6253	6263	6274	6284	6294	6304	6314	6325	1	2	3	4	5	6	7	8	9
43	6335	6345	6355	6365	6375	6385	6395	6405	6415	6425	1	2	3	4	5	6	7	8	9
44	6435	6444	6454	6464	6474	6484	6493	6503	6513	6522	1	2	3	4	5	6	7	8	9
45	6532	6542	6551	6561	6571	6580	6590	6599	6609	6618	1	2	3	4	5	6	7	8	9
46	6628	6637	6646	6656	6665	6675	6684	6693	6702	6712	1	2	3	4	5	6	7	8	9
47	6721	6730	6739	6749	6758	6767	6776	6785	6794	6803	1	2	3	4	5	6	7	8	9
48	6812	6821	6830	6839	6848	6857	6866	6875	6884	6893	1	2	3	4	5	6	7	8	9
49	6902	6911	6920	6928	6937	6946	6955	6964	6972	6981	1	2	3	4	5	6	7	8	9
50	6990	6998	7007	7016	7024	7033	7042	7050	7059	7067	1	2	3	4	5	6	7	8	9
51	7076	7084	7093	7101	7110	7118	7126	7135	7143	7152	1	2	3	4	5	6	7	8	9
52	7160	7168	7177	7185	7193	7202	7210	7218	7226	7235	1	2	3	4	5	6	7	8	9
53	7243	7251	7259	7267	7275	7284	7292	7300	7308	7316	1	2	3	4	5	6	7	8	9
54	7324	7332	7340	7348	7356	7364	7372	7380	7388	7396	1	2	3	4	5	6	7	8	9



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE

DIRECCIÓN GENERAL DE B

Logaritmos

Números naturales	Partes proporcionales																
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9							
55	7404	7412	7419	7427	7435	7443	7451	7459	7466	7474	1	2	3	4	5	6	7
56	7482	7490	7497	7505	7513	7520	7528	7536	7543	7551	1	2	3	4	5	6	7
57	7559	7566	7574	7582	7589	7597	7604	7612	7619	7627	1	2	3	4	5	6	7
58	7634	7642	7649	7657	7664	7672	7679	7686	7694	7701	1	2	3	4	5	6	7
59	7709	7716	7723	7731	7738	7745	7752	7760	7767	7774	1	2	3	4	5	6	7
60	7782	7789	7796	7803	7810	7818	7825	7832	7839	7846	1	2	3	4	5	6	6
61	7853	7860	7868	7875	7882	7889	7896	7903	7910	7917	1	2	3	4	5	6	6
62	7924	7931	7938	7945	7952	7959	7966	7973	7980	7987	1	2	3	4	5	6	6
63	7993	8000	8007	8014	8021	8028	8035	8041	8048	8055	1	2	3	3	4	5	6
64	8062	8069	8075	8082	8089	8096	8102	8109	8116	8122	1	2	3	3	4	5	6
65	8129	8136	8142	8149	8156	8162	8169	8176	8182	8189	1	2	3	3	4	5	6
66	8195	8202	8209	8215	8222	8228	8235	8241	8248	8254	1	2	3	3	4	5	6
67	8261	8267	8274	8280	8287	8293	8299	8306	8312	8319	1	2	3	3	4	5	6
68	8325	8331	8338	8344	8351	8357	8363	8370	8376	8382	1	2	3	3	4	4	5
69	8388	8395	8401	8407	8414	8420	8426	8432	8439	8445	1	2	3	3	4	4	5
70	8451	8457	8463	8470	8476	8482	8488	8494	8500	8506	1	2	3	3	4	4	5
71	8513	8519	8525	8531	8537	8543	8549	8555	8561	8567	1	2	3	3	4	4	5
72	8573	8579	8585	8591	8597	8603	8609	8615	8621	8627	1	2	3	3	4	4	5
73	8633	8639	8645	8651	8657	8663	8669	8675	8681	8686	1	2	3	3	4	4	5
74	8692	8698	8704	8710	8716	8722	8727	8733	8739	8745	1	2	3	3	4	4	5
75	8751	8756	8762	8768	8774	8779	8785	8791	8797	8802	1	2	3	3	4	4	5
76	8808	8814	8820	8825	8831	8837	8842	8848	8854	8859	1	2	3	3	4	4	5
77	8865	8871	8876	8882	8887	8893	8899	8904	8910	8915	1	2	3	3	4	4	5
78	8921	8927	8932	8938	8943	8949	8954	8960	8965	8971	1	2	3	3	4	4	5
79	8976	8982	8987	8993	8998	9004	9009	9015	9020	9025	1	2	3	3	4	4	5
80	9031	9036	9042	9047	9053	9058	9063	9069	9074	9079	1	2	3	3	4	4	5
81	9085	9090	9096	9101	9106	9112	9117	9122	9128	9133	1	2	3	3	4	4	5
82	9138	9143	9149	9154	9159	9165	9170	9175	9180	9186	1	2	3	3	4	4	5
83	9191	9196	9201	9206	9212	9217	9222	9227	9232	9238	1	2	3	3	4	4	5
84	9243	9248	9253	9258	9263	9269	9274	9279	9284	9289	1	2	3	3	4	4	5
85	9294	9299	9304	9309	9315	9320	9325	9330	9335	9340	1	2	3	3	4	4	5
86	9345	9350	9355	9360	9365	9370	9375	9380	9385	9390	1	2	3	3	4	4	5
87	9395	9400	9405	9410	9415	9420	9425	9430	9435	9440	1	2	3	3	4	4	5
88	9445	9450	9455	9460	9465	9470	9474	9479	9484	9489	1	2	3	3	4	4	5
89	9494	9499	9504	9509	9513	9518	9523	9528	9533	9538	1	2	3	3	4	4	5
90	9542	9547	9552	9557	9562	9566	9571	9576	9581	9586	1	2	3	3	4	4	5
91	9590	9595	9600	9605	9609	9614	9619	9624	9628	9633	1	2	3	3	4	4	5
92	9638	9643	9647	9652	9657	9661	9666	9671	9675	9680	1	2	3	3	4	4	5
93	9685	9689	9694	9699	9703	9708	9713	9717	9722	9727	1	2	3	3	4	4	5
94	9731	9736	9741	9745	9750	9754	9759	9763	9768	9773	1	2	3	3	4	4	5
95	9777	9782	9786	9791	9795	9800	9805	9809	9814	9818	1	2	3	3	4	4	5
96	9823	9827	9832	9836	9841	9845	9850	9854	9859	9863	1	2	3	3	4	4	5
97	9868	9872	9877	9881	9886	9890	9894	9899	9903	9908	1	2	3	3	4	4	5
98	9912	9917	9921	9926	9930	9934	9939	9943	9948	9952	1	2	3	3	4	4	5
99	9956	9961	9965	9969	9974	9978	9983	9987	9991	9996	1	2	3	3	4	4	5

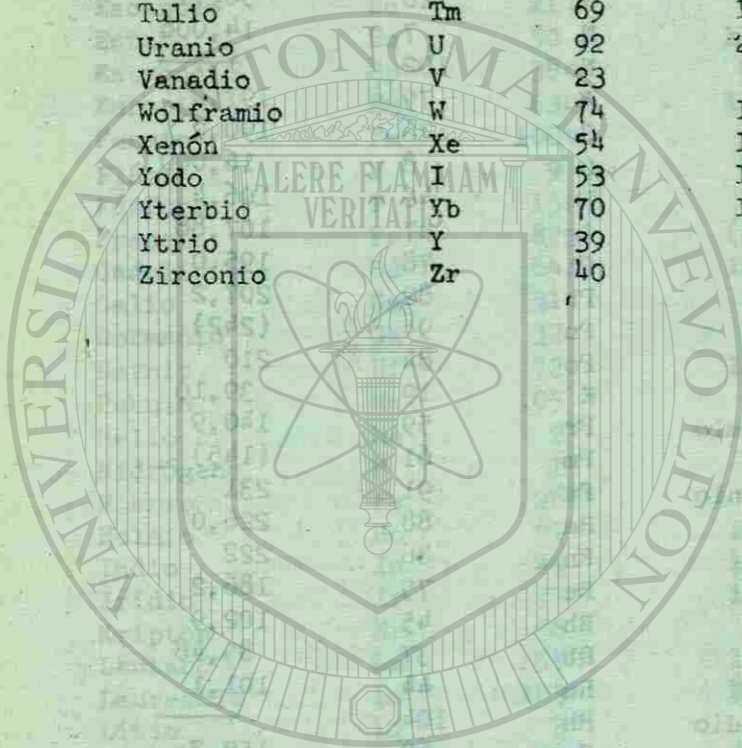
NUMERO ATOMICO Y MASA ATOMICA DE LOS ELEMENTOS

ELEMENTO	SIM-BOLO	NUM. ATOMICO	MASA ATOMICA
Actinio	Ac	89	227
Aluminio	Al	13	26,98
Americio	Am	95	(243)
Antimonio	Sb	51	121,7
Argón	Ar	18	39,94
Arsénico	As	33	74,91
Astato	At	85	(210)
Azufre	S	16	32,06
Bario	Ba	56	137,3
Berilio	Be	4	9,013
Berkelio	Bk	97	(245)
Bismuto	Bi	83	209,00
Boro	B	5	10,82
Bromo	Br	35	79,91
Cadmio	Cd	48	112,41
Calcio	Ca	20	40,08
Californio	Cf	98	(246)
Carbono	C	6	12,01
Cerio	Ce	58	140,1
Cesio	Cs	55	132,9
Cinc	Zn	30	65,38
Cloro	Cl	17	35,45
Cobalto	Co	27	58,94
Cobre	Cu	29	63,54
Cromo	Cr	24	52,01
Curio	Cm	96	(243)
Disproseo	Di	66	162,5
Einsteinio	Es	99	—

Erbio	Er	68	167,2
Escandio	Sc	21	44,96
Estaño	Sn	50	118,7
Estroncio	Sr	38	87,63
Europio	Eu	63	152,0
Fermio	Fm	100	—
Flúor	F	9	19,00
Fósforo	P	15	30,97
Francio	Fr	87	(223)
Gadolinio	Gd	64	157,2
Galio	Ga	31	69,72
Germanio	Ge	32	72,60
Hafnio	Hf	72	178,5
Hahnio	Ha	105	—
Helio	He	2	4,00
Hidrógeno	H	1	1,008
Hierro	Fe	26	55,85
Holmio	Ho	67	164,9
Indio	In	49	114,8
Iridio	Ir	77	192,2
Kripton	Kr	36	83,80
Lantano	La	57	138,9
Laurencio	Lr	103	(257,0)
Litio	Li	3	6,94
Lutecio	Lu	71	174,9
Magnesio	Mg	12	24,32
Manganeso	Mn	25	54,94
Mendelevio	Md	101	—
Mercurio	Hg	80	200,6
Molibdeno	Mo	42	95,95
Neodimio	Nd	60	144,2
Neón	Ne	10	20,18
Neptunio	Np	93	(237)

Niobio	Nb	41	92,91
Níquel	Ni	28	58,71
Nitrógeno	N	7	14,008
Nobelio	No	102	—
Oro	Au	79	197,0
Osmio	Os	76	190,2
Oxígeno	O	8	16,000
Paladio	Pd	46	106,4
Plata	Ag	47	107,88
Platino	Pt	78	195,0
Plomo	Pb	82	207,2
Plutonio	Pu	94	(242)
Polonio	Po	84	210
Potasio	K	19	39,10
Praseodimio	Pr	59	140,9
Promecio	Pm	61	(145)
Protactinio	Pa	91	231
Radio	Ra	88	226,0
Radón	Rn	86	222
Renio	Re	75	186,2
Rodio	Rh	45	102,9
Rubidio	Rb	37	85,48
Rutenio	Ru	44	101,1
Rutherfordio	Rh	104	—
Samario	Sm	62	150,3
Selenio	Se	34	78,96
Silicio	Si	14	28,09
Sodio	Na	11	22,99
Talio	Tl	81	204,3
Tántalo	Ta	73	180,9
Tecnecio	Tc	43	(99)
Teluro	Te	52	127,6
Terbio	Tb	65	158,9

Titanio	Ti	22	47,90
Torio	Th	90	232,0
Tulio	Tm	69	168,9
Uranio	U	92	238,0
Vanadio	V	23	50,9
Wolframio	W	74	183,8
Xenón	Xe	54	131,3
Yodo	I	53	126,9
Yterbio	Yb	70	173,0
Ytrio	Y	39	88,92
Zirconio	Zr	40	91,22

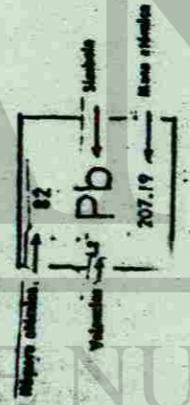


UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

1	H	1,00797	2	He	4,0026
3	Li	6,941	10	Ne	20,183
4	Be	9,0122	11	Na	22,98976928
5	B	10,811	12	Mg	24,304
6	C	12,01115	13	Al	26,9815386
7	N	14,00643	14	Si	28,0855836
8	O	15,9994	15	P	30,973762
9	F	18,9984032	16	S	32,065
19	K	39,0983	17	Cl	35,453
20	Ca	40,08	18	Ar	39,948
21	Sc	44,9559122	35	Br	79,904
22	Ti	47,88	36	Kr	83,80
23	V	50,9415	54	Xe	131,29
24	Cr	51,9961	86	Rn	[222]
25	Mn	54,938045	87	Fr	[223]
26	Fe	55,847	88	Ra	[226]
27	Co	58,933195	89	Ac	[227]
28	Ni	58,71	90	Th	232,0377
29	Cu	63,546	91	Pa	231,036888
30	Zn	65,376	92	U	238,02891
31	Ga	69,723	93	Np	[237]
32	Ge	72,597	94	Pu	[242]
33	As	74,9216	95	Am	[243]
34	Se	78,96	96	Cm	[247]
35	Br	79,904	97	Bk	[247]
36	Kr	83,80	98	Cf	[249]
37	Rb	85,4678	99	Lr	[262]
38	Sr	87,62	100	Uub	[261]
39	Y	88,905848	101	Uuq	[261]
40	Zr	91,224	102	Uuo	[261]
41	Nb	92,90638	103	Uuq	[261]
42	Mo	95,94	104	Uuq	[261]
43	Tc	[98]	105	Uuq	[261]
44	Ru	101,072	106	Uuq	[261]
45	Rh	102,9055	107	Uuq	[261]
46	Pd	106,42			
47	Ag	107,8682			
48	Cd	112,411			
49	In	114,818			
50	Sn	118,710			
51	Sb	121,757			
52	Te	127,60			
53	I	126,90547			
54	Xe	131,29			
55	Cs	132,90545196			
56	Ba	137,327			
57	La	138,90547			
58	Ce	140,12			
59	Pr	140,90765			
60	Nd	144,242			
61	Pm	[147]			
62	Sm	150,36			
63	Eu	151,964			
64	Gd	157,25			
65	Tb	158,92534			
66	Dy	162,50031			
67	Ho	164,930329			
68	Er	167,259			
69	Tm	168,930426			
70	Yb	173,044925			
71	Lu	174,9670662			
72	Hf	178,49			
73	Ta	180,94788			
74	W	183,84			
75	Re	186,207			
76	Os	190,224			
77	Ir	192,222			
78	Pt	195,084			
79	Au	196,966569			
80	Hg	200,59			
81	Tl	204,387			
82	Pb	207,19			
83	Bi	208,9804			
84	Po	[210]			
85	At	[210]			
86	Rn	[222]			





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECA

