

Lorena Lorena Campos Arámbulo
Gpo=50 Mat. 766342



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



PREPARATORIA No. 15

cantidad
cantidad
contrato

QUIMICA 1

ELEMENTS

	Hydrogen	1		Strontian	46
	Azote	5		Barytes	68
	Carbon	54		Iron	50
	Oxygen	7		Zinc	56
	Phosphorus	9		Copper	56
	Sulphur	13		Lead	90
	Magnesia	20		Silver	190
	Lime	24		Gold	190
	Soda	28		Platina	190
	Potash	42		Mercury	167

Símbolos de los elementos de Dalton (1806-1807). Museo de Ciencias, Londres.

QD40
G37

I

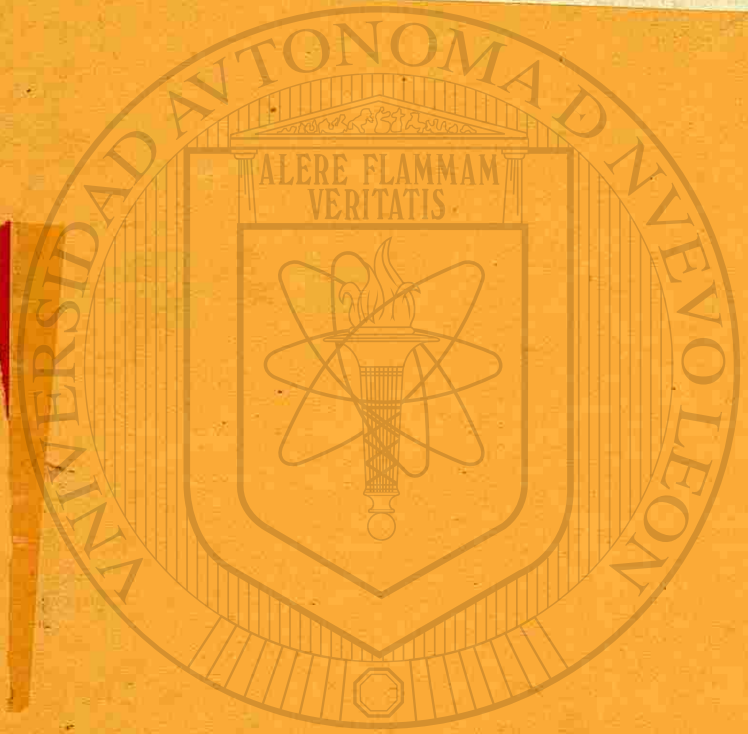
1991

1er. SEMESTRE

0113-40560



1020115308



QUÍMICA I

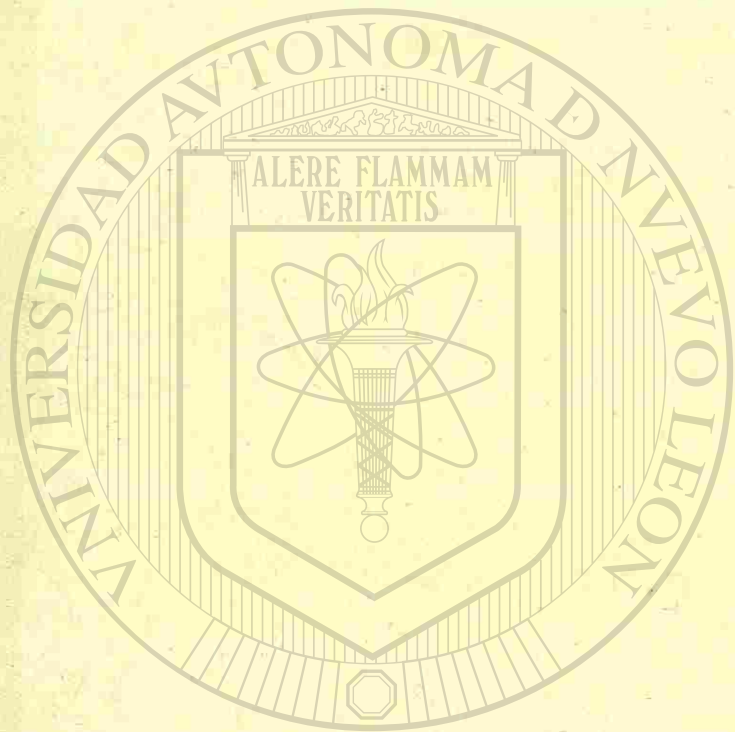
U A N L

DR. F. LIBERTO L. DE LA GARZA ORTIZ
D.C.B. GRACIELA GARCÍA DE GARZA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

0900
538

INDICE

CAP.	PÁG.
I. MÉTODO CIENTÍFICO	
INTRODUCCIÓN	1
1-1 Definiciones básicas	2
1-2 Ciencias Formales	3
1-3 Método Científico	5
1-4 Objeto de la Química	8
1-5 Importancia de la Química	8
1-6 Desarrollo Histórico de la Química	9
1-6a Época Primitiva	9
1-6b Época Clásica	10
1-6c Época Moderna	11
1-7 Ramas de la Química	12
II. LO QUE ES LA QUÍMICA	
2-1 Definición	13
2-2 Materia y Cambio Químico	14
2-3 Estados de la Materia	17
2-4 La Materia se Conserva	18
2-5 La Energía también se Conserva	18

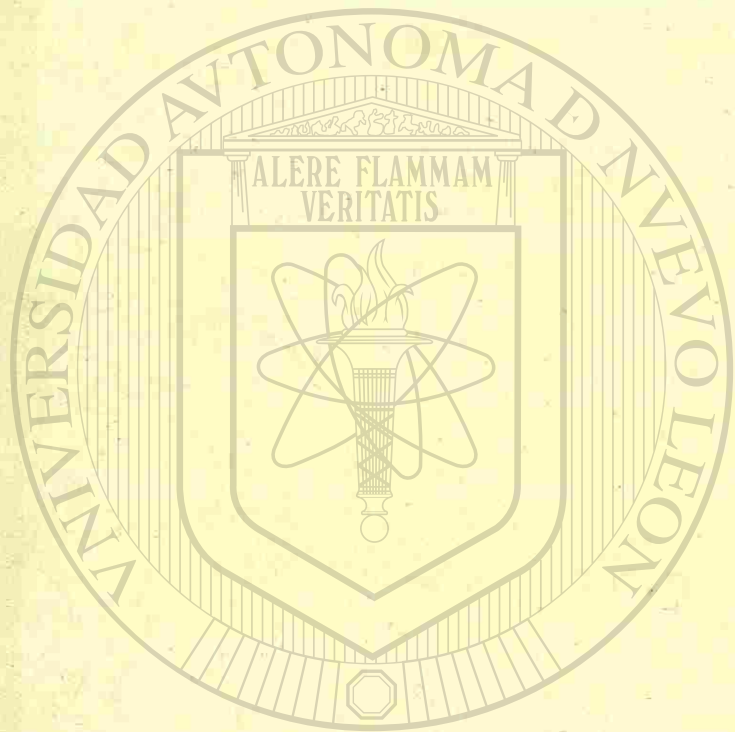
QUÍMICA I

Q.B.P. FILIBERTO L. DE LA GARZA ORTIZ
Q.C.B. GRACIELA GARCÍA DE GARZA.

QD40
937



188817



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

0900
538

INDICE

CAP.	PÁG.
I. MÉTODO CIENTÍFICO	
INTRODUCCIÓN	1
1-1 Definiciones básicas	2
1-2 Ciencias Formales	3
1-3 Método Científico	5
1-4 Objeto de la Química	8
1-5 Importancia de la Química	8
1-6 Desarrollo Histórico de la Química	9
1-6A Época Primitiva	9
1-6B Época Clásica	10
1-6C Época Moderna	11
1-7 Ramas de la Química	12
II. LO QUE ES LA QUÍMICA	
2-1 Definición	13
2-2 Materia y Cambio Químico	14
2-3 Estados de la Materia	17
2-4 La Materia se Conserva	18
2-5 La Energía también se Conserva	18

QUÍMICA I

Q.B.P. FILIBERTO L. DE LA GARZA ORTIZ
Q.C.B. GRACIELA GARCÍA DE GARZA.

QD40
937



188817

QD40
937



FONDO UNIVERSITARIO

163617

ÍNDICE

CAP.	PÁG.
I. MÉTODO CIENTÍFICO	
INTRODUCCIÓN.	1
1-1 Definiciones básicas.	2
1-2 Ciencias Formales y Factuales.	3
1-3 Método Científico.	5
1-4 Objeto de la Química.	8
1-5 Importancia de la Química.	8
1-6 Desarrollo Histórico de la Química.	9
1-6A Época Primitiva.	9
1-6B Época de la Alquimia.	10
1-6C Época de la Yatroquímica.	11
1-7 Ramas de la Química.	12
II. ¿QUÉ ES LA QUÍMICA.	13
2-1 Definición.	13
2-2 Cambio Físico y Cambio Químico.	14
2-3 La Composición de la Materia.	15
2-4 Los Compuestos.	16
2-5 Mezclas.	17
2-6 Comportamiento de la Materia.	18
2-7 La Energía también se Conserva.	18

2-8 La combinación de las leyes de la conservación de la materia y la Energía.	19
2-9 Formas de la Materia.	21
2-10 Los Símbolos Químicos.	22
2-11 Diferencias entre Átomos y Moléculas.	28
III. TEORÍAS Y ESTRUCTURAS ATÓMICAS	31
3-1 Introducción.	31
3-2 La primera Teoría Atómica.	31
3-3 Estructura Atómica.	32
3-4 Descubrimiento del Electrón.	32
3-5 El Electrón como componente fundamental del Átomo.	34
3-6 Millikan Calcula la carga del Electrón.	35
3-7 El Protón.	40
3-8 La Radioactividad.	41
3-9 Se descubren los Rayos Alfa, Beta y Gamma.	42
3-10 Se descubre el Núcleo Atómico.	43
3-11 Dimensiones Atómicas.	45
3-12 Descubrimiento del Neutrón.	47
3-13 Estructura del Núcleo.	48
3-14 Se descubren los Isótopos.	49
3-15 Cálculos de los Pesos Atómicos.	50
3-16 Redefinición de Términos.	54
3-17 Conclusión sobre la Estructura Atómica.	55

IV. TEORÍAS ONDULATORIA, CUÁNTICA

Y NÚMEROS CUÁNTICOS.	57
4-1 Modelo Ondulatorio de la luz.	57
4-2 La Teoría Cuántica.	61
4-3 Líneas Espectrales.	62
4-4 Implicación de las Líneas Espectrales.	63
4-5 Dualidad de la Materia.	63
4-6 Principio de Incertidumbre.	64
4-7 Niels Bohr y su Teoría Atómica.	65
4-8 Ecuación de Onda de Schrodinger.	68
4-9 Comportamiento del Electrón y Números Cuánticos.	70

V. NIVELES ENERGÉTICOS Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

5-1 Surge una Interrogante.	75
5-2 Los Espectros de Emisión.	76
5-3 Relación entre los Espectros y las Energías de los electrones.	78
5-4 Energía de Ionización.	79
5-5 Niveles Energéticos.	81
5-6 Sub-niveles Energéticos.	83
5-7 El Principio de Incertidumbre.	84
5-8 Configuración Electrónica.	87

VI. LA TABLA PERIÓDICA.	93
6-1 Historia.....	93
6-2 La Ley Periódica y la Estructura Atómica.....	94
6-3 Descripción de la Tabla Periódica y Relación de los Elementos con su Ubicación en la Tabla.	95
6-4 Configuración Electrónica y las Propiedades de los Elementos.....	97
6-5 Principales Características de los Grupos de la Tabla Periódica.....	97
6-6 Descubrimiento de los Gases Nobles.....	99
6-7 Utilidades de los Gases Nobles.....	100
6-8 Metales y no Metales.....	101
6-9 Potencial de Ionización, Afinidad Electrónica, electropositividad y electronegatividad.....	101
6-10 Radio Atómico.....	102
6-11 Concepto del Número de Oxidación o valencia. .	103
6-12 Relación entre Valencia y grupos de la Tabla Periódica.....	103
6-13 Los Freones.....	104

VII. EL ENLACE QUÍMICO.	107
7-1 Electrones de Valencia.....	107
7-2 ¿Porqué se combinan los Átomos?.....	108
7-3 ¿Qué pasa con los Gases Nobles?.....	109
7-4 El Enlace Electrovalente o Iónico.....	110
7-5 Enlace Covalente.....	112

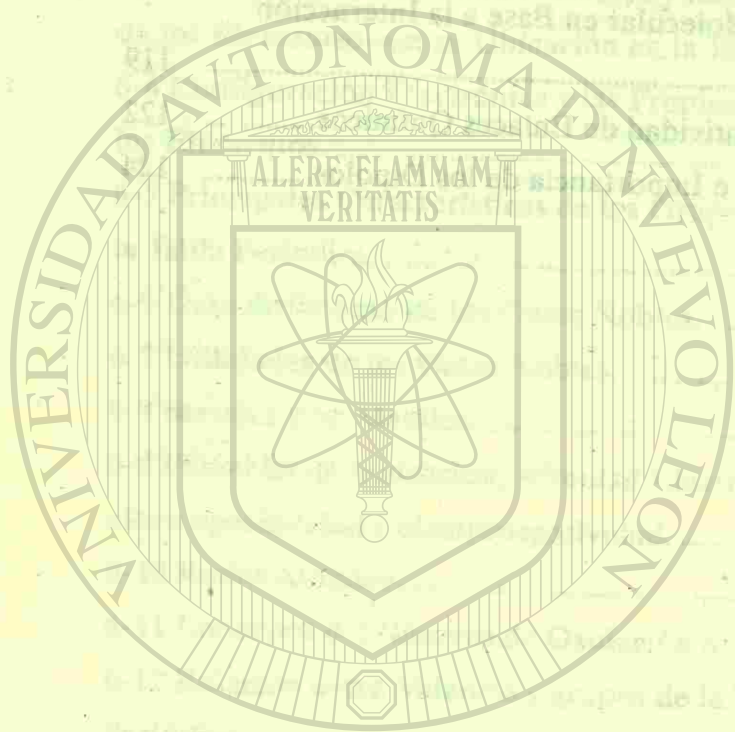
7-6 Estructuras Simbólicas Puntuales.....	113
7-7 Naturaleza del Enlace Covalente.....	116
7-8 Enlace Covalente Coordinado.....	118
7-9 Geometría Molecular en Base a la Interacción Electrónica.....	119
7-10 Electronegatividad de Enlaces Químicos.....	122
7-11 Significado e Importancia de los Dipolos.....	124

UNANL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

ÍNDICE

UNIDAD I.....	I
UNIDAD II.....	VII
UNIDAD III.....	XIII
UNIDAD IV.....	XVII
UNIDAD V.....	XXI
UNIDAD VI.....	XXV
UNIDAD VII.....	XXXI
UNIDAD VIII.....	XXXVII

INDICE



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD I

EL MÉTODO CIENTÍFICO.

En todas las ramas de la química, la experimentación es básica, es parte del método científico con el que todo investigador opera en la fronteras del conocimiento científico. Cada experimento que se realice, por sencillo que sea, proporciona alguna información útil; al mismo tiempo que da la oportunidad de plantear nuevas preguntas que deben ser investigadas.

Debido a lo anterior es que una de las formas más estimulantes de aprender la química es en base al método experimental, y es por eso que hasta los más sencillos experimentos realizados en el salón de clase o en el laboratorio representan un arma valiosísima para entender la química.

Antes de la experimentación está la observación y después de experimentación, implementaciones de leyes, hipótesis y teorías. Pero todo esto lo podrás saber después de haber estudiado la presente unidad.

OBJETIVOS.

- 1.- Mencionar los nombres de las diferentes etapas en el desarrollo de la química hasta llegar a establecerse como actualmente la conocemos.
- 2.- Enunciar las definiciones de los conceptos: ciencia, conocimiento empírico y conocimiento científico.

- 3.- Definir lo que son las ciencias factuales y ciencias formales.
- 4.- Mencionar ejemplos de cada una de las ciencias señaladas en el objetivo anterior.
- 5.- Definir lo que es el método científico, así como señalar las etapas de que consta.
- 6.- Realizar experimentos en el laboratorio en donde se aplique el método científico.
- 7.- Mencionar y señalar qué estudian cada una de las ramas en que se ha dividido la química.
- 8.- Señalar cuál es el objeto y finalidad de la química.
- 9.- Mencionar algunos aspectos, que hacen a la química una ciencia de apoyo y ayuda a nuestra vida.
- 10.- Mencionar en que consisten las diferentes etapas del desarrollo de la química: a) Época Primitiva, b) Época de la Alquimia, c) Época de la Yatroquímica.

Para que puedas cumplir con los objetivos anteriormente señalados, deberás usar el siguiente:

PROCEDIMIENTO.

- 1.- Deberás leer el capítulo 1 del libro de texto.
- 2.- Deberás asistir al laboratorio de química para que compruebes el método científico.
- 3.- La asistencia al laboratorio será tomado en cuenta como requisito para tener derecho al examen de esta unidad así como la entrega a tu maestro de la autoevaluación contestada correctamente.
- 4.- Trata de contestar la autoevaluación sin recurrir al estudio del capítulo. Sé honesto contigo mismo.

AUTOEVALUACIÓN.

1.- Define los siguientes conceptos.

- a) Ciencia. Conjunto de conocimientos orde-
nados y sintetizados que conducen a
una verdad específica.
- b) Ciencias formales. Estudian las ideas
del pensamiento también son
llamadas Ciencias del pensamien-
to porque existen solo en el cerebro.
- c) Método científico. serie de pasos, proceso flexible,
adaptable, modificable.

2.- Señala en que consisten o cuando fueron apareciendo las siguientes etapas en el desarrollo de la química.

- a) Época de la prehistoria. Siglo IV d.d.c.
de ahí partes los primeros estudios
químicos se remontan de los pueblos cultos
romanos.
- b) Alquimia. Siglo IV al XVI. Origen en Egipto
sobre los conocimientos de la alquimia pasa
a los árabes y la Italia después a Italia.
- c) Yatroquímica. Siglo XVI y XVII es cuando
Paracelso pone a la química al
servicio de la medicina tratando
de encontrar la cura de todas
las enfermedades.

d) Química. describe y estudia las transformaciones y estructura del pensamiento

3.- Describe en que consisten cada una de las etapas del método científico.

a) Observación. tiene conocimiento de los detalles de un fenómeno y cuestionarse uno mismo

b) Experimentación. repetir el suceso para sacar más información y comprobar la observada

c) Implementación de una ley. Afirmar la existencia real de un hecho o suceso, informar a la comunidad científica, general.

d) Creación de una hipótesis. Es una respuesta no probable o contestación incorrecta del fenómeno a tratar de obtener solución

e) Comprobación experimental. Es volver a experimentar para encontrar la verdad comprobar la suposición hecha

f) Formulación de una teoría. en la hipótesis cuando la hipótesis o la respuesta del fenómeno es correcta pasa a ser una teoría.

4.- Describe que estudian específicamente, cada una de las siguientes ramas de la química.

a) Química orgánica. Estudia los compuestos del carbono.

b) Química inorgánica. Estudia los compuestos y elementos que no contienen carbono

c) Bioquímica. Los procesos químicos que tiene lugar a los seres vivos.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA
DIRECCIÓN GENERAL D

CAPÍTULO I.

MÉTODO CIENTÍFICO.

INTRODUCCIÓN.

En un principio la ciencia fue una sola, pero poco a poco el hombre tuvo la necesidad de fragmentarla, dividirla; especializar el estudio fue siendo indispensable. De allí nacieron las matemáticas, la física, la astronomía, etc. Hace miles de años, científicos tales como Pitágoras, Arquímedes, Ptolomeo y otros hicieron florecer las primeras ciencias; gracias a ellos se desarrollaron las ya existentes y nacieron otras.

La química es una ciencia joven relativamente tomando en cuenta que las ciencias mencionadas anteriormente tienen una historia de miles de años.

Los primeros estudios que podrían considerarse químicos, parten de alrededor del siglo IV d. de c., en la llamada época de la Prehistoria de esta ciencia. En ella se adquirieron los primeros conocimientos recabados por los pueblos cultos de ese tiempo: los griegos y los romanos.

Más tarde apareció la alquimia, del siglo IV al XVI; tuvo su origen en Egipto, sobre los cimientos de la cultura Helenística. Pasa a los árabes en el siglo VII y es llevada por éstos a España e Italia. A principios del siglo XIII, se extiende por el mundo occidental cristiano.

La siguiente es la época llamada de la Yatroquímica. Se desenvuelve entre los siglos XVI y XVII. Paracelso, en esta época, puso a la química al servicio de la medicina tratando de encontrar la cura de todas las enfermedades.

La siguiente huella en el camino de la química, es la época de la

química propiamente dicha. La inicia entre otros, el inglés Boyle; y la misión principal es investigar las propiedades y las transformaciones de las sustancias.

Durante esta época se desarrolla y acepta durante largo tiempo la teoría del flogisto, que afirmaba que la llama en la combustión era "algo" que existía intrínsecamente en el cuerpo al cual lo abandonaba durante el proceso.

Este período es llamado cualitativo. Lo cierra el perfeccionamiento del concepto elemento.

La química cualitativa aparece cuando Lavoisier desarrolla y aclara los conceptos de masa y peso de las sustancias químicas.

Wohler, con su obtención artificial de un compuesto orgánico, dio comienzo a la química orgánica sintética.

Viene luego el desarrollo de la química, física, sobre todo en Alemania; después la química moderna hasta la actualidad.

1-1 DEFINICIONES BÁSICAS.

Una vez cumplida la introducción histórica, pasemos a definir primeramente:

Química: como la ciencia que investiga a la materia, su composición y, estructura y las transformaciones que sufre.

Además, la energía involucrada en dichos cambios.

Si la química es una ciencia, nos interesará saber qué es una ciencia y cuáles son sus características.

**Ciencia:* es el conjunto de conocimientos ordenados y sistematizados que conducen a una verdad específica. Se comprueba verificando y demostrando.

Además, en la definición de química se observa que ella estudia a la materia, entonces surge la pregunta *¿qué es materia?* Como respuesta solemos escuchar que es todo lo que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa. Habría que hacer aquí una aclaración. Masa y peso no son la

misma cosa. A través del tiempo, y sobre todo, al existir textos de química traducidos al español, se ha ido confundiendo un término con otro.

Aclarémoslo. La masa de un cuerpo es la cantidad de materia del mismo, mientras que el peso de un material consiste en la fuerza con que es atraído dicho material hacia el centro de la Tierra.

Ciencia se puede definir como la rama del conocimiento que trata de la observación e interpretación de los fenómenos que sean reproducibles. Con esta última palabra se debe entender que los fenómenos que se estudian deben de poder ser demostrados una y otra vez, tantas veces como sea necesario y que en todos los casos el resultado sea siempre el mismo.

Antes de seguir adelante, sería bueno mencionar una diferencia muy importante entre lo que es el conocimiento científico y el conocimiento empírico. El *conocimiento empírico* tendrá como base únicamente la experiencia, mientras que el *conocimiento científico* estará basado en una serie de elementos que le dan estructura y solidez al conocimiento.

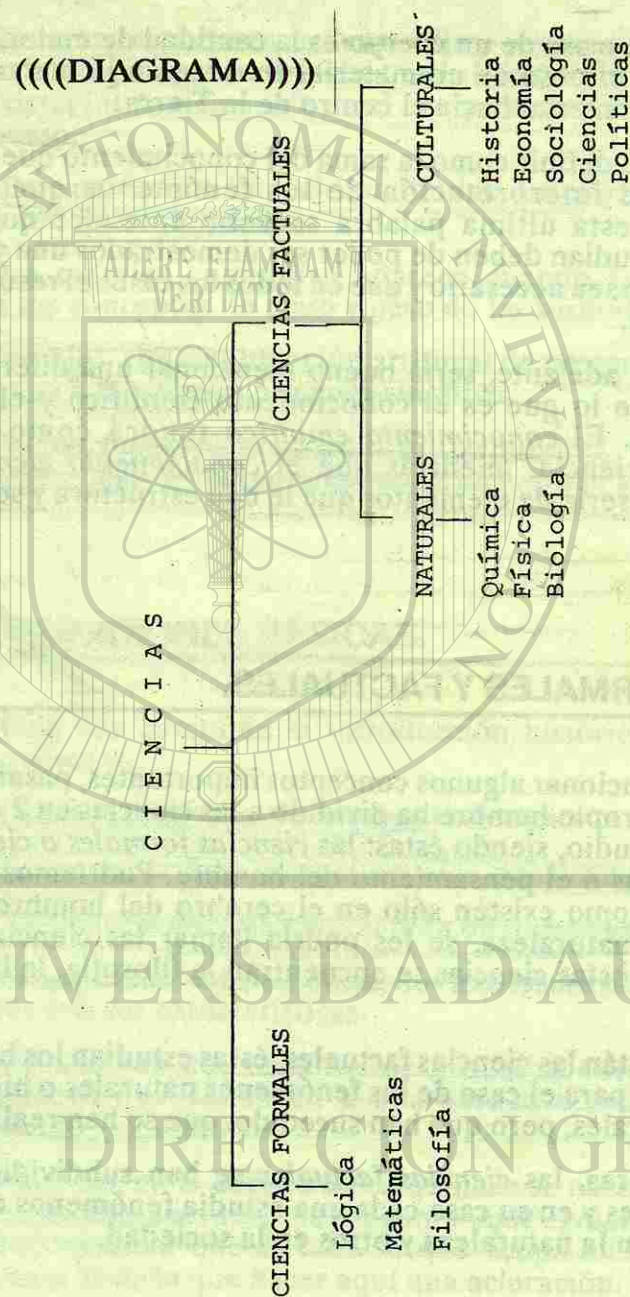
1-2 CIENCIAS FORMALES Y FACTUALES.

Después de mencionar algunos conceptos importantes, pasaremos a describir cómo el propio hombre ha dividido a las ciencias en 2 clases generales para su estudio, siendo éstas: las *ciencias formales o ciencias* que estudian las ideas o el pensamiento del hombre. Podríamos decir también que éstas, como existen sólo en el cerebro del hombre y no forman parte de la naturaleza, se les podría llamar las ciencias del pensamiento y entre estas ciencias se encuentran la filosofía, la lógica, las matemáticas.

Por otro lado están las *ciencias factuales*, éstas estudian los hechos comprobados, ya sea para el caso de los fenómenos naturales o bien, de los fenómenos culturales, pero que han sucedido, que se han realizado.

En otras palabras, las *ciencias factuales* se han subdividido en Naturales y Culturales y en su caso cada una estudia fenómenos que se dan de hecho unos en la naturaleza y otros en la sociedad.

Para un mejor entendimiento de lo que hemos expuesto, presentamos el siguiente diagrama:



1-3 MÉTODO CIENTÍFICO.

Las ciencias, como la química no se estudian al arbitrio. Siguen un lineamiento práctico, llevan a cabo una serie de pasos que hacen su estudio más fructífero y efectivo. Ese camino seguido por las ciencias es llamado *Método Científico*.

- 1) Establecimiento del objetivo a estudiar por medio de la *observación*. Si se observa un cazo con agua, podrían surgir las preguntas ¿Por qué se evapora el agua? ¿Se evapora también otros líquidos? ¿Por qué favorece la evaporación el aumento de la temperatura?
- 2) Realización de la *Experimentación*. Se experimenta con el fin de conseguir algo más de información. Es muy común dividir en dos grupos a las ciencias: uno de estos es el de observación (como la Astronomía), y el otro el de la experimentación (como la física o la química etc.) Comúnmente se dice que la diferencia entre la observación y la experimentación, está en el hecho de que la primera estudia un fenómeno sin interferencia externa, mientras que la experimentación estudia el desarrollo de los hechos en condiciones preestablecidas y controladas. Dicho de otra forma, la observación sería el registro o contemplación pasiva de los fenómenos tal y como se presentan en la naturaleza, mientras que la experimentación sería activa ya que el experimentador provoca los fenómenos que desea estudiar.

Antes de continuar buscando diferencias entre la observación y la experimentación, consideremos una ley de la física que es de aplicación universal: EL PRINCIPIO DE INCERIDUMBRE DE HEISENBERG. Esta ley ha modificado profundamente la actitud de los hombres de ciencia sobre sus postulados básicos cuando de resolver problemas se trata.

La mecánica *Newtoriana* proponía que si en un momento dado se pudiera determinar la posición exacta y la velocidad de todas las partículas del universo, se podría entonces, de acuerdo con esta teoría inferir todos los estados del pasado así como los del futuro.

Esto es, suponiendo que todas las partículas del universo guar-

dasen una ordenación perfecta e imposible de ser alterada o de dejar incluso algo de posible en el terreno de las probabilidades.

Si esto fuese posible, (lo que planteaba la mecánica Newtoniana), una vez lograda dicha determinación, la ciencia habría terminado su labor puesto que podría extrapolar los movimientos de estas partículas hacia atrás y adelante con precisión y sin limitaciones.

Ahora veamos las conclusiones de Heisenberg con respecto a la capacidad de poder detectar la posición y la velocidad de un electrón (capítulo 5 punto 5-7).

Heisenberg concluyó que al tratar de observar la posición de un electrón este alteraba tanto su velocidad por el efecto de la luz (energía luminosa) proyectada sobre el que no se podía determinar al mismo tiempo posición y velocidad.

La incertidumbre de las leyes de estos eventos es inevitable. Se pueden hacer sin embargo, predicciones de probabilidades, pero la idea formulada por LAPLACE citaba antes donde la mecánica Newtoniana permite cuando menos en teoría la solución definitiva del pasado y del futuro, es **BASICAMENTE FALSA**.

Continuando con las diferencias entre la observación y la experimentación citaremos algunas frases de diferentes autores a este respecto.

Curier señalaba: El observador escucha a la naturaleza mientras que el experimentador la interroga y la obliga a descender sus velos.

Claudio Bernard decía: La observación muestra en tanto que la experimentación instruye.

- 3) **Implantación de una ley.** Las leyes son afirmaciones sobre la manera de comportarse cierta parte de la naturaleza. La ley no trata de explicar el fenómeno, únicamente enuncia que existe. Las leyes aún y cuando implican un alto grado de abstracción, son tratadas, desde el punto de vista científico, como hechos, no constituyen teorías y la única objeción que pudiera hacerseles

es su falta de concordancia con las medidas experimentales.

- 4) **La creación de una hipótesis.** El siguiente paso en el método científico explica por qué suceden los fenómenos observados en la naturaleza. Es una suposición no demostrada, basada en hechos que se recolectan en estudios previos. Para la explicación (hipótesis) de la evaporación, de los líquidos, podríamos decir que las pequeñas partículas o moléculas del líquido están en constante movimiento y que al tomar más energía (al calentarse escapan del líquido y se convierten en gas).

La palabra **HIPÓTESIS** que en griego significa poner abajo, tienen raíces semejantes a la palabra **SUPOSICIÓN** (palabra latina) de sub-ponere.

Uno y otro término significa la aceptación provisional de una afirmación acerca de algún hecho o de alguna relación funcional como cierta, aún y cuando no tenga base experimental adecuada y suficiente. De hecho, el significado de la palabra Hipótesis ha evolucionado en su uso en el lenguaje científico. Actualmente no existe una línea de separación definida entre las hipótesis y las teorías científicas.

- 5) **La comprobación experimental.** De nuevo mediante el experimento, se busca encontrar la verdad. Durante este paso trata de comprobar la suposición hecha en la hipótesis experimentando una cantidad considerable de veces. Una vez que la experiencia ha dado siempre el mismo resultado, es posible aceptar o rechazar la hipótesis. En el primer caso, es posible entonces crear la teoría: en el segundo, se hace otra suposición de la causa del fenómeno.

En el ejemplo anterior se puede realizar la experiencia de evaporación con distintos líquidos y a distintas condiciones para comprobar si la ocurrencia es constante.

- 6) **Formulación de la teoría.** Si los experimentos muestran que la hipótesis es cierta, entonces esta es elevada al grado de teoría. Una regla de la teoría es que debe ser cierta en todos los casos en todo momento. No puede haber excepción. En caso de que la halla, la teoría deja de serlo o se ve modificada.

1-4 OBJETO DE LA QUÍMICA.

Desde el momento en que definimos a la química como la ciencia que estudia la constitución, propiedades y transformación de la materia; todo el universo resulta por lo tanto objeto del estudio de la química.

La finalidad de la química, es el estudiar cómo pueden identificarse o distinguirse los diferentes materiales existentes en la naturaleza (constitución), para posteriormente aplicarse al estudio de las propiedades o características específicas y distintas de los mismos materiales; es decir la química no está interesada en propiedades accidentales o atributos tales como el tamaño o la forma, sino en las propiedades específicas del tipo de la materia que se esté estudiando en cualquier forma o tamaño en que esta presente. Como ejemplo podríamos mencionar que una moneda de plata, una copa de plata y un electrodo de plata difieren en tamaño, forma, utilidad e incluso en el aspecto estético, pero desde el punto de vista químico los tres objetos son esencialmente lo mismo, son átomos de plata.

Para completar la definición antes señalada de lo que es química podríamos hablar de los constantes e incesantes cambios que se están llevando a cabo en la naturaleza en donde unos cuerpos desaparecen para transformarse en otros distintos. Estos cambios o transformaciones los conocemos como reacciones químicas en las cuales los productos así formados serán de utilidad; y en algunos casos con lo que nos interesará no será en sí el producto formado sino el provecho que obtengamos del proceso en sí. El ejemplo más claro de lo anterior es cuando en nuestras casas prendemos carbón, lo importante no es las cenizas que obtengamos de éste, sino el calor producido en el transcurso de la transformación.

1-5 IMPORTANCIA DE LA QUÍMICA.

A través de este punto intentaremos dejar bien claro como la química se encuentra presente en cualquier aspecto de nuestra vida cotidiana, en la mayoría de los casos proporcionando medios adecuados para nuestro bienestar material aunque desgraciadamente en otros casos podría provocar catástrofes de consecuencias mundiales. La química suministra por ejemplo aceros especiales, aleaciones ligeras,

gasolinas, lubricantes, antidetonantes, etc., que hacen posible que funcionen mecánica y económicamente hablando nuestros medios de comunicación. Por otra parte, la química ayuda poderosamente a nuestro sustento, al fabricar abonos artificiales y productos químicos, que incrementan la cantidad y calidad de los alimentos así como su conservación; contribuye además a proporcionarnos vestido, mediante la producción de fibras sintéticas sin las cuales la creciente demanda de vestidos sería imposible cubrir utilizando solamente las fibras vegetales y animales tales como el algodón y la seda. También nuestra salud se ve favorecida cuando la química suministra drogas y medicamentos tales como vitaminas, hormonas, antibióticos, analgésicos, anestésicos y desinfectantes que ayudan a prolongar la vida humana al combatir y alejar las enfermedades o aliviar el dolor.

En otro sentido se cuestiona lo que la química ha significado en el futuro para bien o mal de la humanidad ya que la investigación química a dado lugar a la producción de gases altamente tóxicos, explosivos químicos potentes, bombas atómicas y nucleares y otros agentes mortales de destrucción cuyos terribles efectos han sido conocidos por el mundo civilizado.

1-6 DESARROLLO HISTÓRICO DE LA QUÍMICA.

*1-6A ÉPOCA PRIMITIVA.

Los orígenes de la química los encontramos a través de los materiales usados por los hombres y descubiertos en los restos de las civilizaciones desaparecidas y que, sin duda significaban los oficios técnicos y las artes del hombre primitivo. Los artículos que normalmente se encuentran son de metal, cerámica, vidrio, pigmentos y telas teñidas; por lo que la extracción de metales, la fabricación de vidrios y cerámica, así como las artes de la pintura y del teñido y la fabricación de perfumes y cosméticos; y por otro lado, la práctica de la momificación utilizada por civilizaciones primitivas constituyen los conocimientos en lo que se basaba la química primitiva.

Los objetos más antiguos conocidos corresponden alrededor de los 5000 años A. de C., y son de oro. Para los chinos este metal poseía propiedades sobrenaturales, ya que creían -- aquél que comía en un plato de oro llegaba a una edad más avanzada y el que absorbía oro se

hacía inmortal y tenía el privilegio de desplazarse instantaneamente de un lugar a otro. El oro y la plata, por encontrarse juntos, muchas veces y ser difícil su separación se obtenían en forma de aleación que consideraban como un metal distinto (electrón por su parecido al ámbar).

La edad de bronce se sitúa sobre los 4000 años A. de C. En el Egipto de las primeras dinastías y en la Grecia de Homero el bronce ocupó el lugar que el hierro ocupa en nuestra época. Uno de los pueblos que adquirió una gran reputación en el trabajo del bronce fué el de los fenicios, ya que fabricaban las mejores armas.

A la época del bronce sucede la del hierro, que puede situarse hacia los 1200 años A. de C. En esta edad se aprendió a fabricar el acero, se conoció que su resistencia aumenta con el temple y se le llegó a proteger, incluso, de corrosión.

De todas las civilizaciones antiguas, las más avanzadas en las artes químicas fue la egipcia. Ellos fueron maestros en la fabricación de vidrios y esmaltes; así como el rubí, el zafiro y la esmeralda; además, utilizando ampliamente el cuero, la lana y otras fibras como el algodón y el lino que blanqueaban e incluso tenían con índigo, púrpura y rubia; de la misma forma eran capaces de preparar perfumes, bálsamos, productos de belleza y venenos, obtuvieron jabones de diferentes sales de sodio, potasio, cobre y aluminio; fueron los primeros en utilizar el betún para embalsamar cadáveres. Y todo esto basado únicamente en conocimientos empíricos que no constituían una ciencia ni siquiera en forma rudimentaria.

* 1-6B ÉPOCA DE LA ALOUIMIA.

La palabra alquimia proviene del vocablo *chemia* que después cambió a *alchemia* y que se aplicaba al arte que producía ciertos individuos, consistía en dar la apariencia del oro a ciertos metales y tal proceso se mantenía en el mayor de los secretos. De hecho se supone que la palabra alchemia se refiere a las tierras negras del valle del Nilo por lo cual su significado se puede interpretar de diferentes formas siendo una de ellas la del arte del país negro y otra simplemente el arte negro, debido sobre todo a su carácter de ser secreto.

El pensamiento que llenaba la mente de los alquimistas era la posibilidad de transmutar los metales como el plomo, mercurio y otros metales corrientes en oro; esta transmutación se le conocía como la gran obra y debía realizarse en presencia de la piedra filosofal; cuya preparación fué la primera tarea de los alquimistas. Al mismo tiempo, creían en la existencia del elixir filosofal o de larga vida; el cual pensaba

era una infusión de la piedra filosofal que como propiedades presentaría la facultad de eliminar la enfermedad, de volver la juventud, prolongar la vida e incluso, asegurar la inmortalidad. Por lo tanto, es comprensible que los alquimistas de mayor edad dedicasen sus últimas fuerzas a la consecución de este sueño.

Aunque la alquimia fue una práctica secreta a la que relacionaban con magia y poderes sobrenaturales emanados de la divinidad, los progresos indudables que se vertieron a la química del laboratorio son innegables, puesto que en la búsqueda de sus metas prepararon gran número de nuevas sustancias perfeccionaron muchos aparatos útiles y desarrollaron técnicas de laboratorio que en mucho contribuyeron al desarrollo de la química.

* 1-6C ÉPOCA DE LA YATROQUÍMICA.

Hacia fines del siglo XVI, la alquimia fue perdiendo su auge e incluso se llegó a prohibir su práctica por los reyes y papas de esos tiempos, por considerarla charlatanería y engaño; por lo que al principio del siglo XV los esfuerzos de muchos alquimistas se enfocaron a la preparación de drogas y remedios para la curación de enfermedades.

A esta transición entre la alquimia y la verdadera química se le conoce con el nombre de yatroquímica o química al servicio de la medicina. Se considera a Paracelso, cuyo nombre verdadero era Felipe Aureolo Teofrasto Bombast de Hohenheim, el padre de esta era; fué un médico suizo, alquimista y profesor quien no dejó de ser un charlatán, hasta cierto punto, ya que sus escritos mencionan haber realizado un minúsculo ser de carne y hueso al que llamaban el homúnculus.

De esta misma época el irlandés Robert Boyle, fué el primer químico que rompió abiertamente con la tradición alquimista a través de su famosa *THE SCEPTICAL CHYMIST* (El Químico Escéptico), en 1661: en la que establece el concepto moderno de elemento al definirlo como "cuerpo primitivo y simple que no está formado de otros cuerpos y que son los ingredientes de que se componen inmediatamente y en que se resuelven el último término todos los cuerpos perfectamente mixtos" además, Boyle es el primer hombre de ciencia que adopta la teoría atómica para explicar las transformaciones químicas y sus investigaciones en el campo de la química y la física la hacen considerarle el precursor de la química moderna.

1-7 RAMAS DE LA QUÍMICA.

Debido a que la química moderna estudia un campo muy vasto, ha sido necesario dividirlo en áreas específicas, las cuales sin embargo, guardan mucha relación. En seguida mencionaremos algunas de estas ramas:

- a) QUÍMICA GENERAL.- Trata de los principios fundamentales relativos a la constitución y propiedades de la materia; estudia en general, el campo total de la química.
- b) QUÍMICA INORGÁNICA.- Estudia los elementos y los compuestos que no contienen carbono. Su objeto es, principalmente el estudio de la materia mineral y sus métodos de trabajo son análogos a los utilizados en la identificación y preparación de este tipo de materia.
- c) QUÍMICA ORGÁNICA.- Estudia los compuestos del carbono tanto naturales como sintéticos, especialmente cuando éste se combina con algunos elementos importantes como el oxígeno, el hidrógeno, y el azufre para formar compuestos que por lo general se encuentran en seres vivos.
- d) QUÍMICA ANALÍTICA.- Estudia los métodos de identificación y determinación de la cantidad de elementos presentes en todos los compuestos. Y se subdivide en 2 ramas específicas:
 - 1.- Análisis Cualitativo: Detecta los componentes que forman parte de un material.
 - 2.- Análisis Cuantitativo: Detecta que cantidad de cada componente existe en un material.
- e) BIOQUÍMICA.- Estudia los procesos químicos que tiene lugar a los seres vivos.

Existen además otros campos de la química más especializados y restringidos tales como la electroquímica, la cinética química, la termoquímica y la fisicoquímica; cuyos campos de estudio están fuera del objetivo de este curso.

UNIDAD II

¿QUÉ ES LA QUÍMICA?

La química es una de las ramas de mayor importancia dentro del estudio de las *Ciencias Naturales*.

La historia nos muestra que el hombre de épocas pasadas, a pesar de los escasos recursos materiales y técnicos que poseía, fue capaz de emplear en cierto modo esta ciencia.

En la actualidad, la ciencia ha evolucionado grandemente, utilizando modernos y efectivos métodos y con ello han surgido descubrimientos o inventos de relevante importancia, tales como: antibióticos, vacunas, plásticos, la bomba atómica, insecticidas, jabones, etc.: que han cambiado notablemente la forma de vida y el destino de la humanidad.

En esta unidad estudiaremos los conceptos y definiciones más elementales en la química y con ello lograremos introducirnos un poco más en el estudio del "Maravilloso Mundo de las Ciencias".

OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Definir qué es química.
- 2.- Definir así como diferenciar entre sí los siguientes conceptos:
 - a) Cambio físico.
 - b) Cambio químico.

1-7 RAMAS DE LA QUÍMICA.

Debido a que la química moderna estudia un campo muy vasto, ha sido necesario dividirlo en áreas específicas, las cuales sin embargo, guardan mucha relación. En seguida mencionaremos algunas de estas ramas:

- a) QUÍMICA GENERAL.- Trata de los principios fundamentales relativos a la constitución y propiedades de la materia; estudia en general, el campo total de la química.
- b) QUÍMICA INORGÁNICA.- Estudia los elementos y los compuestos que no contienen carbono. Su objeto es, principalmente el estudio de la materia mineral y sus métodos de trabajo son análogos a los utilizados en la identificación y preparación de este tipo de materia.
- c) QUÍMICA ORGÁNICA.- Estudia los compuestos del carbono tanto naturales como sintéticos, especialmente cuando éste se combina con algunos elementos importantes como el oxígeno, el hidrógeno, y el azufre para formar compuestos que por lo general se encuentran en seres vivos.
- d) QUÍMICA ANALÍTICA.- Estudia los métodos de identificación y determinación de la cantidad de elementos presentes en todos los compuestos. Y se subdivide en 2 ramas específicas:
 - 1.- Análisis Cualitativo: Detecta los componentes que forman parte de un material.
 - 2.- Análisis Cuantitativo: Detecta que cantidad de cada componente existe en un material.
- e) BIOQUÍMICA.- Estudia los procesos químicos que tiene lugar a los seres vivos.

Existen además otros campos de la química más especializados y restringidos tales como la electroquímica, la cinética química, la termoquímica y la fisicoquímica; cuyos campos de estudio están fuera del objetivo de este curso.

UNIDAD II

¿QUÉ ES LA QUÍMICA?

La química es una de las ramas de mayor importancia dentro del estudio de las *Ciencias Naturales*.

La historia nos muestra que el hombre de épocas pasadas, a pesar de los escasos recursos materiales y técnicos que poseía, fue capaz de emplear en cierto modo esta ciencia.

En la actualidad, la ciencia ha evolucionado grandemente, utilizando modernos y efectivos métodos y con ello han surgido descubrimientos o inventos de relevante importancia, tales como: antibióticos, vacunas, plásticos, la bomba atómica, insecticidas, jabones, etc.: que han cambiado notablemente la forma de vida y el destino de la humanidad.

En esta unidad estudiaremos los conceptos y definiciones más elementales en la química y con ello lograremos introducirnos un poco más en el estudio del "Maravilloso Mundo de las Ciencias".

OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Definir qué es química.
- 2.- Definir así como diferenciar entre sí los siguientes conceptos:
 - a) Cambio físico.
 - b) Cambio químico.

Citar ejemplos de los dos.

3.- Definir los siguientes términos así como diferenciarlos entre sí:

- a) Elemento.
- b) Compuesto.
- c) Mezcla.
- d) Mezcla homogénea.
- e) Mezcla heterogénea.

4.- Enunciar las siguientes leyes:

- a) Ley de la conservación de la energía.
- b) Ley de la conservación de la materia.
- c) La combinación de las leyes de la conservación de la materia y la energía.

5.- Describir brevemente en qué consisten los 3 estados de la materia:

- a) Sólido.
- b) Líquido.
- c) Gaseoso.

6.- Reconocer y escribir correctamente los símbolos que representan a los elementos químicos.

Para que puedas cumplir con los objetivos anteriormente señalados, deberás emplear el siguiente:

PROCEDIMIENTO:

- 1.- Deberás estudiar detenidamente y sandote en los objetivos del presente capítulo.
- 2.- Practica en el pizarrón con tu maestro la simbología de la química ya que es de primordial importancia para el estudio de esta ciencia.
- 3.- Cualquier duda que tengas consúltala con tu maestro o con el coordinador de la materia.
- 4.- Es importante recordarte que este capítulo te proporcionará las bases necesarias para el estudio de la Química, po lo cual te recomiendo lo estuies con mucho cuidado.

PRE-REQUISITO.

Deberás entregar a tu maestro la siguiente autoevaluación contestada, un día antes de la fecha del examen de esta unidad para que con ello tengas derecho a presentar tu examen, de lo contrario no tendrás derecho.

AUTOEVALUACIÓN.

Resuelve correctamente las siguientes preguntas.

- 1.- Piensa detenidamente e indica si cada uno de los ejemplos siguientes corresponde a un cambio físico o a uno químico.
 - a) El horneado de un pastel. *Con F*
 - b) La ruptura de un cristal. *Con F*
 - c) La ebullición del agua. *Con F*

- d) La fusión de la cera. Cambio físico
- e) Freir un huevo. Cambio físico
- f) El congelamiento del agua. Cambio físico
- g) La oxidación de un metal expuesto al aire y al agua. C.A.
- h) La dilución de azúcar en agua. Cambio físico
- i) Quemar un papel. C.A.
- j) La separación de agua en Hidrógeno y Oxígeno. C.A.

2.- Enunciar la Ley de la Conservación de la Energía, así como la de la conservación de la materia.

La energía no se crea ni se destruye, solo se transforma.
 La materia no se crea ni se destruye.

3.- Definir los siguientes términos:

- a) Química. ciencia que estudia la composición y estructura de la materia así como los cambios que sufre.
- b) Elemento. Sustancia simple que no puede separarse.
- c) Compuesto. Sustancia formada por dos o más elementos.
- d) Cambio físico. No es alterada la naturaleza fundamental de la materia.

- e) Cambio químico. Es aquel que cambia su naturaleza fundamental de la materia, se forman otras sustancias mediante una reacción química.
- f) Mezcla. Sustancia formada por dos o más elementos o compuestos no combinados químicamente.
- g) Mezcla heterogénea. Es aquella en la que sus componentes cambian en cualquiera de sus partes.
- h) Mezcla homogénea. Es aquella en la que sus componentes están distribuidos uniformemente.
- i) Átomo. partícula más pequeña como elemento.
- j) Molécula. formada por dos o más átomos iguales o diferentes.

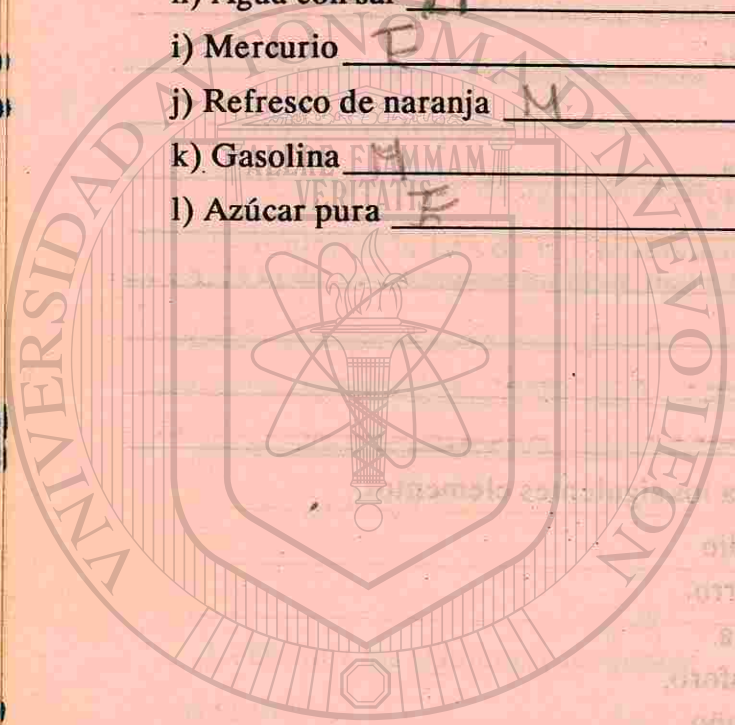
4.- Asigna símbolo a los siguientes elementos:

- | | | | |
|----|--------------|--------------|----|
| A | a) Hidrógeno | h) Sodio | Na |
| Ca | b) Calcio | i) Hierro. | Fe |
| N | c) Nitrógeno | j) Plata. | Ag |
| C | d) Carbono | k) Fósforo. | P |
| Pb | e) Plomo | l) Estaño. | Sn |
| U | f) Uranio | m) Mercurio. | Hg |
| O | g) Oxígeno | n) Cobre. | Cu |
| K | o) Potasio | p) Cloro. | Cl |

5.- Indica si cada una de las siguientes sustancias, es un elemento, compuesto o mezcla.

- a) Aire mezcla
- b) Agua C₂H₂O
- c) Hielo C₂H₂O
- d) Fierro Fe

- e) Acero CoM
f) Vapor de agua CoM
g) Leche M
h) Agua con sal M
i) Mercurio CoM
j) Refresco de naranja M
k) Gasolina CoM
l) Azúcar pura F



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

CAPITULO II.

QUE ES LA QUÍMICA.

2-1 DEFINICIÓN.

El hombre desde que existe como tal, ha evolucionado a través del tiempo, avanzando en el conocimiento de todo lo que le rodea; para ello ha dividido el conocimiento humano en dos grandes divisiones que son: *las ciencias humanas y las ciencias naturales.*

Dentro de las Ciencias Naturales encontramos ubicada a la química.

La química se define como: *la ciencia que se encarga del estudio de la naturaleza, de la materia y de las transformaciones o cambios en la composición de la misma.* Es decir, que por ejemplo sabemos que el agua está formada por hidrógeno y oxígeno y que al combinarse estos elementos se forma el agua; pues bien, la química estudia lo que es el agua y por qué y cómo es que puede convertirse en dos gases diferentes como lo son el hidrógeno y el oxígeno.

Para comprender aún más esta definición de química recordemos que materia *es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio.* Así, de esta manera la química estudiará la composición de todo aquello que es considerado materia y aún más, las transformaciones de ésta.

2-2 CAMBIO FÍSICO Y CAMBIO QUÍMICO.

La materia experimenta cambios que básicamente pueden clasificarse en 2 grandes categorías; cambios físicos y cambios químicos.

Los *cambios físicos* serán aquellos en donde la naturaleza fundamental de la materia no es alterada. Ejemplo de ello son los cambios de estado del agua, o sea, que el agua líquida puede pasar a hielo o bien, a vapor de agua (gas) sin que con ello sea alterada la naturaleza fundamental de la misma, o sea que continúa siendo agua solo que pasa a estado sólido o gaseoso. Dicho de otra manera la composición química del agua sigue siendo la misma en los tres estados: sólido, líquido y gaseoso.

Con los cambios químicos no sucede lo mismo, ya que en un *cambio químico* la naturaleza fundamental de la materia si es alterada. Para comprenderlo estudiaremos de nueva cuenta a el agua (H_2O).

Mediante este proceso químico conocido como electrólisis, el agua puede ser separada en sus componentes que son hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2); en este caso ocurrió un cambio químico puesto que el agua que en un principio teníamos poseía propiedades físicas y químicas definidas o exclusivas y al ser descompuesta en hidrógeno y oxígeno, éstos tendrán sus propias características diferentes entre sí y diferentes al agua; o sea en conclusión, la naturaleza fundamental del agua sí ha sido alterada. (Fig 1)

Otra característica importante que acentúa la diferencia entre un cambio físico y uno químico, es que salvo algunas excepciones los cambios químicos absorben o liberan mayor cantidad de energía que cuando ocurre algún cambio físico. Como ejemplo podríamos citar a la propia agua; cuando formamos un gramo de agua a partir de hidrógeno y oxígeno desprende 47 veces más energía que cuando un gramo de agua líquida se congela para formar un gramo de hielo.

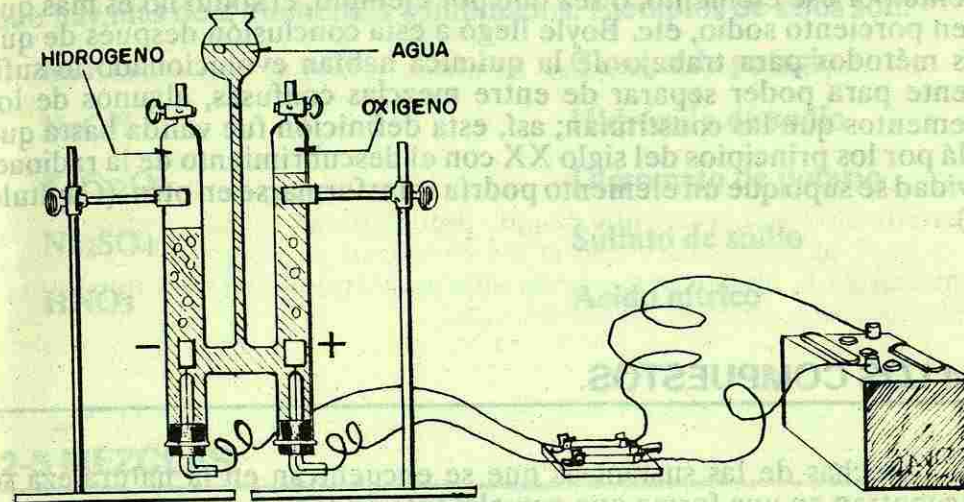


Fig. 1 La electrólisis del agua.

2-3 LA COMPOSICIÓN DE LA MATERIA.

Elementos.- Desde que el filósofo griego Empédocles, nacido allá por el año 500 a. de C. expresó la teoría de que la materia estaba compuesta por 4 sustancias o elementos que eran: el aire, la tierra, el fuego y el agua; nadie más ideó o estructuró alguna nueva teoría que destruyera la anterior. Así, durante mucho tiempo prevaleció esa teoría y aún cuando muchos científicos trataban de encontrar algo más adecuado a la realidad se encontraban con grandes problemas para separar las sustancias dado el hecho que las sustancias se encontraban mezcladas en una confusión tal que a los pioneros de esta tarea clasificatoria debió parecerles que algún gigante bromista les había agitado con alguna paleta gigantesca.

No fue sino hasta por el año de 1661 en que Roberto Boyle, científico inglés, logró desarrollar una definición más o menos clara de lo que era un *elemento*. Boyle definió un elemento como: sustancia que no puede descomponerse en otras sustancias más sencillas. Esta

definición implica que un elemento dado está constituido exclusivamente por ese elemento, o sea que por ejemplo, el sodio no es más que cien por ciento sodio, etc. Boyle llegó a esta conclusión después de que los métodos para trabajo de la química habían evolucionado lo suficiente para poder separar de entre mezclas confusas, algunos de los elementos que las constituían; así, esta definición fue válida hasta que allá por los principios del siglo XX con el descubrimiento de la radioactividad se supo que un elemento podría transformarse en otro. (Capítulo II).

2-4 LOS COMPUESTOS.

Muchas de las sustancias que se encuentran en la naturaleza se encuentran en una forma que actualmente se conoce como compuesto.

Los *compuestos* se definen como: sustancias formadas por dos o más elementos combinados de tal forma que sólo la acción química puede separarlos. Esto quiere decir que los elementos se combinan químicamente para formar compuestos y cuando esto ocurre cada elemento pierde sus propiedades particulares y así el compuesto formado tendrá nuevas características propias y diferentes de los elementos que lo forman.

Para comprender mejor esto exponemos un ejemplo: el bario (Ba) y el cloro (Cl) se combinan químicamente para formar el cloruro de bario ($BaCl_2$), en la siguiente tabla veamos como es que cambian las propiedades de los elementos y aparece una propiedad nueva del compuesto. (En este caso solo citaremos una propiedad física como lo es el punto de fusión. Punto de fusión es la temperatura a la cual un sólido está en equilibrio con su líquido, o sea que es la temperatura a la cual un sólido comienza a licuarse).

	Punto de fusión
Bario	710° C
Cloro	-102° C
$BaCl_2$ (cloruro de bario)	962° C

De igual manera existen una gran cantidad de compuestos en los que hay más de 2 elementos combinados. Ejemplos de ellos son:

$KClO_3$	Clorato de potasio
$NaOH$	Hidróxido de sodio
$K_2Cr_2O_7$	Dicromato de potasio
Na_2SO_4	Sulfato de sodio
HNO_3	Acido nítrico

2-5 MEZCLAS.

Las *mezclas* se definen como: material formado por dos o más sustancias (que pueden ser elementos o compuestos) que no están combinados químicamente. Aún cuando las partículas de estas sustancias están íntimamente mezcladas, cada una de ellas puede ser identificada por sus propiedades originales. Es por esto que se llega a la conclusión de no estar combinadas químicamente.

En la vida diaria manejamos mayoritariamente mezclas. Ejemplos de éstas son: el aire, la tierra, el petróleo, la leche, el papel, y casi todos los alimentos que ingerimos diariamente.

Las propiedades de una mezcla son en gran parte las mismas de los elementos o compuestos que la formen. Por ejemplo, si se mezclan hierro y azufre pulverizados ambos, y posteriormente se hace pasar por la mezcla un imán, el hierro será atraído por éste, no sucediendo lo mismo con el azufre; por el contrario, si a la mezcla se le añade un líquido llamado disulfuro de carbono, el azufre será disuelto en éste, permaneciendo el hierro inalterado.

A las mezclas se les divide en dos grandes ramas dependiendo de la distribución de sus partes; éstas son:

- Mezclas homogéneas.** En éstas, las partes que forman la mezcla están distribuidas uniformemente. Ejemplo: agua con sal, leche homogenizada, crema de cacahuete, etc. en general, todas las soluciones acuosas están comprendidas dentro de esta clase de

mezclas.

b) Mezclas heterogéneas. En estas mezclas de distribución de los componentes de la misma no están distribuidas uniformemente.

Como se mencionó en un principio al no estar unidos químicamente los componentes de una mezcla, resultará lógico que sea más fácil separar los componentes de una mezcla que separar los elementos que forman un compuesto. así mismo es conveniente aclarar que se pueden formar las mezclas por uniones (no químicas) de elementos (como es el caso particular de casi todos los metales o aleaciones que conocemos), o bien, de compuestos.

2-6 COMPORTAMIENTO DE LA MATERIA.

La materia no se crea ni se destruye. Al hablar de cambios físicos o químicos se debe entender que estos no implican ningún cambio en cuanto a la cantidad de la materia que está sufriendo algún cambio, esto lo podemos demostrar claramente con algunos ejemplos: Si congelamos 35 gramos de agua líquida obtendremos por supuesto, 35 gramos de hielo, o de igual manera, si descomponemos 18 gramos de agua en hidrógeno y oxígeno obtendremos 2 gramos de hidrógeno y 16 gramos de oxígeno. Basándonos en este tipo de experimentos llegamos a la conclusión de que en los cambios físicos y químicos podemos cambiar la forma o la composición de la materia pero la cantidad de materia en sí no sufre alteración, pues continúa siendo la misma. Esto nos conduce a remarcar una ley fundamental de la naturaleza: la ley de la conservación de la materia que dice: *la materia no se puede crear ni destruir.*

2-7 LA ENERGÍA TAMBIÉN SE CONSERVA.

Al igual que la materia, la energía puede sufrir transformaciones (figura 2) pero al final, la suma de ella es la misma que en un principio; esto también se puede demostrar fácilmente con un sencillo ejemplo: Cuando se funden 18 gramos de hielo se absorbe exactamente la misma

cantidad de energía calorífica que se desprenderá cuando congelamos los mismos 18 gramos de agua. De la misma manera, la cantidad de energía que se absorbe al formar 16 gramos de oxígeno y 2 gramos de hidrógeno a partir de 18 gramos de agua, es la misma cantidad de energía que se desprende al formar 18 gramos de agua a partir de 16 gramos de oxígeno y 2 gramos de hidrógeno. De nueva cuenta esto nos conduce a remarcar otra ley importante y fundamental de nuestra naturaleza: la ley de la conservación de la energía que dice: *la energía no se crea ni se destruye sólo se transforma.*

2-8 LA COMBINACIÓN DE LAS LEYES DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA Y LA ENERGÍA.

Desde que Albert Einstein en 1905 expresó la teoría de que la materia y la energía son diferentes formas de una misma cosa, se ha demostrado que diminutas cantidades de materia pueden transformarse en inmensas cantidades de energía. En este proceso denominado fisión nuclear puede encontrarse una fuente inmensa de energía industrial (reactores nucleares), o bien, ser la causa de una inmensa destrucción (bomba atómica); todo depende del uso que el hombre le de, ya sea en beneficio o en perjuicio de la humanidad.

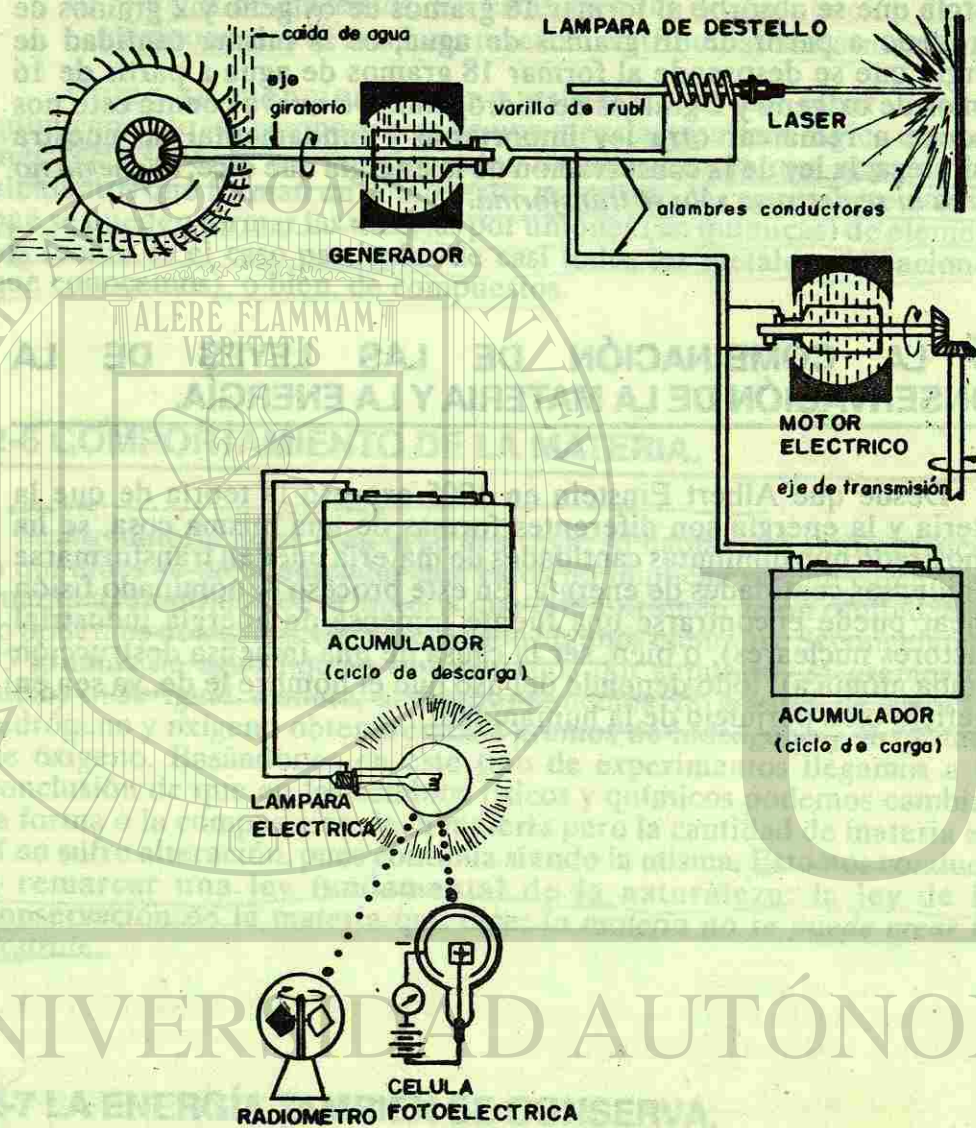


Fig. 2. La energía se transforma.

Aún cuando la cantidad de materia que se transforma en energía durante los cambios químicos es tan pequeña que no es posible constatar un cambio de peso, la teoría que a continuación se expresa es totalmente aceptada por los científicos como verdadera: Ley de la conservación de la materia y la energía.

La materia y la energía pueden transformarse mutuamente pero la suma total de ambas en el universo no puede aumentar ni disminuir.

2-9 FORMAS DE LA MATERIA.

Existen tres estados en los que pueden encontrarse la materia, siendo éstos: gaseoso, líquido y sólido. El estado en que se encuentre una sustancia estará determinado primordialmente por su temperatura, la cual a su vez es una medida de la energía cinética de las moléculas de la misma sustancia.

Por otro lado, la energía cinética es la velocidad con que se desplazan las moléculas de una sustancia, entendiéndose por esto que al aumentar la temperatura de una sustancia, aumenta la energía cinética, o sea la velocidad de desplazamiento de las moléculas y así tenemos que en el *estado gaseoso* de cualquier sustancia, la energía cinética de la misma está a su más alto grado, o sea que las moléculas han roto una fuerza que las tenía unidas (fuerzas de Van-der-Walls) y se liberaron y cada una se desplaza en diferentes sentidos. Es por ello que en el estado gaseoso las sustancias no tienen ni volumen ni forma definida, solo en los casos de encontrarse dentro de un recipiente adoptarán la forma de éste, puesto que las moléculas se desplazan hasta chocar con los límites del recipiente.

Por otro lado, en el *estado líquido*, las moléculas de la sustancia en cuestión tienen suficiente energía cinética para no tener forma específica; pero no es tanto como para romper las fuerzas de atracción entre las moléculas (fuerzas de Van-Der-Walls) y es por ello que tienen un volumen definido, ya que las moléculas continúan unidas por las fuerzas de Van-Der-Walls.

En el *estado sólido* además de que los cuerpos poseen un volumen definido, también poseen una forma geométrica regular y esto es debido principalmente a que su energía cinética es menor con respecto a los estados gaseoso y líquido, sin embargo, esto no quiere decir que su

energía cinética sea nula puesto que las partículas formadoras de los sólidos aún cuando guardan una posición definida, es decir no se desplazan, sí están vibrando constantemente y desde luego resulta lógico afirmar que los sólidos poseen forma y volumen definidos puesto que las fuerzas de Van-Der-Walls (fuerzas de atracción intermolecular) se encuentran actuando manteniendo a las partículas fijas en una posición. (Fig. 3).

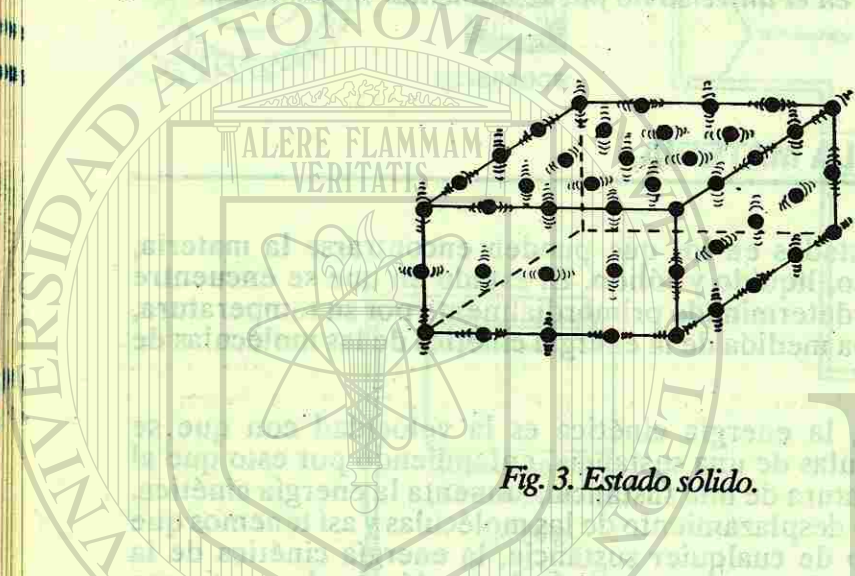


Fig. 3. Estado sólido.

2-10 LOS SÍMBOLOS QUÍMICOS.

Entre los científicos que intentaron diseñar una simbología representativa de los elementos se encontraba Dalton, aunque su tabla de símbolos resultaba algo complicada, se aprecia su afán por evolucionar en el estudio de la química. (Fig 4)

Como los científicos siempre han presentado la tendencia muy marcada por la brevedad en los sistemas de clasificación, aunque con ello no se altera la veracidad ni entendimiento de los datos. Fue Jons Jakob Berzelius quien en 1814 introdujo una notación para representar a los elementos. Esta notación consistía en representar a los elementos con la primera letra de su nombre y así es que por ejemplo el símbolo del hidrógeno es H, el del nitrógeno N, etc. Aunque surgió un problema

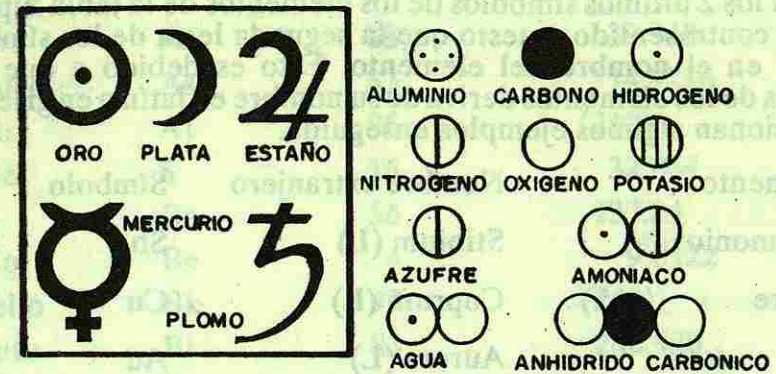


Fig. 4 Primeros símbolos químicos.

dado el hecho que el nombre de varios elementos comenzaban con la misma letra como: carbono, calcio, cloro, etc. que entonces se acordó representar a los elementos también con dos letras en donde la primera era la letra del nombre y la segunda cualquier otra que formara parte del nombre; como ejemplo tenemos: cloro = Cl, cesio = Cs, cromo = Cr.

Nombre del elemento.	Símbolo.
Cadmio	Cd
Calcio	Ca
Californio	Cf
Carbono	C
Cerio	Ce
Cesio	Cs
Cloro	Cl
Cromo	Cr
Cobalto	Co
Curio	Cm
Cobre	Cu

En los 2 últimos símbolos de los elementos de la tabla superior, se nota un contrasentido, puesto que la segunda letra de los símbolos no aparece en el nombre del elemento. Esto es debido a que algunos símbolos de los elementos deriva de su nombre en latín o en griego como se mencionan algunos ejemplos enseguida.

Elemento	Nombre extranjero	Símbolo
Antimonio <i>Sb</i>	Stibium (L)	Sb
Cobre <i>Cu</i>	Cuprum (L)	Cu
Oro <i>Au</i>	Aurum (L)	Au
Hierro <i>Fe</i>	Ferrum (L)	Fe
Plomo <i>Pb</i>	Plumbum (L)	Pb
Mercurio <i>Hg</i>	Hydrargyrum (L)	Hg
Potasio <i>K</i>	Kalium (L)	K
Plata <i>Ag</i>	Argentum (L)	Ag
Sodio <i>Na</i>	Natrium (A)	Na
Estaño <i>Sn</i>	Stannum (L)	Sn
Tungsteno <i>W</i>	Wolfram (A)	W
Curio <i>Cm</i>	Curium (L)	Cm

LISTA DE ELEMENTOS Y SIMBOLOS.

Nombre	Símbolo.	Núm. atómico	Peso atómico.
Actinio	Ac	89	(277)
Aluminio	Al	13	16.9815
Americio	Am	95	(243)
Antimonio	Sb	51	121.75

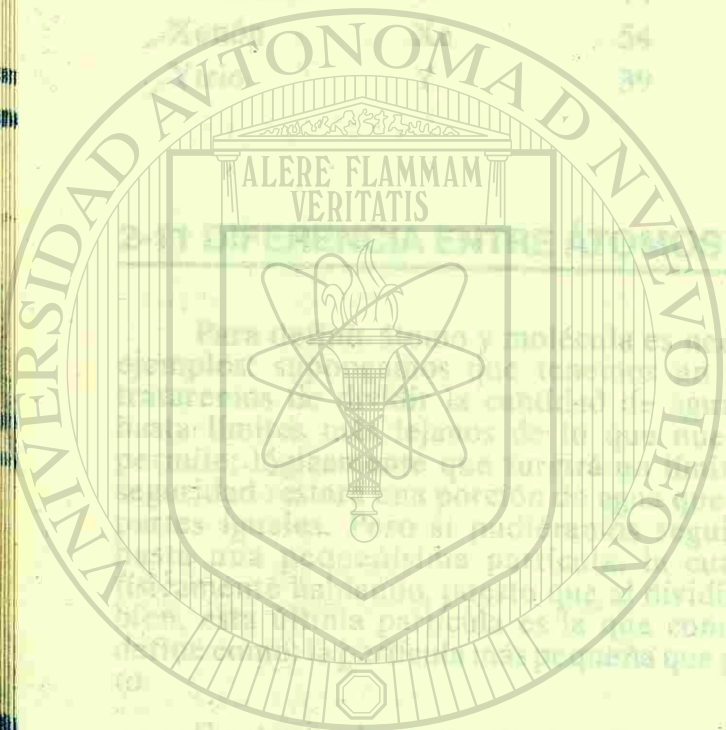
Argón	Ar	18	39.948
Arsénico	As	33	74.9216
Astato	At	85	(210)
Azufre	S	16	32.064
Bario	Ba	56	137.34
Berilio	Be	4	9.0122
Berkelio	Bk	97	(249)
Bismuto	Bi	83	208.980
Boro	B	5	10.811
Bromo	Br	35	79.909
Cadmio	Cd	48	112.40
Calcio	Ca	20	40.08
Californio	Cf	98	(249)
Carbono	C	6	12.01115
Cerio	Ce	58	140.12
Cesio	Cs	55	132.905
Cinc	Zn	30	65.37
Circonio	Zr	40	91.22
Cloro	Cl	17	35.453
Cobalto	Co	27	58.9332
Cobre	Cu	29	63.54
Criptón	Kr	36	83.80
Cromo	Cr	24	51.996
Curio	Cm	96	(245)
Disproso	Dy	66	162.50
Einstenio	Es	99	(251)
Erbio	Er	68	167.26
Escandio	Sc	21	44.956
Estaño	Sn	50	118.69
Estroncio	Sr	38	87.62
Europio	Eu	63	151.96

Fermio	Fm	100	(253)
Flúor	F	9	18.9984
Fósforo	P	15	30.9738
Francio	Fr	87	(223)
Gadolinio	Gd	64	157.25
Galio	Ga	31	69.72
Germanio	Ge	32	72.59
Hafnio	Hf	72	178.49
Helio	He	2	4.0026
Hidrógeno	H	1	1.00797
Hierro	Fe	26	55.847
Holmio	Ho	67	164.930
Indio	In	49	113.82
Iodo	I	53	126.9044
Iridio	Ir	77	92.2
Iterbio	Yb	70	173.04
Lantano	La	57	138.91
Lawrencio	Lw	103	(257)
Litio	Li	3	6.939
Lutecio	Lu	71	174.97
Magnesio	Mg	12	24.312
Manganeso	Mn	25	54.9380
Mendelevio	Md	101	(256)
Mercurio	Hg	80	200.59
Molibdeno	Mo	42	95.94
Neodimio	Nd	60	144.24
Neón	Ne	10	20.183
Neptunio	Np	93	(237)
Niobio	Nb	41	92.906
Níquel	Ni	28	58.71
Nitrógeno	N	7	14.0067

Nobeolio	No	102	(253)
✓Oro	Au	79	196.967
Osmio	Os	76	190.2
✓Oxígeno	O	8	15.9994
✓Paladio	Pd	46	106.4
✓Plata	Ag	47	107.870
✓Platino	Pt	78	105.09
✓Plomo	Pb	82	207.19
✓Plutonio	Pu	94	(242)
✓Polonio	Po	84	210.
✓Potasio	K	19	39.102
Praseodimio	Pr	59	140.907
Prometio	Pm	61	(145)
Protactinio	Pa	91	231.
✓Radio	Ra	88	226.05
✓Radón	Rn	86	222.
✓Renio	Re	75	186.2
Rodio	Rh	45	102.905
Rubidio	Rb	37	85.47
✓Rutenio	Ru	44	101.07
✓Samario	Sm	62	150.35
✓Selenio	Se	34	78.96
✓Silicio	Si	14	28.086
Sodio	Na	11	22.9898
Talio	Tl	81	204.37
Tántalo	Ta	73	180.948
Tecnecio	Tc	43	(99)
Telurio	Te	52	127.60
Terbio	Tb	65	158.924
✓Titanio	Ti	22	47.90
Torio	Th	90	232.038

Entonces la diferencia entre molécula y átomo será que una molécula proviene de un compuesto mientras que un átomo, de un elemento.

Litio	Li	42	238.03
Vanadio	V	23	50.942
Wolframio	W	74	183.85
Xenón	Xe	54	131.30
		39	98.906



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Con lo anterior queda demostrado que obtenimos una molécula de agua (H_2O) y el agua es un compuesto formado de hidrógeno y oxígeno. Ahora, si intentáramos dividir (por métodos químicos) una sola molécula de agua, obtendríamos 2 porciones pequeñas, pero esas ya no serían agua, sino porciones más pequeñas que las moléculas. Llamarían átomos y si se divide una molécula de agua se obtendrán átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno; queda entonces entendido que un átomo será la partícula más pequeña que puede existir como elemento.

UNIDAD III

TEORÍAS Y ESTRUCTURAS ATÓMICAS.

Hoy sabemos que los átomos son los constituyentes de la materia, que todo está formado por átomos y que éstos almacenan en su interior, cantidades inmensas de energía que se puede liberar. Sin embargo, nadie a visto un átomo pues es demasiado pequeño para poder verse. Incluso si se pudiesen construir lentes de aumento suficientemente potentes, las ondas luminosas son tan gruesas que el átomo seguirá escapando al examen visual; sería como intentar palpar la contextura y los ángulos de un grano de arena con manos cubiertas de guantes de boxeo. Entonces, ¿cómo es posible que los científicos estén tan seguros de su existencia?

A menudo por la noche hemos oído pasar un avión por encima de nosotros, pero de hecho lo único que percibimos es un ruido particular y quizá unas luces de colores intermitentes. En principio, no podemos tener la evidencia del aparato; disponemos de muy poca información sobre él, pero es seguro que la hipótesis más útil para explicar el fenómeno del ruido y de las luces intermitentes, es que allí arriba hay un avión.

Con los átomos no tenemos las evidencias que se podrían tener en el caso que hemos expuesto, pero ocurre algo parecido, nadie los ha visto pero hay pruebas de su existencia y la mejor de ellas es que los átomos nos proporcionan la manera más sencilla de explicar todos los hechos de la física y la química.

OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Mencionar quien formuló la primera teoría atómica, así como describir los 4 enunciados de que consistía esta teoría.
- 2.- Explicar queson los rayos catódicos así como mencionar las propiedades que los identifica.
- 3.- Explicar en qué consistió el llamado efecto fotoeléctrico y que se demostró en este experimento.
- 4.- Señalar las características propias que identifican a los protones, neutrones y electrones.
- 5.- Definir que es la radioactividad.
- 6.- Definir qué son los rayos Alfa (α), Beta (β) y Gama (γ) así como señalar las características que los diferencian.
- 7.- Explicar en qué consistió el experimento de Rutherford sobre el núcleo atómico.
- 8.- Explicar en qué consistió el experimento de Millikan para determinar la carga de un electrón.
- 9.- Según el objetivo anterior cuál es el valor de la carga de un electrón.
- 10.- Explicar cómo fue posible que con la ayuda del espectrógrafo de masas se pudiera determinar los pesos de los átomos.
- 11.- Señalar las dimensiones de átomos y partículas subatómicas descritas en este capítulo.
- 12.- Definir los siguientes términos:

a) Elemento	e) Número atómico
b) Nucleones	f) Peso atómico
c) Número de masa	g) Peso molecular
d) Isótopo	h) Mol
- 13.- Calcular los pesos atómicos promedio de átomos a partir de datos que se le proporcionen.

Para que puedas cumplir con los objetivos, marcados anteriormente, deberás emplear el siguiente:

PROCEDIMIENTO.

- 1.- Deberás estudiar integralmente el presente capítulo.
- 2.- Observa las gráficas que aparezcan en el capítulo, para que te ayudes en la comprensión del tema y buena realización de los objetivos.
- 3.- No te quedes con dudas pregúntalas a tu maestro o al Coordinador.

PRE-REQUISITO.

Deberás entregar la siguiente autoevaluación contestada a tu maestro un día antes del examen de esta unidad para que tengas derecho a presentar, de lo contrario no tendrás derecho.

AUTOEVALUACIÓN

Contesta correctamente las siguientes preguntas:

- 1.- Escribir los 4 enunciados de la teoría atómica de Dalton.

2.- Escribe la palabra o palabras que faltan para que los siguientes enunciados sean correctos:

- a) Los rayos _____ son partículas idénticas por su masa y carga a los electrones.
- b) La radioactividad es un fenómeno en el cual hay emisión espontánea de _____
- c) Cuando luz de alta energía choca con ciertos metales como el zinc, la superficie metálica emite partículas cargadas _____
- d) Al fenómeno de la pregunta anterior se le conoce con el nombre de: _____

3.- Define los siguientes términos:

- a) Electrón, protón y neutrón: _____
- b) Efecto fotoeléctrico: _____
- c) Radioactividad: _____
- d) Nucleones: _____
- e) Partículas alfa, beta y gamma: _____
- f) Isótopo: _____
- g) Peso atómico: _____
- h) Peso molecular: _____
- i) Mol: _____
- j) Número atómico: _____
- k) Número de masa: _____
- l) Elemento: _____

CAPÍTULO III

TEORÍAS Y ESTRUCTURAS ATÓMICA.

3-1 INTRODUCCIÓN.

Desde que Demócrito años, antes de Cristo incluyó la palabra *átomo* para establecer un límite a una hipotética división de la materia, se acrecentaron los estudios sobre este tema buscando llegar a la iniciación o base de todo lo que era la materia.

3-2 LA PRIMERA TEORÍA ATÓMICA.

Fue el científico inglés, John Dalton, quien formuló la primera teoría atómica. Aunque el modelo y la teoría atómica de Dalton han sido modificados grandemente en la actualidad, no cabe duda alguna en que estos primeros enunciados sentaron las bases para las actuales teorías atómicas.

La teoría atómica de Dalton se describía básicamente en los siguientes 4 enunciados:

- 1o. Toda la materia está formada por partículas extremadamente diminutas llamadas átomos.
- 2o. Todos los átomos de cualquier elemento son semejantes entre sí, particularmente en peso, pero diferente de todos los demás elementos.
- 3o. Los cambios químicos son cambios en las combinaciones de

los átomos entre sí.

40. Los átomos permanecen indivisibles, incluso en la reacción química más violenta.

3-3 ESTRUCTURA ATÓMICA.

Para comprender la química es necesario tener en mente un concepto bastante claro de lo que es el *átomo*, conocer su estructura trata de exponer lo más claro posible cómo está constituido un átomo.

Recordarán que Dalton propuso una teoría atómica en la cual este científico mencionaba en uno de sus postulados que el átomo era la partícula más pequeña que podía ser considerada como materia; dicho en otras palabras, Dalton decía que el átomo era indivisible (que no se podía subdividir). En la actualidad, sabemos que esto no es cierto puesto que se ha comprobado que los átomos son complejas organizaciones de materia y energía. Hoy en día, los físicos y químicos han descubierto muchas partículas más pequeñas que los átomos; estas partículas subatómicas incluyen: el *protón*, el *electrón*, el *neutrón*, el *positrón*, el *neutrino* y diversos tipos de *mesones e hiperones*.

Ahora bien, sin embargo, nosotros consideramos la estructura de los átomos en relación a su comportamiento químico y limitaremos nuestra atención a tan solo tres de estas partículas subatómicas: el *electrón*, el *protón* y el *neutrón*.

3-4 DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN.

Desde mediados del siglo pasado hasta cerca de 1900, los científicos de aquel entonces estudiaban los efectos originados por el paso de una descarga eléctrica entre gases encerrados en tubos a presiones muy bajas. Estos tubos que utilizaron fueron los precursores de lo que hoy conocemos como bulbos de radio y cinescopios de televisión.

Como cualquiera de nosotros podrá observar, un bulbo cuando el

aparato está encendido, notará un resplandor entre los electrodos metálicos; esto fue lo que interesó a los científicos y éstos pensaron que dicho resplandor era causado por rayos que se originaban en el electrodo negativo (cátodo) y por ello los llamaron *rayos catódicos*; pero la naturaleza exacta de estos rayos permanecía sin aclararse totalmente, pues dichos rayos presentaban propiedades de la materia y no de simple luz, puesto que al poner en su trayectoria algún imán, éstos se desviaban. (Fig 1)

Para que se entienda mejor, exponemos el siguiente ejemplo: si nosotros entrásemos a algún cuarto oscuro con una linterna y un imán, y ya dentro encendemos la linterna no se desviará por la presencia del imán. Esto demuestra que la luz no se comporta como otras partículas de materia que pueden ser atraídas o repelidas por un imán.

Pues bien, lo que pasaba con los rayos catódicos, es que en apariencia no demuestran otra cosa, más que ser un simple haz de luz, pero sin embargo, al acercar un imán, el haz es desviado de su trayectoria rectilínea. Con esto se demostraba que los rayos catódicos presentaban propiedades de materia y no de luz.

{Hacia 1897 el físico inglés Joseph John Thomson, y después de 20 años de investigación, demostró que los rayos catódicos eran desviados de sus trayectorias tanto por campos eléctricos como magnéticos y dedujo que; a menos que estos rayos fueran chorros de pequeñas partículas cargadas eléctricamente, no deberían comportarse de esta manera. Entonces Thomson demostró que los rayos catódicos eran partículas cargadas negativamente a las que dió el nombre de *electrones*.

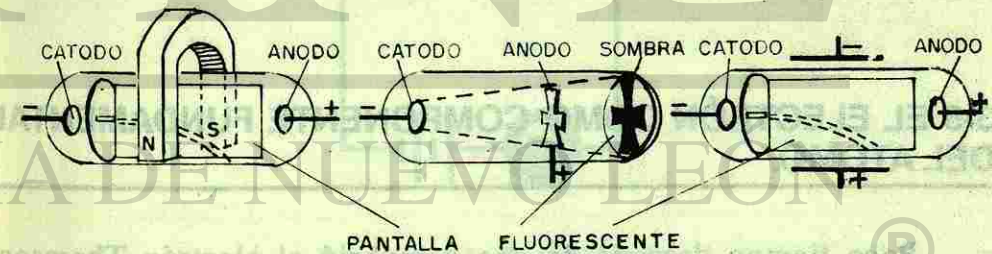


Fig. 1 Los rayos catódicos que ordinariamente se mueven en línea recta, son desviados de su trayectoria por un campo magnético y por un campo eléctrico.

En resumen, los rayos catódicos poseen las siguientes propiedades:

- a) Salen del cátodo ⁽¹⁾ y viajan en línea recta. ✓
- b) Poseen carga negativa. Se llega a esta conclusión por el hecho de que son atraídos por un electrodo positivo, además, la trayectoria de los rayos se desvía en un campo magnético de la misma forma o hacia la misma dirección que las partículas negativas.
- c) Los rayos catódicos están constituidos por partículas con una masa determinada. Esto quiere decir que a partir de la velocidad de las partículas (aproximadamente la décima parte que la de la luz) conocida su carga y su desviación por un campo magnético, de intensidad específica, se ha llegado a la conclusión de que la masa de una partícula de éstas es igual a 1/1838 de la masa del átomo más ligero conocido, o sea el del Hidrógeno.

d) A estas partículas (rayos catódicos) se les denomina electrones

(1)

electrodo. Trozo de metal generalmente de cobre, zinc o níquel y que posee las propiedades señaladas enseguida:

Anodo. Electrodo de carga positiva y que posee la capacidad de atraer partículas de carga negativa.

Cátodo. Electrodo de carga negativa y que posee la capacidad de atraer partículas de carga positiva.

3-5 EL ELECTRÓN COMO COMPONENTE FUNDAMENTAL DEL ATOMO.

Poco tiempo después de que descubrió el electrón Thomson realizó otro experimento que consistía en lo siguiente: demostró que cuando luz de alta energía (proveniente de material radioactivo) choca con ciertos metales como el zinc, la superficie metálica desprende partículas cargadas negativamente. Esto se conoce como efecto fotoeléctrico.

(Fig 2)

Thomson mismo demostró que esas partículas negativas eran idénticas a los electrones o rayos catódicos.

El hecho de que los electrones se pudieran obtener de la materia por procedimientos diferentes, era una prueba irrefutable de que los elementos eran parte de los átomos y por consecuencia, el modelo atómico propuesto por Dalton ya no se podía conservar.

Todo lo anterior y en particular lo señalado en el párrafo anterior indica que los electrones son partículas fundamentales existentes en toda la materia. No se ha hallado ninguna carga menor que la de un electrón y por comodidad, a esta carga se la ha asignado el valor de -1 (menos uno).

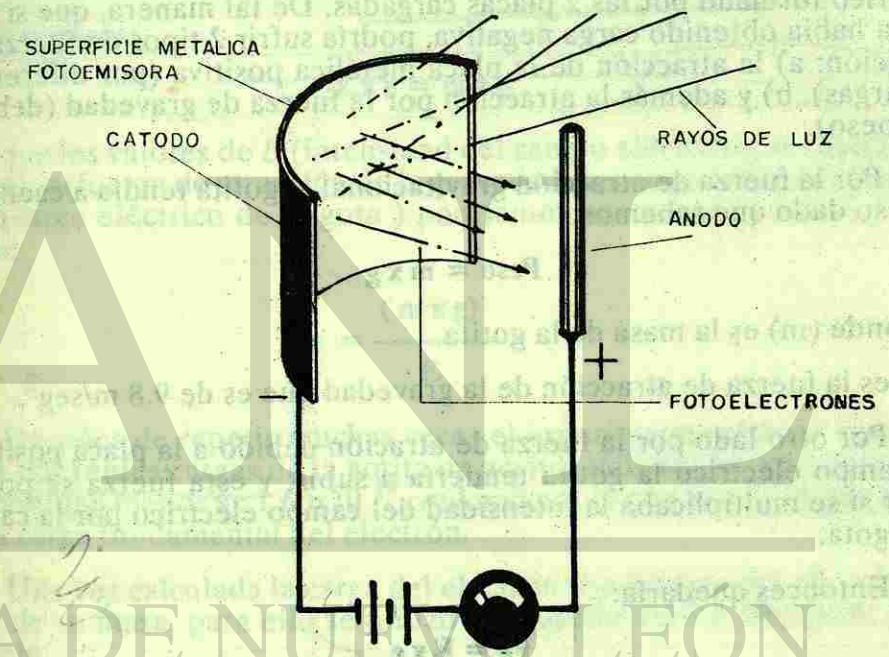


Fig. 2 Celda Fotoeléctrica.

3-6 MILLIKAN calcula la carga del electrón.

Con la intención de determinar la carga de los electrones un

científico norteamericano llamado Roberto Millikan desarrolló un ingenioso aparato hacia 1909.

El aparato diseñado por Millikan consistía en un atomizador colocado sobre 2 placas metálicas paralelas colocadas dentro de una cámara cerrada. Al atomizar aceite dentro de la cámara, las gotitas de aceite se cargan por fricción al pasar por la boquilla del atomizador. Algunas de estas gotitas pasaban por un pequeño orificio situado en la placa superior y podía así ser observadas a través de un microscopio. (Fig. 3)

Como las placas metálicas estaban cargadas por polaridades opuestas al estar conectadas a una batería, esto provocaba una reacción entre la carga que había adquirido la gotita al ser atomizada y el campo eléctrico formado por las 2 placas cargadas. De tal manera, que si una gotita había obtenido carga negativa, podría sufrir 2 tipos de fuerza de atracción: a) la atracción de la placa metálica positiva (por diferencia de cargas), b) y además la atracción por la fuerza de gravedad (debido a su peso).

Por la fuerza de atracción gravitacional la gotita tendía a caer por su peso dado que sabemos:

$$\text{Peso} = m \times g$$

en donde (m) es la masa de la gotita.

y (g) es la fuerza de atracción de la gravedad que es de 9.8 m/seg^2 .

Por otro lado por la fuerza de atracción debido a la placa positiva del campo eléctrico la gotita tendería a subir; y esta fuerza se podía medir si se multiplicaba la intensidad del campo eléctrico por la carga de la gota.

Entonces quedaría:

$$F_e = E \times e$$

F_e = Fuerza del campo eléctrico.

E = Intensidad del campo eléctrico.

e = Carga eléctrica de la gota.

Al conocer esto Millikan hizo algo realmente importante, para llegar a una conclusión en su experimento: ajustó el voltaje entre las 2 placas hasta lograr mantener una gota de aceite cargada dentro del

campo de visión del microscopio.

Al lograr este equilibrio Millikan dedujo que la fuerza eléctrica debido a la carga de la gota era igual pero de signo contrario a la fuerza de atracción debido a la gravedad sobre la gota.

La expresión algebraica de lo anterior sería como sigue:

$$F_e = \text{peso}$$

Y así

$$F_e = E \times e \quad \text{y} \quad \text{Peso} = m \times g$$

Entonces:

$$E \times e = m \times g$$

dado que los valores de E (intensidad del campo eléctrico), m (masa de la gota), g (fuerza de atracción de la gravedad) los conocimos, despejando e (carga eléctrica de la gota) podríamos encontrar su valor; y así queda:

$$e = \frac{(m \times g)}{E}$$

Después de repetir muchas veces el experimento y tomar lectura de las diferentes cargas de la gotita de aceite, Millikan nunca encontró una cantidad menor a: $1.60 \times 10^{-19} \text{ coulomb}$ por lo que concluyó que esta era la carga fundamental del electrón.

Una vez calculada la carga del electrón resultó sencillo obtener el valor de su masa, para ello se utilizó la ecuación de J.J. Thomson que estipula.

$$\frac{(\text{carga}) e}{(\text{masa}) m} = 1.76 \times 10^8 \text{ Coulomb/gramo.}$$

despejando (m) la masa obtendríamos:

$$\text{si } e = 1.60 \times 10^{-19} \text{ Coulomb:}$$

científico norteamericano llamado Roberto Millikan desarrolló un aparato hacia 1909.

$$m = \frac{1,60 \times 10^{-19} \text{ Coulomb}}{1,76 \times 10^8 \text{ Coulomb/gramo}}$$

$$m = 9.1 \times 10^{-28} \text{ gramos.}$$



Después de repetir muchas veces el experimento, Millikan concluyó que la carga eléctrica de la gota (podríamos escribir en su lugar 1.6×10^{-19} coulombios) por lo que concluyó que esta es la carga fundamental del electrón.

Una vez calculada la carga del electrón resultó sencillo obtener el momento de su masa. Para ello se utilizó la ecuación de la conservación de la energía.

$$F_e = \text{Fuerza del campo eléctrico (graves)}$$

$$= 1.7 \times 10^8 \text{ Coulomb/gramo}$$

DIRECCION GENERAL DE BIBLIOTECAS

Al conocer esto Millikan hizo algo más para asegurarse de que llegara a una conclusión en su experimento. Usó el montaje entre las placas hasta lograr mantener una gota de aceite cargada dentro de

ACTIVIDAD

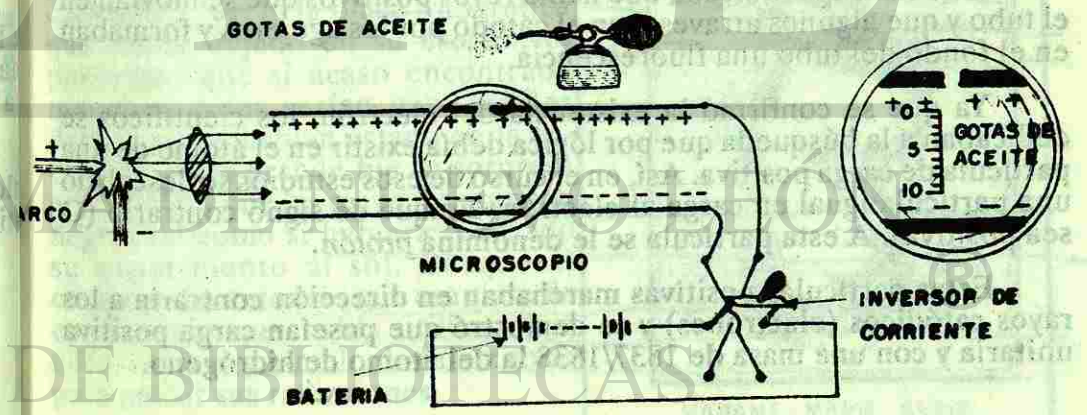
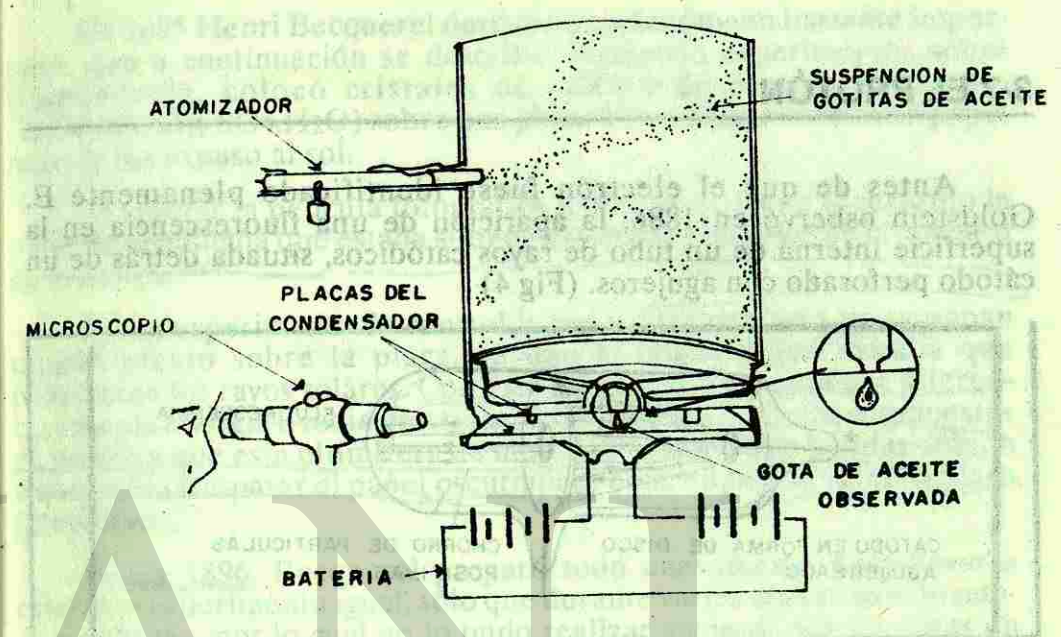


Fig 3. EXPERIMENTO DE MILLIKAN.

3-7 EL PROTÓN

Antes de que el electrón fuese identificado plenamente E. Goldstein observó en 1886, la aparición de una fluorescencia en la superficie interna de un tubo de rayos catódicos, situada detrás de un cátodo perforado con agujeros. (Fig 4)

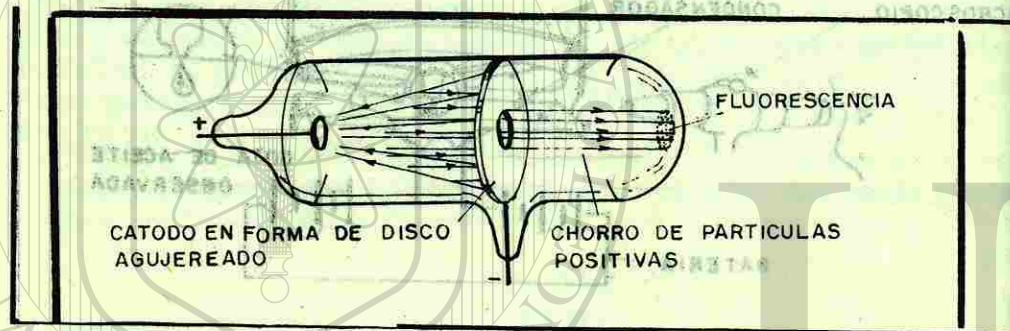


Fig. 4 Formación de rayos positivos (protones) en un tubo de descarga.

Este hallazgo indicaba que había rayos positivos que se movían en el tubo y que algunos atravesaban el cátodo por los agujeros y formaban en el fondo del tubo una fluorescencia.

Ya que se confirmó la existencia del electrón, los científicos se dedicaban a la búsqueda que por lógica debía existir en el átomo de una partícula de carga positiva. Así, en el curso de esos estudios se descubrió una partícula igual en carga al electrón, aunque de signo contrario (O sea positiva). A esta partícula se le denomina *protón*.

Estas partículas positivas marchaban en dirección contraria a los rayos catódicos (electrones) y se demostró que poseían carga positiva unitaria y con una masa de 1837/1838 la del átomo de hidrógeno.

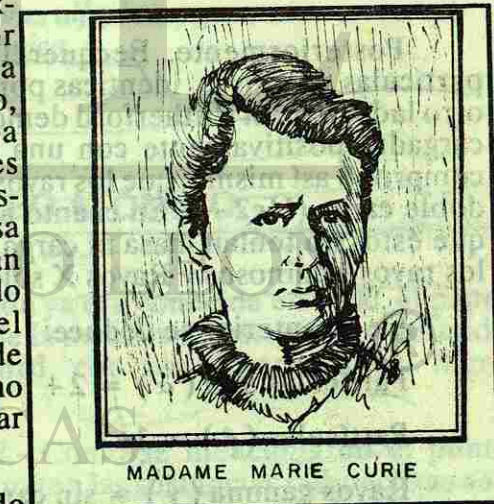
3-8 LA RADIOACTIVIDAD.

En 1895 Henri Becquerel descubrió un fenómeno bastante importante que a continuación se describe. Haciendo experimentos sobre fluorescencia, colocó cristales de sulfato de potasio y uranio ($K_2SO_4 \cdot (UO)_2 SO_4 \cdot H_2O$) sobre una placa fotográfica envuelta en papel negro y los expuso al sol.

Al revelar la película fotográfica notó que se había oscurecido la parte de la película que estaba situada directamente abajo de la muestra de cristales.

En un experimento de control, la luz, solar por sí sola no causaban ningún efecto sobre la placa, ya que el papel negro evitaba que penetraran los rayos solares. Con esto demostró que había una diferencia entre la energía o radiación solar, en la producida por los compuestos de uranio y que esta última era de mayor intensidad que la solar debido a que podía traspasar el papel oscuro para dejar su huella sobre la placa fotográfica.

Hacia 1896, Becquerel preparó todo nuevamente para llevar a cabo otro experimento igual, sólo que durante varios días estuvo lloviendo y nublado, por lo cual no lo pudo realizar y guardó sus muestras en un cajón de su escritorio. Cuando se encontraba preparando nuevos compuestos para realizar sus experimentos ya que hubo sol, por curiosidad reveló la placa fotográfica que había dejado en su escritorio, pensando que si acaso encontraba manchas, éstas serían muy débiles debido a que habían estado en la oscuridad; pero grande fue su sorpresa al encontrar que las manchas eran tan negras tal como si hubiera realizado su experimento al sol. Becquerel comprendió entonces que esa clase de compuestos que había utilizado no necesitaba el estímulo de la luz solar para emitir sus radiaciones.



MADAME MARIE CURIE

Becquerel continuó haciendo experimentos con otros minerales y encontró que algunos afectaban a la

MADAME MARIE CURIE.

placa fotográfica con mayor intensidad que la de sus primeros experimentos y encomendó a madame Marie Sklodowska Curie a que trataran de aislar el elemento que causaban dicha radiación y que encontraba en la mezcla de mineral que había utilizado.

Desde entonces al fenómeno de emisión espontánea de radiación de alta energía se le denomina radioactividad.

Como posteriormente se supo, fueron descubiertos por Madam Curie y su esposo el radio y el polonio, lo que les valió el premio Nobel.

3-9 SE DESCUBREN LOS RAYOS ALFA, BETA Y GAMMA.

Al someter las sustancias radioactiva a la acción de campo electricos se llegó a la conclusión que estas sustancias emitían 3 tipos diferentes de "rayos". Uno de estos rayos se desviaba ligeramente al lado del campo eléctrico, y recibió el nombre de *rayo alfa* (α); otro se desviaba más intensamente pero hacia el lado contrario que el anterior y se denominó *rayo beta* (β); el tercer rayo no se desviaba y se le llamó *rayo gamma* (γ). (Fig. 5)

Posteriormente, Becquerel demostró que los rayos beta eran partículas negativas, idénticas por su masa y carga a los electrones. Por otro lado, Ernest Rutherford demostró que los rayos alfa eran partículas cargadas positivamente con una masa mayor que la del hidrógeno. Comprobó así mismo, que los rayos alfa eran iones positivos de helio con doble carga (He^{2+}). En cuanto a los rayos gamma se pudo comprobar que éstos no tenían masa ni carga, o sea que eran de igual naturaleza que los rayos luminosos y Rayos X sólo que de mayor energía.

De lo anterior se deduce:

Partículas alfa (α) = $2+$

Partículas (β) = $1-$

Rayos gamma (γ) = sin carga

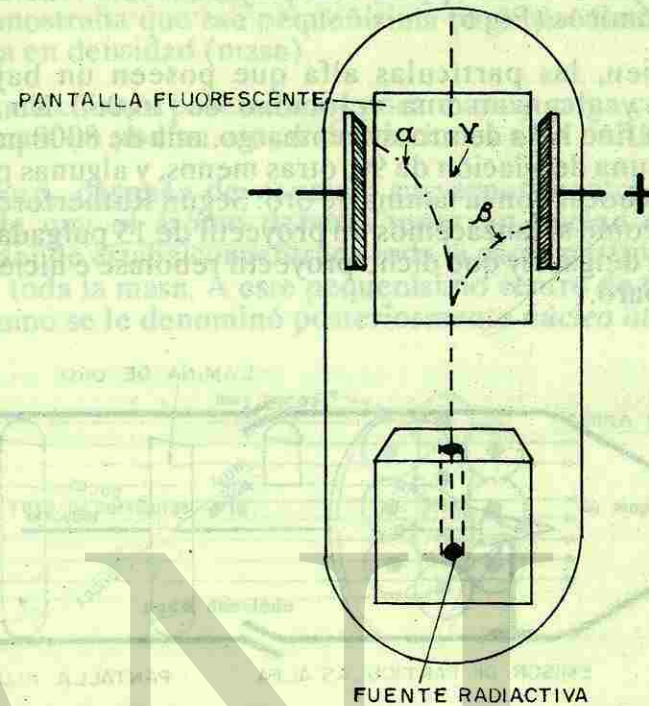


Fig.5 Comportamiento de las radiaciones alfa, beta y gamma en un campo electrónico.

3-10 SE DESCUBRE EL NUCLEO ATÓMICO.

Aunque la naturaleza del protón ya era conocida en 1900, el papel que desempeñaba en la estructura de la materia no estaba bien definido todavía, solo hasta que Rutherford, con sus experimentos, logró suministrar una pista más concreta.

El experimento de Rutherford.- Como se menciona en el punto anterior, una de las partículas que emiten las sustancias radioactivas son las alfa (α) y precisamente Rutherford estudió el paso de un haz de estas partículas a través de una lámina muy delgada de oro. Se empleó el oro como blanco porque es un metal muy maleable del cual pueden

núcleo, si recordamos la masa del electrón $1/1838$ y la masa del protón $1837/1838$ en relación a un átomo de hidrógeno, en total un átomo de nitrógeno debería pesar de 7 a 8 uma (uma significa unidades de masa atómica, esto es, unidades asignadas para la medición de pesos atómicos) al sumarse el peso de electrones y protones; pero la realidad marcaba una gran diferencia, pues un átomo de nitrógeno pesa al rededor de 14 y 15 uma.

El hecho de que la suma de electrones y protones no diera el peso total de los átomos, obligó a los científicos a buscar otra partícula en el átomo que no tuviese carga, pero cuya masa explicase el peso adicional marcado en los cálculos.

Debido a que esta partícula no tenía carga, su detección tardó considerablemente, y fue hasta 1932 en que J. Chadwick logró identificar a los neutrones.

El propio Chadwick llegó a la conclusión después de mucho estudio y experimentación de que el *neutrón* era una partícula que carecía de carga y poseía una masa de 1.0087 u.m.a., o sea aproximadamente la misma que el protón.

3-13 ESTRUCTURA DEL NÚCLEO.

Actualmente se ha demostrado que el núcleo de un átomo cualquiera está compuesto por dos partículas llamadas *protones* y *neutrones*. Los protones poseen una carga de $1+$ y una masa muy cercana a 1 u.m.a.; por su parte los neutrones no poseen carga (eléctricamente neutros) y tienen una masa también muy cercana a 1 u.m.a.

Por el hecho de encontrarse estas dos partículas en el núcleo se les ha dado en llamar *nucleones* y a la suma de ellos se les denomina *número de masa*.

Ejemplo.

El núcleo del flúor consta de 9 protones y 10 neutrones o 19 nucleones, por lo tanto el número de masa del flúor es igual a 19.

En el curso anterior se estudió la tabla periódica y recordarás que

esta relaciona la repetición de las propiedades de los elementos con su número atómico, pues bien, al continuarse el estudio de la estructura atómica se llegó a la conclusión de que en el arbitrario orden numérico de Mosley, para acomodar a los elementos de la tabla periódica, el *número atómico* corresponde o es igual al número de protones que hay en el núcleo de un átomo. Así por ejemplo, los números atómicos del hidrógeno, helio, y litio son respectivamente 1, 2 y 3 y esto corresponde exactamente al número de protones que cada uno de estos átomos contiene.

Ahora bien, si el número de protones es igual al número atómico y la suma de protones y neutrones es igual al número de masa, restando el número atómico al número de masa obtendremos el número de neutrones presentes en un determinado átomo.

Pongamos el mismo ejemplo del flúor:

Número atómico = 9 = número de protones

Número de masa = 19 = suma protones y neutrones

Número de neutrones = $19 - 9 = 10$.

En términos de una teoría atómica moderna ahora podemos definir a un *elemento como una sustancia tal que todos sus átomos poseen el mismo número atómico*.

3-14 SE DESCUBREN LOS ISÓTOPOS.

Ya se ha visto que básicamente el núcleo está formado por protones y neutrones y sabiendo apenas que la masa de éstos es sumamente cercana a un número entero, se podría decir que los *pesos atómicos* (sinónimo de número de masa) deberán ser números enteros; pues bien, pero esto no es lo que sucede ordinariamente porque muchos pesos atómicos se alejan de lo que podría ser un número entero.

Esto se debe a la presencia de *isotopos que son átomos del mismo elemento que contiene igual número de protones que los demás, pero diferente número de neutrones*.

Esto se dedujo de los experimentos de T.W. Richards y F.W. Aston quienes encontraron dos pesos atómicos diferentes para el plomo y el

neón respectivamente.

Ellos dedujeron que las diferencias en pesos atómicos de un mismo elemento era producto de un aumento de la cantidad de neutrones presentes en los átomos dado que el equilibrio entre electrones y protones permanecía inalterado en los mismos.

Posteriormente se han descubierto gran cantidad de isótopos de casi todos los elementos conocidos algunos de los cuales han sido de gran utilidad para la humanidad.

3-15 CÁLCULO DE LOS PESOS ATÓMICOS.

El espectrógrafo de masas. Con el fin de determinar si los átomos estaban constituidos tan solo de protones y electrones surgió la necesidad de poder determinar los pesos obtenidos con el peso total de los protones y electrones que se suponía que se encontraban en cada átomo. Para tratar de comparar los pesos de partículas de tamaño J. Thomson y F.W. Aston en el período que precedió a la primera guerra mundial, llevaron a cabo una serie de experimentos relativos a la desviación de chorros de partículas gaseosas cargadas, mediante fuerzas magnéticas y electrostáticas. Después de la guerra, tanto Aston en Inglaterra como otros investigadores en diversas partes del mundo perfeccionaron un aparato denominado espectrógrafo de masas con el cual lograron comparar con gran precisión los pesos de los átomos.

En la fig. 8 puede verse el diagrama esquemático de un sencillo espectrógrafo de masas. Los átomos de cierto elemento, como puede ser el cloro, son sometidos a una descarga de alta tensión en un arco voltaico. Un electrón de alta energía de la descarga puede alcanzar alguno de los electrones de un átomo de cloro y golpearle con tanta fuerza que le separa del átomo, con lo que este átomo quedará convertido en una partícula denominada ion. Un ion es una partícula cargada originada al perder electrones un átomo o grupo de átomos. El ion formado en este caso es un ion positivo de cloro Cl^+ .

Al estudiar la figura 8, imagínese que se tienen dos tipos de átomos de cloro, con lo que se originarán iones con dos masas diferentes dentro de la cámara de ionización, los cuales serán atraídos por el cátodo. Los iones que atraviesan tanto la ranura del cátodo como la segunda ranura saldrán, según un fino rayo, con velocidades constantes e iguales. A

entrar en el campo magnético los iones describirán una trayectoria curva; la trayectoria de los iones más ligeros presentarán mayor curvatura que la de los iones más pesados. Se consigue así una separación, según dos rayos distintos, separación que puede registrarse en película fotográfica.

En el caso del cloro, la película fotográfica de un espectrógrafo de masas queda ennegrecida en dos sitios. La interpretación de esto es que existen átomos de cloro de distinto peso. Los elementos que poseen varios isótopos darán un espectro de masas más complicado.

Los átomos del mismo elemento que poseen pesos distintos son denominados isótopos. Los primeros isótopos descubiertos fueron los del neón, descubrimiento llevado a cabo por Thomson y Aston en 1912-1913. A partir de entonces se han ido descubriendo isótopos de prácticamente todos los elementos. El espectrógrafo de masas ha llegado a ser un instrumento de alta precisión que puede determinar masas atómicas con un error de $1/10,000$.

Las medidas de precisión realizadas con el espectrógrafo de masas constituyen el mejor método conocido para determinar los pesos atómicos de los elementos. La unidad de peso atómico se ha establecido recientemente (1961) a partir del isótopo más corriente del carbono. El peso de este isótopo se define arbitrariamente como de 12 unidades de peso atómico, y todos los demás átomos son comparados con él.

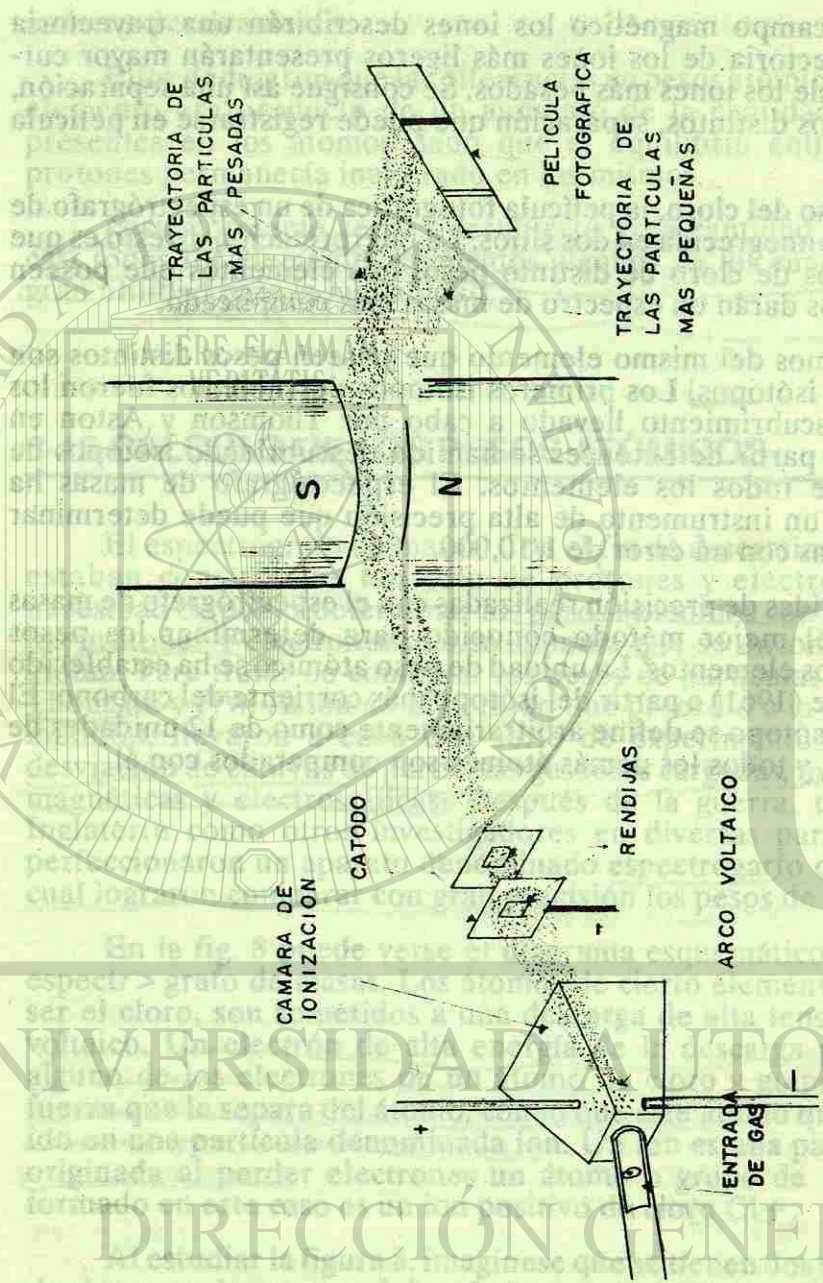


Fig. 8 DIAGRAMA ESQUEMATICO DE UN ESPECTROGRAFO DE MASAS.

Hoy sabemos que los elementos en realidad son una mezcla de isótopos debido a lo cual el peso atómico de muchos de estos elementos se presenta mediante una cifra fraccionada; pongamos el ejemplo del cloro al cual se le atribuyen peso atómico relativo de 35.47 u.m.a., esto representa el peso promedio de los pesos atómicos relativos de sus dos isótopos estables, en donde uno tiene un peso cercano de 35 u.m.a. y el otro de 37 u.m.a.

Para que esto quede más claro, hagamos los cálculos del peso atómico del cloro:

En 10,000 átomos de cloro el 75.53% de éstos tienen un peso atómico de 34.98 y el restante 24.47% de 36.98% o sea que de 10,000 átomos de cloro:

No. de átomos	Peso atómico
7553	34.98
2447	36.98

Para obtener el peso de los átomos, multiplicamos cantidad de átomos con su peso relativo.

$$7553 \times 34.98 = 26.42 \times 10^4$$

$$2447 \times 36.98 = 9.049 \times 10^4$$

entonces el peso total de la muestra de átomos es:

$$\begin{array}{r} 26.42 \times 10^4 \\ 9.049 \times 10^4 \\ \hline 35.469 \times 10^4 \end{array}$$

Y el promedio en peso será : 35.469×10^4 sea que si 10,000 átomos pesan 35.469×10^4 uno solo ¿Cuánto pesará? (regla de 3 simple).

$$\frac{10,000 - 35.469 \times 10^4}{1 - x} = 10,000 = 10^4$$

$$\frac{35.469 \times 10^4 \times 1}{10^4} = 35.469$$

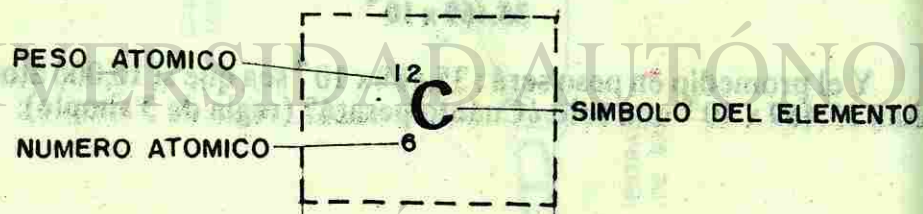
Entonces, un átomo de cloro en promedio pesará:

35.469 ó 35.47 u.m.a.

3-16 REDEFINICIÓN DE TÉRMINOS

Dado el caso de la existencia de isótopos, los químicos pensaron en definir nuevamente los términos: peso atómico, peso molecular y molécula por el hecho de que estos términos basaban sus definiciones en el oxígeno ($^{16}_8\text{O}$) y se había encontrado dos isótopos estables de este elemento ($^{17}_8\text{O}$ y $^{18}_8\text{O}$) y esto significaba problemas cuando se realizaban trabajos cuantitativos de gran exactitud.

Después de largas discusiones en 1961 se acordó un nuevo patrón universal y único para las definiciones de los términos ya señalados. Estas nuevas definiciones se basan en el isótopo $^{12}_6\text{C}$ del carbono.



Peso atómico.- Se define como el peso de uno de los átomos del elemento en cuestión, en relación con el peso de un átomo de $^{12}_6\text{C}$ cuyo peso es por convención igual a 12.00 u.m.a.

Peso molecular.- Se define como el peso de una molécula del

compuesto en cuestión, en relación con el peso de un átomo de $^{12}_6\text{C}$ cuyo peso es por convención igual a 12.00 u.m.a.

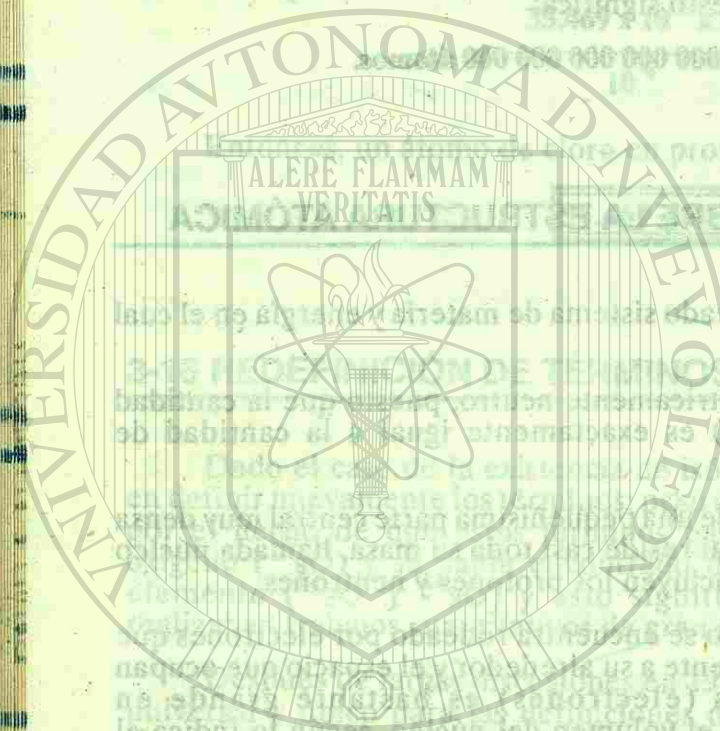
Mol.- Se define como el número de átomos que está contenido en exactamente doce gramos de $^{12}_6\text{C}$ puro (experimentalmente esto representa 6.023×10^{23} átomos, esto significa:

602 300 000 000 000 000 000 000 átomos.

3-17 CONCLUSIÓN SOBRE LA ESTRUCTURA ATÓMICA

El átomo es un complicado sistema de materia y energía en el cual se sabe:

- 10.- El átomo es eléctricamente neutro, puesto que la cantidad de electrones (-) es exactamente igual a la cantidad de protones (+).
- 20.- El átomo consta de una pequeñísima parte central muy densa (pesada) en la cual reside casi toda su masa, llamada núcleo y que en ella se incluyen los protones y neutrones.
- 30.- El núcleo atómico se encuentra rodeado por electrones que giran constantemente a su alrededor y el espacio que ocupan estas partículas (electrones) es bastante grande en comparación con el volumen del núcleo, según lo indica el punto.
- 40.- El número atómico es el número de protones presentes en los átomos.
- 50.- El número de masa es igual a la suma de protones y neutrones.
- 60.- Los isótopos de un elemento difieren uno de los otros sólo en el número de neutrones que posee su núcleo.
- 70.- En la actualidad, no se dispone de un modelo físico preciso que describa al átomo, aún cuando se avanza a grandes pasos hacia una descripción matemática del átomo.



UNIDAD IV

TEORÍAS: ONDULATORIA CUÁNTICA Y NÚMEROS CUÁNTICOS.

No siempre es tan práctico como interesante seguir el desarrollo histórico de la química. Por el hecho de que se han llevado a cabo muchos estudios simultáneamente, resulta con frecuencia encontrar a la química como a otras ciencias, muy complicada y confusa.

Sin embargo, si recordamos el átomo de Dalton que supuestamente era simple e indestructible y lo vemos ahora, después de muchos años de investigación concluimos en que no tiene nada de simple, sino todo lo contrario, es muy complejo; tiene muchas partes elementales. En efecto, se han descubierto o postulado unas 30 partículas subatómicas, de las cuales tres más importantes son: el protón, el neutrón y el electrón.

En el comportamiento químico de los elementos depende según ganen, pierdan o compartan electrones en la formación de un enlace químico. Por lo tanto, las propiedades químicas de los elementos depende de las estructuras electrónicas que tengan propiedades químicas semejantes.

OBJETIVOS.

- 1.- Explicar las características de la Teoría Ondulatoria de la luz.
- 2.- Con tus propias palabras explica las características de la Teoría Cuántica.
- 3.- Explica qué son las líneas espectrales y qué utilidad brindan en el laboratorio de la investigación.

- 4.- Explicar a qué le llamamos energía cuantizada.
- 5.- Definir los conceptos o términos que aparecen al final de esta unidad.
- 6.- Mencionar con tus propias palabras qué nos indica la ecuación de onda Schrodinger.
- 7.- Definir a qué llamamos números cuánticos, así como también describir sus valores respectivos.
- 8.- Enunciar el principio de exclusión de Pauli.
- 9.- Explicar el modelo atómico de Bohr.

Para que puedas cumplir con los objetivos anteriormente marcados, deberás usar el siguiente:

PROCEDIMIENTO.

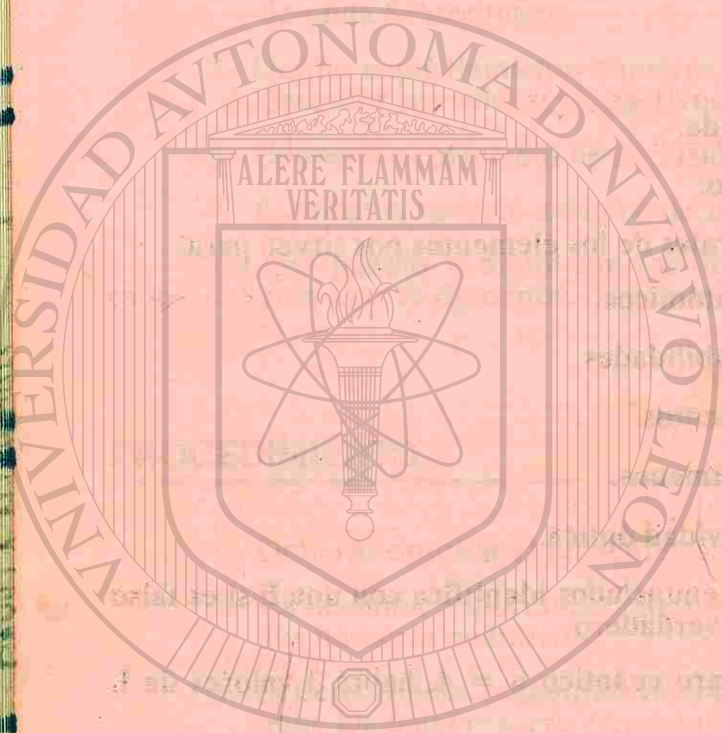
- 1.- Deberás estudiar el presente capítulo IV.
- 2.- Es de suma importancia que memorices bien los valores de los números cuánticos.
- 3.- Si tienes dudas pregunta a tu maestro; pero no te quedes con ella. De igual manera comenta y discute con tus compañeros el contenido de la unidad para que refuerces tus conocimientos.
- 4.- Deberás entregar la siguiente autoevaluación resuelta como requisito para presentar el examen a la presente unidad.

AUTOEVALUACIÓN.

- 1.- Representa una propiedad de la teoría ondulatoria de la luz.
 - 0) Masa
 - 1) Peso.
 - 2) Longitud de Onda.
 - 3) Número atómico.
- 2.- Las líneas espectrales de los elementos nos sirven para:
 - 0) Calcular pesos atómicos.
 - 1) Determinar solubilidades.
 - 2) Identificar elementos.
 - 3) Determinar volúmenes.
 - 4) Determinar actividad óptica.
- 3.- De los siguientes enunciados identifica con una F si es falso y con una V si es verdadero
 - a) Cuando el número cuántico $n = 4$, habrá 3 valores de l .
 - b) Para cualquier nivel n , $l = (n - 1)$.

LISTA DE CONCEPTOS Y TÉRMINOS.

- 1.- Dualidad de materia.
- 2.- Principio de incertidumbre.
- 3.- Estados o niveles de energía.
- 4.- Dalton cuántico.
- 5.- Átomo excitado.
- 6.- Principio de exclusión de Pauli.



CAPÍTULO IV

TEORÍAS ONDULATORIA, CUÁNTICA Y NÚMEROS CUÁNTICOS.

INTRODUCCIÓN.

La teoría moderna sobre la naturaleza del átomo es una teoría matemática. Como la teoría está basada en un modelo matemático del átomo y no en uno físico, no es posible proporcionar un modelo físico del átomo que sea rigurosamente correcto. A pesar de ello, los químicos han encontrado que es muy útil emplear modelos físicos de los átomos, teniendo siempre en cuenta que estos modelos no son exactos en todos sus detalles. La teoría atómica moderna es uno de los más grandes triunfos de la mente humana, debemos considerarla una de las grandes conquistas de la cultura humana y como un gran principio unificador de la química.

4-1 MODELO ONDULATORIO DE LA LUZ.

Sir Isaac Newton, fue quien descubrió un fenómeno hasta ahora muy conocido, el de la refracción de la luz solar. La luz se desvía de su dirección original cuando pasa del aire a otro medio, como por ejemplo un cristal. Los rayos solares se dispersan en una banda continua de colores conocida con el nombre de espectro, al pasar a través de un prisma. (Ver figura 1).

Más tarde se logró el conocimiento de que la luz blanca podía descomponerse por otros medios. Cuando se hace pasar luz a través de

José María
57

un material transparente en el que previamente se han rayado miles de líneas paralelas muy cercanas entre sí, se observa el espectro visible. Este fenómeno se conoce como *difracción* y el dispositivo causante se llama *red o rejilla de difracción*.

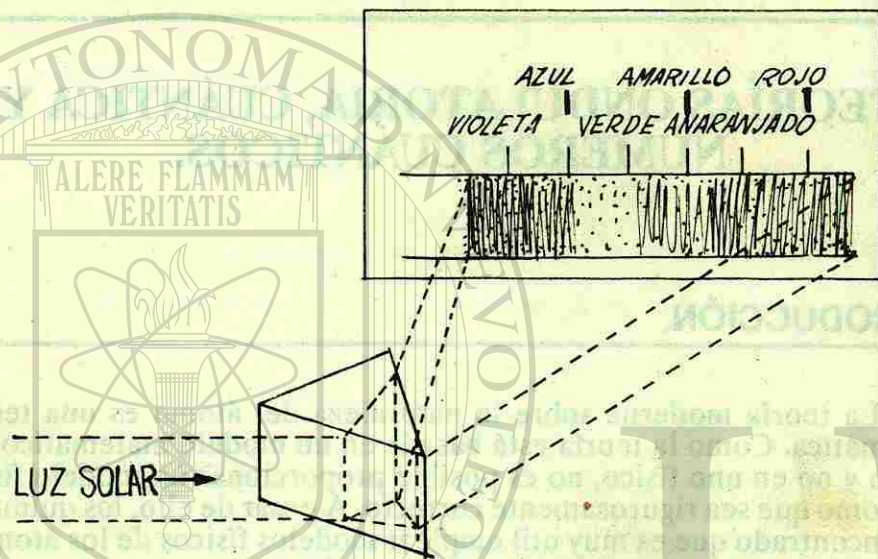


Fig. 1 Refracción de la luz solar.

La refracción, y la difracción y otros muchos fenómenos ópticos requerían explicaciones teóricas. De tal manera que a finales del siglo XIX, los físicos utilizaron adecuadamente, como base de sus explicaciones una teoría ondulatoria de la luz. También se descubrió que la luz visible es tan sólo una pequeña parte de un vasto espectro continuo de una radiación similar.

Este espectro de radiaciones se extiende desde los rayos gamma de alta energía y los rayos X, por un extremo, hasta las ondas de radio de baja energía por el otro. James Clerk Maxwell, físico escocés, propuso una teoría en 1873 considerando que electricidad, luz y magnetismo estaban relacionados. Este modelo clásico de la energía radiante sostiene que dicha energía es producida siempre que una carga eléctrica oscila o es acelerada. El movimiento aparente de la carga es una perturbación caracterizada por la presencia de ondas eléctricas y magnéticas. Esta perturbación se llama *onda electromagnética*. Veamos ahora las propiedades fundamentales del modelo de onda para la luz

visible y para todas las radiaciones electromagnéticas.

La teoría ondulatoria representa la radiación electromagnética como una onda continua que está siendo generada por algún sistema en vibración (Ver figura 2). Dos propiedades de la onda en movimiento son su *velocidad y longitud de onda*. Experimentalmente, la velocidad, C , de todas las radiaciones electromagnéticas es la misma: 3×10^8 metros por segundo en el vacío.

La longitud de onda se indica por la letra griega Lambda. Se ha encontrado que depende de las propiedades vibratorias del sistema que la genera (figura 3). Aplicando la teoría ondulatoria de la luz a las cuidadosas mediciones que implican la difracción de la luz de diferentes colores, es posible calcular la longitud de onda de estos colores.

Las longitudes de onda de las radiaciones visibles son muy cortas, siendo del orden de 10^{-5} cm. La luz que para el ojo es violeta, tiene una longitud de onda de aproximadamente 4×10^{-5} cm. La de la luz roja es aproximadamente 7×10^{-5} cm. En relación a esto, es conveniente definir la unidad de longitud llamada *unidad angstrom*. Una unidad angstrom, 1A , es exactamente igual a 1×10^{-8} cm. Así, la luz azul y roja tienen longitudes de onda alrededor de 4,000 A y 7,000 A, respectivamente.

La observación detenida de la figura 3 nos lleva a otra propiedad fundamental de las ondas electromagnéticas. Si estuviéramos colocados en un punto equidistante de cada generador de ondas y contáramos el número de ondas que pasa por ese punto cada segundo, ¿qué observaríamos? como las dos ondas están viajando a la misma velocidad, c , pasarían más ondas por segundo de las de menor λ . El número de ondas que pasa por un punto determinado, por segundo, se llama *frecuencia* de la radiación electromagnética y su símbolo es la letra griega minúscula nu, ν . Esta frecuencia depende de la (frecuencia de) oscilación del sistema vibratorio que genera la radiación.



Fig. 2 La teoría ondulatoria de la radiación electromagnética se deriva en base a propiedades de las ondas de agua.

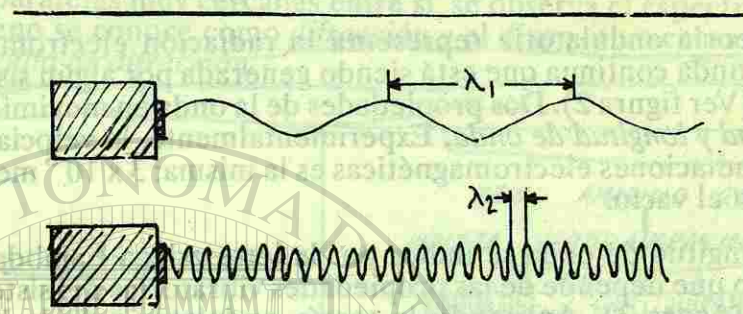


Fig. 3 La longitud de una radiación electromagnética depende del sistema electromagnético que lo genera.

Observamos la relación que existe entre la longitud de onda λ y la frecuencia ν , de cualquier radiación electromagnética es que son inversamente proporcionales entre si.

$$\lambda \propto \frac{1}{\nu} \quad \text{ó} \quad \nu \propto \frac{1}{\lambda}$$

$$\lambda \nu = \text{constante}$$

Como λ tiene la unidad de cm/onda y ν tiene las unidades de onda/seg, la constante en esta última relación tendrá las unidades de velocidad:

$$\lambda \nu = \text{constante}$$

$$\left(\frac{\text{cm}}{\text{onda}}\right)\left(\frac{\text{onda}}{\text{seg}}\right) = \frac{\text{cm}}{\text{seg}}$$

Tratándose de radiaciones electromagnéticas que se propagan con velocidad c , esta importante relación se expresa así:

$$\lambda \nu = c$$

La teoría ondulatoria clásica de la radiación electromagnética, todavía nos ayuda a comprender una multitud de fenómenos que implican radiación electromagnética. Sin embargo, una segunda teoría

inició una nueva era científica.

4-2 LA TEORÍA CUÁNTICA.

A fines del siglo XIX la física y la química experimentaron un rápido desarrollo como ciencia, de tal suerte que los antiguos conceptos y modelos teóricos necesitaban urgentemente una revisión para poder explicar muchos de los nuevos conocimientos. Fue con esta época cuando se derrivó el sencillo modelo daltoniano del átomo. También fue el periodo en que el modelo ondulatorio de la radiación electromagnética fue incapaz de explicar importantes hechos experimentales, y los físicos buscaron un nuevo modelo.

Probablemente se podrá explicar con mayor sencillez la necesidad de un nuevo modelo de la radiación si examinamos el efecto fotoeléctrico. Dicho fenómeno fue punto de estudio cuidadoso durante las tres décadas siguientes.

J.J. Thompson demostró que eran electrones lo que expulsaban ciertas superficies metálicas cuando la luz incidía sobre ellas. Otros investigadores estudiaron la clase de luz que se necesitaba para la expulsión de los fotoelectrones. Pronto se hizo evidente que, sólo luz de una determinada frecuencia mínima (o longitud de onda) originaba el efecto fotoeléctrico, el modelo ondulatorio de este hecho. Sólo luz de una determinada energía mínima podía expulsar electrones de una superficie particular. De alguna manera, la energía de la radiación electromagnética debía relacionarse con las propiedades fundamentales de longitud de onda y frecuencia. A no ser que la luz tenga una energía por lo menos equivalente a λ , no habrá expulsión de electrones. La luz que posee esta energía causa la emisión de electrones, cuya energía aumenta según aumente la de la luz.

En el año 1901, un físico alemán llamado Max Planck propuso una teoría nueva que revolucionaría la de la radiación electromagnética. Planck rompió con la teoría generada por un sistema vibratorio no era de naturaleza continua, sino más bien, *discontinua*. Así, la energía es absorbida en cantidades discretas o *cuantos*. Además, la cantidad de energía acarreada por un cuanto es proporcional a la frecuencia de la vibración, del sistema generador de energía:

$$E \propto \nu$$

Y así llegó a la relación básica:

$$E = h\nu$$

en donde h es la constante de Planck y tiene el valor de 1.5836×10^{-16} Kcal seg, cuando E son kilocalorías.

La teoría cuántica de la radiación de Planck no tan sólo proporcionó un modelo teórico para las observaciones experimentales que originaron su desarrollo, sino que pronto llegó a ser el cimiento del que desde entonces se han basado muchos de los avances teóricos de la química y de la física. Por ejemplo, en 1905, Einstein aplicó la teoría cuántica al efecto fotoeléctrico y así pudo dar una total y detallada explicación teórica de estas observaciones experimentales que se habían resistido a una interpretación con el modelo ondulatorio. Existen, entonces, dos modelos para la naturaleza de las radiaciones electromagnéticas: *el modelo ondulatorio continuo de la física clásica* y *el modelo atómico de Planck de la teoría cuántica*. Estos modelos no son incompatibles, se complementan mutuamente. Volvamos ahora, campo en el que su aplicación complementaria ha dado buenos resultados:

4-3 LÍNEAS ESPECTRALES.

Hoy en la actualidad existen instrumentos en los que se puede estudiar cuantitativamente la refracción o difracción de la luz. Dichos instrumentos se le conoce con el nombre de *espectroscopio* y a ese campo de estudio se le ha denominado *espectroscopia*.

Por medio de la espectroscopia se ha llegado a muchos hechos importantes. Por ejemplo, el espectro de emisión de un elemento excitado no era una banda continua de luz desde el rojo al violeta, como la del sol, sino que consistía en una serie de rayos o líneas separadas. Además, no podría haber dos elementos que tuvieran espectros idénticos, por lo que las líneas espectrales podían ser consideradas como *las huellas dactilares* de los elementos.

Esta característica de los elementos se utiliza para descubrir

medir la naturaleza y cantidad de elementos que hay en una muestra. Se obtiene el espectro total de la muestra y, por las posiciones de las líneas observadas, los químicos pueden identificar fácilmente un determinado elemento. La medida de la intensidad de las líneas espectrales indica la cantidad existente de un elemento en especial.

4-4 IMPLICACIÓN DE LAS LÍNEAS ESPECTRALES.

Consideremos el hecho de que la luz emitida por un elemento rico en energía de una serie de líneas en el espectro del elemento y por lo tanto, cada línea corresponde a una determinada longitud de onda o frecuencia. De acuerdo con la teoría cuántica de la radiación, una longitud de onda o frecuencia fija corresponderá a una determinada energía. Por lo tanto, los espectros de línea de los elementos deben significar que los átomos están emitiendo *cantidades fijas de energía*. Así, cuando los átomos son excitados o se les añade energía adicional en forma de radiación lumínica. Los átomos de elementos diferentes emiten ciertas cantidades fijas de energía que son características de estos elementos. Decimos que la energía irradiada por los átomos excitados está "*cuantizada*". Pero es muy importante darnos cuenta de que los espectros de líneas son prueba de que un átomo no emite paquetes de energía de cualquier tamaño.

4-5 DUALIDAD DE LA MATERIA.

Un físico Francés Louis De Broglie sugirió que la dualidad de la luz no es única. Recordará que después del desubrimiento del efecto fotoeléctrico fue necesario explicar el comportamiento de la luz como si fuera de naturaleza ondulatoria a la vez que corpuscular (cuanto). De Broglie, en sus estudios teóricos sobre la estructura atómica concluyó que el dualismo puede ser un principio general, fue capaz de demostrar que cualquier partícula material se podría tratar como si fuera de naturaleza ondulatoria. Le fue difícil convencer a sus profesores que le permitieran publicar su idea tan revolucionaria.

La hipótesis de Broglie fue apoyada por hechos experimentales, al

demostrarse que un haz de electrones podría ser difractado haciéndolo pasar a través de un sólido cristalino de la misma manera que un haz de luz es difractado por una celdilla. Recientemente el postulado de De Broglie sobre la naturaleza ondulatoria de la materia recibió una confirmación adicional cuando se difractaron haces de neutrones al atravesar cristales. El fenómeno de la difracción se explica mejor si nosotros valemos de un modelo ondulatorio y así, se dispuso de una teoría que explicará el comportamiento de las partículas.

Aunque aparentemente la hipótesis de De Broglie sobre la naturaleza dual de la materia es válida para todo, no tiene importancia para objetos mucho mayores que átomos y moléculas. La hipótesis de De Broglie constituye uno de los tres pilares en que descansa la teoría atómica moderna. Ya nos hemos encontrado con otro de los conceptos fundamentales de la teoría atómica moderna: el concepto de los estados estacionarios de la energía electrónica, propuesto por Bohr. Estudiaremos el tercer concepto fundamental que refuerza la teoría atómica moderna.

4-6 PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE. *Falle*

Si queremos llevar a cabo una medición se necesitaría una vara para medir, comparable en tamaño con el objeto que se desea medir, puesto que los átomos tienen un tamaño aproximado de 10^{-8} centímetros, necesitaremos una vara del mismo tamaño; puede usarse ondas de radiación electromagnéticas pertenecientes a las regiones ultravioletas y rayos X del espectro, que corresponden a una radiación de alta frecuencia y alta energía. Cuando estas radiaciones de alta energía se usan en la medición de sistemas atómicos, interaccionan vigorosamente con estos sistemas. Cuando un fotón de alta energía choca con algún electrón en movimiento de un átomo la energía del electrón se altera. Inevitablemente, un principio fundamental básico de la teoría atómica moderna refleja la inherente incertidumbre que hay en las mediciones de sistemas atómicos. Este principio fue enunciado en 1926 por el físico alemán Werner Heisenberg, que lo expresó así:

Es imposible conocer, simultáneamente, con exactitud perfecta los dos factores importantes que gobiernan el movimiento de un electrón, su *posición y velocidad*. Si determinamos experimentalmente su posición exacta en cierto momento, su movimiento es perturbado en

tal grado por el mismo experimento que no será posible encontrarlo. Inversamente, al medir su velocidad con exactitud, la imagen de posición del electrón queda completamente borrosa.

El principio de incertidumbre de Heisenberg puede derivarse matemáticamente partiendo de la teoría cuántica, aunque su importancia, para nosotros es cuantitativa, reconocemos, por ejemplo, que si no podemos medir exactamente el ancho de esta página con aproximación del orden de 10^{-8} cm. realmente es algo que no importa. Sin embargo, si la incertidumbre en la medición de la posición de un electrón en un átomo es 10^{-8} cm., entonces existe un problema serio, ya que un átomo tiene tan sólo una extensión de aproximadamente 10^{-8} cm. Con una incertidumbre tan grande que es imposible establecer la posición del electrón de un átomo en un momento determinado.

4-7 NIELS BOHR Y SU TEORÍA ATÓMICA.

Niels Bohr describió el átomo como constituido por un núcleo central pequeño y cargado positivamente con los electrones moviéndose alrededor del núcleo en órbitas circulares definidas. De acuerdo con este modelo, el átomo de hidrógeno consistiría en un núcleo con una carga $1+$ (el hidrógeno tiene número atómico 1) alrededor del cual un electrón recorre una trayectoria circular (o elíptica) y siempre está a una distancia fija del núcleo. Debido a su movimiento y posición, el electrón posee energía. La distancia entre el electrón y el núcleo depende de la energía del electrón. Sin embargo, Bohr supuso en su teoría que el electrón sólo podía encontrarse a distancias específicas del núcleo, en órbitas específicas; en otras palabras, supuso que la energía del electrón estaba *cuantizada* en el sentido de que sólo podría tomar ciertas posiciones o valores permitidos. La idea de la energía cuantizada es nueva para nosotros. Para concebir más claramente esta idea, supongamos que un alumno sube por una escalera, y sólo puede tomar posiciones "*cuantizadas*" conforme sube (ver figura 4) de tal manera que no puede permanecer en cualquier posición entre los peldaños de la escalera. Suponiendo que todos los peldaños tengan igual distancia entre sí, conforme sube la escalera, su energía (energía potencial con respecto al piso) tiene cierto valor (primer peldaño) y aumenta en algún múltiplo entero de ese valor (2do. peldaño, 3er. peldaño, etc.)

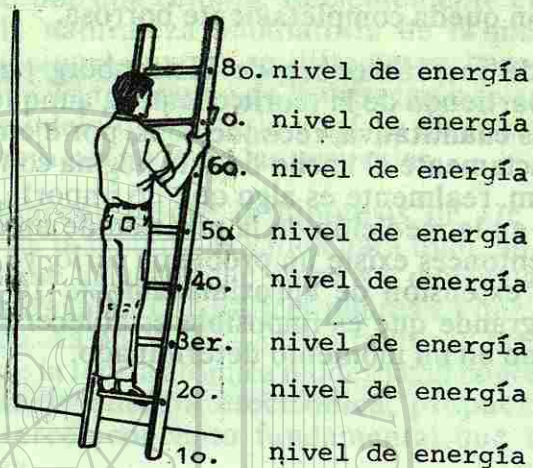


Fig. 4 La persona que está en la escalera sólo adquirirá energías potenciales específicas, dependiendo del peldaño en que se encuentre. Debido a que sólo puede ocupar ciertos niveles de energía, su energía está "cuantizada".

En el átomo de hidrógeno según el modelo de Bohr, tendrá un electrón localizado en una órbita que depende de la energía de electrón. Las posiciones cuantizadas posibles del electrón se llaman estados de energías o niveles de energía del electrón (ver figura 5) en los átomos normales de hidrógeno, los electrones toman el nivel más bajo de energía cuantizada permisible. Los átomos en los cuales los electrones se encuentran en los estados de energía más bajos posible reciben el nombre de átomos en el estado fundamental, utilizando el modelo del átomo de Bohr, podríamos describir qué sucede cuando un electrón de un átomo de hidrógeno en el estado fundamental recibe energía de una fuente externa.

Si el electrón llegara a obtener determinada cantidad de energía puede saltar del nivel más bajo de energía hacia otro nivel de energía superior. A este paso se le denomina salto cuántico (ver figura 6). Cuando un electrón salta a un nivel de energía superior se dice que se excita, y a un átomo con tales electrones se le llama átomo excitado. Cuando un átomo recibe demasiada energía, los electrones se excitan mucho e incluso puede llegar a que un electrón o varios se desprenda del átomo dejando así al átomo con carga positiva (iones) de donde deducimos que los iones positivos se pueden formar por la pérdida de

electrones de un átomo determinado. Una característica de los átomos excitados es que son inestables, o sea, puede el electrón regresar a su estado original, o hacia los niveles de energía más bajos y por último a su estado fundamental. A medida que el electrón cae hacia los estados de energía más bajos, desprende el exceso de energía que poseía. Esto es parecido a lo que sucede cuando el alumno baja la escalera hasta el piso (estado fundamental). Liberando así la energía potencial que almacenó en forma de energía cinética (energía de movimiento). Esta energía que es liberada por los electrones al caer hacia los estados de energía más bajos en los átomos, por lo general se manifiesta en forma de energía radiante o de luz.

Modelo de Bohr del átomo de hidrógeno. Un electrón está en órbita circular alrededor del núcleo positivo. Fig 5 Fig 6.

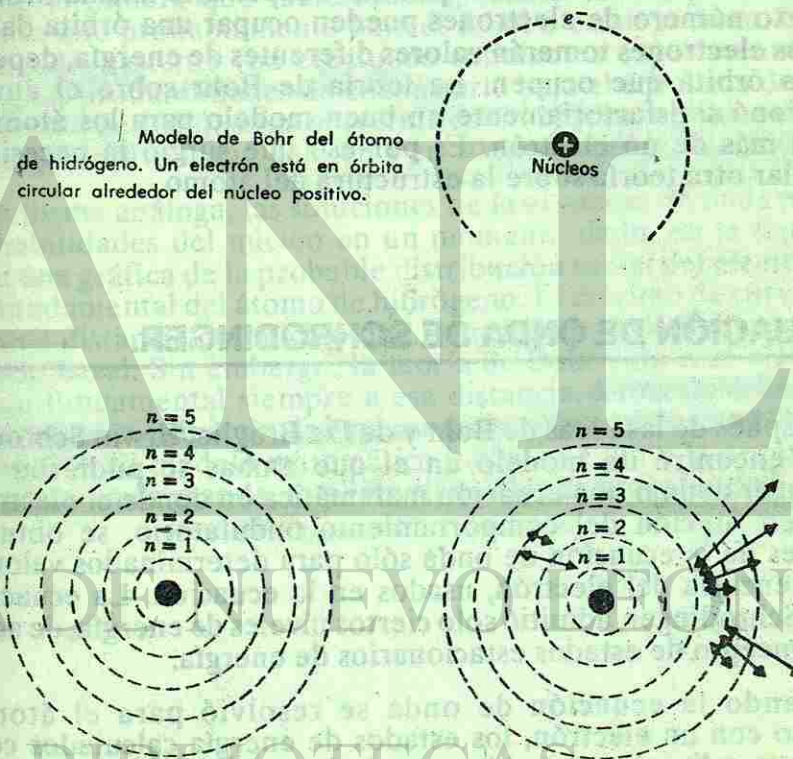


Fig. 7

Los niveles de energía en el átomo de Bohr están indicados como valores posibles de n . En la figura se muestran cinco niveles de energía. Un electrón puede efectuar un salto cuántico de un nivel menor energía hacia cualquier otro superior. Un electrón excitado puede caer de un nivel más alto hacia otro más bajo. Los saltos cuánticos posibles relacionados con los cinco primeros niveles de energía indicados mediante flechas.

Hasta ahora se ha visto el átomo de hidrógeno bajo el concepto del modelo de Bohr. Es verdad que el modelo del átomo de Bohr no da una imagen del átomo de hidrógeno. ¿Será igual esto para con aquellos átomos que poseen más de un electrón?. Imaginémosnos un átomo con más de un electrón con su núcleo con los electrones distribuidos en varias órbitas. Pero nos encontramos con un problema, a saber, de que todos los electrones no pueden ocupar una misma órbita. Tan sólo cierto número de electrones pueden ocupar una órbita dada, por lo que los electrones tomarán valores diferentes de energía, dependiendo de la órbita que ocupen. La teoría de Bohr sobre el átomo no proporcionó satisfactoriamente un buen modelo para los átomos que tuvieran más de un electrón. Es por eso que surgió la necesidad de desarrollar otra teoría sobre la estructura del átomo.

4-8 ECUACIÓN DE ONDA DE SCHRODINGER.

Después de las ideas de Bohr y de De Broglie, Erwin Schrodinger buscó y encontró un modelo en el que ambas se pudieron aunar. Schrodinger dedujo una ecuación matemática en donde el electrón es tratado en función del comportamiento ondulatorio, se obtuvieron soluciones de la ecuación de onda sólo para determinados valores del término energía del electrón, usados en la ecuación. La ecuación de onda de Schrodinger, admitió solo ciertos niveles de energía, de acuerdo con el concepto de estados estacionarios de energía.

Cuando la ecuación de onda se resolvió para el átomo de hidrógeno con un electrón, los estados de energía calculados concordaron extraordinariamente bien con los niveles de energía espectrales observados. El entusiasmo de los científicos fue enorme al enterarse de que podían ser calculados los niveles de energía de los átomos a partir de las ecuaciones de ondas.

El uso de la ecuación de onda como modelo atómico no sólo conduce a valores para los estados estacionarios de energía electrónica, sino que también proporciona datos con respecto a la posición en el espacio de electrones en esos estados. Sin embargo, este modelo mecánico cuántico no describe con exactitud la posición del electrón, como lo hace el modelo de Bohr. Pero en cambio, nos da una descripción que está de acuerdo con el principio de incertidumbre. No es posible decir exactamente dónde está el electrón de un átomo en un tiempo dado, pero la ecuación de onda puede determinar la probabilidad de encontrar un electrón en cierto punto para un tiempo dado.

Suponga que tiene a su perro favorito en el jardín de su casa, habrá lugares que le gusten más al perro; en las tardes calurosas, será la perrera o la sombra de un árbol. si se le preguntara a la 1:00 P.M. del 15 de julio, dónde está su perro, seguramente respondería "en el jardín", pero si se le pidiera que fuera más específico con respecto al lugar, contestaría que probablemente bajo el árbol o en su perrera. Quizá lo ha observado bastante (ha efectuado suficientes experimentos) para decir que las probabilidades de encontrarlo bajo el árbol son de 4 en 10 (probabilidad de 40%); en su perrera, de 5 en 10 (probabilidad de 50%); y, en cualquier otro lugar, sólo en 1 en 10 (probabilidad de 10%).

En forma análoga, las soluciones de la ecuación de onda predicen las probabilidades del núcleo en un momento dado, en la figura 7 se muestra una gráfica de la probable distribución radial del electrón en el estado fundamental del átomo de hidrógeno. El máximo de curva ocurre a la misma distancia del núcleo que Bohr había predicho para el radio del estado basal. Sin embargo, la teoría de Bohr coloca el electrón en su estado fundamental siempre a esa distancia. El modelo del átomo, según la teoría mecánica cuántica, conduce a esto solo como la distancia más probable. El modelo matemático indica que tanto la distancia más corta como la más grande, también tiene alguna probabilidad.

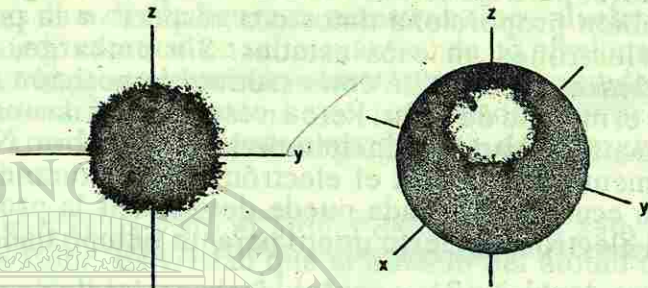


Fig. 7 Orbital. 1s. A la izquierda se muestra una sección transversal en la que puede verse la región (dibujada más oscura) de alta densidad electrónica. En el dibujo de la derecha puede verse la forma esférica del orbital 1s.

4-9 COMPORTAMIENTO DEL ELECTRÓN Y NÚMEROS CUÁNTICOS.

Para solucionar la ecuación de Schrodinger se necesitan un conjunto de cuatro números simbolizados por las letras $n, l, m,$ y s . Se llaman *números cuánticos* y tienen valores que dependen unos de otros. De hecho, estos números cuánticos designan los diferentes niveles de energía de los electrones en sus formas orbitales, sus características magnéticas y la dirección de su giro, estas notaciones cuánticas son como siguen:

1. El número cuántico *principal* (n) es un entero positivo, 1, 2, 3, 4... que representa el nivel energético principal del electrón. Estas notaciones son sinónimas de las denominaciones de las capas electrónicas K, L, M, N... y se usan indiferentemente. De ordinario, estos números indican el radio relativo de la máxima de un nivel energético dado.
2. El número cuántico *azimital* (l) determina la forma de la nube electrónica. Los valores numéricos que pueden tener están

relacionados con n según: l puede tener valores enteros desde 0 hasta $n-1$, inclusive, cuando $l=1$, puede tener sólo el valor de 0, esto es, hay solamente una forma permitida para la forma electrónica. Cuando $n=2$, tiene dos valores, 0 y 1; cuando $n=3$, l tiene tres valores 0, 1 y 2, etc.

Cada valor de l tiene asociada una forma particular de nube electrónica. Para $l=0$, cualquiera que sea el nivel energético principal, la nube electrónica es esférica. Para $l=1$ la nube electrónica tiene forma de mancuerna, con una esfera distorsionada de cada lado del núcleo y para $l=2$ la forma aproxima a cuatro peras con sus raballos hacia el núcleo. La notación común para los valores del número cuántico azimital $l=0, 1, 2, 3$ y 4 es s, p, d, f y g respectivamente.

Dos relaciones adicionales respecto al número cuántico asumen especial importancia. Le puede calcular el momento angular de un electrón a partir del valor utilizado en la ecuación de Schrodinger, con el valor más bajo, $l=0$.

Un aumento en l conduce a un aumento en momento angular. Esto significa que aunque un electrón s recorre en su movimiento alrededor del núcleo un volumen esférico en el espacio, se está moviendo más cerca de la línea recta que un electrón p ; a su vez, un electrón p tiene menos curvatura en su trayectoria que un electrón d , etc.

Si esto es cierto, un electrón s debe emplear más tiempo cerca del núcleo que un electrón p en átomos con muchos electrones que serán discutidos más tarde. Se deben tomar en cuenta las repulsiones entre los electrones entre sí como las atracciones entre el núcleo y los electrones. De este modo encontraremos que para dos electrones en el mismo nivel energético principal, la diferencia en que conducen a diferencia de energías a causa de las trayectorias que siguen los electrones. Por esta razón, los diferentes valores de l especifican subniveles de energía dentro de cada nivel energético principal con un aumento progresivo de energía para los subniveles s, p, d, f, etc.

3. El tercer número cuántico llamado número cuántico *magnético* (m) también tiene valores enteros. En este caso limitados por

el valor de l , cuando $l=0$, m tiene como único valor permitido 0; cuando $l=1$, m tiene tres valores permitidos $-1, 0$ y $+1$. En general, m puede tener valores enteros desde $-l$ hasta $+l$. Los valores de m especifican las orientaciones en el espacio, permitidas para una nube electrónica. Claramente el número de orientaciones permitidas está relacionada directamente por la forma de la nube indicada por l .

Cuando $l = 0$ (subnivel s) hay una sola orientación, ya que es una distribución esférica. Cuando $l=1$ (subnivel p) hay tres orientaciones permitidas, estas orientaciones son tales que los ejes principales de las nubes electrónicas están a 90 entre sí para $l=2$ (subnivel d) hay cinco orientaciones permitidas que corresponden a los cinco valores permitidos para m , $m = -2, -1, 0, +1, +2$.

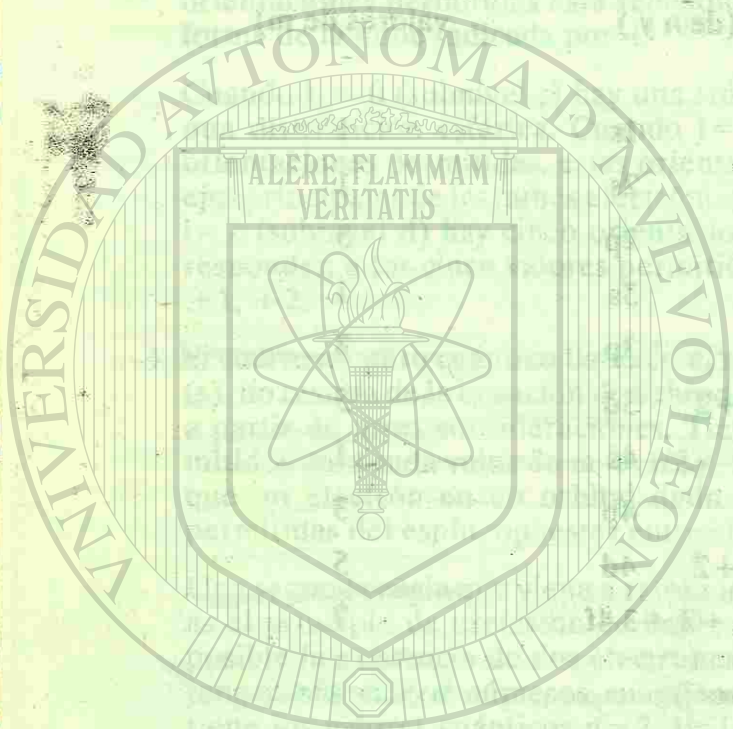
4. El cuarto número cuántico llamado el número cuántico de *espín* (s), no resulta de la ecuación de Schrodinger, sino que se origina a partir de otras consideraciones. Tiene sólo dos valores permitidos para cada valor de $m = +1/2$ y $-1/2$. Esta notación indica que un electrón en un orbital dado tiene dos orientaciones permitidas del espín, opuestas entre sí.

Una segunda regla que viene a reforzar las estructuras atómicas es el principio de exclusión de Pauli, que establece que no es posible la existencia de dos electrones en el mismo átomo que tengan sus cuatro números cuánticos iguales. Si un electrón tiene los valores cuánticos $n=2, l=1, m=0, s = +1/2$, en un segundo electrón puede tener $n=2, l=1, m=0, s = -1/2$, puesto que se pueden emplear las dos posibilidades de los valores de s no cabrá un tercer electrón que tenga $n=2, l=1, m=0$; ya que una combinación de n, l y m forma un orbital, cada orbital tiene por lo menos dos electrones ($s = +1/2, s = -1/2$).

TABLA 4-1 Resumen de tipos y números de orbitales, según quedan determinados por los números cuánticos n, l y m .

n	l	m	Tipo de orbital (de n y l)	Número de orbitales (Según los diversos valores de m)
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	1
2	1	-1, 0, +1	2p	3
3	0	0	3s	1
3	1	-1, 0, +1	3p	3
3	2	-2, -1, 0, +1, +2	3d	5
4	0	0	4s	1
4	1	-1, 0, +1	4p	3
4	2	-2, -1, 0, +1, +2	4d	5
4	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	4f	7

Sandra Lorena Campos B



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD V

NIVELES ENERGÉTICOS Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

Como mencionamos en los dos anteriores capítulos, desde finales del siglo XIX y principios del siglo XX, se realizaron una serie de importantes descubrimientos acerca del átomo por esas mismas épocas se empezó a descifrar el misterio de la disposición de los electrones en los diferentes niveles de energía de un átomo. Una de las propiedades de los elementos que había sido estudiada con mucho cuidado, desde la invención del espectroscopio en 1859, era precisamente los espectros de emisión (radiaciones) que emitían los átomos excitados que eran características de cada elemento.

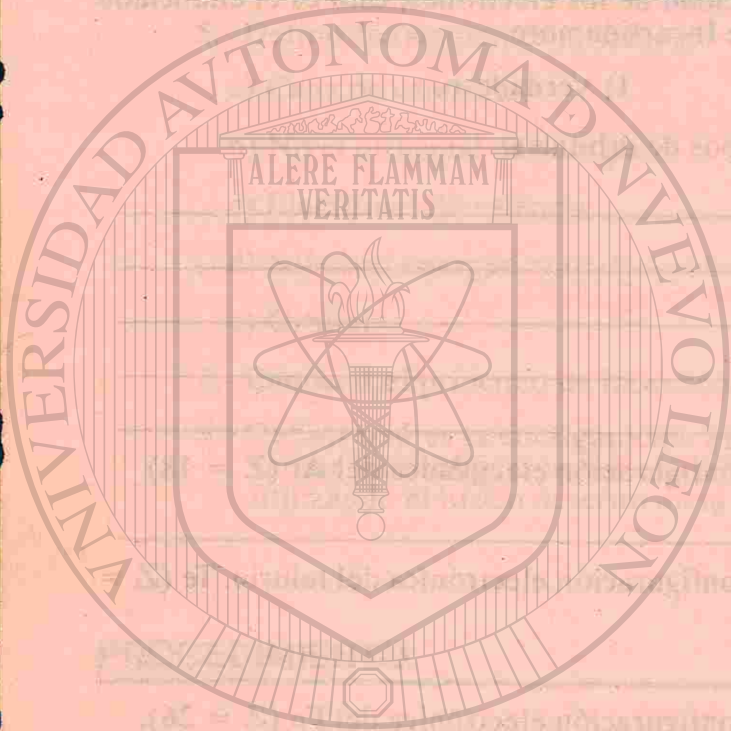
Hasta 1913, Niels Bohr, relacionó las maravillosas estructuras de rayos de los espectros de los elementos con la estructura electrónica de los mismos, lo cual le valió que en 1922 le fuera otorgado el premio Nóbel.

Actualmente, a la disposición de los electrones en los diferentes niveles y subniveles de energía ya claramente establecidos, se le llama "configuración electrónica" y precisamente, éste será el tema de la presente unidad.

OBJETIVOS:

- 1.- Describir la estructura atómica que Bohr formuló.
- 2.- Explicar que son los espectros de emisión, cuántos tipos de ellos existen, y con qué fin se utilizan.
- 3.- Diferenciar entre estados normales y estados excitados de los

8.- Átomo excitado.



DIRECCIÓN GENERAL

CAPÍTULO V

NIVELES ENERGÉTICOS Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

5-1 SURGE UNA INTERROGANTE.

Como se menciona en el capítulo anterior, en los fines del siglo pasado e inicios del siglo XX, tuvieron lugar una serie de importantes descubrimientos con respecto al núcleo atómico y además, el descubrimiento de los electrones. Todo ello condujo a los científicos a realizar cambios sobre lo ya establecido y de igual manera provocó una hambre científica por decifrar otros misterios, entre los cuales uno sobresalía a los demás: *¿Cuál era la disposición de los electrones en los átomos?*

Una de las propiedades de los átomos que se habían estudiado con mucho cuidado durante algunos años desde la invención del espectroscopio, era la emisión de energía por los elementos: cuando éstos eran expuestos a temperaturas altas o bombardeados mediante electrones.

En 1912, Niels Bohr relacionó las estructuras de rayas de los espectros del hidrógeno, con la estructura electrónica de los átomos, lo cual le valió el premio Nobel de 1922 y concluyó que *los electrones describían órbitas circulares alrededor del núcleo positivo, del mismo modo que los planetas giran alrededor del Sol.* (ver figura 1).

Hoy sabemos que dicho concepto de los átomos por Bohr es demasiado simplista y no explica totalmente el comportamiento de los electrones en los átomos.

1912 Niels Bohr
Relacionó las Rayas de los espectros
de hidrogeno con la estructura
electrónica de los
átomos

MODELO DE BOHR DEL ATOMO DE HIDROGENO. UN ELECTRON ESTA EN ORBITA ALREDEDOR DEL NUCLEO POSITIVO.

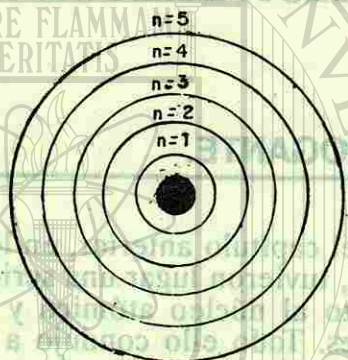


Fig. 1

5-2 LOS ESPECTROS DE EMISION.

Cuando algún elemento absorbe energía suficiente de alguna llama o de un arco eléctrico, emite energía radiante; si esta energía se hace pasar por el prisma de un espectrógrafo, se logra la dispersión de dicha energía en sus diferentes longitudes de onda y se forma una imagen conocida como *espectro de emisión* (figura 2).

Existen 2 tipos de espectros de emisión, continuos y discontinuos. En los *discontinuos* la imagen obtenida consiste en una estructura de rayas brillantes sobre un fondo oscuro, mientras que en el *espectro continuo* se produce una banda continua de colores.

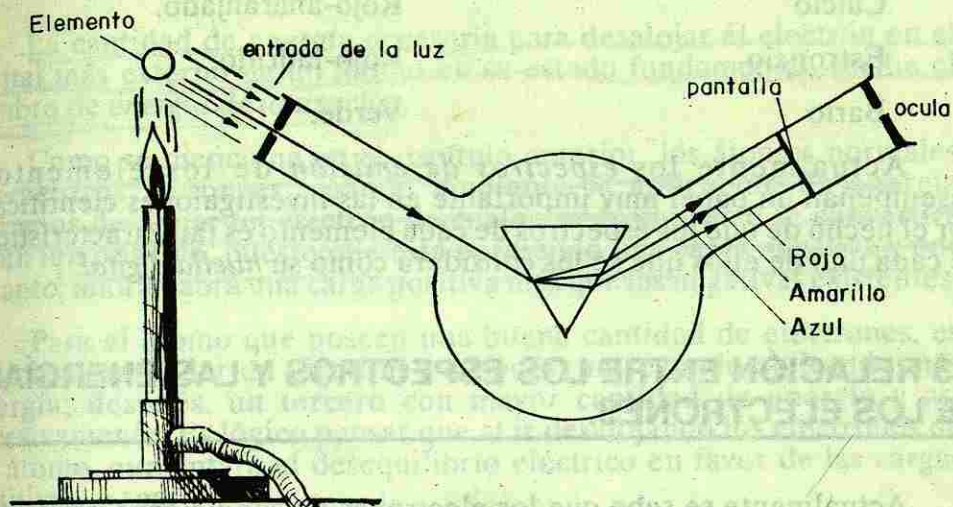


Fig. 2. Representación de un espectroscopio de prisma. La luz se desvía al atravesar el prisma de acuerdo con su longitud de onda, es decir, según sea su color.

Aunque algunos elementos sólo necesitan ser calentados en la llama de algún mechero bunsen para que emitan una luz de cierto color característico, en los trabajos en que se requiere gran exactitud se acostumbra obtener una fotografía del espectro, con el fin de recoger aquellas longitudes de onda que son invisibles para el ojo humano.

Entre los elementos que pueden ser identificados con sólo observar la radiación al ponerlos sobre la llama de un mechero bunsen, están los metales alcalinos (Na, Li, Rb, K, Cs).

A continuación, se enlistan estos elementos y algunos otros con sus colores característicos

ELEMENTO.	COLOR OBTENIDO EN LA LLAMA.
Litio	Rojo.
Sodio	Amarillo.
Potasio	Violeta.
Rubidio	Rojo.

Cesio	Azul.
Calcio	Rojo-anaranjado.
Estroncio	Rojo-ladrillo.
Bario	Verde.

Actualmente los *espectros de emisión* de los elementos desempeñan un papel muy importante en las investigaciones científicas por el hecho de que los espectros de cada elemento es tan característico de cada uno de ellos que se les considera como su *huella digital*.

5-3 RELACIÓN ENTRE LOS ESPECTROS Y LAS ENERGÍAS DE LOS ELECTRONES.

Actualmente se sabe que los electrones en condiciones normales se encuentran alrededor del núcleo ocupando posiciones de energía relativamente bajas. Estas posiciones se denominan *estados normales*. Mas cuando se somete algún átomo a altas temperaturas o es bombardeado por otros electrones, los electrones (en especial los más externos) absorben energía y pasan a ocupar otros lugares más altos en energía. A estas posiciones se les denomina *estados excitados*. Continuas observaciones han demostrado que:

- Un mismo elemento, siempre emite radiaciones de una determinada longitud de onda (espectro de emisión).
- Bajo condiciones adecuadas, cualquier elemento emite siempre sólo ciertas longitudes de onda.

Esto da a entender que los electrones se encuentran dispuestos alrededor del núcleo en ciertos niveles energéticos normales bien definidos E y cuando estos electrones son excitados, se desplazan a otros niveles de excitación también definidos E_1 . Entonces podemos decir que la diferencia de energías $E_1 - E$ de los electrones, es la misma para un cambio determinado y a la vez explica por qué cuando un elemento está excitado emite siempre las mismas longitudes de onda.

5-4 ENERGÍA DE IONIZACIÓN.

La cantidad de energía necesaria para desalojar el electrón en el orbital más externo de un átomo en su estado fundamental, recibe el nombre de *energía de ionización*.

Como se menciona en el capítulo anterior, los átomos normales son neutros, entonces, cuando mediante la aplicación de energía logramos desalojar un electrón de cualquier átomo, éste se convertirá en un ion positivo, puesto que está perdiendo una carga negativa y por lo tanto, ahora habrá una carga positiva más que las negativas existentes.

Para el átomo que poseen una buena cantidad de electrones, es posible desprender un electrón y después, un segundo aplicando más energía; después, un tercero con mayor cantidad de energía y así sucesivamente. Es lógico pensar que al ir desalojando los electrones de un átomo, aumentará el desequilibrio eléctrico en favor de las cargas positivas, o sea:

La primera energía de ionización sería:

átomo + energía ion monopositivo (+) + electrón (-)

La segunda ionización.

ion monopositivo (+) + energía ion dipositivo (2+) + electrón (-).

Y así sucesivamente la tercera ionización, etc.

A continuación, se enlista una serie de elemento y la cantidad de energía necesaria para ir desalojando los electrones (Las energías están expresadas en electrón-voltios).

TABLA 5-1. Energía de ionización en eV.

N.A	Símb.	1er. e-	2o. e-	3er. e-	4o. e-	5o. e-
2	He	24,580	54,4000			
3	Li	5,390	75,6193	122,420		
4	Be	9,320	18,2060	153,850	217,657	
5	B	8,296	25,1490	37,920	259,298	340.127
6	C	11,264	24,3760	47,864	64,476	391,986

7	N	15,540	26,605	47,426	77,450	97,863
8	O	13,614	35,146	54,394	77,394	113,873
9	F	17,420	34,980	62,646	87,230	114,214
10	Ne	21,559	41,070	64,000	97,160	126,400
11	Na	5,138	47,290	71,650	98,880	138,600
12	Mg	7,644	15,030	80,120	109,290	141,230
13	Al	5,984	18,823	28,440	119,960	153,770
14	Si	8,149	16,340	33,460	45,130	166,730
15	P	11,000	19,650	30,156	51,354	65,007
16	S	10,357	23,400	35,000	47,290	72,500
17	Cl	13,010	23,800	39,900	53,500	67,800
18	Ar	15,755	27,620	40,900	59,790	75,000
19	K	4,339	31,810	46,000	60,900	
20	Ca	6,111	11,870	51,210	67,000	84,390
21	Sc	6,560	12,890	24,750	73,900	92,000
22	Ti	6,830	13,630	28,140	43,240	99,800

Si estudiamos la tabla anterior con detenimiento, podemos observar que:

1.- Los elementos Litio (Li), Sodio (Na) y Potasio (K), tienen una primera energía de ionización baja. Esto nos indica que estos elementos poseen un electrón que pueden perder fácilmente. Igualmente podemos observar que la segunda energía de ionización de estos elementos es mucho mayor, lo que quiere decir que los otros electrones son fuertemente atraídos por el núcleo, contrario a lo que sucede con el primer electrón.

Con esto se demuestra que el Na, el K y el Li tiene un electrón distante del núcleo y que es débilmente atraído por el mismo, o sea que este electrón se encuentra en un alto nivel de energía,

mientras que los demás se encuentran en niveles energéticos más cercanos al núcleo y por lo tanto, son atraídos con mayor fuerza.

2.- La primera y segunda energía de ionización de los elementos Calcio (Ca) y Magnesio (Mg) son de bajo valor, lo que indica que cada uno de ellos poseen dos electrones que pueden perder fácilmente.

Entonces se demuestra que esos 2 electrones están con altos niveles de energía y sufrirán una leve atracción del núcleo, mientras que los demás electrones estarán más cercanos al núcleo y será más difícil o se requerirá gran cantidad de energía para poder ser desalojados.

3.- Las energías de ionización de los elementos Helio (He), Neón, (Ne), Argón (Ar), son de alto valor, lo que demuestra que todos los electrones de estos elementos están siendo atraídos por el núcleo con gran fuerza, lo que explica el hecho de que a estos gases se les denomine nobles por su inactividad química.

EJERCICIO.

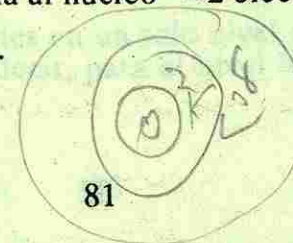
Después de estudiar esta página, te recomiendo que leas en tu libro de química de 1er. semestre el capítulo correspondiente a la tabla periódica para que relaciones el comportamiento químico de los grupos y períodos de la tabla periódica con lo expuesto en este capítulo.

5-5 NIVELES ENERGÉTICOS.

Con los estudios que aquí se han descrito y muchos otros, se llegó después de cierto tiempo a demostrar que los electrones estaban dispuestos alrededor del núcleo en *niveles principales de energía* (n), también llamados *capas*. Además, se llegó a la conclusión de que en cada nivel o capas había una cantidad determinada de electrones siendo esta la siguiente:

Capa K (La más cercana al núcleo = 2 electrones.

Capa L = 8 electrones.



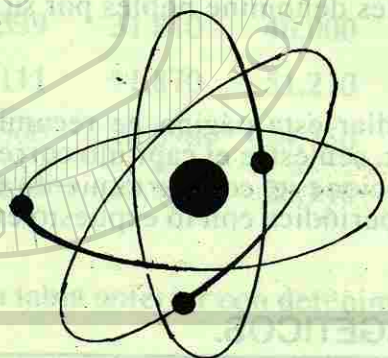
Capa M en los elementos más pesados puede tener hasta 18 electrones, pero para los elementos del 2o. período de la tabla periódica tiene una capacidad máxima de 8 electrones.

Capa N = 32 electrones.

A los niveles o capas, también se les denomina por números.

Ejemplo: K = 1, L = 2, M = 3, N = 4, etc.

Se concluyó también que mientras más alejados se encuentra un electrón de su núcleo, menor sería la atracción que el núcleo ejerciera sobre ellos, por lo cual a la capa más externa de cualquier átomo se le denomina capa de valencia por el hecho de que los electrones se encuentran en esta capa, serán los responsables de la valencia de los átomos, ya que éstos serán los que se transfieran o compartan con otros átomos para formar enlaces (capítulo VII, por lo cual estos electrones se llamarán *electrones de valencia*).



Modelo atómico de Bohr.

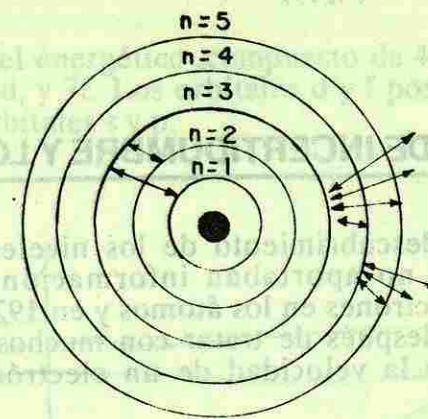


Fig. 3. Los niveles de energía en el átomo de Bohr están indicados como valores posibles de n . En la figura se muestran 5 niveles de energía. El electrón puede efectuar un salto cuántico de un nivel de menor energía hacia cualquier otro superior. Un electrón excitado puede caer de un nivel más alto hacia otro más bajo. Los saltos cuánticos posibles relacionados con los 5 primeros niveles de energía están indicados mediante flechas.

5-6 SUBNIVELES ENERGÉTICOS.

Con la ayuda de las fotografías tomadas de las radiaciones emitidas por los átomos al ser excitados, se ha revelado que las energías de los electrones situados en un mismo nivel energético, difieren unas de otras. Esto hacía necesario el postular que dentro de cada nivel energético deberían existir *subniveles energéticos* que explicaran la diferencia encontrada en la emisión de energía por electrones de un mismo nivel.

Los subniveles fueron recibiendo nombre a medida que cada serie de líneas nuevas del espectro iba siendo descubierta.

Hoy sabemos la existencia de los subniveles *s, p, d, f*, que corresponden a: *sharp, principal, diffuse y fundamental*.

Los subniveles existentes en un solo nivel de energía serán igual al número de ese nivel, es decir, para el nivel K o 1 existirán un solo

nivel; para el nivel L o 2, existirán 2 subniveles (s y p); para el nivel M o 3, existirán 3 subniveles (s,p,d). etc.

5-7 EL PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE Y LOS ORBITALES.

Con todo y el descubrimiento de los niveles y subniveles de energía, estos datos no aportaban información alguna sobre el movimiento de los electrones en los átomos y en 1926 el físico alemán Werner Heisenberg, después de tratar con muchos experimentos de calcular la posición y la velocidad de un electrón, concluyó en lo siguiente:

Es imposible conocer simultáneamente y con exactitud perfecta la posición y velocidad de un electrón.

Puesto que si determináramos experimentalmente la posición exacta en un determinado momento, la velocidad del electrón era perturbada a tal grado por el mismo experimento, que no se podría señalar con exactitud. De igual manera, al medir la velocidad exacta del electrón, la imagen de su posición quedaba completamente borrosa.

Posteriormente, mediante el empleo de métodos matemáticos de la mecánica cuántica, Erwin Schrodinger pudo calcular la probabilidad de encontrar el electrón en la región de espacio que rodea al núcleo. A estas regiones donde era posible encontrar al electrón se denominaron *orbitales*, además, se descubrió que cada orbital no podría estar ocupado por más de 2 electrones y que 2 electrones que ocupasen el mismo orbital deberían estar girando sobre su propio eje, uno en sentido contrario al que girara el otro.

En conclusión, el primer nivel energético (capa K o 1) como tiene capacidad para 2 electrones tendrá un solo orbital y la forma de este orbital será esférica.

El segundo nivel energético (capa L o 2) que contiene como máximo 8 electrones, estará formado por 4 orbitales siendo uno de estos orbitales de tipo s, es decir, esférico y los otros tres orbitales poseen la forma de la figura 4 y se denominan orbitales p. Por lo tanto, el segundo nivel tendrá 2 subniveles; el subnivel 2s y el subnivel 2p. El subnivel 2s está compuesto por un orbital s y el subnivel 2p tendrá 3 orbitales p.

El tercer nivel energético, que posee un máximo de 18 electrones, tendrá 3 subniveles y 9 orbitales, es decir, 1 orbital s, 3 orbitales p y 5 orbitales d.

El cuarto nivel energético, compuesto de 4 subniveles, tendrá 16 orbitales, 1s, 3p, 5d, y 7f. Los orbitales d y f poseen formas más complicadas que los orbitales s y p.

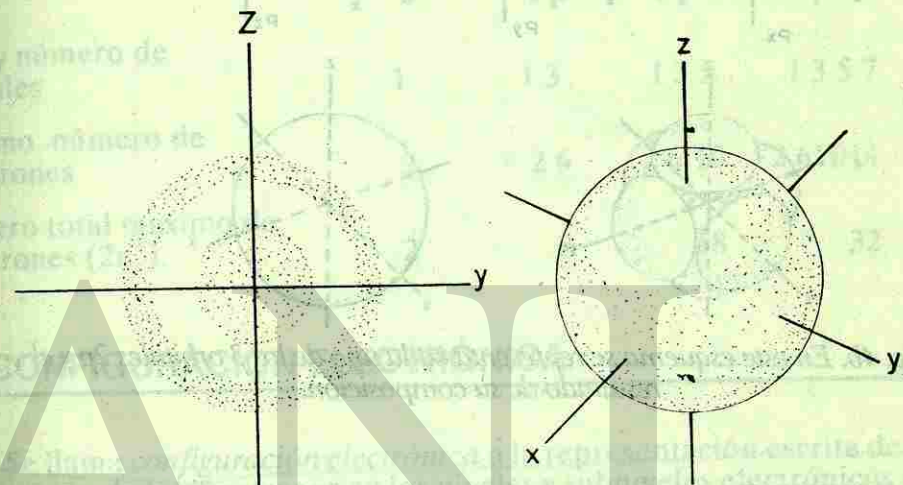


Fig. 4a. Orbital 2s, a la izquierda la sección transversal, muestra las 3 regiones de alta densidad electrónica. El dibujo de la derecha muestra la forma esférica del orbital 2s.

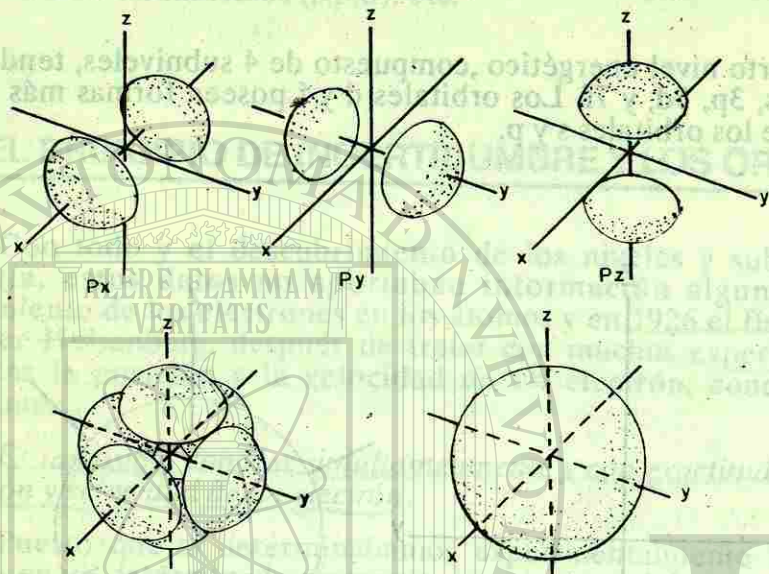


Fig. 4b. En este esquema se representa cada uno de los 3 orbitales 2p y el resultado de su composición.

RESUMIENDO.

- 1.- Los niveles de energía principal vienen designados por los números 1,2,3,4,5,etc.
- 2.- El número de subniveles existentes en un nivel principal es numéricamente igual al número que designa a este nivel (ejemplo, para el nivel 3 habrá 3 subniveles).
- 3.- El cuadrado del número que designa a un nivel principal de energía, nos dará el número de orbitales que posee ese nivel (ejemplo, para el nivel 3 existirán $3 \times 3 = 9$ orbitales)
- 4.- El número de orbitales multiplicado por 2 nos dará el máximo de electrones existente en un nivel principal de energía (ejemplo, nivel 3, 3 subniveles; $3 \times 3 = 9$ orbitales, $9 \times 2 = 18$ electrones)

En la tabla 5-2 se traduce lo anterior para los 4 primeros niveles principales de energía.

TABLA 5-2 Subdivisión de los niveles de energía.

Nivel de energía principal	1	2	3	4
Número de subniveles (n)	1	2	3	4
Número de orbitales (n^2)	1	2	9	16
	s	s p	s p d	s p d f
Tipo y número de orbitales	1	1 3	1 3 5	1 3 5 7
Máximo número de electrones	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14
Número total máximo de electrones ($2n^2$).	2	8	18	32

5-8 CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

Se llama *configuración electrónica* a la representación escrita de la localización de los electrones en los niveles y subniveles electrónicos de un átomo cualquiera.

Para comprender esto, expliquemos lo siguiente: Los dos primeros niveles principales de energía se encuentran separados por una diferencia de energía bastante grande, pero en el caso de los niveles 3o, 4o, y 5o, y siguientes, pueden solaparse las energías de tal modo que al ir aumentando el número de electrones en un átomo, el subnivel 5s, por ejemplo, puede ocuparse antes que los subniveles 4d y 4f.

La manera de representar la configuración electrónica debe llevar un orden de energía creciente que se puede resumir en la figura.5

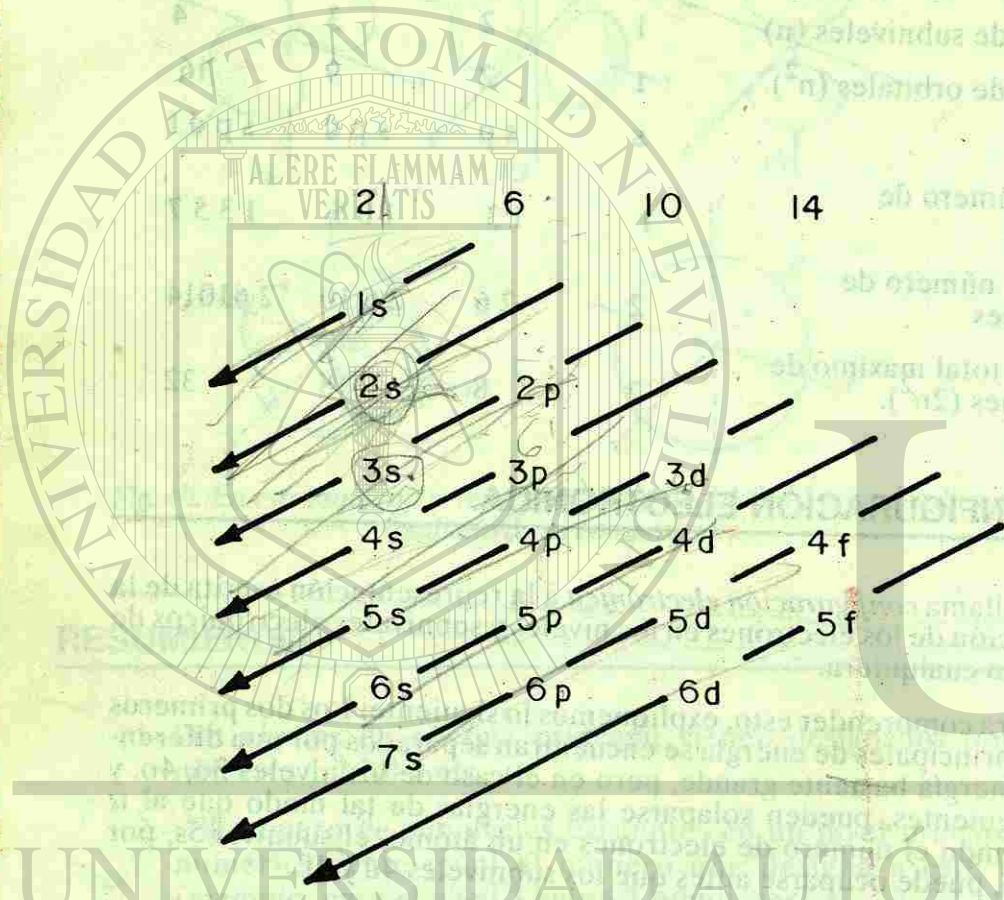


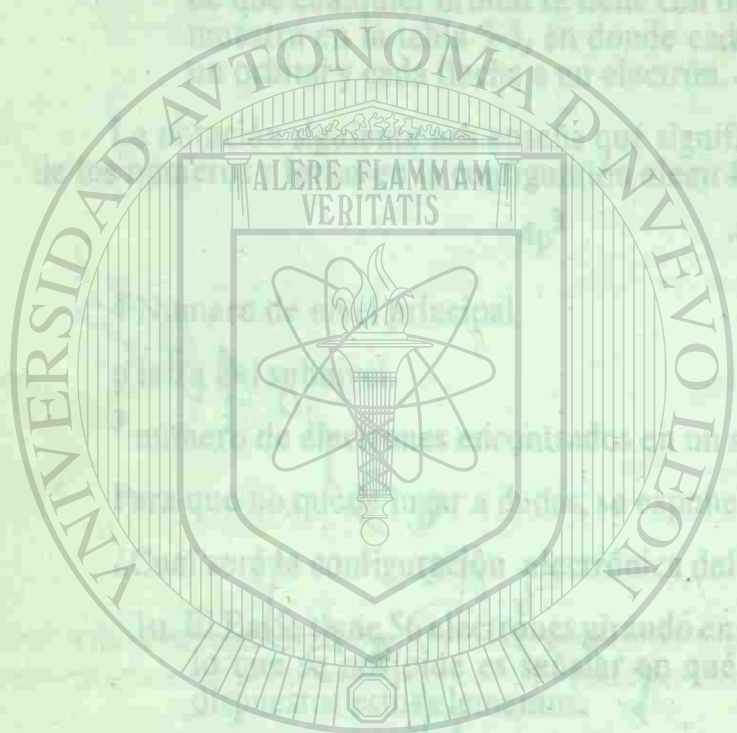
Fig. 5

De tal manera resumiendo y siguiendo las flechas con las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos sería:

TABLA 5-3. Disposición de los electrones.

	1		2			3		RESUMEN
	SUBNIVELES		s	p	s			
H	↓							1s ¹
He	↓↑							1s ²
Li	↓↑		↓					1s ² 2s ¹
Be	↓↑		↓↑					1s ² 2s ²
B	↓↑		↓↑	↓				1s ² 2s ² 2p ¹
C	↓↑		↓↑	↓↑				1s ² 2s ² 2p ²
N	↓↑		↓↑	↓↑	↓			1s ² 2s ² 2p ³
O	↓↑		↓↑	↓↑	↓↑			1s ² 2s ² 2p ⁴
F	↓↑		↓↑	↓↑	↓↑			1s ² 2s ² 2p ⁵
Ne	↓↑		↓↑	↓↑	↓↑	↓		1s ² 2s ² 2p ⁶
Na	↓↑					↓		1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹
Mg	↓↑					↓↑		1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²

1s 2s 2p 3s



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL

UNIDAD VI

LA TABLA PERIÓDICA.

¿Qué es la tabla periódica? ¿Para que sirve la tabla periódica? A primera vista puede parecer tan compleja que su utilidad resulte dudosa. No obstante, a medida que se continúe el estudio de la química, se parecía el número creciente de datos deducibles de esta clasificación.

Imagínate lo complicado que sería usar un diccionario si no hubiera alfabeto. Del mismo modo que es esencial la colocación alfabética de las palabras para usar un diccionario, la tabla periódica simplifica el estudio de la química.

La clásica tabla periódica se originó en los preparativos de Mendeleev para su libro *Principios de Química*, publicados en 1868. Al considerar su plan de trabajo le llamó *Química Orgánica*. Se puso a recoger todos los fragmentos de evidencia sobre la naturaleza de los elementos conocidos, con la intención de averiguar si había algún orden periódico entre ellos.

De ese estudio surgió la primera tabla periódica, la cual fue perfeccionada posteriormente por Moseley y que ha servido de base tanto a los químicos y físicos modernos.

OBJETIVOS:

- 1.- Explicar cuáles son las bases actuales para el ordenamiento de la tabla periódica.
- 2.- Enunciar la Ley periódica.
- 3.- Definir a qué se le llama grupos o familias y períodos en la

tabla periódica.

- 4.- Explicar la relación que existe entre los diferentes períodos de la tabla periódica, con la configuración electrónica de los elementos que pertenecen a esos períodos.
- 5.- Explicar la relación que existe entre los diferentes grupos o familias y la configuración electrónica de los elementos en la tabla periódica.
- 6.- Señalar algunas características importantes que identifica a cada uno de los grupos de la tabla periódica (Grupo A).
- 7.- Definir los siguientes términos:
 - a) Metales.
 - b) No metales.
 - c) Potencial de ionización.
 - d) Afinidad electrónica.
 - e) Electropositividad.
 - f) Electronegatividad.
 - g) Radio atómico.
 - h) Valencia.
- 8.- Explicar la relación que existe entre las valencias de los elementos y los grupos de la tabla periódica.
- 9.- Mencionar el porqué fueron descubiertos tan recientemente los gases nobles, así como definir el origen de cada uno de los nombres de los 6 gases nobles.
- 10.- Señalar algunos usos que se les da a los gases nobles.
- 11.- Definir qué son los freones y cómo se llegó a su descubrimiento.

PROCEDIMIENTO:

- 1.- Como este capítulo significa parte de la médula espinal de la química, te recomiendo que lo leas detenidamente tratando de comprender claramente lo que se expone. Con el hecho de comprender este capítulo perfectamente, todo el estudio posterior de la química se te facilitará.
- 2.- Es de suma importancia que al mismo tiempo que estés estudiando el presente capítulo, tengas a la vista la tabla periódica y vayas comprobando lo que se esté exponiendo. Ello te será de gran provecho.
- 3.- Como requisito para el examen, además de asistir al laboratorio, deberás entregar correctamente contestada la siguiente:

AUTOEVALUACIÓN:

CONTESTA CORRECTAMENTE LAS SIGUIENTES PREGUNTAS.

- 1.- Menciona algunas propiedades químicas de los gases nobles.

- 2.- ¿Por qué se han descubierto tan tarde los gases nobles en la historia de la química?

Por que no se podian combinar

- 3.- Señala algunos usos de los siguientes gases nobles.

- a) Neón. → sirven para dar señales a los pilotos y rutas aéreas.
- b) Argón. → como gas protector

c) Helio.

d) Criptón.

4.- Define los siguientes conceptos:

a) Metales.

b) No metales. Elementos electronegativos que ganan electrones cuando combinan

c) Valencia. - Capacidad de combinación de los átomos

d) Electronegatividad. Capacidad d' los átomos de atraer electrones

5.- ¿Cuáles son las bases para el ordenamiento de la tabla periódica?

El número atómico

6.- Enuncia la Ley Periódica.

Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus ^{números} atómicos

7.- ¿Qué son los grupos en la tabla periódica?

Los que agrupan elementos que tienen el mismo nivel con capa de valencia

8.- ¿Qué son los períodos en la tabla periódica?

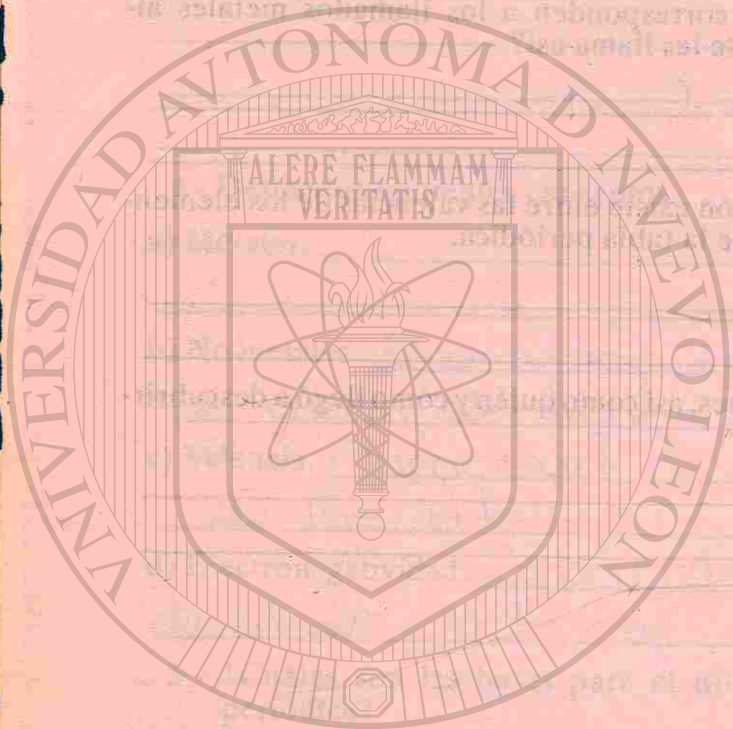
Filas horizontales que agrupan elementos que tienen el mismo nivel de capa de valencia

9.- ¿Qué elementos corresponden a los llamados metales alcalinos y por qué se les llama así?

Li, Na, K, Rb, Cs y Fr

10.- Explica qué relación existe entre las valencias de los elementos y los grupos de la tabla periódica.

11.- ¿Qué son los freones, así como quién y cómo llegó a descubrirlos?



CAPÍTULO VI.

LA TABLA PERIÓDICA.

La relación periódica de los elementos es, sin duda uno de los conceptos más simples, importantes y útiles. La tabla periódica va más allá de los aspectos teóricos y descriptivos de esta ciencia. A pesar de que hace un siglo que nació la idea de la periodicidad, ésta es muy práctica y útil para incrementar los más recientes descubrimientos de la química.

Mas sin embargo, debemos tener cierto cuidado pues no esperemos

que la tabla periódica nos guíe infaliblemente en todos los sentidos, ya que existen muchas irregularidades inherentes en su estructura. Dichas irregularidades nos reflejan desviaciones de la naturaleza que son de gran utilidad y valor.

6-1 HISTORIA.

Los primeros intentos de agrupar los elementos químicos conocidos a principios del siglo XIX, fueron hechos por *Dobereiner* 1817, quien agrupó en elementos semejantes en ternas de peso atómico creciente en donde el elemento de enmedio tenía un peso atómico igual al promedio de la suma de los tres.

En 1860, el químico italiano *Itanislao ICannizzaro* convenció a sus colegas de la validez de la hipótesis de *Avogadro* en cuanto a que las moléculas gaseosas son diatómicas y así se hizo una mejor clasificación de elementos.

En 1868, el químico inglés *Newlan* les propuso la ley de los octavos. En una tabla ordenó los elementos según su peso atómico e insistía en que cada 8 elementos de la serie se repetían ciertas propiedades. Sus

ideas no fueron aceptadas por los químicos de su época.

En 1869, el químico ruso *Dimitri Ivanovich Mendeleev*, ordeno 63 elementos conocidos en ese tiempo de acuerdo a su peso atómico, pero además, él se guió por un principio importante, solo los elementos con propiedades físicas y químicas semejantes podían pertenecer a una familia o grupo y así llegó a la conclusión de que algunos elementos aún no habían sido descubiertos y se vio obligado a hacer transposiciones de orden.

Por ejemplo, aunque el Telurio tenía el peso atómico mayor que el Yodo, lo colocó después, pues el Telurio es similar al Azufre y al Selenio; y Yodo es similar al Cloro y al Cromo.

Julius Lothar Meyer, alemán, descubrió independientemente la ley periódica. Demostró el principio de periodicidad trazando una gráfica de volumen atómico en función de sus pesos atómicos. A los elementos ordenados en la tabla periódica, se les asignó un número llamado *número atómico*. Posteriormente, Rutherford dedujo que la carga del núcleo es igual al número atómico.

Esto fue verificado por *Moseley* y por eso, desde 1913 es el número atómico el que se toma como base para la ordenación de los elementos.

6-2 LA LEY PERIÓDICA Y LA ESTRUCTURA ÁTOMICA.

Nuestra ley periódica actual afirma: "*Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos*"

Sabemos que el comportamiento de un átomo está dado por sus electrones.

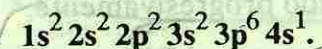
Un átomo será más o menos activo dependiendo de sus electrones de valencia, o sea, los que ocupan su capa más externa.

6-3 DESCRIPCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA Y RELACIÓN DE LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS CON SU UBICACIÓN EN LA TABLA.

Al observar la tabla periódica moderna, nos damos cuenta que se halla separada en 4 bloques de elementos, "s", "p", "d" y "f".

También observamos que hay siete *períodos o filas horizontales* en los que el primer miembro del mismo se caracteriza por ns^1 en donde "n" es el nivel de energía más alto ocupado del átomo y corresponde al número del período.

Por ejemplo, el sodio (Na), en el tercer período tiene en su tercera capa principal, en su orbital "s", 1 electrón, o sea $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ corresponde a la configuración electrónica del sodio. El potasio (K) en el cuarto período es $4s^1$ y su configuración electrónica completa es:



Las columnas (filas verticales) de la tabla periódica reciben el nombre de *grupos o familias*.

Estas son de 2 tipos, las llamadas familias o grupos "A" y las familias o grupos "B".

Aquellos elementos agrupados en las familias "A", reciben el nombre de *regulares*, y los de los grupos "B" se llaman *elementos de transición*, los cuales son clasificados como metales, por lo que también se nombran metales de transición.

1er. período. Consta sólo de 2 elementos, puesto que en el primer nivel de energía (capa K) sólo puede existir 2 electrones, los elementos que se encuentran en dicho período son el H, $z=1$ y el He, $z=2$, cuyas configuraciones electrónicas son: H, $1s^1$ y He, $1s^2$.

2o. Período. En él se encuentran 8 elementos que tiene ocupado el segundo nivel de energía (capa L), así pueden contener los electrones de valencia en los orbitales $2s$ ó $2p$. Este período principia con el Litio, cuya configuración electrónica es Li, $1s^2 2s^1$ y termina con el Neón Ne, $1s^2 2s^2 2p^6$.

3er. Período. (Empieza con el sodio y termina con el argón) El argón, en su tercer capa principal (capa M), posee electrones en los orbitales "3s" y "3p", pero no en el orbital 3d, porque la energía de estos

orbitales 3d es mayor que la energía de los orbitales 4s, por lo que los electrones ocupan primero este subnivel.

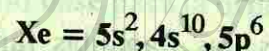
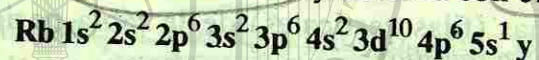
Esto sucede en el:

4p. Período, cuyo primer elemento es el potasio K, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Los orbitales 4s, 3d, y 4p tienen aproximadamente la misma energía y se llenan en ese orden los elementos de este período del potasio (K), al Kriptón (Kr), $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ así lo demuestran.

4d. Período vemos elementos que pertenecen al bloque "s", el K y Ca, al bloque "d" del Sc al Zn y al bloque "p" del Ga al Kr. Los del bloque "d" son los 10 elementos que forman la primera serie de metales de transición y como característica poseen de uno a 10 electrones en su orbital 3d.

5o. Período. También contiene 18 elementos en donde los orbitales 5s, 4d, y 5p se van llenando progresivamente.

Este período empieza con el Rb y termina con el Xe.



La forma anterior de representar al Xe, significa que sus capas electrónicas K, L, M y principio de la capa N son iguales a las del Kriptón y a partir de la configuración electrónica de éste, debemos añadir los orbitales 5s 4d 5p con sus respectivos electrones.

Así, el Rb quedaría representado por $\text{Rb} = [\text{Kr}] 5s^1$.

El 6o. período comprende 32 elementos, del Cs, al Rn. El Lantano, La, que es el 3er. elemento del 6o. período, es el primer metal de transición y los 14 elementos que le siguen hasta el Lutecio Lu, se llaman *lantánidos o elementos de transición interna*.

Como puede apreciarse en la tabla periódica, estos elementos pertenecen al bloque "f" porque son los primeros que tiene ocupados los orbitales "f" en este caso 4 "f".

El 7o. período comienza con el Francio Fr, que es radiactivo y el segundo elemento es el Radio Ra, también radiactivo.

El tercer elemento de este período es el Actinio y con él principia el último conjunto de elementos de transición que termina con el

Laurencio Lw, elemento artificial. Los 14 elementos que van del Actinio al Laurencio se llaman *actínidos*.

El elemento 104 Ku, es sintético y se llama Kurchatovio; el elemento 105 es el Ha, Hahnio.

6-4 CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA Y LAS PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS.

Si se comparan las configuraciones electrónicas de los elementos de un mismo grupo o familia de elementos, nos damos cuenta de su similitud. Así, los halógenos del grupo VII A, tiene como característica en su configuración ns^2, np^5 ; los gases nobles del grupo O, tiene como característica ns^2, np^6 ; los metales alcalinos del grupo IA tienen ns^1 , donde "n" representa el período del elemento y el nivel de energía más alto ocupado.

Esto indica que el comportamiento químico y las propiedades físicas de los elementos están dados por su configuración electrónica.

6-5 PRINCIPALES CARACTERÍSTICAS DE LOS GRUPOS DE LA TABLA PERIÓDICA.

Grupo I. Comprenden H^+ que posee propiedades distintas a los demás elementos del grupo que son Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, (los cuales reciben el nombre de *metales alcalinos*).

Los metales alcalinos son blandos, de aspecto blanco argentino, se deslustran rápidamente al aire, se pueden cortar con cuchillo.

Poseen puntos de fusión bajos, disminuyendo en forma continua con el aumento del número atómico, desde Li (180C) hasta el Cs (28C) Son conductores de la electricidad y emiten electrones al impacto de la luz.

Poseen radio atómico grande. Químicamente son muy reactivos, reaccionan con el agua incluso con el hielo.

Forman hidróxidos sólidos y sus sales son solubles en el agua.

Grupo II A. *Metales alcalinotérreos*, Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra.

Son metales ligeros blandos, muy reactivos, reaccionan con el agua. Estos metales son bivalentes. Los óxidos e hidróxidos que forman son fuertemente básicos.

Grupo III A. *Metales térreos* B, Al, Ga, In, Tl. El boro es el único que no presenta propiedades metálicas, se parece más al silicio que al aluminio y es un elemento raro difícil de obtener en estado puro y estable. El aluminio es muy abundante y se puede usar como material estructura, ya que es resistente. El galio, indio y talio son metales de bajo punto de fusión y altos puntos de ebullición.

Grupo IV A. C, Si, Ge, Sn, Pb. Estos elementos presenta una graduación desde no metales (el carbono) hasta el metal (plomo).

Estos elementos presenta alotropía. El carbono en su forma de grafito, conduce la electricidad, mientras que en su forma de diamante es aislante. El Si y el Ge son semiconductores. El Sn y el Pb conductores.

Grupo V A. N, P, As, Sb, Bi. Forman una serie gradual desde el N no metálico hasta el Bi metálico. El N forma enlaces múltiples. El P y el As presentan alotropía, una forma amarilla, no metálica y una forma más metálica. Todos forma haluros.

Grupo VI A. *Grupo del O*, comprende O, S, Se, Te, Po. Todos presentan alotropía, Se, Te, y Po, tiene alotropos metálicos aunque no se consideran metales. Con el hidrógeno dan hidruros.

Todos forman dióxidos. Aunque poseen propiedades en común, los dos que más se parecen son el S y el Se.

Grupo VII A. Halógenos F, Cl, Br, I, At. Sus estructuras poseen un electrón menos que una estructura de gas inerte, por lo que son muy reactivos y altamente electronegativos.

Forman moléculas covalentes. Aumentan sus puntos de fusión y ebullición conforme aumenta el peso molecular. Tienen olores desagradables y son venenosos, irritantes y corrosivos. Su nombre "halógenos" significa engendradores de sales.

Grupo O. Los gases nobles He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. También se llaman *gases raros o inertes*. Se separaron en el siglo XIX como resultado de los trabajos de Lord Rayleigh. Su característica, inactividad, se debe a que poseen su capa de valencia con el máximo de electrones que puede contener. Es más propio llamarlos gases nobles, pues últimamente se

han obtenido fluoruros de Xe, Kr y óxidos de Xe, por lo que no deben considerarse completamente inertes.

El grupo B comprende los *elementos de transición* todos metales.

6-6 DESCUBRIMIENTO DE LOS GASES NOBLES.

Como los gases nobles son raros, incoloros e inodoros y por ser inactivos químicamente, podemos comprender por qué la presencia de estos gases no se habían detectado hasta hace algunos años. El primer indicio de su existencia se le atribuye a un científico inglés, Henry Cavendish, hace casi dos siglos.

En sus experimentos Cavendish intentó convertir el Nitrógeno atmosférico en Acido Nítrico. En sus notas escribió: "Después de condensar tanto Nitrógeno como puede, solo quedó una burbujita de aire por lo que si en el Nitrógeno de nuestra atmósfera hay una parte que sea diferente del resto, con seguridad podemos concluir a más de 1/120 del total".

John Rayleigh y William Ramsay, científicos ingleses, volvieron a llevar a cabo el experimento de Cavendish habiendo aislado una pequeña cantidad de gas que Cavendish había llamado "burbuja de aire" y sometiéndola a diferentes pruebas, concluyeron que habían descubierto un nuevo elemento, cuya diferencia primordial con respecto a los demás elementos conocidos es que era químicamente inerte.

A ese elemento se le denominó *Argón*, del vocablo griego que significa "perezoso", o sea "sin fuerza".

El Helio, es el más ligero de los gases nobles, fue identificado poco antes que se descubriera el Argón. Su primera aparición no fue en la tierra, sino en el Sol. Se llegó a descubrir su presencia allí por un instrumento óptico llamado espectroscopio. Cuando los elementos se calientan a elevadas temperaturas, emiten una luz que es característica de cada elemento. Al observar los colores de esta luz con el espectroscopio, aparecen por separado y puede utilizarse para identificar al elemento.

Otro científico de nacionalidad francesa, observó eclipse total de sol visible en la India en 1868, y mediante un espectroscopio detectó la energía irradiada por la atmósfera interna del sol, cromosfera. Entre las líneas de colores había una amarilla que no concordaba con ningún

elemento de los hasta entonces conocidos.

En ese mismo año, Joseph Lockyer, inglés, comprobó el descubrimiento anterior empleando un espectroscopio inventado especialmente. No tardó mucho tiempo en anunciarse el descubrimiento de un nuevo elemento al que se le dio el nombre de *Helio*, vocablo griego que significa sol. Hoy podemos encontrar el Helio en la tierra en cantidades apreciables. Es el producto final de la desintegración de elementos radioactivos, pesados, que se han acumulado por miles y miles de años. La mayor parte del Helio del mundo proviene de los depósitos de gas natural que hay en los Estados Unidos de Norte América. Importantes instalaciones de recuperación de Helio se encuentran en una parte del territorio de Texas, al noreste de Nuevo México.

Años después, Ramsay y sus colaboradores encontraron otros tres gases raros a partir de muestras de aire líquido y recibieron los nombres de *Neón*, vocablo griego que significa "nuevo", *criptón* vocablo griego que significa "extraño".

El último gas que se descubrió fue el *Radón* que se obtuvo como producto de la desintegración radioactiva del radio de donde procede su nombre.

6-7 UTILIDADES DE LOS GASES NOBLES.

Cuando se descubrieron los gases nobles, los científicos de aquel entonces no encontraron empleo alguno para dichos gases, sino que eran objeto de estudio e investigación. Al primer elemento de los gases nobles que se le encontró aplicación práctica fue el Helio. Se le empleó como sustituto del Hidrógeno para inflar globos y dirigibles para observaciones meteorológicas. El Helio combinado con el Oxígeno forma un aire sintético que se mantiene a presión para suministrarse a los buzos que descienden a grandes profundidades y así evitar accidentes fatales. La forma líquida del Helio es la más comúnmente empleada y la utilidad que nos brinda es como refrigerante industrial. Hoy se elaboran considerables cantidades de Helio para programas espaciales en que es utilizado como combustible a presión.

Otra aplicación que tiene el Helio combinado con Argón, es el de soldaduras especiales como la de los metales, Aluminio y Magnesio, evitando así las reacciones del Nitrógeno y Oxígeno del aire. Uno de los últimos usos que se le da al Argón es el de gas protector para prevenir

la decoloración y el cambio de sabores durante procesos de empacamiento de ciertos alimentos. Determinada clase de focos eléctricos se llenan con este gas para retardar la sublimación del filamento de Tungsteno, permitiendo así a la lámpara funcionar a más altas temperaturas. Muchos de los anuncios contienen uno u otro gas noble. Cuando la corriente eléctrica pasa a través de un tubo en el que se ha hecho el vacío y luego introducido gas Neón, éste adquiere las luces de Criptón y Neón para dar señales a los pilotos y señalar rutas aéreas.

6-8 METALES Y NO METALES.

Al avanzar de izquierda a derecha en la tabla periódica, vemos que disminuyen las propiedades metálicas de los elementos.

Estas propiedades son el brillo metálico, su conductividad eléctrica y calorífica. Los metales pierden electrones cuando se combinan.

A medida que descendemos en la tabla periódica, los elementos de una familia presentan más propiedades metálicas; así, el cesio es el elemento más metálico y el flúor el menos metálico.

Los no metales son elementos electronegativos, ganan electrones cuando se combinan, son más activos los de menor número atómico. Entre los no metales, el más activo es el que tiene mayor número de electrones de valencia.

6-9 POTENCIAL DE IONIZACIÓN, AFINIDAD ELECTRÓNICA, ELECTROPOSITIVIDAD Y ELECTRONEGATIVIDAD.

Los elementos *electropositivos* son los metales. Estos muestran mayor tendencia a perder electrones. Esta tendencia se puede medir por el potencial de electrodo.

A la energía que se necesita para arrancar un electrón de un átomo se llama *potencial de ionización*, se mide en electrón-voltios y cuanto menor sea dicho potencial, más electropositivo será ese metal.

De la misma forma que podemos comparar la facilidad de separar un electrón $M \rightarrow M^+$, podemos comparar la dificultad de volver a colocar

dicho electrón $M^+ \rightarrow M$.

Los elementos más metálicos como el Cs tiene bajo potencial de ionización, los no metales como el oxígeno, tiene alto potencial de ionización.

Linus Pauling, en 1932, obtuvo valores de electronegatividad a partir de consideraciones de la energía de enlace, pero los números son arbitrarios.

Electronegatividad es la capacidad de los átomos de atraer electrones hacia sí; disminuye al aumentar el número atómico.

Afinidad electrónica es la cantidad de energía liberada cuando un átomo neutro se combina con un electrón para formar un ion negativo en la fase gaseosa.



La afinidad electrónica es difícil de medir.

6-10 RADIO ATÓMICO.

Como no es posible conocer la posición exacta de un electrón, será también imposible medir el radio de un átomo.

El radio de un átomo se define como la mitad de la distancia entre dos átomos idénticos de un enlace químico. Los radios atómicos disminuyen a medida que recorremos un período y aumentan a medida que descendemos de un grupo. Esto se debe a que los electrones de valencia experimentan una fuerza de atracción mayor, a medida que aumenta la carga del núcleo, lo cual produce una contradicción del radio.

6-11 CONCEPTO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN O VALENCIA.

Cuando Mendeleev formuló su tabla periódica, indicó sobre la columna que representa cada familia o grupo la fórmula general del óxido para los elementos del mismo. Así, para los elementos del grupo I, la fórmula es R_2O ; por ejemplo, Na_2O , K_2O . Para los elementos del grupo II, la fórmula de sus óxidos es RO , como BeO y MgO .

Como al oxígeno se le atribuye el número de oxidación -2, los elementos del grupo I tendrán número de oxidación +1 y los del grupos II +2, etc. Algunos elementos poseen varios números de oxidación, pero el valor más alto es una función periódica del número atómico.

También puede tomarse el hidrógeno como base para determinar la capacidad de combinación de un elemento y así decimos que "valencia de un elemento es el número de átomos del mismo que puede combinarse con o sustituir a un átomo de hidrógeno, al que se le atribuye valencia +1" (excepción hecha de los hidruros en los que el H tiene valencia -1).

Resumiendo. En los dos primeros períodos cortos, la valencia es igual a N, (el número del grupo) y en los últimos grupos el valor ($8 - N = 0$).

Los elementos centrales de los períodos largos pertenecen a serie de transición y tiene valencia variable.

6-12 RELACIÓN ENTRE VALENCIA Y GRUPOS DE LA TABLA PERIÓDICA.

A partir de la tabla periódica podemos deducir las valencias de los elementos dependiendo de la posición que guarden en la tabla. Esta afirmación es más válida para aquellos elementos que poseen una valencia principal estable, no así para aquellos que tienen valencia variable.

Así, tenemos que los elementos del grupo I (metales alcalinos) tendrán una valencia de 1 (uno); los elementos del grupo II tendrán valencia 2 (dos); los del grupo III de 3 (tres) los del IV de 4 (cuatro) y a partir del grupo V, la valencia comenzará a disminuir y así tenemos que la capacidad de combinación importante (Puesto que es variable)



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

1	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
2	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar		
3	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Cu	Zn
4	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd
5	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt
6	Fr	Ra	Ce	Rf	Ac					

UNIDAD VII

EL ENLACE QUÍMICO.

La transformación de un elemento a otro, fue en los inicios de la ciencia el sueño dorado de los alquimistas, personas que buscaban incansablemente el secreto o fórmula de cómo convertir cualquier elemento en oro, no sabiendo que no puede efectuarse por medio o procesos químicos, sino que simplemente se realizan por medios naturales.

Todo lo que vemos o tocamos ocupa un lugar en el espacio, esto es, la definición de materia: desde una gran montaña hasta un granito de arena que rueda bajo las plantas de nuestros pies, está constituido por partículas diminutas llamadas moléculas y átomos. Estando a su vez las moléculas formadas por átomos y los átomos están constituidos por partículas subatómicas muy pequeñas, las cuales se caracterizan por poseer una masa determinada y una carga eléctrica dada, como también ser poseedoras de cierta energía. Los alquimistas no pudieron realizar su sueño por desconocer que todo cuanto existe en el universo y su movimiento está gobernado por leyes naturales: leyes físicas, químicas y biológicas, que al hombre sólo es capaz de alterarlas pero jamás podrá dictarlas.

Al terminar esta unidad, el alumno deberá ser capaz de:



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

1	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
2	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar		
3	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Cu	Zn
4	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd
5	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt
6	Fr	Ra	Ce	Rf	Ac					

UNIDAD VII

EL ENLACE QUÍMICO.

La transformación de un elemento a otro, fue en los inicios de la ciencia el sueño dorado de los alquimistas, personas que buscaban incansablemente el secreto o fórmula de cómo convertir cualquier elemento en oro, no sabiendo que no puede efectuarse por medio o procesos químicos, sino que simplemente se realizan por medios naturales.

Todo lo que vemos o tocamos ocupa un lugar en el espacio, esto es, la definición de materia: desde una gran montaña hasta un granito de arena que rueda bajo las plantas de nuestros pies, está constituido por partículas diminutas llamadas moléculas y átomos. Estando a su vez las moléculas formadas por átomos y los átomos están constituidos por partículas subatómicas muy pequeñas, las cuales se caracterizan por poseer una masa determinada y una carga eléctrica dada, como también ser poseedoras de cierta energía. Los alquimistas no pudieron realizar su sueño por desconocer que todo cuanto existe en el universo y su movimiento está gobernado por leyes naturales: leyes físicas, químicas y biológicas, que al hombre sólo es capaz de alterarlas pero jamás podrá dictarlas.

Al terminar esta unidad, el alumno deberá ser capaz de:

OBJETIVOS:

- 1.- Definir los siguientes términos:
 - a) Electrones de valencia.
 - b) Capa de valencia.
 - c) Metales.
 - d) No metales.
 - e) Metaloides.
 - f) Gases nobles.
- 2.- Explicar a qué se debe la estabilidad química que presentan los gases nobles.
- 3.- Explicar porqué los átomos pierden o ganan electrones con el fin de combinarse.
- 4.- Definir qué es y cómo se forma el enlace covalente, así como mencionar qué tipo de compuestos forman estos enlaces.
- 5.- Definir qué es enlace covalente y enlace covalente coordinado, así como explicar cómo se forman estos enlaces y qué tipo de compuestos forman.
- 6.- Definir qué es electronegatividad y qué importancia tiene en la formación de enlaces.
- 7.- Explicar para qué se usa la estructura puntual de Lewis y desarrollar ejemplos.
- 8.- Definir dipolo y momento dipolar.
- 9.- Definir qué es y cómo se forma el enlace electrovalente y que tipo de compuestos forman.
- 10.- Explicar en base a la teoría electrostática las estructuras geométricas que presentan las diferentes moléculas por la acción de atracción o repulsión de los electrones.

- 11.- Identificar la naturaleza o tipo de enlace que se formará en cualquier tipo de compuesto si se conocen las electronegatividades de los elementos que lo forman.

PROCEDIMIENTO:

- 1.- Lee el presente capítulo VI con ucho cuidado y trata de dar contestación a los objetivos.
- 2.- Para que puedas comprender mejor los objetivos 2 y 3, te recomendamos que observes y estudies detenidamente las configuraciones electrónicas que aparecen en el capítulo 5.
- 3.- Cuando hayas realizado el trabajo que te pide el procedimiento de aprendizaje de esta unidad, trata de dar contestación a la siguiente autoevaluación. (Sé honesto contigo mismo, no recurras a los apuntes, libro de texto, ni permitas que te ayude un compañero, si ves que no puedes contestarlo con seguridad, vuelve a repasar tus objetivos uno po uno o en los que tengas mayor dificultad... Ahora sí, adelante, tú puedes).
- 4.- Deberás entregar la siguiente autoevaluación como requisito presentar la unidad.

AUTOEVALUACIÓN.

- 1.- De los enunciados siguientes escribe con una (F) si es falso o una (V) si es verdadero.
 - I.- Los enlaces iónicos son el resultado de un comportamiento de electrones de un átomo y otro no metálico. _____
 - 2.- Llamamos energía de ionización a la cantidad de energía necesaria para desalojar el electrón en el orbital más alto de un átomo gaseoso o ion en su estado fundamental. _____

3.- Enlace covalente es aquél que resulta de compartimiento de electrones entre átomos durante una reacción química.

4.- La regla de Octeto nos dice que cada átomo de 6 electrones (tres pares de electrones), el hidrógeno (dos puntos) y los átomos metálicos son excepciones notables.

5.- Un enlace covalente es aquél en el que un átomo contribuye con un electrón y el otro átomo del elemento metal contribuye con otro electrón para formar el enlace.

II.- Subraya el inciso correcto.

1.- El Magnesio para que forme un ion Mg^{++} :

- a) Necesita poca energía de ionización.
- b) Requiere de una energía de ionización elevada.
- c) No necesita energía.
- d) Ninguno.

2.- Representa la configuración del ion F, siendo el flúor ($Z = 9$).

- a) $1s^2 3s^2 4p$
- b) $1s^2 2s^2 2p^5$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6$
- d) $1s^2 2s^2 5p^2$

e) Ninguno.

3.- Representa la configuración electrónica del ion K siendo el potasio ($Z = 19$).

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$
- b) $1s^2 2s^2 3p^6 4s^2 5p^6 6d^1$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- d) Todos.
- e) Ninguno.

III.- Define los siguientes términos:

1.- Enlace iónico. _____

2.- Enlace covalente. _____

3.- Electrón de valencia. _____

4.- Capa de valencia. _____

5.- Fuerza de atracción de Coulomb. _____

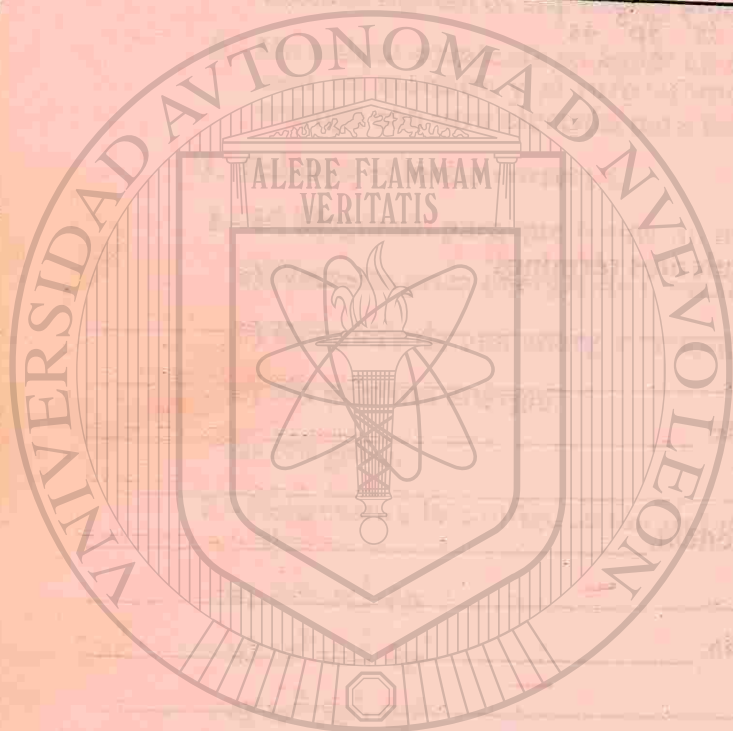
6.- Electronegatividad. _____

7.- Enlace covalente coordinado. _____

8.- Dipolo. _____

9.- Molécula. _____

10.- Momento dipolar. _____



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL

CAPÍTULO VII.

EL ENLACE QUÍMICO.

En los capítulos anteriores hemos llegado a conclusiones importantes sobre la estructura atómica y la disposición de los electrones en los átomos, pero en la naturaleza, son pocos comparativamente hablando, los átomos que existen como tal, solos, ya que la gran mayoría se halla unido a otros átomos del mismo y de otros elementos formando lo que conocemos como compuestos.

La manera en que estos átomos se unen a otros es lo que a continuación trataremos de explicar.

7-1 ELECTRONES DE VALENCIA.

La característica más importante de la estructura atómica que determinará el comportamiento químico de un átomo, será el número de electrones que posea el nivel más extremo del mismo.

Esto se asegura por el simple hecho de que cuando los átomos de un elemento se combinan con los de otro, siempre se observará alguna variación en la distribución de los electrones en los niveles que al formarse los compuestos los átomos de ciertos elementos tienden a ganar electrones y los otros a perderlos, mientras en otros compuestos, los electrones serán compartidos entre los átomos.

Debido a esta tendencia de transferirse o compartirse los electrones de los átomos para formar compuestos, es que, los electrones externos encargados de estos procesos, se les denomina *electrones de valencia*, y la capa o nivel energético en el cual se encuentran estos electrones, se llamará *capa de valencia* por las tendencias anteriores de los átomos es que los elementos se pueden clasificar en 4 clases generales que son:

Metales. Elementos cuyos átomos tienden a perder electrones al combinarse.

No metales Elementos cuyos átomos tienden a ganar electrones al combinarse.

Metaloides. Este es un tipo intermedio entre los anteriores, en los cuales sus átomos más bien tienden a compartir sus electrones y no perderlos o ganarlos.

Gases nobles. Estos son 6 elementos bien conocidos que presentan renuencia a combinarse, por lo cual se les conoce también como inertes (inactivos químicamente).

7-2 ¿POR QUÉ SE COMBINAN LOS ÁTOMOS?

Si supuestamente los átomos en su estado fundamental son de naturaleza neutra, por qué entonces esa tendencia a perder o ganar electrones (-).

Si revisamos las configuraciones electrónicas de algunos elementos, nos podremos dar cuenta de que la intención de los átomos al transferir o compartir electrones, es la de obtener, en su última capa, una cantidad de electrones tal que sea la máxima capacidad de esa capa, que es como sucede en los gases nobles. Por lo tanto, se piensa entonces, que al combinarse los átomos logran una estabilidad electrónica comparable a la de los gases nobles.

Ejemplo:

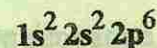
¿Por qué el sodio tiende a perder un electrón?

La configuración electrónica del Sodio (Na) es:

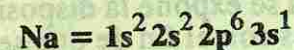


ya que el Sodio posee 11 electrones y según vemos, el Sodio posee 2 electrones en la capa K 8 electrones, en la capa L y un solo electrón en la capa M.

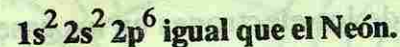
Por otro lado, la configuración electrónica del Neón (Ne) que tiene 10 electrones es:



con esto se demuestra que el Sodio tiende a perder un electrón porque busca obtener la configuración electrónica del neón, que le proporcione mayor estabilidad electrónica.



si pierde un electrón, sería el último, o sea el que se encuentra en el 3er. nivel ($3s^1$) y su configuración electrónica quedaría:



Desde luego que si en un principio el átomo de Sodio es neutro, puesto que tiene 11 electrones y 11 protones, al perder un electrón se provoca un desequilibrio de cargas y el átomo de sodio quedaría como un ion monopositivo porque habría una carga positiva de más en relación a las cargas negativas.

Al igual que el Sodio, existen otros elementos que tienden a perder electrones con el mismo fin, asimismo, existen otros que les es más fácil conseguir la estabilidad electrónica deseada al ganar electrones; todo esto es lo que provoca el que existan las reacciones química y se combinen los átomos.

A la nueva sustancia formada al combinarse 2 o más átomos se denominarán *compuestos* y éstos poseen propiedades tanto físicas y químicas diferentes a las de los elementos que los forman.

7-3 ¿QUÉ PASA CON LOS GASES NOBLES?

Como ya se dijo, los átomos de los elementos reaccionan con otros átomos ganando o perdiendo electrones con el fin de conseguir una estabilidad química al intentar tener en su última capa una cantidad de electrones determinada que le proporciona dicha estabilidad.

Este grupo de elementos que en la tabla periódica ocupan el grupo VIII A, se caracteriza por presentar una estabilidad química sin igual; en otras palabras, estos elementos poseen en sus capas más externas la cantidad de electrones exacta que dicha capa tiene como capacidad máxima.

Este hecho trae como consecuencia que los gases nobles no necesitan ganar o perder electrones, lo cual reditúa en su gran estabilidad y lógicamente en su renuencia a reaccionar con otros átomos para formar compuestos.

En la siguiente tabla se expone la disposición de los electrones en los siguientes gases nobles con el fin de que se entienda perfectamente la actitud de estos elementos.

TABLA.

7-1 Disposición de los electrones en los gases nobles.

GAS NOBLE	SIMBOLO	NUMERO ATOMICO	NUM. DE ELECTRONES EN CADA NIVEL DE ENERGIA						
			1	2	3	4	5	6	
Helio	He	2	2						
Neón	Ne	10	2	8					
Argón	Ar	18	2	8	8				
Kriptón	Kr	36	2	8	18	8			
Xenón	Xe	54	2	8	18	18	8		
Radón	Rn	86	2	8	18	32	18	8	

7-4 EL ENLACE ELECTROVALENTE O IÓNICO.

Una de las maneras de conseguir la estabilidad electrónica deseada por los átomos, es mediante la transferencia de electrones de la capa más externa de los átomos de un elemento a los de otro. Al enlace así formado se le denominará *electrovalente o iónico* y a los compuestos resultantes, *compuestos iónicos*.

A continuación se expone un ejemplo para comprender el enlace electrovalente.

¿Cómo se forma el Cloruro de Sodio? (NaCl, sal común de mesa).

El Sodio es un elemento que posee 11 protones y por lo tanto, 11 electrones distribuidos de la siguiente manera: 2 electrones en la capa K, 8 electrones en la capa L, y 1 electrón en la capa M; por otro lado, el

Cloro posee 17 protones por lo tanto, también posee 17 electrones distribuidos así: 2 electrones en la capa K, 8 electrones en la capa L y 7 en la capa M (ver figura 1).

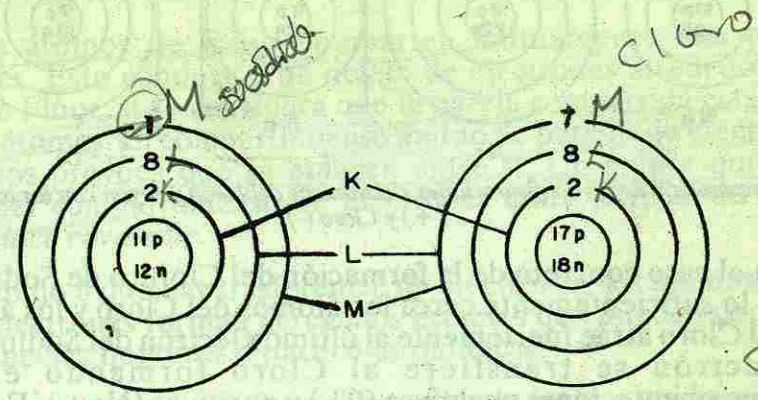


Fig. 1

Si observamos bien la figura (1), nos podremos dar cuenta que si el Sodio pierde el electrón de la capa M, obtendría la configuración electrónica del Neón, adquiriendo con esto una estabilidad química que al fin de cuentas es lo que todos los átomos persiguen y que debido a ello existen las reacciones químicas. Además, el Sodio, al perder ese electrón se desequilibran sus cargas y se formaría un ion monopositivo (1+) ya que al perder un electrón, existirá un protón que no esté neutralizada su carga. Por otro lado, el Cloro, para conseguir su estabilidad química, debe atraer un electrón para tomar la configuración del Argón, sólo que al aceptarlo tendrá un electrón de más y pasará a ser un ion mononegativo (1-).

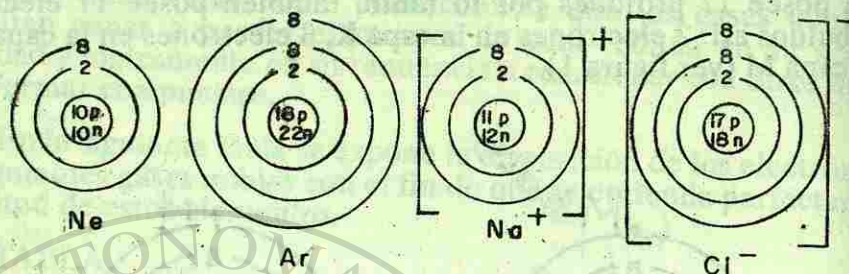


Fig. 2. Comparación de las configuraciones electrónicas del Neón y Argón con los iones de Sodio (+) y Cloro (-).

En el caso concreto de la formación del Cloruro de Sodio (NaCl). Al estar lo suficientemente cerca los átomos del Cloro y los átomos del Sodio, el Cloro atrae fuertemente al último electrón del Sodio hasta que ese electrón se transfiere al Cloro formando entonces, instantáneamente, iones negativos (Cl-) y positivos (Na+). Estos iones, por la diferencia de cargas entre ellos, se atraen entre sí para formar compuestos mediante un enlace electrovalente

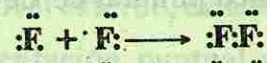


Entonces queda entendido que un enlace electrovalente solamente se formará en los casos aquellos en que halla diferencia de uno o más electrones, de un átomo a otro.

7-5 ENLACE COVALENTE.

Algunos elementos forman compuestos en los que los átomos alcanzan la configuración de octeto (o dueto en el caso del Hidrógeno), en el nivel externo de energía, por el compartimiento de parejas de electrones entre los átomos. Por ejemplo, la formación del gas flúor, a partir de los átomos de

Flúor, puede representarse como sigue:



Los átomos de Flúor comparten mutuamente una pareja de electrones. Esto conduce a un octeto de electrones alrededor de cada átomo de Flúor, si se considera que la pareja compartida esta asociada a ambos átomos. El compartimiento mutuo de parejas de electrones por los átomos provoca que se enlacen entre sí. Un enlace químico que resulta del compartimiento de electrones entre parejas de átomo se llama *enlace covalente*.

Debido a que hay transferencia de electrones, los átomos que comparten electrones forman agregados estables que pueden considerarse como especies químicas o partículas químicas.

Esa especie química formada a partir de átomos unidos por enlaces covalentes se llama *moléculas*. Los compuestos en los que los átomos se combinan en moléculas se llaman *compuestos moleculares o covalentes*. El agua, por ejemplo, es un compuesto covalente constituido por moléculas, cada una de las cuales está compuesta de dos átomos de Hidrógeno enlazados a un átomo de Oxígeno.

7-6 ESTRUCTURAS SIMBÓLICAS PUNTUALES.

Una manera sencilla de representar moléculas que contienen enlaces covalentes es usar las representaciones electrónicas puntuales de los elementos que intervienen, de tal suerte que se indiquen las parejas de electrones compartidos. A este arreglo de representaciones electrónicas puntuales se le llama *estructura electrónica puntual de Lewis*.

Veamos el caso del Hidrógeno, que puede representarse por la estructura electrónica puntual de Lewis.



Los dos electrones entre los dos átomos de Hidrógeno combinados indican la posición mutua de los electrones por los Hidrógenos. En otras palabras, la pareja electrónica entre los dos Hidrógenos representa el enlace covalente entre los átomos.

El símbolo electrónico puntual de Lewis para el Cloro diatómico es:



Cada átomo de Cloro combinado tiene la configuración del gas inerte más cercano que es el Argón. Estas estructuras electrónicas puntuales nos sirven para dar información alguna referente a las formas de las nubes electrónicas, o para indicar que los electrones no son puntos; sino que únicamente sirven como una representación conveniente de las moléculas. A menudo, los pares de electrones compartidos se representan mediante guiones que une a los átomos. Por ejemplo, con frecuencia la estructura electrónica puntual del Cloro se escribe como:



Cuando se escriben las estructuras puntuales, el guión debe interpretarse como una pareja de electrones compartidos, debido a que los no metales tienden a reaccionar con otro metal para formar compuestos covalentes en los que se alcanza la configuración electrónica de un gas inerte, al compartir pareja de electrones, a menudo puede deducirse la estructura puntual de las moléculas de tales compuestos, arreglando las representaciones electrónicas puntuales de los elementos de manera que satisfagan la regla del octeto.

Cuando los átomos de los elementos forman compuestos, generalmente sólo intervienen los electrones del nivel de energía externo. A estos electrones de nivel externo de energía se les conoce como electrones de valencia. En lugar de escribir las configuraciones electrónicas de los elementos con el fin de indicar el número de electrones de valencia, se ha desarrollado un método para la representación simbólica de tales electrones. Para indicar los electrones de valencia de un elemento, usaremos la representación electrónica puntual. La representación electrónica puntual consiste en indicar los electrones del nivel de energía más externo (de valencia) mediante puntos colocados alrededor del símbolo usual del elemento como ya vimos en el caso del Hidrógeno H. Ya que los electrones del nivel de energía externo de los elementos representativos incluyen los subniveles s y p, los electrones de valencia estarán distribuidos en el orbital

sy los tres orbitales p del nivel externo, de acuerdo con la regla de Hund.

Para usar la representación puntual se escribe el símbolo del elemento y se representan los electrones de valencia como puntos en estos cuatro orbitales (uno s y tres p). a la derecha., izquierda, arriba y abajo del símbolo. Esto puede verse como"



Por ejemplo, la estructura electrónica del litio es $1s^2 2s^1$, así que su representación electrónica puntual es:



En donde el punto único representa al electrón de valencia $2s^1$

La configuración electrónica del Nitrógeno es $1s^2 2s^2 2p^3$ de modo que su representación electrónica puntual es:



(el lado del símbolo utilizado para los orbitales s y p es arbitrario). Este símbolo indica que dos de los electrones de valencia está en un orbital ($2s$) y los otros tres están distribuidos en los tres orbitales $2p$, de acuerdo con la regla de Hund. La configuración electrónica del Flúor es $1s^2 2s^2 2p^5$ de manera que su representación electrónica puntual es:



la cual indica un orbital $2s$ completo, dos orbitales $2p$ completos y el electrón restante en el tercer orbital p. La configuración electrónica del Neón es $1s^2 2s^2 2p^6$, así que la representación electrónica puntual es:



Obsérvese que el Neón tiene completamente llenos los subniveles

s y p, ésta se conoce como la configuración del gas inerte o del octeto.

Algunos de los elementos representativos no siguen el patrón que acabamos de ver, debido a la manera en que los electrones de valencia intervienen en la formación de los compuestos. La representación electrónica puntual es para estos elementos, se forman distribuyendo los electrones de valencia de manera que sólo uno aparezca en un lado determinado del símbolo. Por ejemplo, el carbono con la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^2$ se representa mediante.



Los elementos de un grupo de la tabla periódica tiene generalmente, representaciones electrónicas puntuales de la misma forma debido a que poseen el mismo número de electrones en el nivel de energía externo. Las representaciones electrónicas puntuales proporcionan un medio conveniente de representar la distribución electrónica en el nivel de valencia en los elementos representativos. Debido a que la estructura electrónica de los elementos en transición y de nivel de energía interno, las representaciones electrónicas puntuales de estos elementos no son tan útiles como para los elementos representativos.

7-7 NATURALEZA DEL ENLACE COVALENTE.

Ya sabemos que un enlace covalente está formado por dos átomos con un par de electrones compartidos, pero no hemos visto la razón de ello. Es necesario profundizar más en la naturaleza de los enlaces covalentes para saber por qué se han formado y por qué ya formados, se mantienen juntos los átomos en las moléculas.

A fin de estudiar la naturaleza del enlace covalente, consideremos dos átomos de Hidrógeno que chocan y forman una molécula covalente de H_2 . Cada átomo de Hidrógeno está formado por un núcleo con un protón y un sólo electrón en el orbital $1s$. Para que la confusión sea mínima, hablaremos del núcleo A y del electrón A de un átomo y del núcleo B y el electrón B de otro átomo. A medida que los dos átomos se acercan, además de la fuerza de atracción de Coulomb entre cada núcleo y su propio electrón, empiezan a actuar nuevas fuerzas atractivas

de Coulomb entre el núcleo A y el electrón B, y entre el núcleo B y el electrón A. Por otra parte, hay también fuerza de Coulomb de repulsión entre los dos electrones y entre los dos núcleos (ver figura 3). Pero sigamos el curso de formación de una molécula de Hidrógeno en función de la energía implicada.

Dos átomos separados de Hidrógeno poseen energía potencial eléctrica. A medida que se acercan, comienzan a sentir los efectos de la atracción de Coulomb. Finalmente se alcanza una distancia internuclear en la cual la energía potencial del sistema de dos átomos llega a un mínimo. A esta distancia en que las fuerzas de atracción han sido equilibradas por fuerzas de repulsión, se forma la molécula diatómica estable. Si la distancia intermoleculas se hiciera más pequeña, predominarían las fuerza de repulsión.

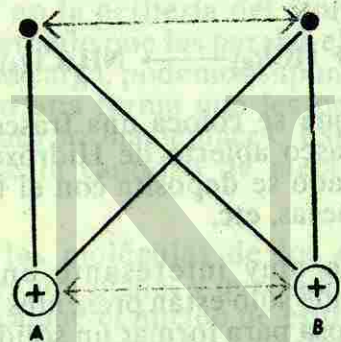


Fig. 3. Las fuerzas de Coulomb de atracción y repulsión entre dos átomos con un electrón.

Resumamos nuestra imagen de un enlace covalente entre dos núcleos cualesquiera. Las cargas de los dos núcleos y sus electrones orbitales crean tanto fuerzas de atracción como de repulsión.

A una determinada distancia entre los núcleos, estas fuerzas están equilibradas exactamente y resulta una molécula estable, donde cada núcleo ejerce una fuerza de atracción sobre los electrones de enlace. En consecuencia, los dos electrones del enlace covalente son compartidos por los dos átomos.

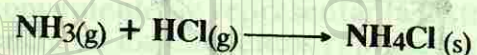
Cuando este proceso se trata por medio de la mecánica cuántica, encontramos que hay una gran probabilidad de encontrar el par de electrones de enlace entre los dos átomos. Cuanto mayor era la prob-

abilidad de encontrar los electrones entre los dos átomos, y no en otra parte, más fuerte es el enlace (es decir, mayor es la energía que se requiere para romperla).

La fuerza de atracción en un enlace covalente, todavía es electrostática y los dos núcleos positivos se mantienen juntos por la elevada concentración de carga negativa que hay entre ellos. Cuanto más grande es la concentración de esta carga negativa (mayor es la probabilidad), más fuerte es el enlace.

7-8 ENLACE COVALENTE COORDINADO.

Una reacción química muy conocida en todos los laboratorios es la siguiente"

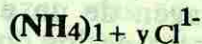


Se efectúa cada vez que se coloca un frasco abierto de Acido Clorhídrico cerca de un frasco abierto de Hidróxido de Amonio. El humo blanco y sólido formado se deposita con el tiempo como polvo fino, blanco, en ventanas, mesas, etc.

Esta es una reacción muy interesante en la que los gases moleculares NH_3 y HCl , donde sólo están presentes enlaces covalentes, se combinan en la fase gaseosa para formar un sólido iónico,



las estructuras de Lewis para los iones"



Si examinamos cuidadosamente la estructura de Lewis del ion Tetraédrico $(\text{NH}_4)^+$ observamos que la regla del octeto se satisface para el átomo de Nitrógeno y que cada uno de los cuatro átomos de Hidrógeno tiene completa su capa de valencia de dos electrones. Sin

57-55-33

embargo, en un caso el enlace covalente de dos electrones que hay entre el átomo de Nitrógeno y el de Hidrógeno, se ha podido realizar sólo porque el átomo de Nitrógeno ha contribuido con los dos electrones del par electrónico.

Un enlace covalente en el que un átomo contribuye con ambos electrones del enlace, se llama *enlace covalente coordinado*.

7-9 GEOMETRÍA MOLECULAR EN BASE A LA INTERACCIÓN ELECTRÓNICA.

Como se mencionó anteriormente la capacidad de combinación de un elemento reside en sus electrones de valencia, ya que éstos se mueven libremente en la periferia del átomo describiendo una esfera imaginaria y considerando que las parejas electrónicas se repelen entre sí por tener la misma carga, podemos suponer que se acomodarán en el espacio adquiriendo una forma que les permita tener la máxima estabilidad posible para formar enlaces. Este "reacomodo" entre otras razones depende de la cantidad de electrones de valencia, veamos algunos ejemplos.

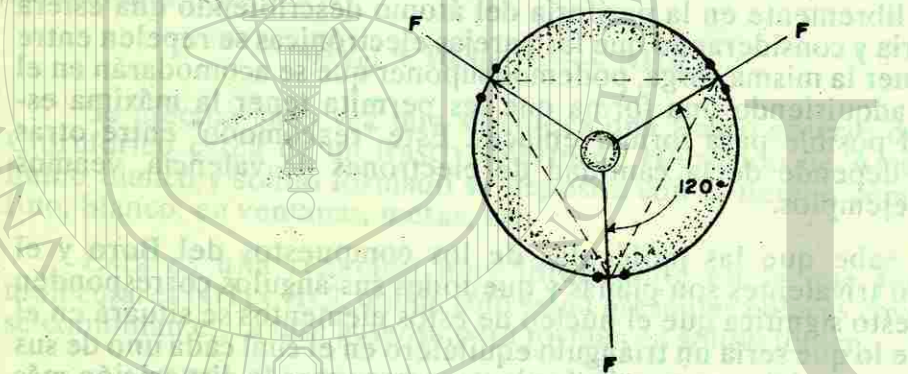
Se sabe que las moléculas de los compuestos del Boro y el Aluminio trivalentes son planas y que todos sus ángulos corresponden a 120° ; esto significa que el núcleo de estos elementos se situará en el centro de lo que sería un triángulo equilátero en el cual cada uno de sus vértices contendría una pareja de electrones; esta es la disposición más adecuada si tomamos en cuenta que éstos están repeliéndose con la intención de asegurar la máxima separación posible. (fig. 4).

De manera que, con base en la teoría de la repulsión de electrostática podemos llegar a la conclusión de que las moléculas del Boro y Aluminio son planas y ángulos de 120° .



(a) TRIANGULO EQUILATERO INSCRITO EN UNA ESFERA; EL CENTRO DEL TRIANGULO COINCIDE CON EL CENTRO DE LA ESFERA

(b) VISTA DESDE ARRIBA

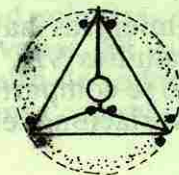


(c) LA ESTRUCTURA DEL BF_3 ES PLANA

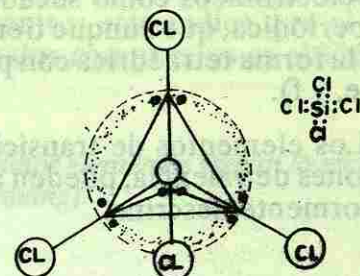
ALGUNOS CONCEPTOS DE ELECTROSTATICA NOS INDUCEN A PENSAR QUE LAS MOLECULAS DEL BORO Y ALUMINIO TRIVALENTES SON PLANAS

Fig. 4

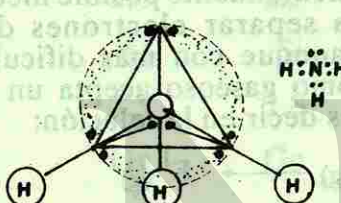
Como la forma de una molécula depende del número de pares de electrones que participan en la formación de los enlaces, para los elementos de la familia IV A de la tabla periódica (Carbono, Silicio, Germanio, etc), que a menudo forman 4 enlaces, las moléculas presentarán forma tetraédrica con ángulo de 109° (Fig. 5a y b).



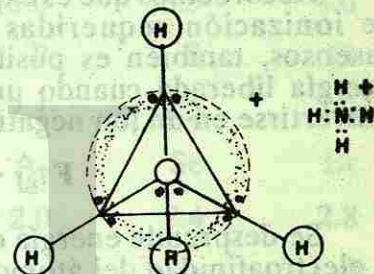
(a) TETRAEDRO REGULAR INSCRITO EN UNA ESFERA. EL CENTRO DEL TETRAEDRO COINCIDE CON EL DE LA ESFERA



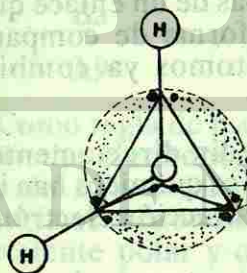
(b) REPRESENTACION ESTRUCTURAL DE LA MOLECULA TETRAEDRICA $SiCl_4$



(c) REPRESENTACION ESTRUCTURAL DE LA MOLECULA PIRAMIDAL DEL AMONIACO O DEL PCl_3

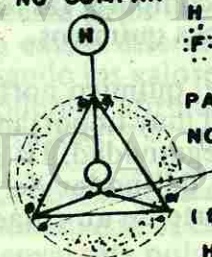


(d) EL ION AMONIACO ES TETRAEDRICO



(e) PAREJAS DE ELECTRONES NO COMPARTIDOS.

A MOLECULA H_2O ES QUEBRADA



PAREJA DE ELECTRONES NO COMPARTIDOS

(f) MOLECULA DIATOMICA DE LOS HALUROS DE HIDROGENO: HF, HCl, etc.

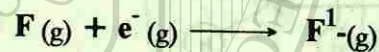
Fig. 5.

Esta configuración se mantendrá mientras haya o se formen 4 pares electrónicos como sucede en las familias VA, VIA y VIIA de la tabla periódica; que aunque tiene pares no se comparten, siguen presentando la forma tetraédrica con pequeñas variaciones en los ángulos (Fig. 5 c, d, e, y f).

Los elementos de transición, debido a que se presentan muchos electrones de valencia, pueden adquirir formas más complicadas que las anteriormente descritas.

7-10 ELECTRONEGATIVIDAD Y ENLACES QUÍMICOS.

Recordemos que es experimentalmente posible medir las energías de ionización requeridas para separar electrones de los átomos gaseosos, también es posible, aunque con más dificultad, medir la energía liberada cuando un átomo gaseoso acepta un electrón para convertirse en un ion negativo, es decir en la relación:



Se desprende energía que puede ser medida, esa energía se llama la electroafinidad del átomo de Flúor. Las energías de ionización y las electroafinidades miden las propiedades de retención o atracción de electrones, pero sólo para las condiciones muy especiales bajo las cuales han sido medidas, para estudiar las características de un enlace químico entre átomos, el químico debe tener alguna forma de comparar las fuerzas de atracción entre electrones de átomos ya combinados químicamente.

Sin embargo, no es posible todavía medir directamente esas propiedades de los átomos. Consecuentemente los químicos han ideado medios indirectos para comparar las fuerzas de atracción electrónica en los átomos, en los enlaces químicos.

Como lo sugiere el químico norteamericano Linus Pauling, se ha derivado una propiedad muy importante calculada al átomo a la que se le ha llamado electronegatividad. La electronegatividad de un átomo es una medida relativa del poder de atraer electrones que tienen un átomo cuando forma parte de un enlace químico.

Los valores para la electronegatividad de Pauling se dan en la tabla 7-2. Metales como el Sodio y el Calcio tiene bajos valores de

electronegatividad, mientras que no metales como el Oxígeno y el Cloro tiene valores elevados. El valor de 4.0 para la electronegatividad del Flúor es el más alto de todos los elementos; esto indica que el átomo que atrae electrones con más fuerza en dos compuestos es el Flúor.

TABLA 7-2 Electronegatividades de algunos elementos (según la escala arbitraria de Pauling).

H						
2.1						
Li	Be	B	C	N	O	F
1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
0.8	1.0	1.6	1.7	2.0	2.4	2.8
Rb	Sr					I
0.8	1.0					2.4
Cs	Ba					
0.7	0.9					

Como regla de uso práctico podemos decir que cuando la diferencia entre las electronegatividades de los elementos que se combinan es mayor de 1.7, el compuesto resultante será de carácter iónico, si la diferencia es menor a esta cifra, hasta antes de ser 0, tendrá un carácter de covalente polar y cuando no existe diferencia, el compuesto será 100% covalente; por ejemplo, usando los valores de electronegatividad que aparecen en la tabla 7-2, podemos afirmar que el carácter de los enlaces en los siguientes compuestos es:

Para el Cs F (Fluoruro de Cesio) como la diferencia es 3.3 (4 - 0.7) el carácter es netamente iónico para el As₂S₃ cuya diferencia es 0.5 (2.5 - 2.0) el carácter del enlace será covalente polar para el NCl₃ donde no existe diferencia de electronegatividad (3.0 - 3.0). el carácter de los enlaces de esta molécula será covalente aunque la molécula sea polar

debido a la presencia del par de electrones no compartidos en el Nitrógeno (Fig 5c).

7-11 SIGNIFICADO E IMPORTANCIA DE LOS DIPOLOS.

Se sabe que las moléculas como el agua, son eléctricamente neutras, pero pueden ser *dipolos*, es decir, tener una distribución desigual de cargas eléctricas. Se dice que tales moléculas son polares. Es fácil ver ahora, que esta distribución desigual de las cargas proviene de una distribución de los electrones en los enlaces intermedios.

Los mismos enlaces covalentes pueden ser polares. Casi todos los enlaces entre átomos diferentes son polares. Los enlaces intermedios se llaman también enlaces *polares covalentes*.

El *momento dipolar* de una molécula es la medida experimental de la distribución desigual neta de la carga en dicha molécula.

Si nuestra explicación del origen de la naturaleza dipolar de la molécula es correcta, entonces los momentos dipolares en una serie relacionada de moléculas diatómicas aumenta al incrementarse la diferencia en electronegatividad entre los átomos.

En el caso de una molécula poliatómica, la sola polaridad del enlace no puede explicar cualitativamente la polaridad neta de la molécula. También intervienen la orientación especial de los enlaces dentro de las moléculas. El CCl_4 tiene cuatro enlaces covalentes polares dirigidos hacia la vertical del tetraedro. La polaridad de un enlace individual C-Cl está compensado por los otros tres enlaces. El CCl_4 es una molécula no polar. Finalmente, la presencia y orientación de electrones de valencia no enlazados tendrá un efecto sobre la polaridad neta de una molécula. Por ejemplo, aunque cada enlace P-H en el PH_3 es no polar, la presencia de un par de electrones de valencia no enlazados en el átomo de Fósforo conduce a un pequeño aumento dipolar para la molécula entera.

Quizá le sorprenda la importancia que hemos dado a detalles, al parecer pequeños y abstractos. Como el hecho de que la mayoría de los compuestos tienen enlaces que no son totalmente covalentes, ni completamente iónicos, pero a menudo estos detalles "pequeños y abstractos" son los que, de hecho, hacen a nuestro universo físico lo que es.

Si los enlaces químicos fueran totalmente iónicos o totalmente

covalentes, las moléculas no formarían dipolos y entonces, muchos compuestos no existirían en los estados líquidos y sólidos, excepto bajo condiciones extremas, como para la que se quiere para los gases nobles.

UNIDAD VIII

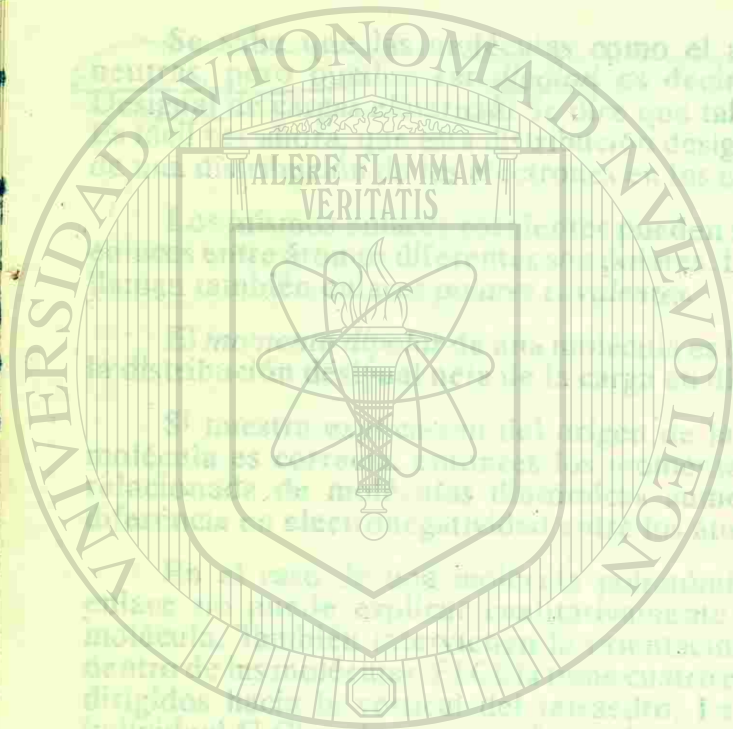
REPASO GENERAL DEL CURSO.

ANL

MA DE NUEVO LEÓN

DE BIBLIOTECAS

7-11 SIGNIFICADO E IMPORTANCIA DE LOS DIPOLOS.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD VIII

REPASO GENERAL DEL CURSO.

En el transcurso del presente curso se ha intentado introducir al alumno en el estudio de la química. Es por ello que este primer curso sienta las bases necesarias para continuar con el estudio de esta ciencia.

La presente unidad tiene por objeto señalar una serie de objetivos que comprenden lo más relevante e importante del presente texto. Además, por otro lado, trata de entrelazar los conocimientos de cada una de las unidades ya estudiadas de manera que el conocimiento no quede aislado, sino totalmente relacionado.

Al terminar la unidad, el alumno deberá ser capaz de:

OBJETIVOS:

- 1.- Definir qué son las ciencias formales y ciencias factuales.
- 2.- Definir qué es el método científico, así como señalar las etapas de que consta.
- 3.- Definir los siguientes conceptos:
 - a) Química.
 - b) Cambio físico.
 - c) Cambio químico.
 - d) Elemento.
 - e) Compuesto.

f) Mezcla.

g) Sólido.

h) Líquido.

i) Gaseoso.

4.- Señalar las características propias que identifican a los electrones, protones y neutrones.

5.- Definir los siguientes términos:

a) Nucleones.

b) Isótopo.

c) Número atómico.

d) Peso atómico.

e) Peso molecular.

f) Mol.

6.- Explicar las características que identifican a las teorías ondulatoria y cuántica.

7.- Definir a qué llamamos números cuánticos así como también describir sus valores respectivos.

8.- Diferenciar entre estados normales y estados excitados de los átomos en relación a la posición de los electrones externos.

9.- Definir los siguientes términos:

a) Capa de valencia.

b) Nivel principal de energía.

c) Electrones de valencia.

d) Subnivel energético.

e) Orbital.

10.- Definir configuración electrónica, así como representar las configuraciones electrónicas de cualquier átomo, dado su número atómico.

11.- Definir a que llamamos grupos y períodos en la tabla periódica y diferenciarlos entre sí.

12.- Definir los siguientes términos:

a) Metales.

b) No metales.

c) Potencial de ionización.

d) Afinidad electrónica.

e) Electropositividad.

f) Electronegatividad.

g) Radio atómico.

h) Valencia.

13.- Explicar porqué los átomos pierden o ganan electrones con el fin de combinarse.

14.- Definir los siguientes términos.

a) Enlace electrovalente.

b) Enlace covalente.

c) Enlace covalente coordinado.

PROCEDIMIENTO:

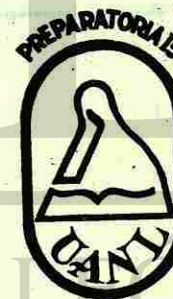
Para cumplir con los objetivos señalados:

- 1.- Deberás ubicar cada uno de los objetivos en las diferentes unidades de que consta el curso y resolverlos adecuadamente.
- 2.- Es recomendable que realices un cuestionario con los objetivos ya resueltos y los estudios para que así te prepares para la evaluación de esta unidad, que como es la última, es la que te determinará la calificación final de todo el curso.
- 3.- Como requisito para presentar esta unidad, será el que el alumno tenga acreditadas 5 o más unidades, de lo contrario, no tendrá derecho a la evaluación de la presente unidad.

LABORATORIO DE QUIMICA.

PREFACIO.....	3
OBJETIVO.....	7
PRECAUCIONES.....	8
INSTRUCCIONES.....	11
PRÁCTICA # 1.....	12
PRÁCTICA # 2.....	20
PRÁCTICA # 3.....	31
PRÁCTICA # 4.....	33
PRÁCTICA # 5.....	43
PRÁCTICA # 6.....	47
PRÁCTICA # 7.....	53

PRÁCTICAS DE QUÍMICA I.



Q.B.P. FILIBERTO DE LA GARZA O. ®

Q.B.P. BERNARDO ESPARZA M.

PROCEDIMIENTO:

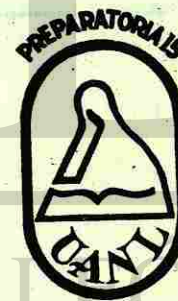
Para cumplir con los objetivos señalados:

- 1.- Deberás ubicar cada uno de los objetivos en las diferentes unidades de que consta el curso y resolverlos adecuadamente.
- 2.- Es recomendable que realices un cuestionario con los objetivos ya resueltos y los estudios para que así te prepares para la evaluación de esta unidad, que como es la última, es la que te determinará la calificación final de todo el curso.
- 3.- Como requisito para presentar esta unidad, será el que el alumno tenga acreditadas 5 o más unidades, de lo contrario, no tendrá derecho a la evaluación de la presente unidad.

LABORATORIO DE QUIMICA.

PREFACIO.....	3
OBJETIVO.....	7
PRECAUCIONES.....	8
INSTRUCCIONES.....	11
PRÁCTICA # 1.....	12
PRÁCTICA # 2.....	20
PRÁCTICA # 3.....	31
PRÁCTICA # 4.....	33
PRÁCTICA # 5.....	43
PRÁCTICA # 6.....	47
PRÁCTICA # 7.....	53

PRÁCTICAS DE QUÍMICA I.

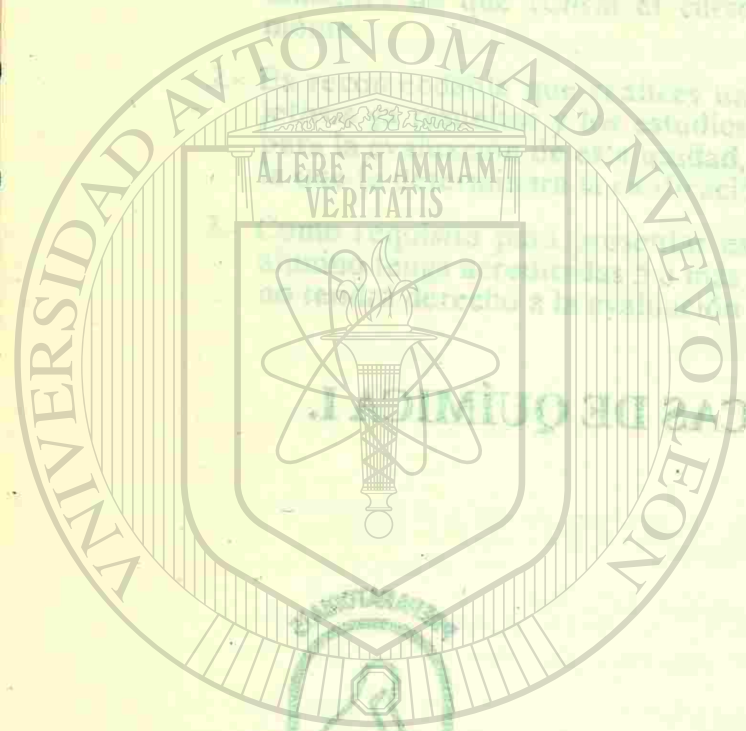


Q.B.P. FILIBERTO DE LA GARZA O. ®

Q.B.P. BERNARDO ESPARZA M.

PROCEDIMIENTO:

LABORATORIO DE QUIMICA



UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PREFACIO.

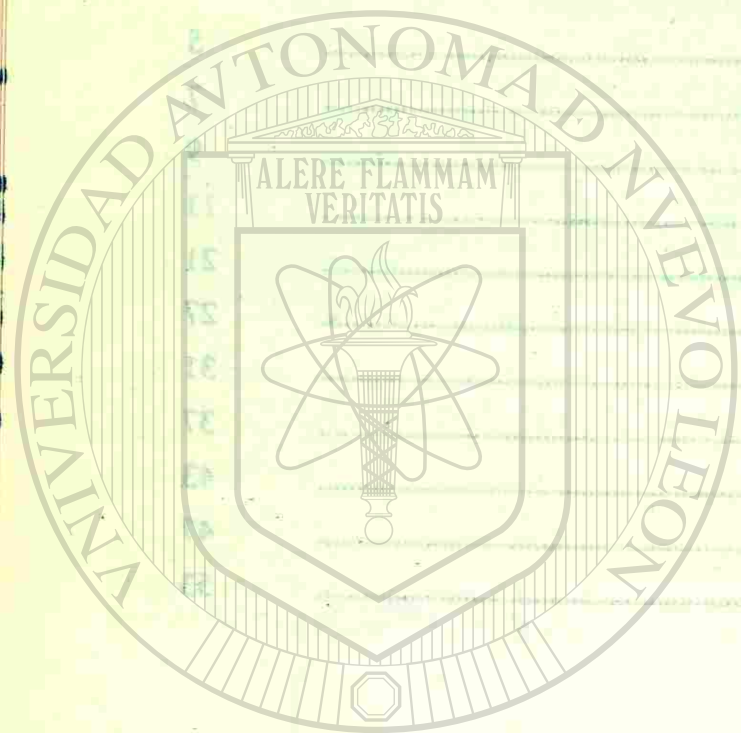
ÍNDICE.

PREFACIO.....	5
OBJETIVO.....	7
PRECAUCIONES.....	9
INSTRUCCIONES.....	11
PRÁCTICA # 1.....	21
PRÁCTICA # 2.....	27
PRÁCTICA # 3.....	31
PRÁCTICA # 4.....	37
PRÁCTICA # 5.....	43
PRÁCTICA # 6.....	47
PRÁCTICA # 7.....	53

Vertical handwritten text on the left edge of the page.

Vertical handwritten text on the right edge of the page.

100 F. U. P. 15



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PREFACIO.

Este manual de laboratorio se ha escrito para unirlo a nuestro libro de química, como una necesidad de que el estudiante comprenda que la química es una materia fundamental en el estudio y comprensión de los fenómenos biológicos.

El propósito principal de este curso de química experimental es destacar la diferencia entre observación e interpretación.

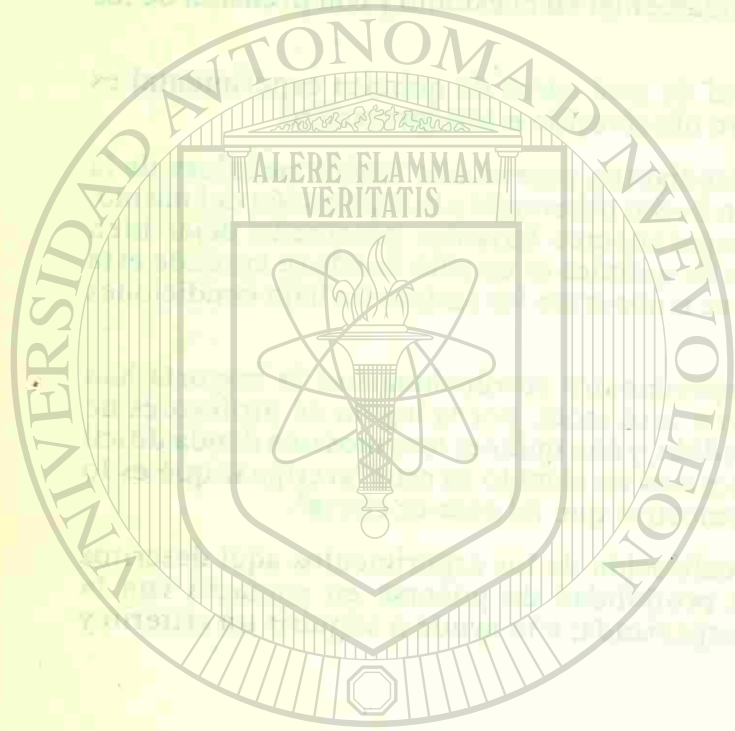
La mayoría de los estudiantes, poseen una noción nebulosa de la diferencia que hay entre un hecho observado y la explicación del mismo. De aquí que con estos experimentos hayamos procurado dejar bien sentado que el laboratorio de química es un sitio donde se aprende esta ciencia observando cómo se comportan las sustancias bajo condiciones determinadas.

Ofrecemos pocos experimentos revolucionarios; la mayoría han sido ya propuestos de uno u otro modo por la legión de profesores de química que nos han precedido, y con quienes tenemos una deuda difícil de valorar. Lo que sí ofrecemos en cambio es esto "averiguar qué es lo que sucede" en vez de "demostrar que tal cosa es cierta".

Esperamos que la realización de los experimentos aquí descritos faciliten al estudiante la posibilidad de ponerse en contacto con la química, de una manera organizada; y lo ayude a adquirir un criterio y una actitud científica.

100 F. U. P. 15

100 F07 Proon LE



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

OBJETIVO:

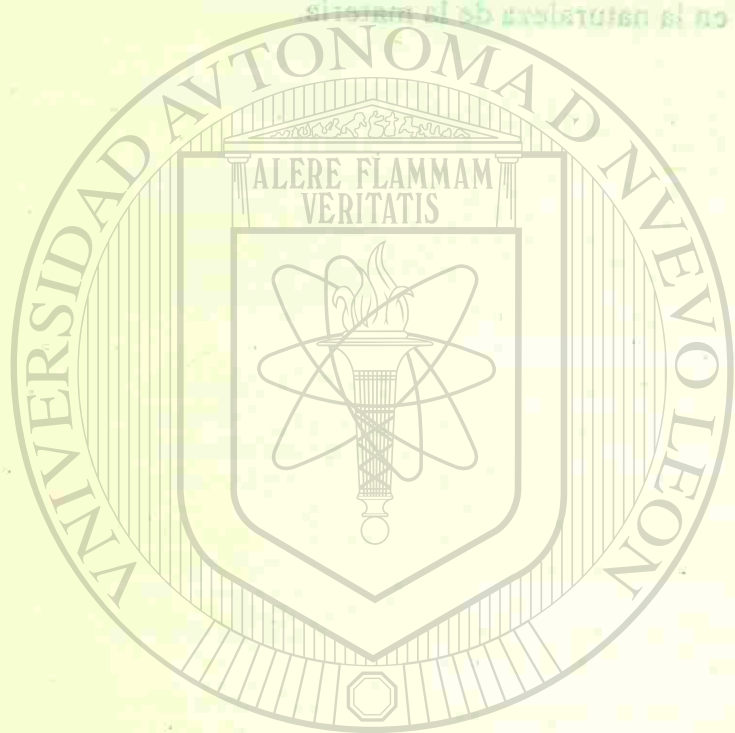
El objetivo de este manual de laboratorio es que el alumno logre una integración entre la teoría y la práctica; de tal forma que pueda aplicar los conocimientos obtenidos en el laboratorio para comprensión de los cambios químicos en la naturaleza de la materia.

U A N L

100 F07 Proon LE

OBJETIVO:

El objetivo de este manual de laboratorio es que el alumno logre una integración entre la teoría y la práctica; de tal forma que pueda aplicar los conocimientos adquiridos en el laboratorio para comprender los cambios químicos en la naturaleza de la materia.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE

PRECAUCIONES:

Reglas de Seguridad en la Laboratorio:

El laboratorio no es obligadamente sitio peligroso. Las precauciones inteligentes y la comprensión adecuada de las técnicas que deben seguirse harán que el laboratorio de química no sea más peligroso que cualquier otro salón de clases.

Además el principal objetivo del laboratorio, es hacer que el alumno se encuentre familiarizado con las diferentes sustancias, aparatos y técnicas empleadas en un laboratorio de química.

Impulsar su interés hacia los caminos de la ciencia y tratar de entenderla mucho mejor. Para lograr estos objetivos, es primordial la entera colaboración del estudiante, a quien le será indispensable tener presente las siguientes recomendaciones:

- 1.- Debe trabajar en el laboratorio estrictamente con bata.
- 2.- No fumar ni ingerir alimento en el laboratorio.
- 3.- Trabajar en silencio.
- 4.- Cuando se está en el laboratorio, en todo momento deben usarse anteojos de seguridad.
- 5.- Debe saberse donde se encuentra y como se utiliza el equipo de seguridad y de primeros auxilios.
- 6.- Considérense todas las sustancias químicas peligrosas a menos que esté comprobado lo contrario y considérense todas las sustancias químicas como corrosivas o venenosas, y sus vapores tóxico, a menos que se sepa lo contrario.
- 7.- En caso de que sustancias químicas corrosivas se pongan en contacto con la piel u ojos, lo primero que debe hacerse es lavar la zona afectada con agua. En seguida, se informará al instructor del laboratorio.
- 8.- No se saboree cosa alguna. Nunca se olerá directamente la fuente de vapor; en cambio, con la mano ahuecada, llévase una pequeña muestra de vapor a la nariz.
- 9.- Toda reacción en que ocurran olores que irritan la piel, peligrosos o desagradables, deben efectuarse en la campana.

10.- No se practicarán experimentos no autorizados.

11.- Se limpiará inmediatamente el material de vidrio que se haya roto.

12.- Usense siempre ácidos y bases diluídas a menos que se indique lo contrario. Los ácidos y las bases diluídas que se utilizaron se les serán proporcionados. Viértase ácidos en agua; ello se aplica; en especial, al ácido sulfúrico concentrado.

13.- No se froten los ojos cuando las manos estén contaminadas por sustancias químicas.

14.- Debe de informarse inmediatamente al instructor en caso de accidente.

INSTRUCCIONES PARA EL ESTUDIO DE LABORATORIO.

1.- Léase la práctica antes de ir al laboratorio. Al comenzar cada período de práctica, el experimento será explicado por el instructor.

2.- Anótese los resultados en la página para datos. Los datos deben anotarse conforme se efectúa el experimento.

3.- Al pesar no se coloquen sustancias químicas directamente sobre el platillo.

4.- Tratar de evitar accidentes en el laboratorio.

a) Inclínese invariablemente el tubo de ensayo en el cual se caliente un líquido alejándolo de usted y de sus compañeros.

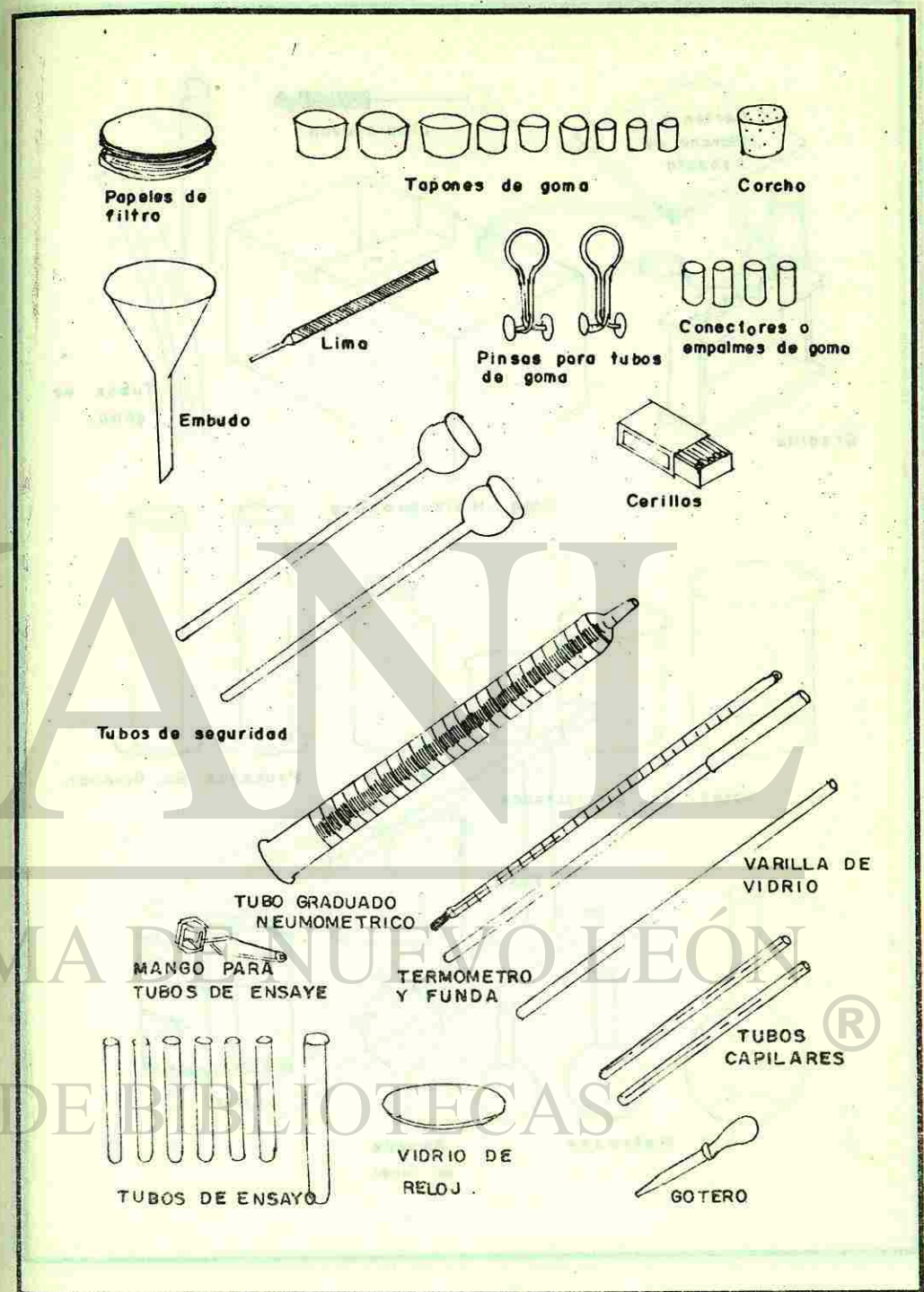
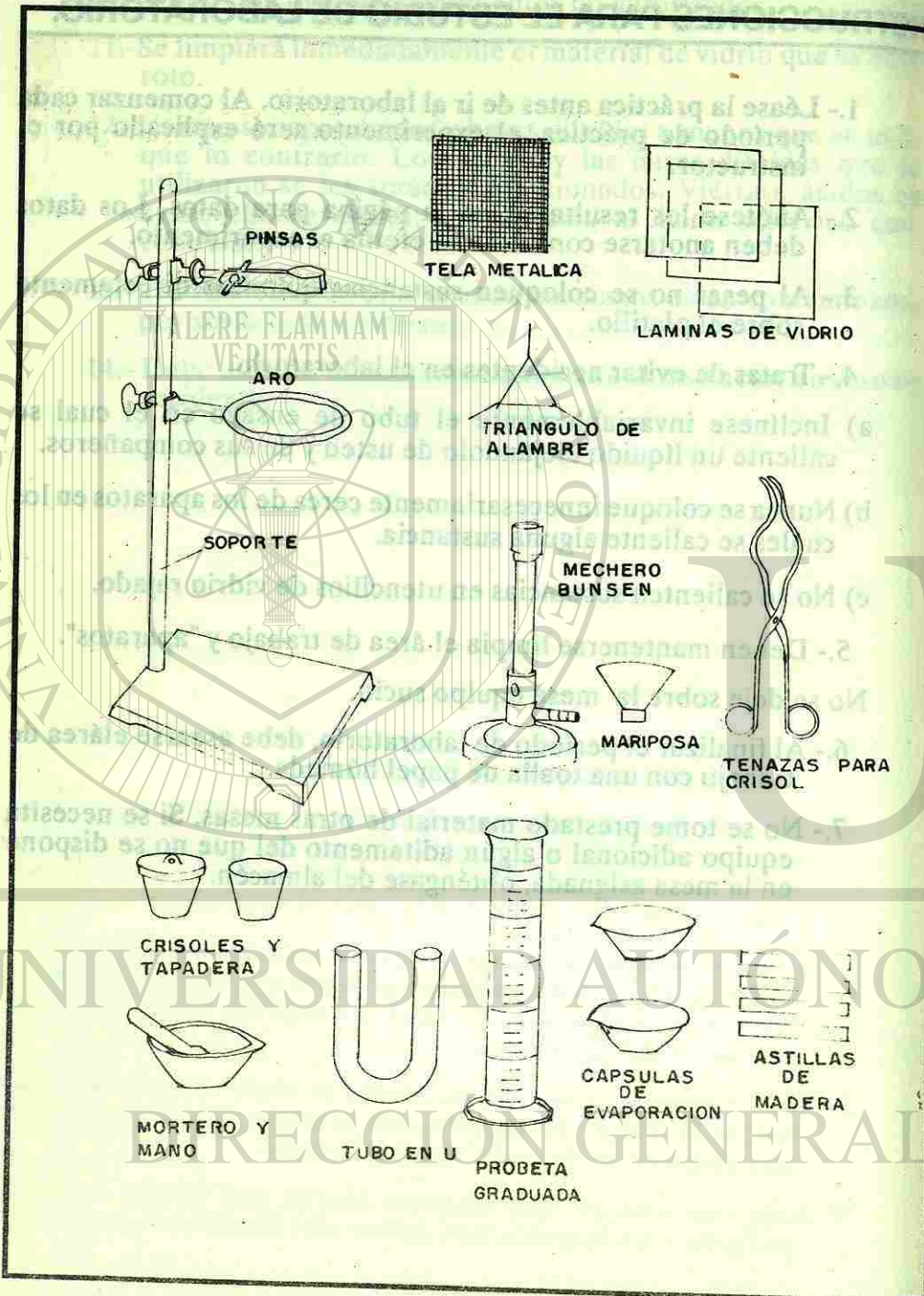
b) Nunca se coloque innecesariamente cerca de los aparatos en los cuales se caliente alguna sustancia.

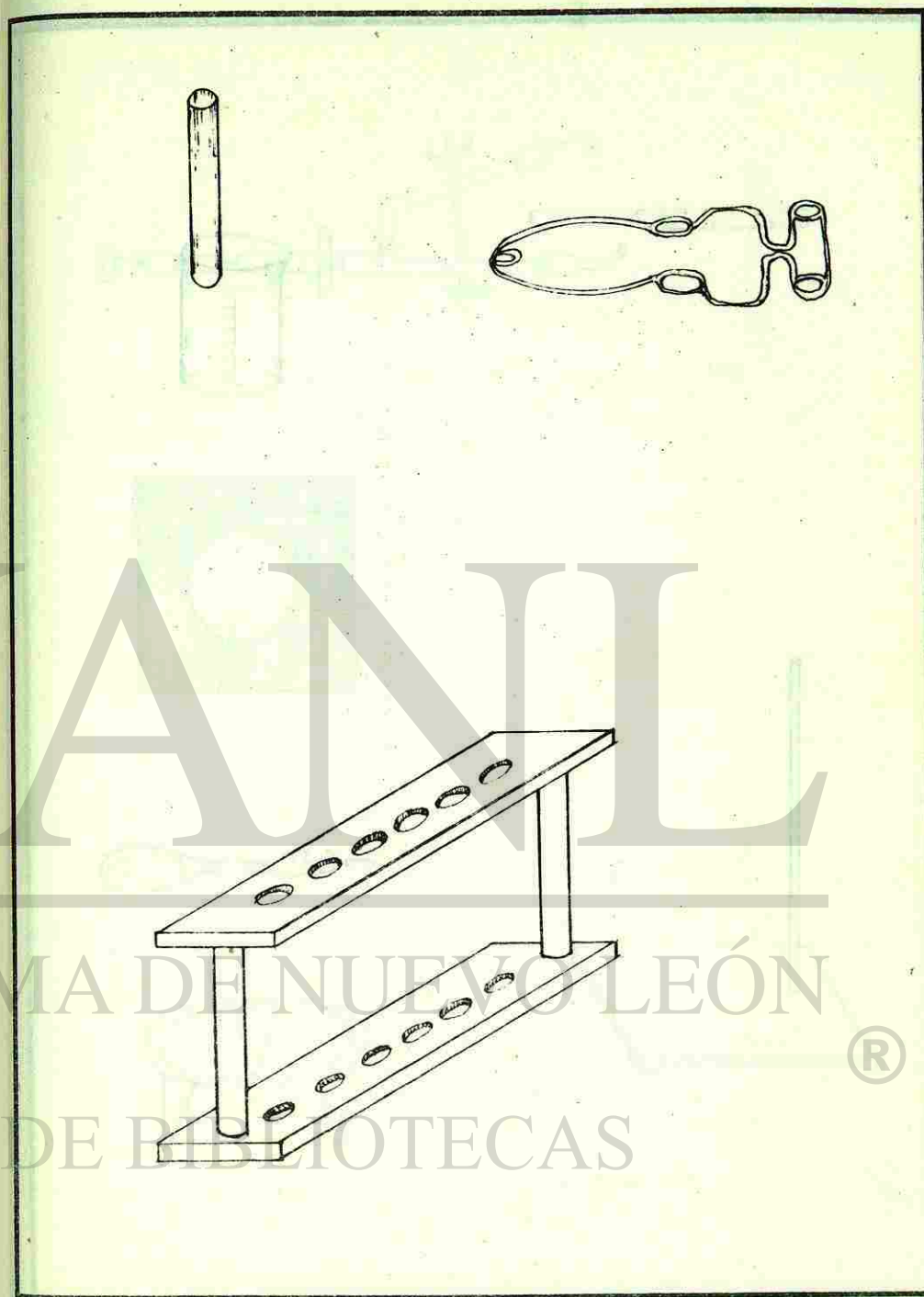
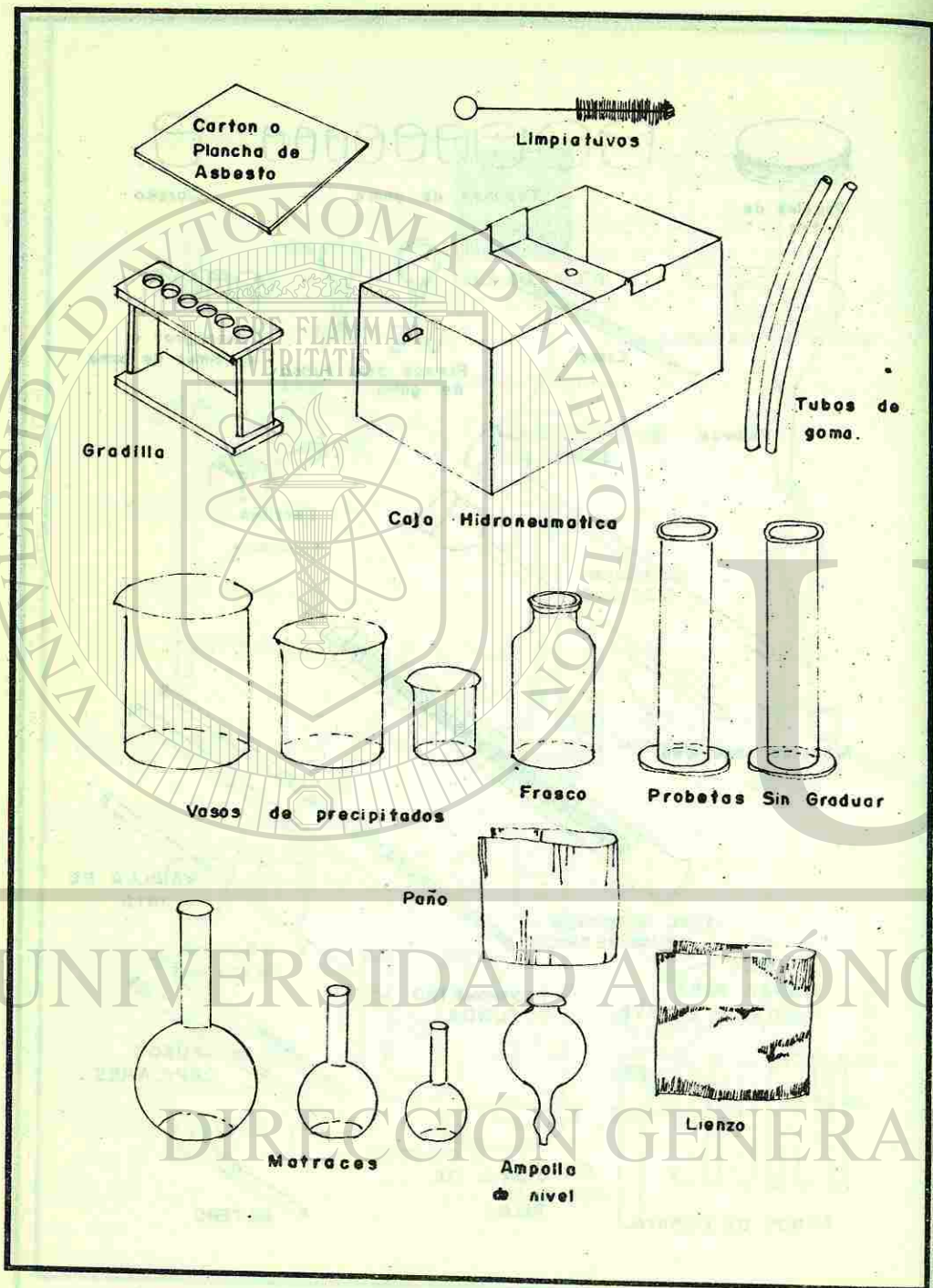
c) No se calienten sustancias en utensilios de vidrio rajado.

5.- Deben mantenerse limpia el área de trabajo y "aparatos". No se deje sobre la mesa equipo sucio.

6.- Al finalizar el período de laboratorio, debe asearse el área de trabajo con una toalla de papel húmeda.

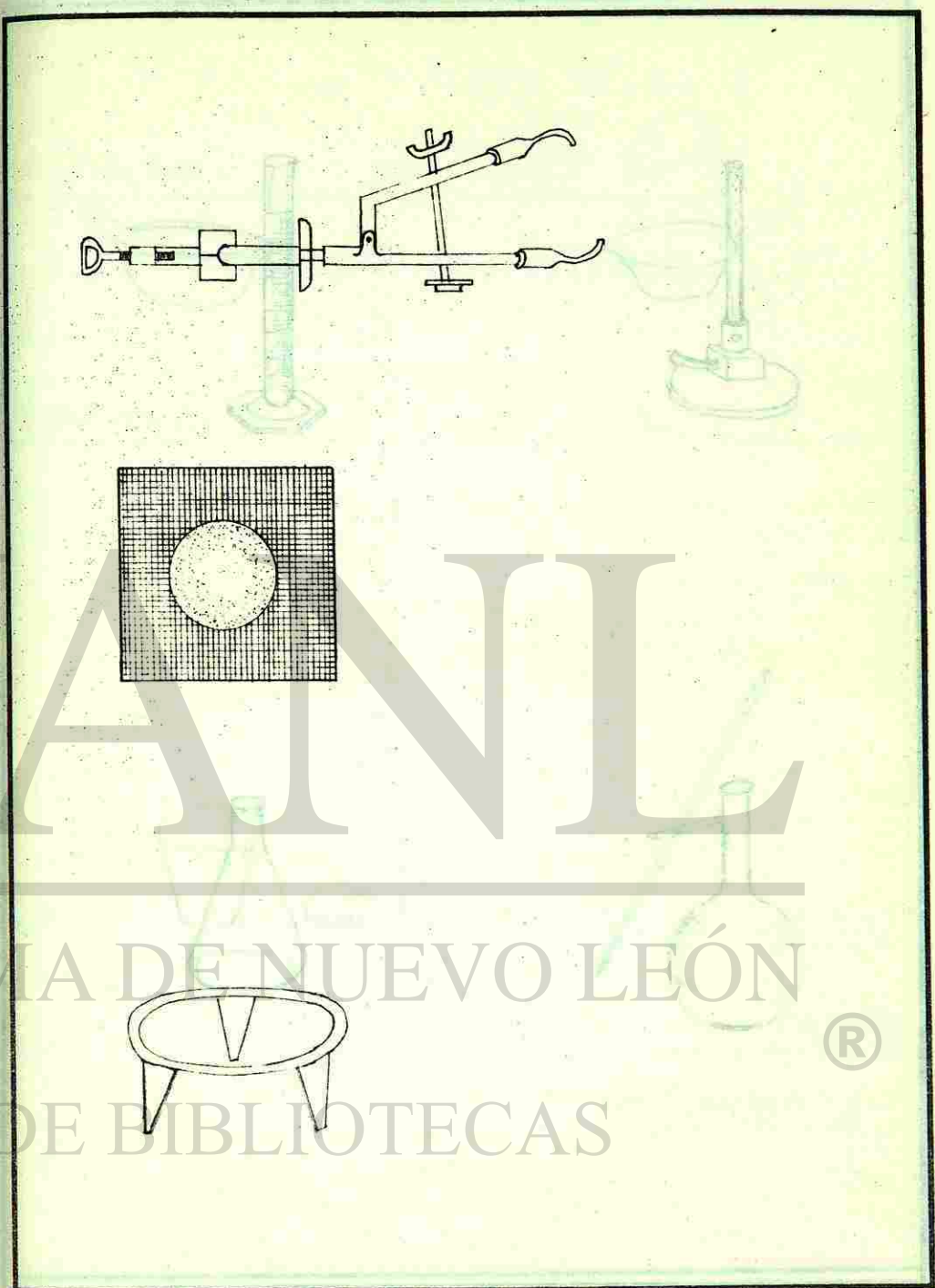
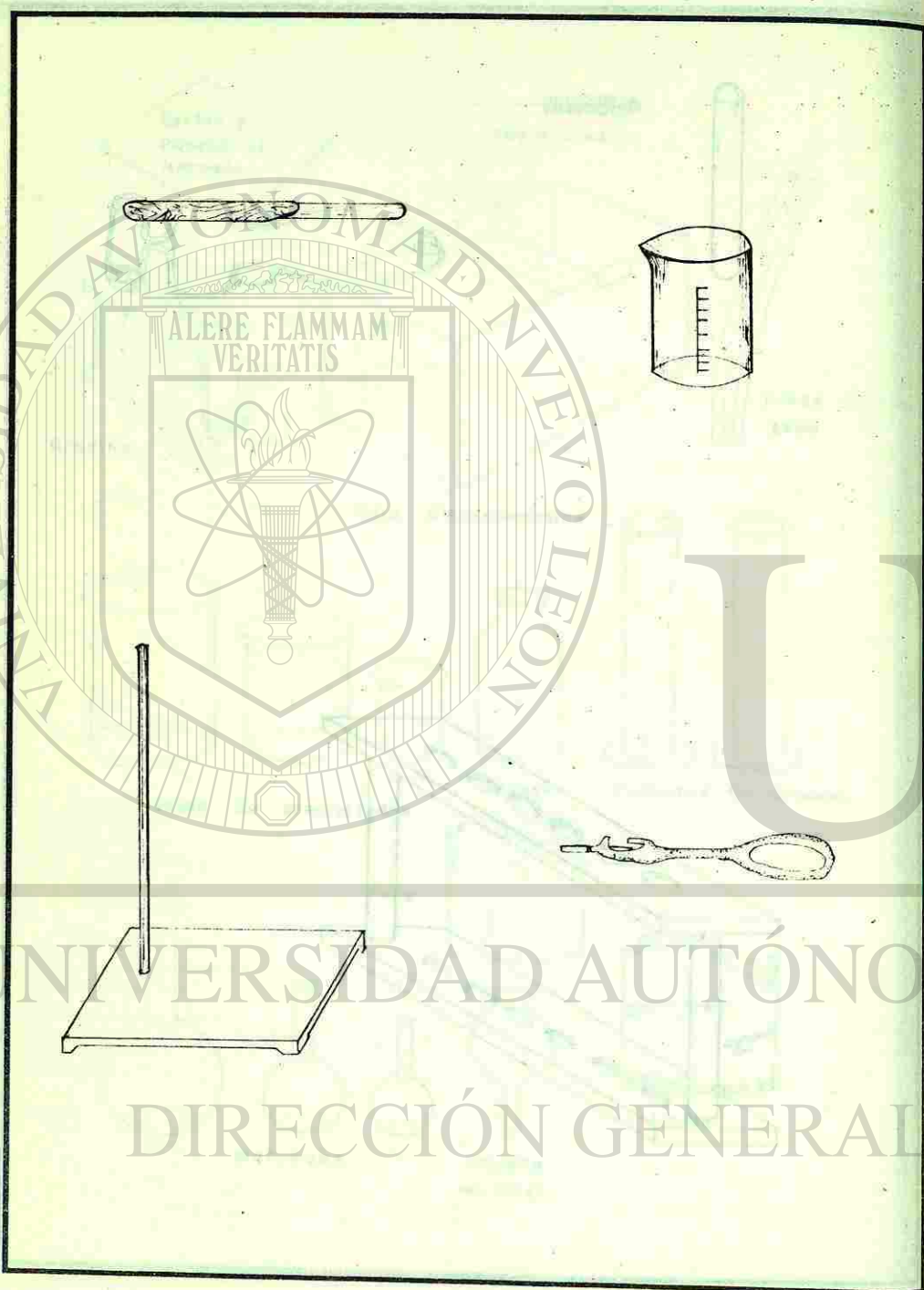
7.- No se tome prestado material de otras mesas. Si se necesita equipo adicional o algún aditamento del que no se dispone en la mesa asignada, obténgase del almacén.





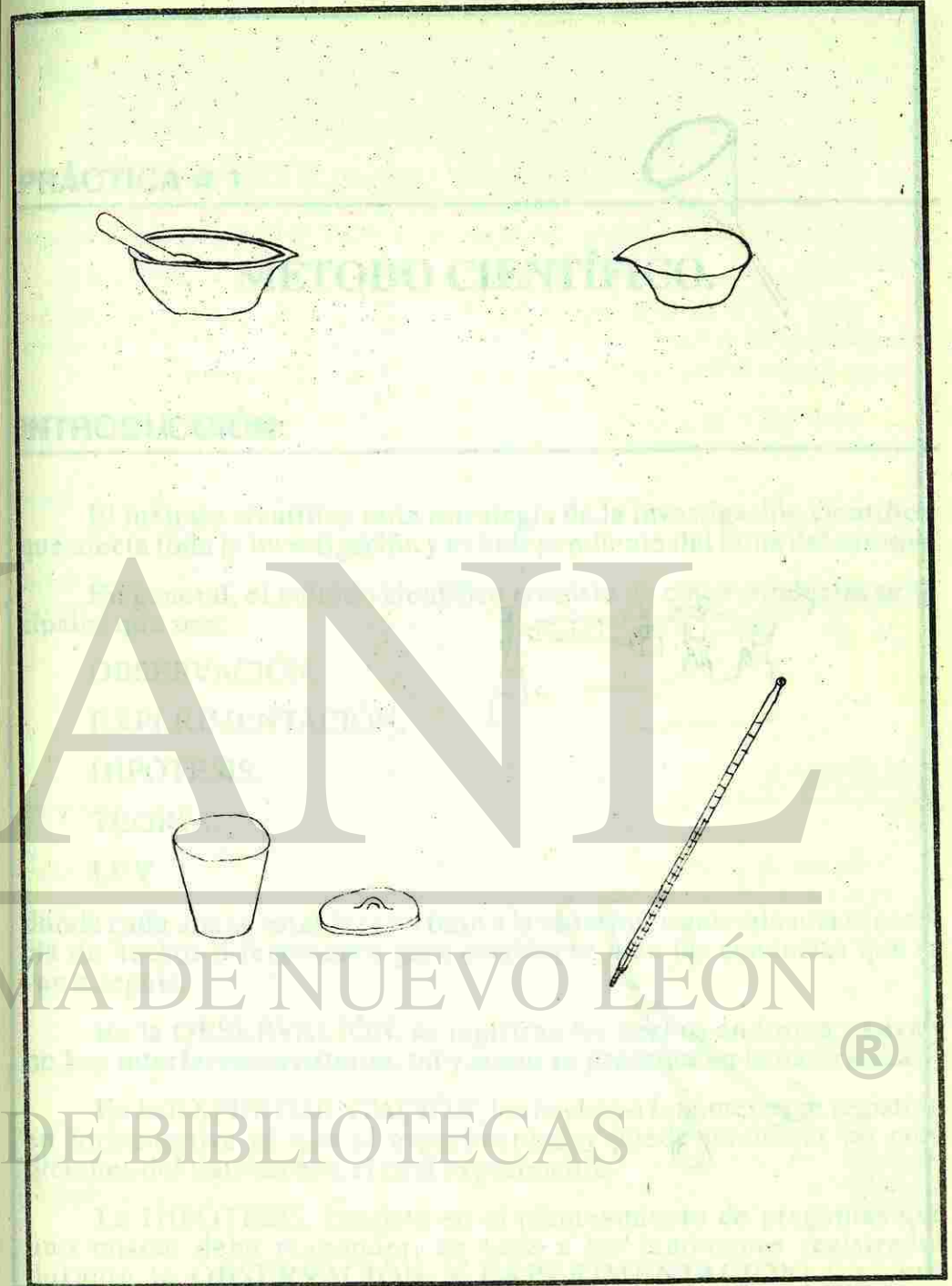
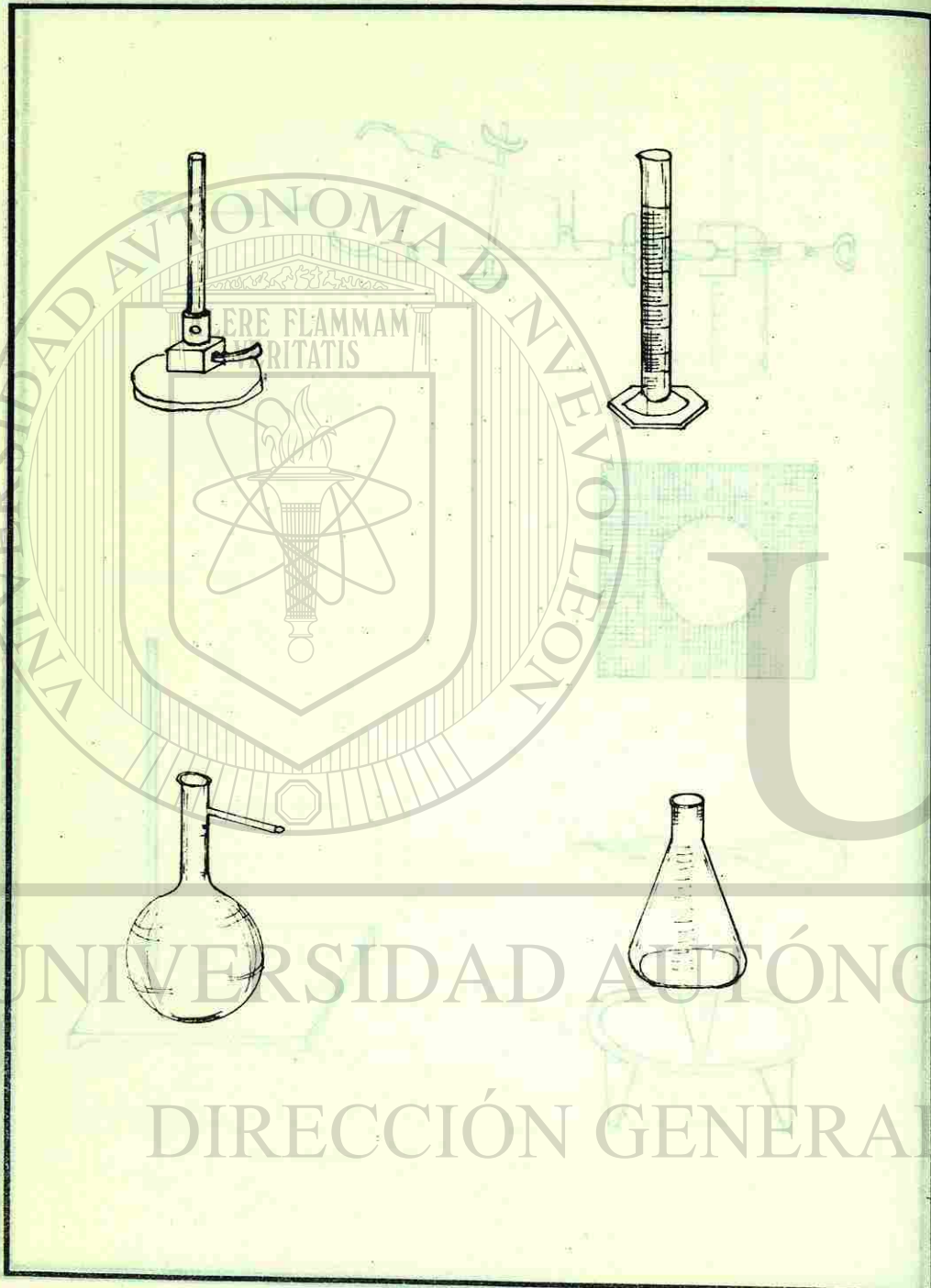
100 50 Proon 15

100 50 Proon 15

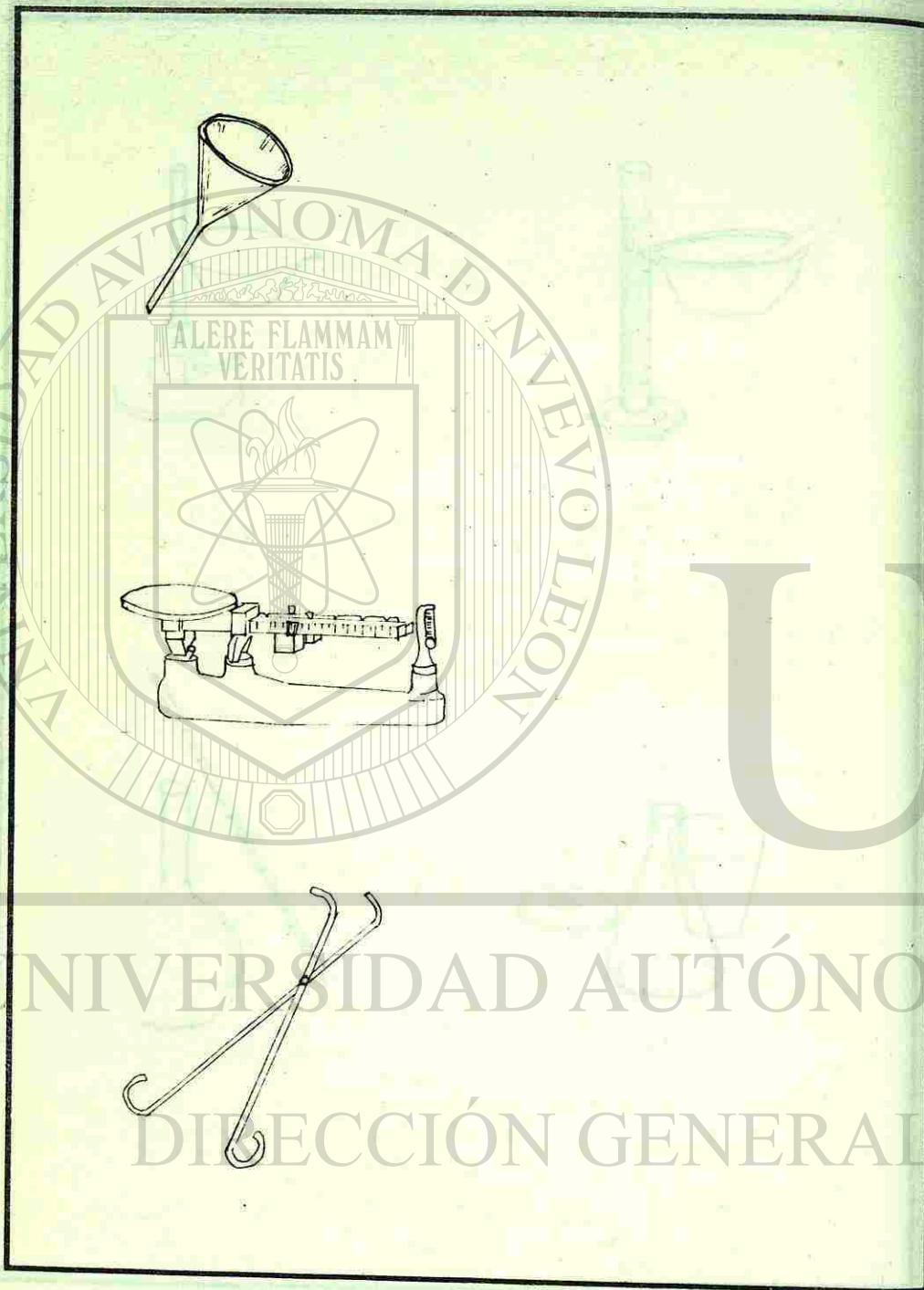


UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Con FN Preon 15



Con FN Preon 15



PRÁCTICA # 1.

MÉTODO CIENTÍFICO.

INTRODUCCIÓN:

El método científico es la estrategia de la investigación científica, que afecta toda la investigación y es independiente del tema del estudio.

En general, el método científico consiste de cinco conductas principales que son:

OBSERVACIÓN.

EXPERIMENTACIÓN.

HIPÓTESIS.

TEORÍA.

LEY.

donde cada una se establece en base a la anterior, siguiendo una secuencia de hechos o fenómenos para establecer bien las conductas que se van a seguir.

En la OBSERVACIÓN, se registran los hechos en forma pasiva y no hay interferencia externa, tal y como se presenta en la naturaleza.

En la EXPERIMENTACIÓN, los hechos o fenómenos se registran en forma activa ya que el experimentador puede modificar las condiciones del sistema con el cual experimenta.

La HIPÓTESIS, consiste en el planteamiento de preguntas que uno mismo debe responder, en base a los fenómenos registrados durante la OBSERVACIÓN Y EXPERIMENTACION; y es una

aceptación provisional de una afirmación de un hecho o relación funcional, como si ésta fuera cierta. Además, la hipótesis debe ser lógica o explicar satisfactoriamente el hecho o fenómenos que se estudia; no siempre es cierta o susceptible de modificación.

Cuando una HIPOTESIS pasa por una EXPERIMENTACION exhaustiva y si durante esa EXPERIMENTACION, lo que se postula en la HIPOTESIS se cumple siempre, ésta pasa a ser una LEY o una TEORIA.

Una LEY es una expresión que afirma en forma cualitativa y cuantitativa, la relación que existe entre dos o más variables con respecto a un hecho o fenómeno común entre dichas variables.

Una LEY es científica cuando se cumple en todos los fenómenos que se traten de explicar con dicha LEY.

Una TEORIA, construcción intelectual que incluye HIPOTESIS o LEYES. que intenta dar cuenta de un sector de la realidad.

Una TEORIA, es científica cuando las partes que la forman tienen una interrelación lógica y por lo tanto, son consistentes interna y externamente.

OBJETIVO:

Poner en práctica la capacidad de observación, experimentación y la capacidad de plantear hipótesis, de acuerdo al método científico.

FUNDAMENTO:

En la naturaleza ocurren hechos que provocan múltiples interrogantes y, para resolverlos, se utiliza con frecuencia el Método Científico. Un ejemplo de esto lo encontramos al hervir agua a presión reducida.

MATERIAL:

- 1 probeta de 100 ml.
- 1 Tubo de ensayo de 13/100
- 1 recipiente sin graduar.
- 1 Soporte
- 1 Tripié
- 1 Aro para soporte
- 1 Tela de asbesto
- 1 Mechero
- 1 Matraz bola de 500 ml.
- 1 Tapón de agoma
- 1 Termómetro

PROCEDIMIENTO:

1.- OBSERVACION -APRECIACION.

- a) Cuántos tubos de ensayo con agua cree que se necesiten para llenar el recipiente.

PREDICCIÓN: _____

VALOR OBTENIDO: _____

DIFERENCIA: _____

$$\% \text{ de error} = \frac{\text{diferencia}}{\text{valor obtenido}} \times 100$$

b) Cuál es el volumen del recipiente en ml.

PREDICCIÓN: _____

VALOR OBTENIDO: _____

DIFERENCIA: _____

$$\% \text{ de error} = \frac{\text{diferencia}}{\text{valor obtenido}} \times 100$$

11.- EXPERIMENTACION.

Llénese con agua hasta la mitad un matraz redondo, de cuello corto, de vidrio pyrex. Calientese el agua hasta que hierva y continúe hirviéndola dos o tres minutos más para desalojar todo el aire del matraz. Deje calentar y, simultáneamente, cierre el matraz herméticamente con un tapón de hule. Invierta ahora el matraz en la forma en que se muestra en la figura. Viértase agua de la llave sobre el matraz y observe que el agua de dentro empieza a hervir. Vierta más agua sobre el matraz y el agua de dentro continuará hirviendo, aunque su temperatura está muy por debajo de los 100 grados centígrados.

NOTA: Tome la temperatura del agua cuando empieza a hervir y tome la temperatura del agua al final del experimento,

PREGUNTAS:

1.- ¿Por qué hirvió el agua a diferentes temperaturas?

HIPOTESIS:

2.- ¿En qué te basas para plantear esa HIPOTESIS?

ANL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



C-100.5.0. Pp. 15



PRÁCTICA # 2.

MASA, VOLUMEN Y DENSIDAD.

INTRODUCCIÓN.

Las propiedades básicas asociadas con la materia se miden con aparatos que se calibran cuidadosamente por comparación con estándares definidos; Las mediciones de tiempo comúnmente se lleva a cabo usando relojes mecánicos que están diseñados de manera que el movimiento de las manecillas corresponda al paso de cantidades de tiempo definidas. Las mediciones de Longitud se encuentran usando trozos rectos de metal a madera que se han calibrado por comparación con una longitud estandar. La masa de un objeto se mide comparándola con las masas estandar de referencia. Normalmente existen trozos de metal que se han calibrado por comparación con la unidad estándar de masa. Tales masas reciben el nombre de pesas. Las comparaciones de las masas, acción de pesar, se realiza usando una balanza.

Muchas relaciones físicas comprenden la definición de una cantidad como una función de una o más propiedades fundamentales. Estas cantidades definidas se usan para describir objetos o fenómenos. Por ejemplo, dado que la materia tiene las propiedades de ocupar espacio y poseer masa, una buena manera de distinguir entre varios tipos de materia es determinar la cantidad de masa que existe en un volumen específico de cada tipo. Los volúmenes de los objetos pueden cambiar con la temperatura, por tanto es necesario realizar las mediciones de la cantidad de masa en un volumen específico a una temperatura específica. Tal propiedad se llama densidad, de una sustancia y puede definirse como la masa de una sustancia en una unidad de volumen de la sustancia a una temperatura específica. Las unidades reales para la masa y el volumen dependen del sistema de medición usado. Con más frecuencia, las unidades usadas son los gramos para la masa y los centímetros cúbicos o mililitros para el volumen. Por tanto, la densidad es el número de gramos de una sustancia por centímetros cúbico o mililitro de la sustancia. Normalmente, cuando se dan las densidades, también se da la temperatura a la cual se determinen. La densidad de una sustancia puede determinarse, midiendo la masa de una muestra de

la sustancia y el volumen ocupado por la muestra. A continuación, dividiendo la masa entre el volumen, puede expresarse la densidad como la cantidad de masa por unidad de volumen.

OBJETIVO:

El alumno determinará la densidad de un líquido y un sólido. Utilizando el procedimiento que más adelante se le indicará.

FUNDAMENTO:

La materia presenta propiedades generales, llamadas así porque todos los cuerpos poseen. Algunas de estas propiedades:

Masa, volumen, inercia etc. Pero además, la materia presenta propiedades específicas que son únicas para cada sustancia. Por ejemplo. Densidad, punto de fusión, solubilidad, etc. Por la importancia que revisten dichas propiedades, es necesario identificarlas y distinguir las adecuadamente, utilizando procedimientos apropiados.

MATERIAL:

1 Balanza granatoria

1 Probeta de 25 ml

REACTIVOS:

Agua

Trozo de aluminio.

PROCEDIMIENTO:

A) Densidad de un líquido.

1.- Utilizando la balanza granatoria, determine la masa de probeta y anote el dato.

$$M_1 = \text{_____ gr.}$$

2.- Vierta en dicha probeta 20 ml. de agua y determine la masa de este conjunto.

$$M_2 = \text{_____ gr}$$

3.- Para obtener la masa del líquido, resta las masas M_1 y M_2 .

$$M_3 = M_2 - M_1 = \text{_____ gr.}$$

4.- Con el dato de la masa M_3 y el volumen medido, calcule la densidad del agua aplicando la siguiente expresión.

$$\text{Densidad} = \text{masa/volumen} \quad D = \text{gr/ml}$$

5.- Escriba la densidad calculada para el agua.

$$D_{H_2O} = \text{_____ gr/ml}$$

B) Densidad de los sólidos. Proceda con la muestra sólida de la siguiente manera:

1.- Pase el sólido en la balanza, con la mayor exactitud posible.

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

2.- Mida en la probeta un volumen adecuado de agua (debe cubrir al sólido que va a contener) y anótelos.

$$V_1 = \text{_____ ml.}$$

3.- Agregue el sólido ya pesado. Mida de nuevo el volumen de agua y anótelos.

$$V_2 = \text{_____ ml.}$$

4.- Calcula el volumen de agua desplazado por el sólido.

$$V_{H_2O} = V_2 - V_1 \quad V_{H_2O} = \text{_____ ml.}$$

5.- Calcule la densidad del sólido con los valores obtenidos.

$$\text{Densidad} = \text{masa} / \text{volumen} \quad D \text{ sólido} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ gr/ml}$$

6.- Escriba la densidad calculada para el sólido.

PREGUNTAS:

- 1.- Defina el concepto de densidad.
- 2.- Anote algunas propiedades generadas de la materia.
- 3.- Escriba algunas propiedades específicas de la materia.

PRÁCTICA # 3.

ELEMENTOS, COMPUESTOS Y MEZCLAS.

INTRODUCCIÓN

La materia puede presentarse en dos formas distintas, homogéneas y heterogéneas, según que sea completamente uniforme, ésto es, que sus propiedades y composición sean las mismas en cualquier punto de la misma o bien que esté formada por dos o más porciones diferentes, separadas por superficies definidas a través de las cuales las propiedades cambian bruscamente. Un material, heterogéneo es una mezcla y cada porción homogénea y cada porción de la misma constituye, desde el punto de vista químico, una fase. Así, por ejemplo, un trozo de granito aparece moteado e incluso a simple vista puede observarse en él tres clases distintas de cuerpos; unas partículas minúsculas, oscuras y brillantes que son de mica, unos fragmentos pequeños, duros y transparentes que son de cuarzo y unos cristales oblongos, translúcidos y grisáceos que son de feldespato. Cada fase de una mezcla presenta sus propiedades características y, en general, pueden separarse unas de otras por medios mecánicos.

Una fase homogénea de composición uniforme y completamente invariable constituye una sustancia pura, tal como el Azufre y el Hierro, la sal y el azúcar. Cuando la proporción de uno de los componentes en una mezcla es preponderante e incluso casi exclusiva, más que una mezcla se considera como sustancia más o menos impura.

La composición de cualquier mezcla heterogénea puede combinarse en la extensión que se quiera, pero la composición de una mezcla homogénea, esto es, de una disolución, sólo puede variarse en general, entre límites definidos. Cuando una disolución está en equilibrio con el soluto puro en exceso, se dice que es saturada. Los componentes de una disolución pueden separarse mediante cambios de estado en sustancias puras.

OBJETIVO:

El objetivo de esta práctica es establecer claramente las diferencias que se aprecian entre elemento, compuesto y mezcla.

FUNDAMENTO:

El fundamento de esta práctica es que el alumno utilizando métodos físicos y químicos y mecánicos pueda diferenciar entre elemento, compuesto y mezcla.

MATERIAL:

- 1 Lupa
- 2 Vidrios de reloj
- 1 Gradilla
- 4 Tubos de ensayo de 18/150
- 1 Cápsula de porcelana

REACTIVOS:

- Azufre en polvo (s)
- Zinc en polvo (Zn)
- Sulfuro de Zinc (Zn S)
- Bisulfuro de Carbono (CS₂) "Precaución es inflamable"

PROCEDIMIENTOS:

1.- Ponga una pequeña cantidad de azufre en el vidrio de reloj y observe en una lupa. Haga lo mismo con el Zinc.

a) Describa el polvo de Azufre:

b) Describa el polvo de Zinc.

2.- Haga una mezcla de Azufre y Zinc y observe el aspecto de la mezcla con la lupa. Observe también el sulfuro de Zinc.

a) Describa la mezcla de Azufre y Zinc.

b) Describa el Sulfuro de Zinc.

3.- Coloque un poco de la mezcla de azufre y zinc en una cápsula de procelana. Caliente hasta observar una reacción. Espere a que se enfrie y.

a) ¿Qué observó?

4.- Disuelva en un tubo de ensayo una cantidad de la masa obtenida anteriormente, agregando 2 ml de Bisulfuro de Carbono.

Agítelo y vierta por separado en un vidrio de reloj. Deje que se evapore el líquido y observe si hay o no residuos.

a) Registre su observación:

RESULTADOS Y CONCLUSIONES:

1.- Describa la diferencia que encontró entre el polvo de Azufre y el polvo de Zinc.

2.- Anote las diferencias que encontró al comparar el Sulfuro de Zinc con la mezcla de Azufre-Zinc.

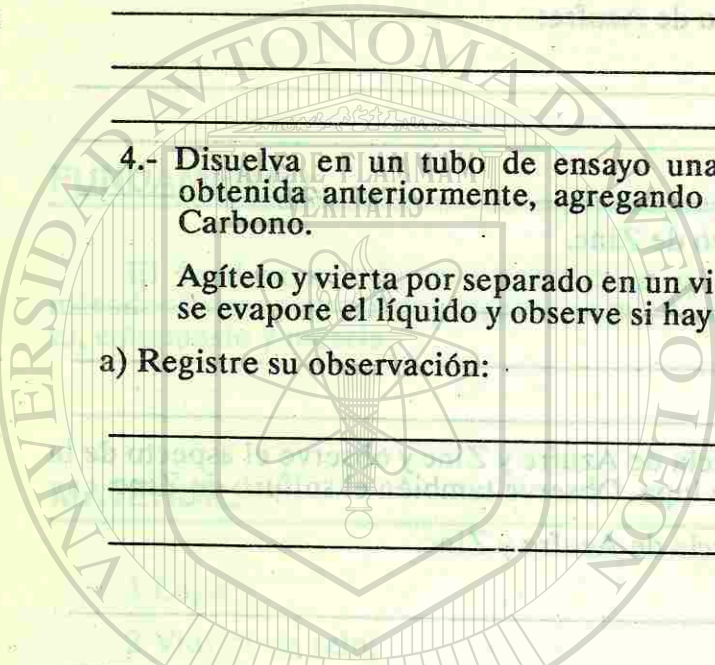
3.-¿Qué sustancia se formó al calentar la mezcla de Azufre-Zinc?

4.- ¿Qué observó en el vidrio de reloj al agregar el Bisulfuro de Carbono al producto formado?

5.- Mencione la definición de:

- a) Elemento: _____
- b) Mezcla homogénea. _____
- c) Mezcla heterogénea. _____
- d) Compuesto. _____

50
Preon
50

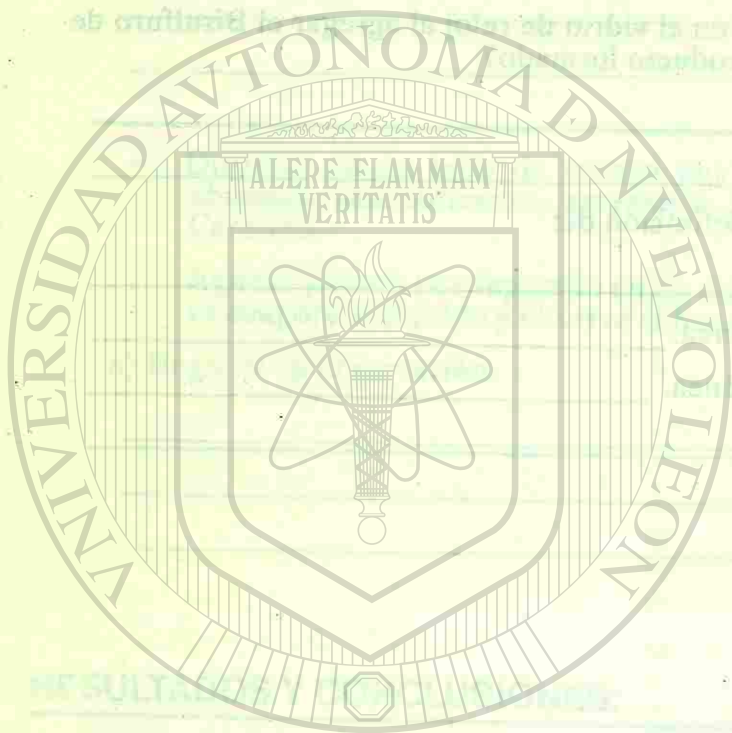


JUANIL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCION GENERAL DE BIBLIOTECAS

Cron. 50
Pron. 15



DIRECCIÓN GENERAL

PRÁCTICA # 4.

CROMATOGRAFÍA EN PAPEL.

INTRODUCCIÓN.

La separación de trazas de elementos en una mezcla, es un proceso relativamente difícil, pero se puede conseguir una buena separación cuando se aprovecha la capacidad de fijación (adsorción) de los elementos en un sólido como el papel y la solubilidad de estos elementos. A éste método se le denomina cromatografía o separación cromatográfica. El componente que se retiene más va a quedar cerca de donde se aplica la muestra, o el que se retiene menos queda más retirado del punto de aplicación hacia la dirección en que corre el solvente.

Hay diferentes tipos de cromatografía, entre los que se encuentran sólido-líquido, donde el sólido retiene y el líquido dispersa.

Líquido-líquido, donde un líquido se absorbe en un sólido y sirve como fase fija, y el otro es un solvente.

Cromatografía de gases, es más costosa pero más específica; y las muestra procesadas por este método, nos pueden dar la cantidad de un elemento o compuesto en una muestra.

Así, podemos decir que la cromatografía es una separación de una o más sustancias de una mezcla, cuando esta mezcla se distribuye entre dos fases que no se mezclan, siendo una fija (papel) y la otra móvil (solvente).

para identificar una sustancia en un cromatograma, se ha introducido una relación de "cocientes de frentes" o "Rf" y esto ayuda a identificar sustancias, ya que es único para una sustancia, con un mismo solvente y es diferente en cada sustancia.

$R_f = \frac{\text{distancia del centro de la mancha hasta donde llegó el soluto.}}{\text{distancia del centro de la mancha hasta donde llegó el solvente.}}$

distancia del centro de la mancha hasta donde llegó el solvente.

OBJETIVOS:

- 1.- Comprobar la efectividad de la cromatografía, como método de separación.
- 2.- Determinar el Rf de cada muestra.

FUNDAMENTO:

En este experimento la fase móvil es una mezcla de disolvente y la sólida es papel filtro de buena calidad que posee poro pequeño. El líquido se desplaza por el papel a causa de la acción capilar que depende de atracción importante entre líquido y la celulosa de que está elaborado el papel.

Dado que los iones de Cobre, Hierro y Níquel se desplazan con distinta rapidez a lo largo del papel, ya que no son atraídos por el papel húmedo en el mismo grado.

En este experimento, se harán identificaciones cualitativas y algunas consideraciones semicualitativas fundadas en estimación visual de la intensidad del color.

MATERIAL:

1 Vaso de precipitado de 500 ml

1 Tapa de caja petri

Hilo

1 Lápiz

REACTIVOS:

Solución de Cobre I

Solución de Níquel II

Solución de Hierro III

Solución de Dimetilglioxima.

Hidróxido de Amonio

Solvente Acido Clorhídrico - Agua - acetona.

PROCEDIMIENTO:

- 1) A una tira de papel filtro se la hace una raya de 1 cm. de ancho con lápiz.
- 2) Con un tubo capilar, aplicar una gota de cada una de las tres soluciones (Cu I, Ni II, y Fe III), dejar secar y aplicar de nuevo la muestra.
- 3) Introducir la tira de papel en un vaso de precipitado, el cual debe contener el solvente necesario para tocar la orilla del papel, no debe tocar la muestra, la tira se cuelga del hilo.
- 4) Tapar el vaso con la tapa de caja petri y esperar 10 minutos.
- 5) Quitar el papel del vaso y tirar el solvente, marcar con un lápiz de inmediato hasta donde llegó el solvente.
- 6) Haz pasar el papel por una fuente de emisión de vapores de amoníaco, para ubicar el Cobre que se colorea de azul. Marca con un lápiz el borde exterior y determina su "Rf"
- 7) Aplica con un papel filtro, remojado en reactivo de Dimetilglioxima, a manera de pincel, en todo el cromatograma, para localizar al Níquel que se colorea de color rojo. marca con lápiz el borde exterior y determina su "Rf"
- 8) Para identificar el hierro, observarás una coloración amarillenta, determina su "Rf"

PREGUNTAS:

Reportarás los cálculos efectuados para sacar los valores de "Rf"

1.- ¿Cuáles son los "Rf" de:

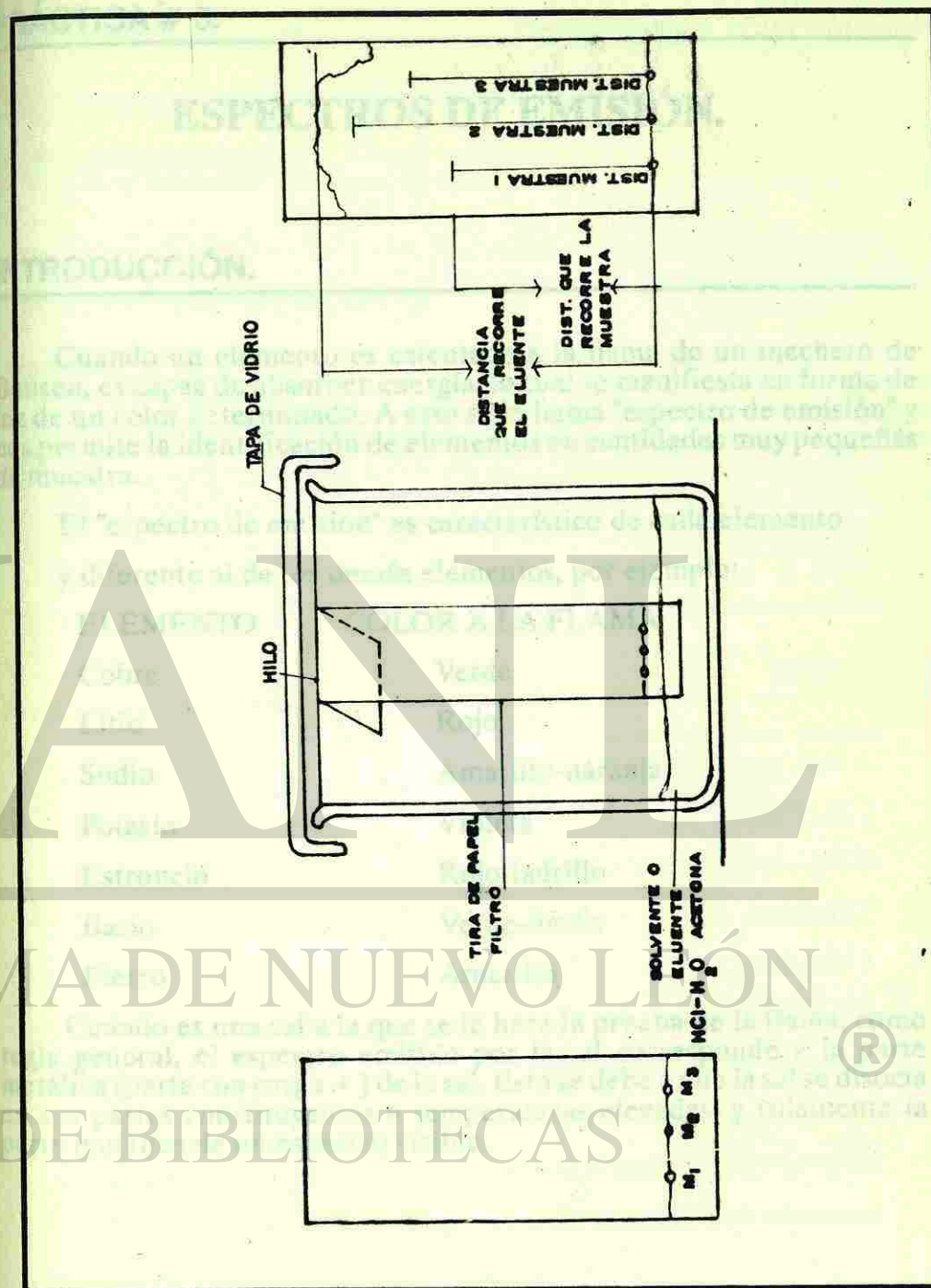
Cu II _____

Ni II _____

Fe III _____

2.- La cromatografía, es efectiva como método de separación (si/no). ¿ Por qué?

3.- Entregue la tira o cromatografía con el reporte de la práctica.



C190.50 Prepa 15



PRÁCTICA # 5.

ESPECTROS DE EMISIÓN.

INTRODUCCIÓN.

Cuando un elemento es calentado a la llama de un mechero de Bunsen, es capaz de absorber energía, la cual se manifiesta en forma de luz de un color determinado. A esto se le llama "espectro de emisión" y nos permite la identificación de elementos en cantidades muy pequeñas de muestra.

El "espectro de emisión" es característico de cada elemento y diferente al de los demás elementos, por ejemplo:

ELEMENTO	COLOR A LA FLAMA
Cobre	Verde
Litio	Rojo
Sodio	Amarillo-naranja
Potasio	Violeta
Estroncio	Rojo-ladrillo
Bario	Verde-limón
Fierro	Amarillo

Cuando es una sal a la que se le hace la prueba de la flama, como regla general, el espectro emitido por la sal corresponde a la parte metálica (parte con carga +) de la sal. Esto se debe a que la sal se disocia en sus partes constituyentes a temperaturas elevadas, y solamente la parte metálica da un espectro visible.

OBJETIVO:

Identificar elementos por la coloración que dan a la flama cuando son calentados.

FUNDAMENTO:

Los diferentes átomos al que ser expuestos a alguna forma de energía (calor, electricidad, etc.), son capaces de absorberla y propiciar "saltos" de sus electrones a niveles energéticos superiores, mismos que al regresar a sus niveles estacionarios o normales, emiten dicha energía provocando la formación de ondas electromagnéticas. Algunas de éstas son visibles y dan una coloración característica a cada elemento, lo cual es de gran utilidad para su identificación.

MATERIAL:

- 1 Asa bacteriológica.
- 1 Mechero
- 5 Tubos de ensayo e 13/100
- 5 Tapones del No. 00

1 Gradilla

REACTIVOS:

- Solución de Cobre al 1%
- Solución de Sodio al 1%
- Solución de Estroncio al 1%
- Solución de Hierro al 1%

Acido Clorhídrico concentrado.

PROCEDIMIENTO:

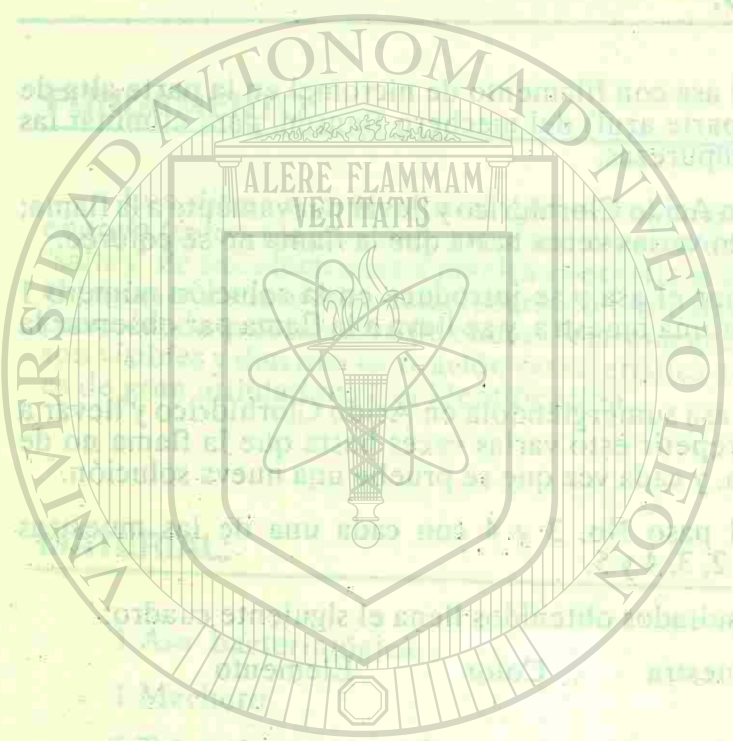
- 1.- Calentar el asa con filamento de nicromel en la parte alta de la flama (parte azul) del mechero Bunsen, para eliminar las posibles impurezas.
- 2.- Sumergir en Acido Clorhídrico y llevar nuevamente a la flama; repetir esto varias veces hasta que la flama no se coloree.
- 3.- Dejar enfriar el asa y se introduce en la solución número 1 para tomar una muestra, y se lleva a la flama par observar la coloración.
- 4.- Limpiar el asa sumergiéndola en Acido Clorhídrico y llevar a la flama, repetir esto varias veces hasta que la flama no de coloración, y cada vez que se pruebe una nueva solución.
- 5.- Repetir el paso No. 3 y 4 con cada una de las muestras restantes: 2, 3, 4 y 5.

1.- Con los resultados obtenidos llena el siguiente cuadro:

Número de muestra	Color	Elemento
1		
2		
3		
4		
5		

Grp. 50 Prepa 15

OBJETIVO:



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL DE

PRÁCTICA # 6.

CARACTERÍSTICAS DE ALGUNOS ELEMENTOS QUÍMICOS.

INTRODUCCIÓN:

De los elementos actualmente conocidos, varios han sido producidos artificialmente en estos últimos veinte años y no se han encontrado en la naturaleza. De los elementos naturales, muchos se hallan en proporción tan pequeña que parece existen tan sólo por excepción, pero la importancia de un elemento no depende de la abundancia de este necesariamente. Unos pocos elementos, como el Oxígeno, el Nitrógeno, el Carbono, el Oro, la Plata y el Platino, entre pocos mas se encuentran en estado libre o sin combinar; los otros existen combinados. Muchos de los elementos como el Hierro, Oro, Cobre, Plata, Mercurio, Plomo, Aluminio, Níquel, el Estaño, Azufre, Oxígeno, Nitrógeno, Hidrógeno, Carbono, Zinc, Helio, Radio y Uranio nos son familiares, pero ésta familiaridad no quiere decir que sean los más abundantes. En efecto, el elemento que por su abundancia en la corteza terrestre ocupa el segundo lugar no es muy conocido, aunque continuamente estamos en contacto con muchos de sus compuestos. Este elemento es el Silicio, el cual forma parte de la arena, vidrio, cemento, arcilla, carborundo, asbesto, mica y demás silicatos. Un 47% aproximadamente de la arena del desierto está constituida por Silicio.

El descubrimiento de los números atómicos condujo a la clasificación de los elementos, los elementos se dividen en ocho grupos principales, numerados I, II, III, IV, V, VI, VII, VIII y 0. El grupo 1 está formado por los metales alcalinos y el grupo 0 por los elementos inertes (gases raros).

Las hileras horizontales se llaman períodos y, al igual que los grupos, están numeradas. EL período I contiene 2 elementos (H y He), el período 2 contiene 8 elementos, el período 3 contiene 8, el período 4 contiene 18, el período 5 contiene 18 etc.

Entre los grupos II y III hay tres hileras de elementos llamados

elementos de transición. Todos ellos son metales y, cada uno de los tres elementos cada una de las 10 columnas de los elementos de transición están estrechamente relacionados por sus propiedades. Por ejemplo, los elementos Cobre, Plata y Oro tienen muchas propiedades en común.

La configuración electrónica determina las propiedades de los elementos y éstos a su vez, limitan estos elementos a ciertas familias. También es importante considerar las energías de ionización en la clasificación periódica de los elementos.

OBJETIVO:

El alumno identificará algunos elementos químicos por sus características físicas y química que los distinguen, y los ubicará en la tabla periódica, de acuerdo a su configuración electrónica.

FUNDAMENTO:

Cuando una especie de materia está formada por una sola clase de átomos, los cuales tienen las mismas propiedades químicas, se le denomina elemento químico. Este se caracteriza por tener un Número Atómico, que es diferente para cada elemento. El Número Atómico determina la configuración electrónica de los elementos, la cual proporciona la información sobre el lugar que ocupa cada elemento en la tabla periódica y, como consecuencia, las propiedades físicas y químicas de los elementos, así como su afinidad con otros elementos, de acuerdo a su ubicación en la tabla periódica.

MATERIAL:

- 10 Vidrios de reloj
- 1 Espátula
- 1 Lupa
- 4 Tubos de ensayo de 18/150
- 1 Pinzas para tubo de ensayo
- Tabla periódica

REACTIVOS:

- Sodio (Na)
- Potasio (K)
- Calcio (Ca)
- Magnesio (Mg)
- Mercurio (Hg)
- Yodo (I)
- Carbono (C)
- Cobre (Cu)
- Azufre (S)
- Fierro (Fe)

PROCEDIMIENTO:

1.- Coloque en cada vidrio de reloj, una pequeña porción de cada uno de los elementos (numerados previamente) siguientes:

- a) Sodio

Cipo. 50 Prepa B

- b) Potasio
- c) Calcio
- d) Magnesio
- e) Mercurio
- f) Yodo
- g) Carbono
- h) Cobre
- i) Azufre
- j) Hierro

2.- Observe con la Lupa cada uno de los elementos y registre en el cuadro su estado físico y color.

3.- Realice el siguiente experimento:

- a) Coloque 3 ml de agua en 4 tubos de ensayo.
- b) Sujete con las pinzas al primer tubo de ensayo, y recoja con la espátula una pequeña porción de sodio (!Precaución!). Observe y registre.

c) Repita el proceso para los siguientes tres elementos:

Potasio. _____

Calcio. _____

Magnesio. _____

d) Escriba en orden de mayor a menor la actividad de los elementos anteriores.

PREGUNTAS:

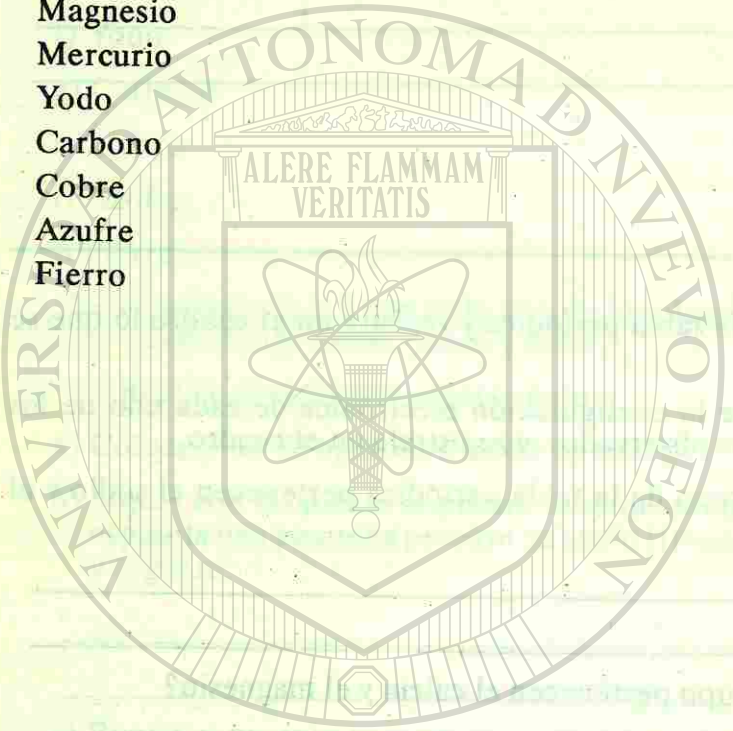
- 1.- Consulte la tabla periódica y registre en el cuadro lo que se solicita.
- 2.- Determine la configuración electrónica de cada uno de los elementos observados, y regístrela en el cuadro.
- 3.- ¿A qué grupo de la tabla periódica pertenecen el sodio y el potasio?

4.- ¿A qué grupo pertenecen el calcio y el magnesio?

5.- Defina periodicidad.

ELEMENTO	SIMBOLO	MASA ATOMICA	PERIODO	VALENCIA	GRUPO	COLOR	CONFIG. ELETCTR.
----------	---------	--------------	---------	----------	-------	-------	------------------

Sodio
 Potasio
 Calcio
 Magnesio
 Mercurio
 Yodo
 Carbono
 Cobre
 Azufre
 Hierro



Cipo. 50 Prepa B

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
 DIRECCIÓN GENERAL DE INVESTIGACIONES CIENTÍFICAS

PRÁCTICA # 7.

ENLACE QUÍMICO.

INTRODUCCIÓN.

Comúnmente en la naturaleza los átomos no se encuentran aislados, sino que existen en estado de agregación o combinación, ya que al estar próximos su contenido energético es menor adquiriendo una estructura más estable.

A las fuerzas que mantienen unidos a los átomos o grupos atómicos les da el nombre de Enlaces Químicos.

El conocimiento del enlace químico es importante debido a que el tipo de enlace que mantiene unidas a las partículas que constituyen una sustancia determina sus propiedades.

Los enlaces químicos más característicos son el iónico, el covalente, el covalente coordinado y el metálico.

Una de las propiedades atómicas sobresaliente es la electronegatividad, la cual tiene un valor bajo en los metales y elevados en los no metales; por tanto, cuando se combinan átomos de dichos tipos de elementos puede superarse que ocurre una transferencia de electrones del átomo metálico al átomo no metálico, formandose un catión (ion positivo) y un anión (ion negativo).

La fuerza de atracción electrostática existente entre iones de cargas opuestas constituye el enlace llamado IONICO o ELECTROVALENTE.

Las cargas de un ión monoatómico está determinada por el número de electrones que el átomo gana o pierde para adquirir la configuración electrónica del gas noble que le sigue o le precede en el sistema periódico; el signo de la carga depende de que los electrones sean perdidos o ganados, siendo positivo en el primer caso o negativo en el segundo.

Los átomos no metálicos presentan una electronegatividad

elevada, ya que requieren electrones para completar su octeto; por tanto, al unirse entre si no habrá transferencia de electrones, sino una compartición de los mismos. A la fuerza de atracción existe entre los núcleos de dos átomos no metálicos y el par de electrones compartido entre ellos, se les conoce con el nombre de ENLACE COVALENTE.

El número de enlaces covalentes que puede formar un átomo dado está determinado por su número de electrones de valencia, y en ciertos casos dos átomos pueden unirse compartiendo entre ellos dos o tres pares de electrones originando un doble o un triple enlace covalente.

El enlace covalente coordinado consiste en la compartición de un par de electrones por dos átomos, pero proporcionado por uno de ellos solamente.

Para que se forme este tipo de ligadura se requiere un átomo "donador" que tenga un par de electrones en un orbital exterior y otro átomo "aceptor" que pueda recibir un par de electrones en su capa de valencia.

Este enlace es común en los óxidos no metálicos, en los iones poliatómicos y en los iones complejos de los metales de transición.

Un cristal metálico puede considerarse formado por iones positivos ordenados regularmente, con electrones de valencia débilmente unidos y con libertad de movimiento, dentro de la red.

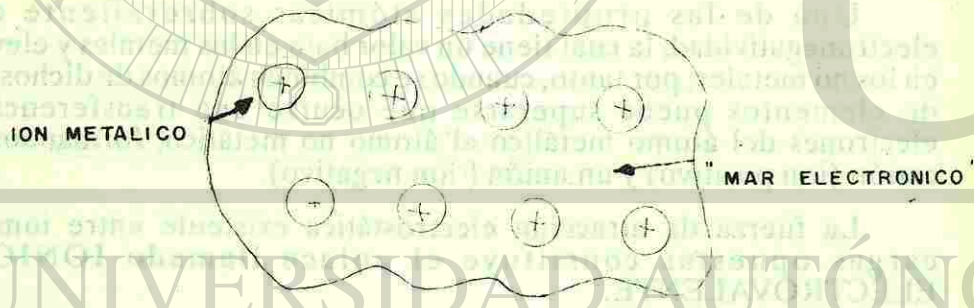


DIAGRAMA DE UN CRISTAL METALICO.

La atracción electrostática existente entre los iones positivos y los electrones delocalizados constituye el enlace conocido como METALICO.

Los electrones móviles explican muchas de las características

respecíficamente metálicas como : Maleabilidad y ductilidad, Conductividad eléctrica, Conductividad térmica y Brillo o lustre metálico.

OBJETIVO:

El alumno aprenderá a diferenciar con este experimento entre lo que es un enlace iónico y covalente.

FUNDAMENTO:

Atendiendo a sus electrones de valencia y electronegatividad, los átomos pueden unirse de diferentes modos, siendo los más importantes enlaces iónicos y covalentes, es decir, los que se efectúan por diferencias de cargas eléctricas (iónicas) mediante pares de electrones compartidos (covalentes). Dichos enlaces determinan propiedades químicas que son características de ellas, como por ejemplo la conducción eléctrica, que permite reconocer los electrolitos (buenos conductores) de los no electrolitos (malos conductores).

MATERIAL:

8 Vasos de precipitado de 150 ml

1 Pizeta

Aparato para probar la conductividad eléctrica

REACTIVOS:

Agua destilada (H₂O)

Azúcar (C₁₂ H₂₂ O₁₁)

Cipo. 50 Prepa B

- Urea $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
- Alcohol Etilico $(\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH})$
- Acido Clorhídrico (HCl)
- Cloruro de Sodio (NaCl)
- Hidróxido de Sodio (NaOH)
- Agua potable (H_2O)

PROCEDIMIENTO:

- 1.- Monte el aparato formando un circuito eléctrico como se indica en la figura que se encuentra al final. Compruebe el funcionamiento: al unir las barras de cobre se encenderá el foco y al separarlos se apagará.
- 2.- Tome 8 vasos limpios de 150 ml, y agrégueles agua destilada hasta la mitad.
- 3.- Introduzca las barras de Cobre en el primer vaso (cuidando que no hagan contacto) y agréguele al agua una pizca de urea. Agite y observe si el foco se enciende.

Anote las observaciones antes y después de añadir la urea:

- 4.- Siguiendo la misma técnica, tome el segundo vaso y agréguele una pizca de azúcar. Observe el foco.

Observaciones:

- 5.- Realice en el tercer vaso lo mismo, pero ahora agregando alcohol etílico.

Observaciones:

- 6.- Repita lo mismo en el resto de los vasos, agregando en cada uno y por separado las siguientes sustancias:

a) Acido Clorhídrico:

b) Cloruro de Sodio:

c) Hidróxido de Sodio:

d) Agua potable:

e) Agua destilada:

PREGUNTAS:

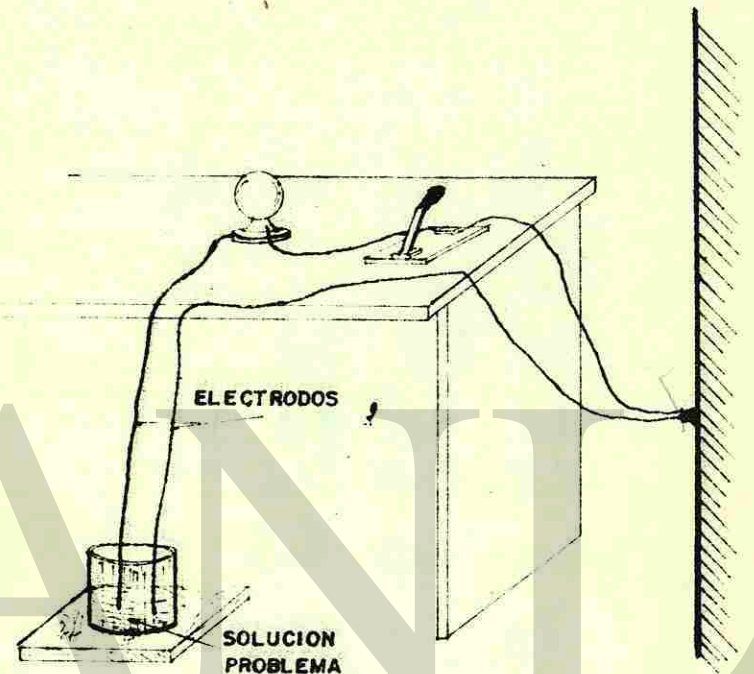
1.- Basándose en las observaciones realizadas, llene el siguiente cuadro:

SUSTANCIA COMPUESTOS IONICOS COMPUESTOS COVALENTES

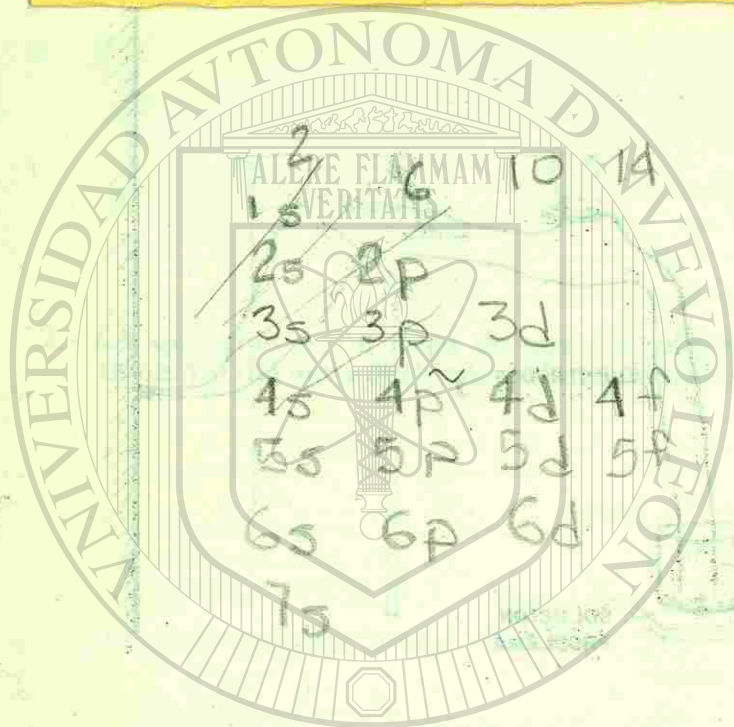
2.- ¿A qué conclusión llega después de observar el comportamiento del agua destilada y el agua potable?

Observaciones:

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



Cipo. 50 Prepa 15



QD40
637
v.1

163617

UANL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Adriana - 57-55-33

Zaragoza - 59-24-79

Ana → 57-56-50

1o 2o 3o



UAN

DAD AUTÓNOMA DE NUEVO

CIÓN GENERAL DE BIBLIOTECA