

PREPARATORIA 15



# QUIMICA 1

## 1er. Semestre

Preparatoria  
Núm.15



QD40  
G31  
v. 1

2853

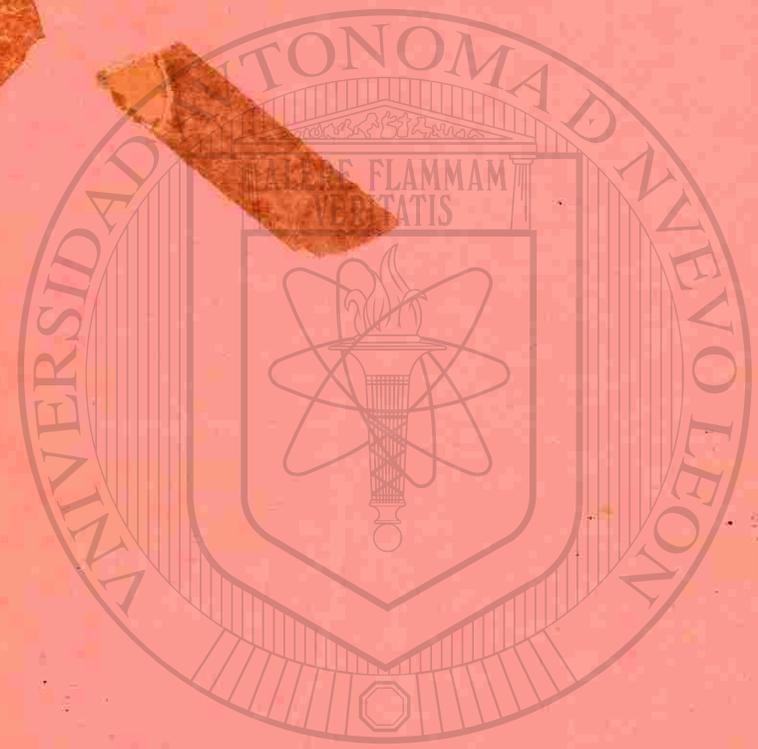
COULMIA

10

0113 - 41060



1020115137



UANL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



LIBRO N<sup>o</sup>. 2853

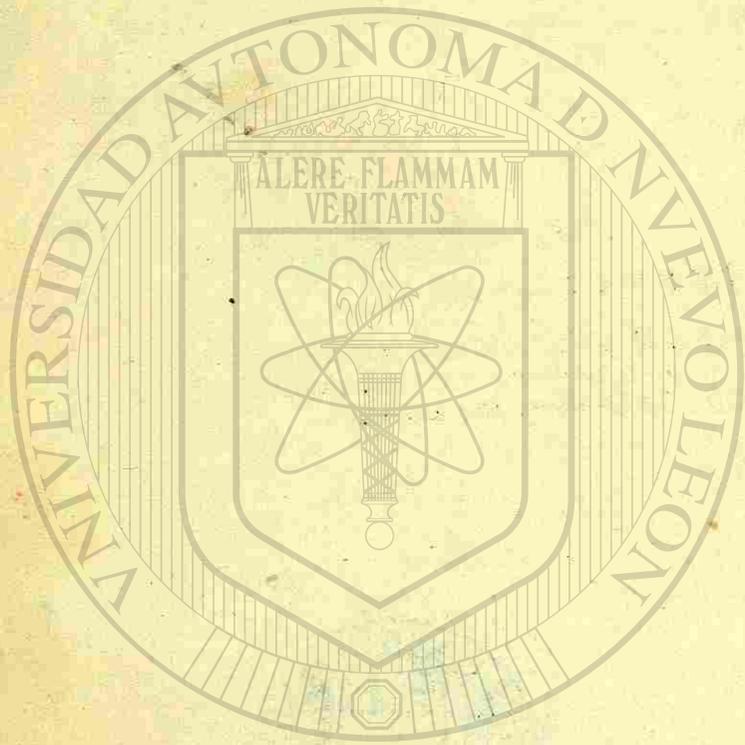
FECHA Octubre 5/83

QUÍMICA I.

**ADVERTENCIAS:**

Cumple con el plazo, otros necesitarán el mismo libro.  
Cuida los libros, son tuyos y de la Universidad. Si **DA-  
NAS UN LIBRO** tienes que sustituirlo.

*Subrayados Pags.*



UANI

Q.B.P. Filiberto L. de la Garza Ortíz.  
L.C.B. Graciela Garza de Garza.



FONDO UNIVERSITARIO

088872

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

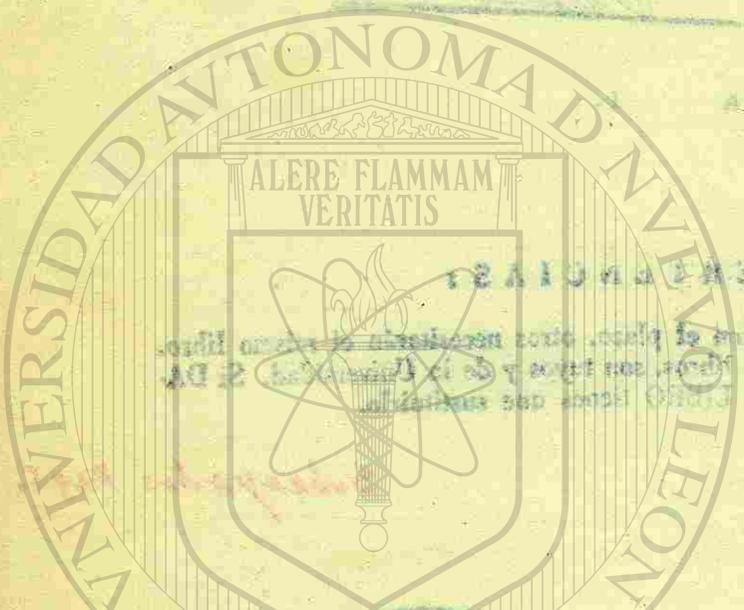
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



QD40

G31

V.1

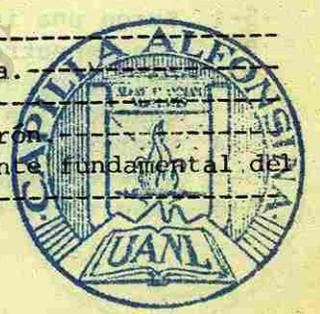


UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Í N D I C E.

CAP.		PÁG.
I	MÉTODO CIENTÍFICO.	
	1-1 Definiciones básicas.-----	2
	1-2 Ciencias formas y factuales.-----	3
	1-3 Método científico.-----	6
	1-4 Ramas de la química.-----	7
II	QUÉ ES LA QUÍMICA.	
	2-1 Definición.-----	9
	2-2 Cambio físico y cambio químico.-----	9
	2-3 La composición de la materia.-----	11
	2-4 Los compuestos.-----	12
	2-5 Mezclas.-----	13
	2-6 Comportamiento de la materia.-----	14
	2-7 La energía también se conserva.-----	15
	2-8 La combinación de las leyes de la conserva ción de la materia y la energía.-----	15
	2-9 Formas de la materia.-----	17
	2-10 Los símbolos químicos.-----	19
	2-11 Diferencia entre átomos y moléculas.-----	24
III	TEORÍAS Y ESTRUCTURA ATÓMICA.	
	3-1 Introducción.-----	25
	3-2 La primera teoría atómica.-----	25
	3-3 Estructura atómica.-----	26
	3-4 Descubrimiento del electrón.-----	26
	3-5 El electrón como componente fundamental del átomo.-----	29



LIBRO ALQUILADO

2853

CAP.

	PÁG.
3-6 El protón.-----	30
3-7 La radiactividad.-----	31
3-8 Se descubren los rayos alfa, beta y gamma.-----	33
3-9 Se descubre el núcleo atómico.-----	34
3-10 Dimensiones atómicas.-----	36
3-11 Descubrimiento del neutrón.-----	37
3-12 Estructura del núcleo.-----	38
3-13 Se descubren los isótopos.-----	40
3-14 Cálculos de los pesos atómicos.-----	40
3-15 Redefinición de términos.-----	42
3-16 Conclusión sobre la estructura atómica.--	43

IV

## TEORÍAS ONDULATORIA, CUÁNTICA Y NÚMEROS CUÁNTICOS.

4-1 Modelo ondulatorio de la luz.-----	45
4-2 La teoría cuántica.-----	49
4-3 Líneas espectrales.-----	51
4-4 Implicación de las líneas espectrales.---	52
4-5 Dualidad de la materia.-----	52
4-6 Principio de incertidumbre.-----	53
4-7 Niels Bohr y su teoría atómica.-----	54
4-8 Ecuación de onda de Schrodinger.-----	57
4-9 Comportamiento del electrón y números cuánticos.-----	60

V

## NIVELES ENERGÉTICOS Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

5-1 Surge una interrogante.-----	63
5-2 Los espectros de emisión.-----	64
5-3 Relación entre los espectros y las ener- gías de los electrones.-----	66
5-4 Energía de ionización.-----	67
5-5 Niveles energéticos.-----	70
5-6 Subniveles energéticos.-----	71

CAP.

	PÁG.
5-7 El principio de incertidumbre y los orbitales.-----	72
5-8 Configuración electrónica.-----	75

VI

## LA TABLA PERIÓDICA.

6-1 Historia.-----	81
6-2 La ley periódica y la estructura atómi- ca.-----	82
6-3 Descripción de la tabla periódica y re- lación de la configuración electrónica de los elementos con su ubicación en la tabla.-----	83
6-4 Configuración electrónica y las propie- dades de los elementos.-----	85
6-5 Principales características de los gru- pos de la tabla periódica.-----	85
6-6 Descubrimiento de los gases nobles.---	87
6-7 Utilidades de los gases nobles.-----	89
6-8 Metales y no metales.-----	89
6-9 Potencial de ionización, afinidad elec- trónica, electropositividad y electro- negatividad.-----	90
6-10 Radio atómico.-----	91
6-11 Concepto del número de oxidación o va- lencia.-----	91
6-12 Relación entre valencia y grupos de la tabla periódica.-----	92
6-13 Los freones.-----	93

VII

## EL ENLACE QUÍMICO.

7-1 Electrones de valencia.-----	95
7-2 ¿Por qué se combinan los átomos?-----	96
7-3 ¿Qué pasa con los gases nobles?-----	98
7-4 El enlace electrovalente o iónico.-----	99
7-5 Enlace covalente.-----	101



LIBRO ALQUILADO

2853

CAP.

PÁG.

7-6 Estructuras simbólicas puntuales.-----	102
7-7 Naturaleza del enlace covalente.-----	105
7-8 Enlace covalente coordinado.-----	107
7-9 Electronegatividad y enlaces químicos.	108
7-10 Significado e importancia de los dipolos.-----	109

BIBLIOGRAFÍA.

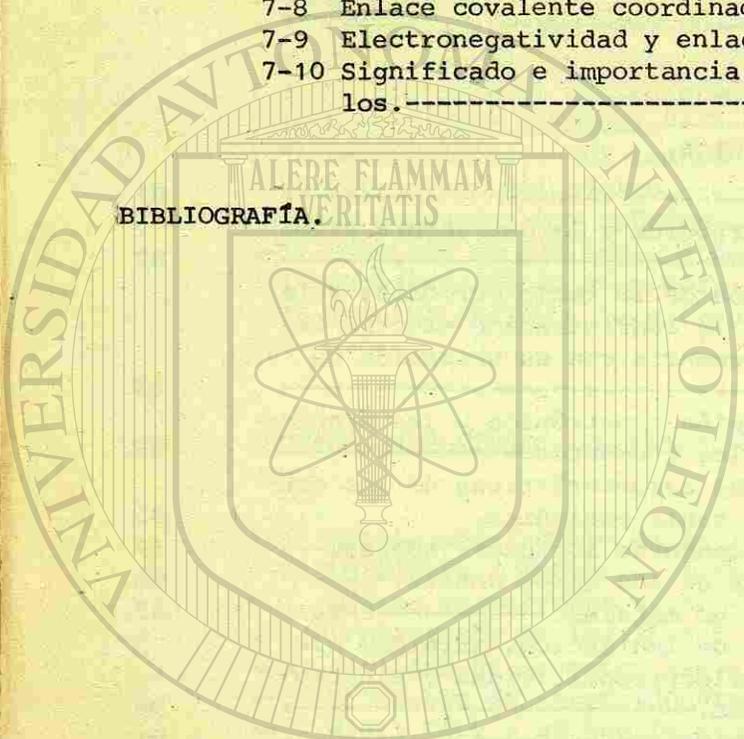
111

Í N D I C E.

	PÁG.
UNIDAD I.	I
UNIDAD II.	VII
UNIDAD III.	XIII
UNIDAD IV.	XIX
UNIDAD V.	XXIII
UNIDAD VI.	XXVII
UNIDAD VII.	XXXIII
UNIDAD VIII.	XXXIX

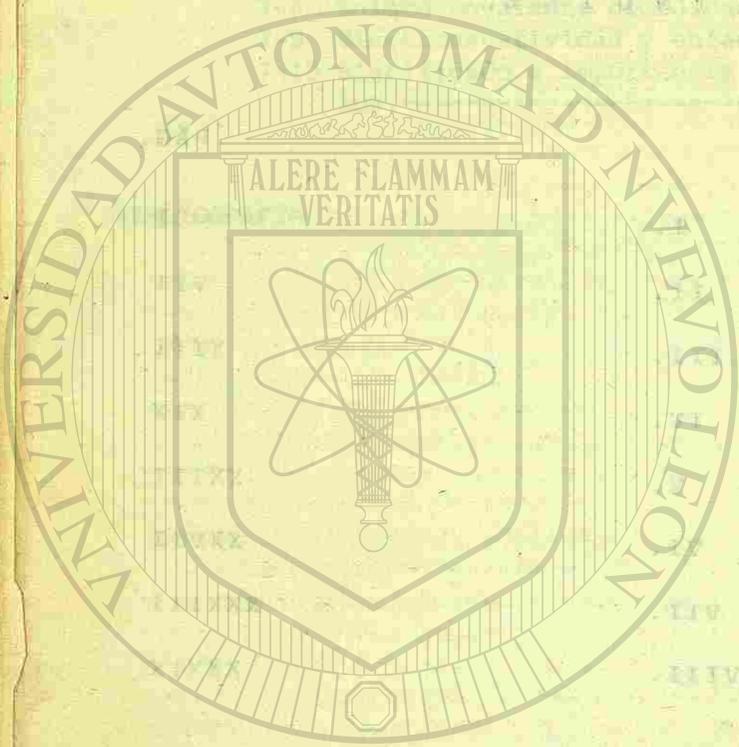
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



U A N L





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE  
DIRECCIÓN GENERAL DE

mos que cuando que cuando utilizamos sustancias para vivir  
constantemente en nuestro medio ambiente, este medio se altera  
y puede contaminarse. La contaminación de la contaminación del  
medio ambiente requiere de los procesos que  
INTRODUCCIÓN.  
que producen la contaminación. Es más, una solución  
de la contaminación requiere necesariamente del desarrollo  
de una tecnología química apropiada. Es importante aprender

El objetivo primordial de la ciencia es desarrollar una descripción de la realidad, fundamentalmente en las observaciones de los eventos que ocurren y los objetivos materiales que existen en nuestro ambiente. La Química es una ciencia muy activa que se ocupa de la estructura y el comportamiento de la materia. Estamos rodeados de objetos materiales, así como de organismos vivos, que tienen una existencia material. A los químicos les interesa la investigación de la naturaleza de toda la materia que va de las sustancias simples como el agua, hasta el material biológico complejo, como el ácido desoxirribonucleico (DNA). El deseo del hombre de poder describir de qué están hechos los objetos y de qué manera la estructura de estos objetos hace que tengan ciertas propiedades es lo que ha hecho el desarrollo de la Química como ciencia. Desde un punto de vista práctico se buscan las propiedades convenientes de la materia. Las sustancias que son útiles (para curar las enfermedades, explotar, intoxicar y las de olor agradable y desagradable) y que pueden ser transformadas en cosas (ropa, utensilios y herramientas) se aíslan de la naturaleza o se sintetizan a partir de otras sustancias, los químicos investigan la naturaleza y experimentan con sustancias, para desarrollar y refinar teorías relativas a la estructura y comportamiento de la materia.

Nadie se escapa de haber recibido algún beneficio de -- las aplicaciones prácticas de la Química. Las sustancias químicas sintéticas y naturales se usan como drogas y medicamentos. La productividad agrícola se ha acrecentado gracias a sustancias químicas que actúan como insecticidas y fertilizantes. Muchos productos importantes, como alimentos, gasolina y plásticos, se obtienen a partir de procesos químicos. En realidad, la vida moderna no sería tan conveniente para nosotros sin la tecnología de la Química. Sin embargo, esta-

mos aprendiendo que cuando utilizamos sustancias para vivir cómodamente en nuestro medio ambiente, este medio se altera y puede contaminarse. La comprensión de la contaminación del medio ambiente requiere del conocimiento de los procesos químicos que producen la contaminación. Es más, una solución de la contaminación requerirá necesariamente del desarrollo de una tecnología química apropiada. Es importante aprender algo de química para comprender la naturaleza de nuestro medio ambiente y los peligros que nos amenazan.

La Química comprende un gran número de hechos observados y muchas teorías. La Físicoquímica estudia los fenómenos químicos asociados con la materia. La Química Analítica es la rama de la Química que trata de la determinación de la composición de los diferentes tipos de materia. La Química Orgánica comprende el estudio de los compuestos del elemento químico llamado carbono. La Química Inorgánica comprende el estudio de los elementos químicos que no son carbono. La Bioquímica es la rama de la Química que se ocupa de la Química de los procesos Biológicos. La Física y la Química son ciencias que están íntimamente relacionadas y la Química es fundamental para la Biología Moderna. La ciencia agrícola, la médica, la ciencia oceanográfica, la ingeniería, la ciencia espacial y la ciencia del medio ambiente, todas tienen que ver con la Química.

En este pequeño libro el alumno podrá aprender y comprender los conceptos básicos de nuestro medio ambiente.

Los Autores.

1er. SEMESTRE.

QUÍMICA.

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 las 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 la experimentación, implantaciones 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

mos aprendiendo que cuando utilizamos sustancias para vivir cómodamente en nuestro medio ambiente, este medio se altera y puede contaminarse. La comprensión de la contaminación del medio ambiente requiere del conocimiento de los procesos químicos que producen la contaminación. Es más, una solución de la contaminación requerirá necesariamente del desarrollo de una tecnología química apropiada. Es importante aprender algo de química para comprender la naturaleza de nuestro medio ambiente y los peligros que nos amenazan.

La Química comprende un gran número de hechos observados y muchas teorías. La Físicoquímica estudia los fenómenos químicos asociados con la materia. La Química Analítica es la rama de la Química que trata de la determinación de la composición de los diferentes tipos de materia. La Química Orgánica comprende el estudio de los compuestos del elemento químico llamado carbono. La Química Inorgánica comprende el estudio de los elementos químicos que no son carbono. La Bioquímica es la rama de la Química que se ocupa de la química de los procesos Biológicos. La Física y la Química son ciencias que están íntimamente relacionadas y la Química es fundamental para la Biología Moderna. La ciencia agrícola, la médica, la ciencia oceanográfica, la ingeniería, la ciencia espacial y la ciencia del medio ambiente, todas tienen que ver con la Química.

En este pequeño libro el alumno podrá aprender y comprender los conceptos básicos de nuestro medio ambiente.

Los Autores.

1er. SEMESTRE.

QUÍMICA.

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 las 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 la experimentación, implantaciones 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.

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

PROCEDIMIENTO. Deberás leer el capítulo I del libro de texto comprendido entre las páginas de la I a la 18.

1.- Deberás leer el capítulo I del libro de texto comprendido entre las páginas de la I a la 18.

2.- Deberás asistir al laboratorio de química para que compruebes el método científico.

3.- La asistencia al laboratorio será tomada 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. Se honesto contigo mismo.

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.

### AUTOEVALUACIÓN. +I

#### I. DEFINE LOS SIGUIENTES CONCEPTOS:

a) Ciencia. \_\_\_\_\_

b) Ciencias formales. \_\_\_\_\_

c) Ciencias factuales. \_\_\_\_\_

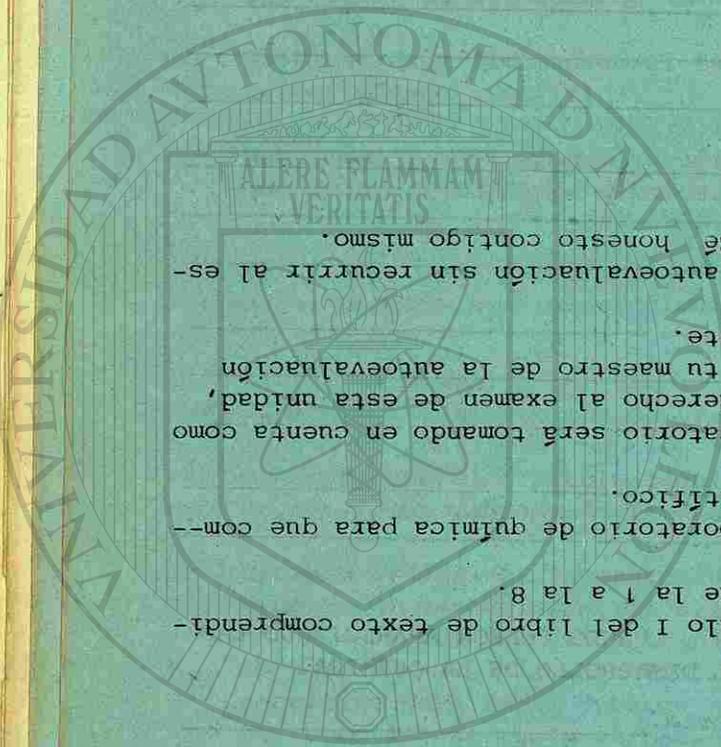
d) Método científico. \_\_\_\_\_

#### II. SEÑALA EN QUÉ CONSISTEN O CUANDO FUERON APARECIENDO LAS SIGUIENTES ETAPAS EN EL DESARROLLO DE LA QUÍMICA.

a) Época de la prehistoria. \_\_\_\_\_

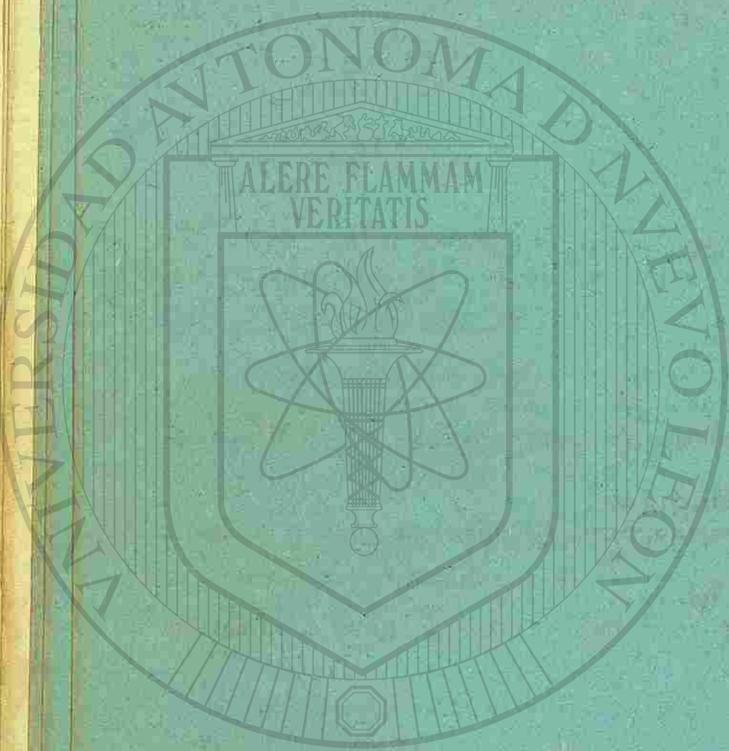
b) Alquimia. \_\_\_\_\_

c) Yatroquímica. \_\_\_\_\_



- PROCEDIMIENTO.
- 1.- Deberás leer el capítulo I del libro de texto comprendido entre las páginas de la 1 a la 8.
  - 2.- Deberás asistir al laboratorio de química para que com-pruebes el método científico.
  - 3.- La asistencia al laboratorio será tomando 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.
- Para que puedas cumplir con los objetivos anteriormente señalados, deberás usar el siguiente:
- 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 que estudian cada una de las ramas en que se ha dividido la química.

d) Bioquímica. \_\_\_\_\_



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## 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 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 bases únicamente la experiencia, mientras que el conocimiento científico estará basado en una serie de elementos que le dan estructura y solidez al conocimiento.

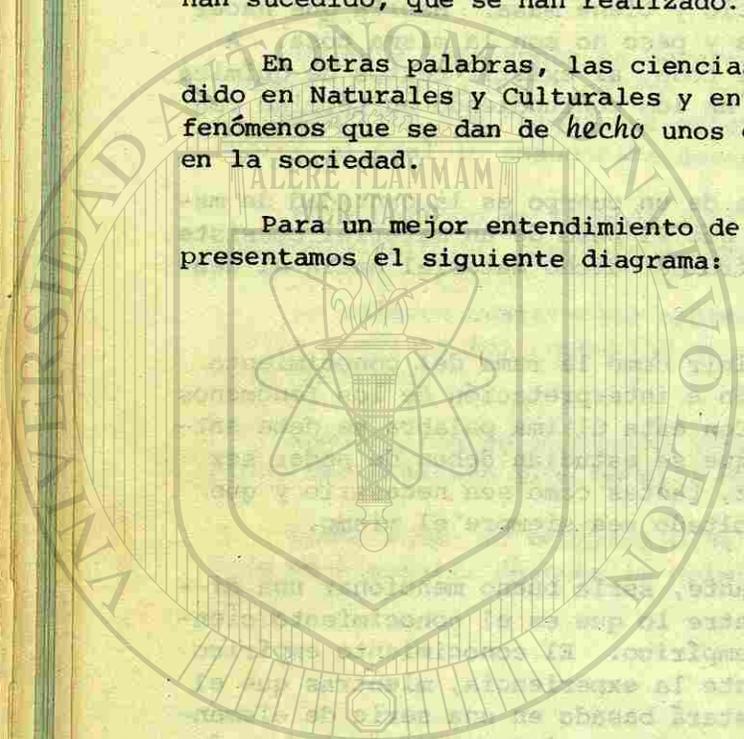
#### 1-2 CIENCIAS FORMALES Y FACTUALES.

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:



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN  
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

### 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 el cual consiste de varias etapas:

- 1) Establecimiento del objetivo a estudiar por medio de la observación. Si se observa un vaso con agua, podrían surgir las preguntas ¿por qué se evapora el agua? ¿Se evaporan también otros líquidos? ¿Por qué favorece la evaporación el aumento de temperatura?
- 2) Realización de la experimentación. Se experimenta con el fin de conseguir algo más de información.
- 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.

En el ejemplo que mencionábamos antes en base a la experimentación, se deduce que todos los líquidos se evaporan y lo hacen más fácilmente cuando se calientan. Podemos, entonces, enunciar una ley que, sin explicar por qué los líquidos se evaporan, mencione que lo hacen.

- 4) La creación de una hipótesis. El siguiente paso en el método científico es explicar 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.
- 5) La comprobación experimental. De nuevo, mediante el experimento, se busca encontrar la verdad. Durante este paso se trata de comprobar la suposición hecha en la hi-

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.

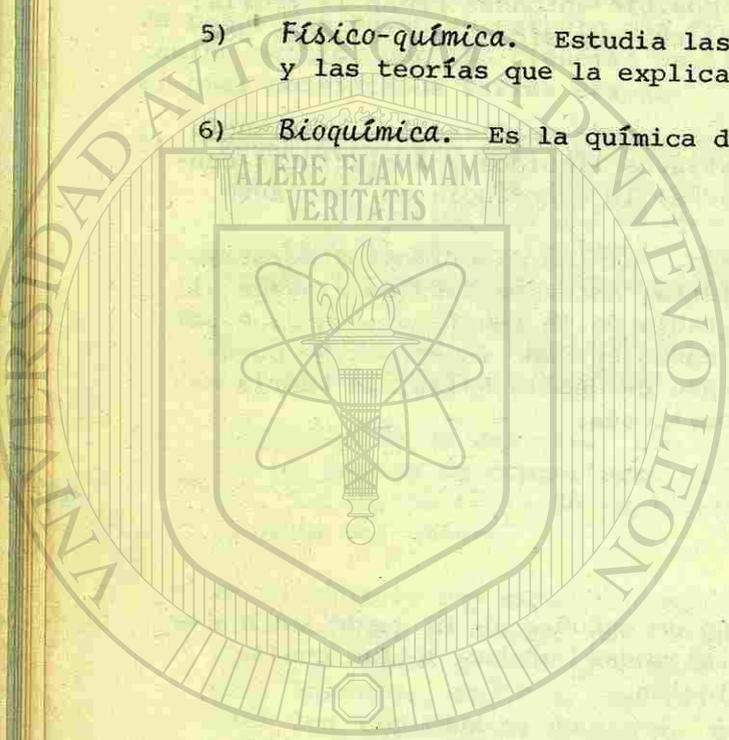
- 6) Formulación de la teoría. Si los experimentos muestran que la hipótesis es cierta, entonces ésta es elevada al grado de teoría. Una regla de la teoría es que debe ser cierta para todos los casos en todo momento. No puede haber excepción. En caso de que la halla, la teoría deja de serlo o se ve modificada.

### 1-4 RAMAS DE LA QUÍMICA.

A la química como campo de estudio se le puede subdividir en ciertas áreas especializadas, muchas de las cuales guardan una íntima interrelación.

- 1) Química general. Estudia principalmente las teorías y conceptos básicos en química; en una forma general trata de todo el campo de estudio.
- 2) Química analítica. Detecta qué componentes forman una parte de un material.
  - b) Análisis cuantitativo. Detecta qué cantidad de cada componente existe en un material.
- 3) Química orgánica. Estudia los compuestos químicos que contienen carbono, sobre todo cuando éste se combina con oxígeno, hidrógeno y azufre.

- 4) *Química inorgánica.* Se encargan de todos los componentes químicos (elementos y compuestos) excepción hecha de los que contienen carbono.
- 5) *Físico-química.* Estudia las leyes básicas de la química y las teorías que la explican.
- 6) *Bioquímica.* Es la química de los seres vivos.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

1er. SEMESTRE.

QUÍMICA.

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".

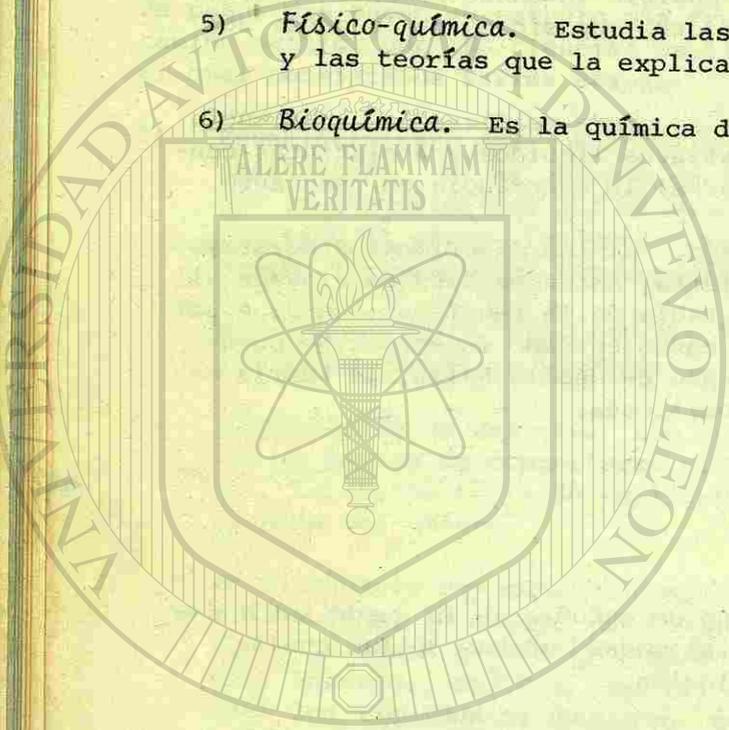
OBJETIVOS.

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 ejemplo de los dos.

- 4) *Química inorgánica.* Se encargan de todos los componentes químicos (elementos y compuestos) excepción hecha de los que contienen carbono.
- 5) *Físico-química.* Estudia las leyes básicas de la química y las teorías que la explican.
- 6) *Bioquímica.* Es la química de los seres vivos.



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

1er. SEMESTRE.

QUÍMICA.

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 ejemplo 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 o formas 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 basandote 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, por lo cual te recomiendo lo estudies 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. \* 2

Resuelve correctamente las siguientes preguntas;

I.- 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.
- b) La ruptura de un cristal.
- c) La ebullición del agua.
- d) La fusión de la cera.
- e) Freír un huevo.
- f) El congelamiento del agua.
- g) La oxidación de un metal expuesto al aire y al agua.
- h) La dilución de azúcar en agua.
- i) Quemar un papel.
- j) La separación del agua en Hidrógeno y Oxígeno.

II.- Enuncia la Ley de la Conservación de la Energía, así como la de la conservación de la materia.

---

---

---

---

---

---

III.- Define los siguientes términos:

a) Química: \_\_\_\_\_

b) Elemento: \_\_\_\_\_

c) Compuesto: \_\_\_\_\_

d) Cambio físico: \_\_\_\_\_

e) Cambio químico: \_\_\_\_\_

f) Mezcla: \_\_\_\_\_

g) Mezcla Heterogénea: \_\_\_\_\_

h) Mezcla Homogénea: \_\_\_\_\_

i) Átomo: \_\_\_\_\_

j) Molécula: \_\_\_\_\_

IV.- Asigna símbolo a los siguientes elementos.

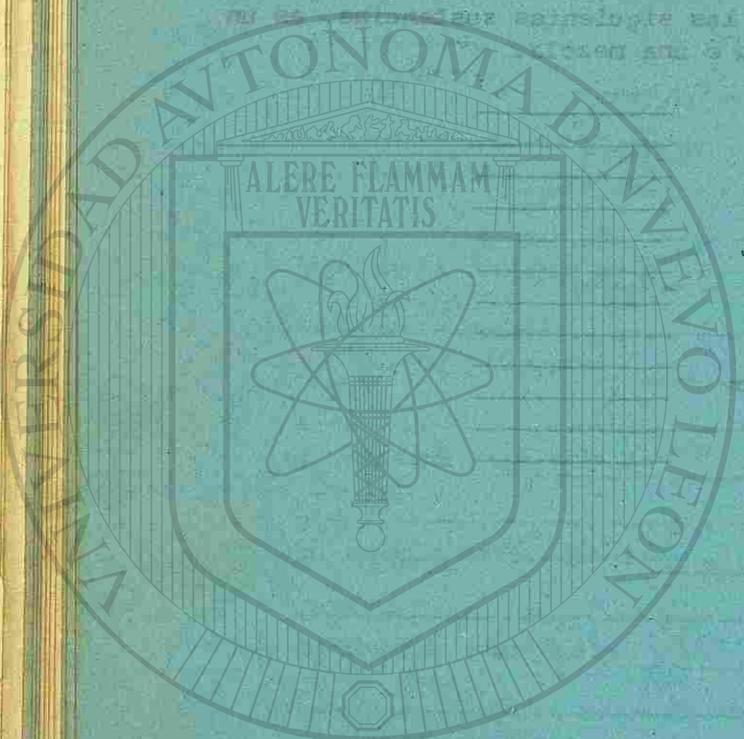
- |                    |                   |
|--------------------|-------------------|
| a) Hidrógeno _____ | h) Sodio _____    |
| b) Calcio _____    | i) Hierro _____   |
| c) Nitrógeno _____ | j) Plata _____    |
| d) Carbono _____   | k) Fósforo _____  |
| e) Plomo _____     | l) Estaño _____   |
| f) Uranio _____    | m) Mercurio _____ |
| g) Oxígeno _____   | n) Cobre _____    |

o) Potasio \_\_\_\_\_

p) Cloro \_\_\_\_\_

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

- |                        |         |
|------------------------|---------|
| a) Aire                | _____   |
| b) Agua                | _____   |
| c) Hielo               | _____   |
| d) Hierro              | _____   |
| e) Acero               | _____   |
| f) Vapor de agua       | _____   |
| g) Leche               | _____   |
| h) Agua con sal        | _____   |
| i) Mercurio            | _____   |
| j) Refresco de naranja | _____   |
| k) Gasolina            | _____   |
| l) Azúcar pura         | _____ * |



## CAPÍTULO II.

### QUÉ 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 sea 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 cam-*

bios 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 sí es alterada. Para comprenderlo estudiemos 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 que en conclusión, la naturaleza fundamental del agua sí ha sido alterada.

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.

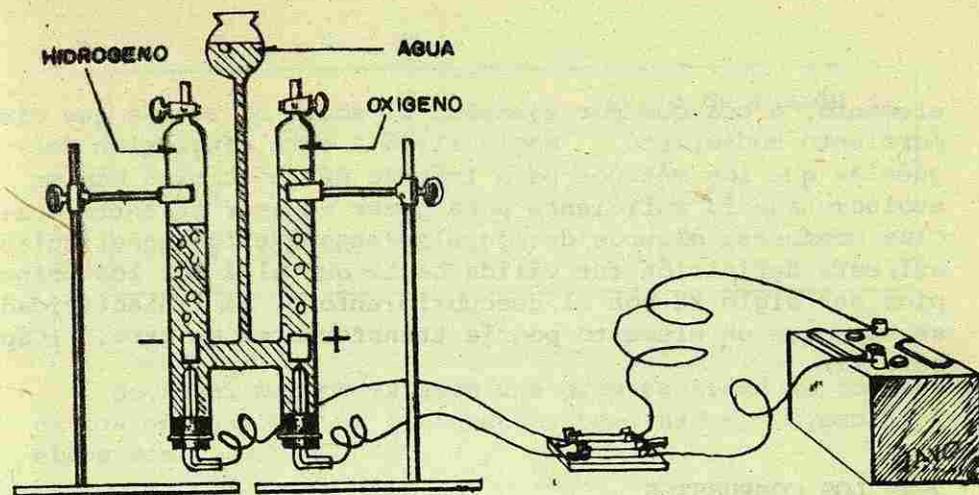


Fig. 1. La electrólisis del agua.

### 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 las 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 ele-

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 radiactividad 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 cómo es que cambian las propiedades de los elementos y aparece una propiedad nueva del compuesto. (En este caso sólo 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
$HNO_3$	Ácido 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:

- a) *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 la 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 1-2) 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

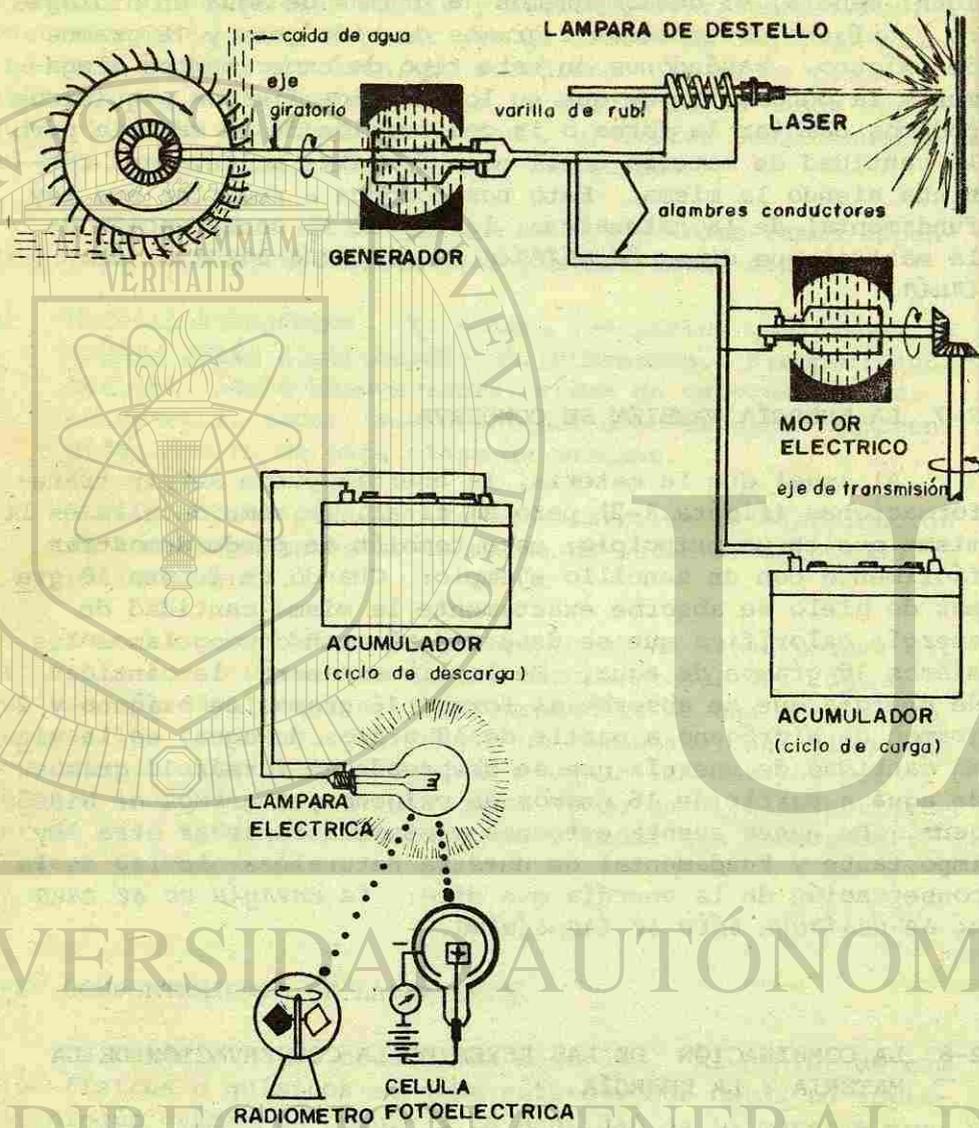


Fig. 2. La energía se transforma.

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.

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 encon

trarse dentro de un recipiente adoptarán la forma de éste, puesto que las moléculas se desplazaron 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 tanta 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.

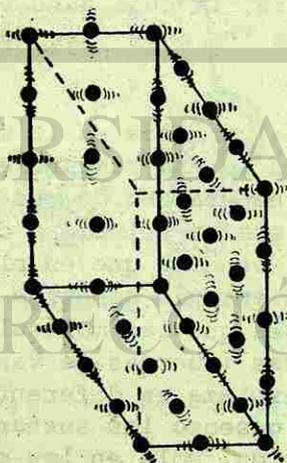


Fig. 3. Estado sólido.

## 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.

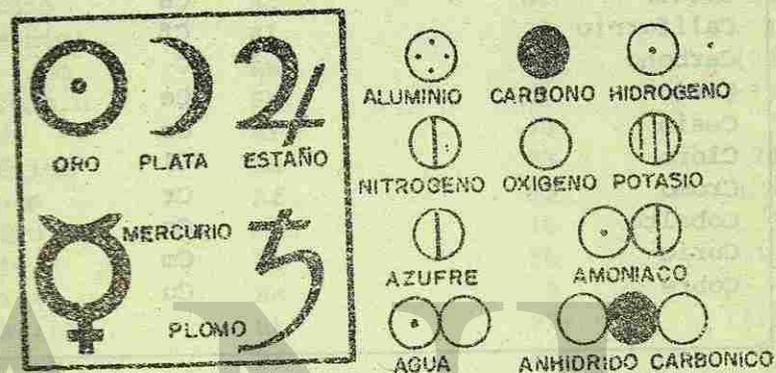


Fig. 4. Primeros símbolos químicos.

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 Jöns 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 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 ejemplos 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	Stibium (L)	Sb
Cobre	Cuprum (L)	Cu
Oro	Aurum (L)	Au
Hierro	Ferrum (L)	Fe
Plomo	Plumbum (L)	Pb
Mercurio	Hydrargyrum (L)	Hg
Potasio	Kalium (L)	K
Plata	Argentum (L)	Ag
Sodio	Natrium (A)	Na
Estaño	Stannum (L)	Sn
Tungsteno	Wolfram (A)	W
Curio	Curium (L)	Cm

## LISTA DE ELEMENTOS Y SÍMBOLOS.

Nombre.	Símbolo.	Número atómico.	Peso atómico.
Actinio	Ac	89	(227)
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	Af	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)
Disproseo	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

LISTA DE SIMBOLOS (CONTINUACIÓN).

Nombre.	Símbolo.	Número atómico.	Peso atómico.
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	114.82
Iodo	I	53	126.9044
Iridio	Ir	77	192.2
Iterbio	Yb	70	173.04
Lantano	La	57	138.91
Lawrencio	Lw	103	
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

LISTA DE SIMBOLOS (CONTINUACIÓN).

Nombre.	Símbolo.	Número atómico.	Peso atómico.
Platino	Pt	78	195.09
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	85.4
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
Tulio	Tm	69	168.934
Uranio	U	92	238.03
Vanadio	V	23	50.942
Wolframio	W	74	183.85
Xenón	Xe	54	131.30
Ytrio	Y	39	88.905





## 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. *John Dalton,*
- 2.- Explicar qué son los Rayos Catódicos así como mencionar las propiedades que los identifican.
- 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 qué es la radiactividad.
- 6.- Definir qué son los rayos alfa ( $\alpha$ ) Beta ( $\beta$ ) y Gamma ( $\lambda$ ) así como señalar las características que los diferencian.
- 7.- Explicar en qué consistió el experimento de Rutherford sobre el núcleo atómico.
- 8.- Señalar las dimensiones de átomos y partículas subatómicas descritas en este capítulo.
- 9.- Definir los siguientes términos:
  - a) Elemento.
  - b) Nucleones.
  - c) Número de masa.
  - d) Isótopo.
  - e) Número atómico.
  - f) Peso atómico.
  - g) Peso molecular.
  - h) Mol.
- 10.- Calcular los pesos atómicos promedio de átomos a partir de datos que se le proporcionen.

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

## PROCEDIMIENTO.

- 1.- Deberás estudiar integralmente el presente capítulo.
- 2.- Observa las gráficas y figuras 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 preguntalas 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. \* 3

Contesta correcta ente las siguientes preguntas:

- I.- Escribe los 4 enunciados de la teoría atómica de Dalton

II.- Escribe la palabra o palabras que falten para que los siguientes enunciados sean correctos:

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

III.- Define los siguientes términos:

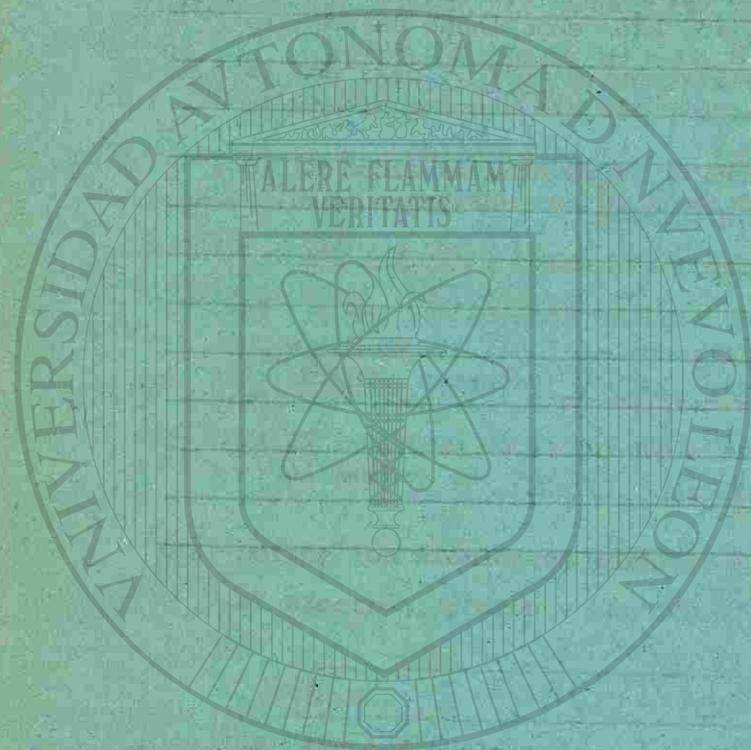
- a) Electrón, protón y neutrón: partículas cargadas negativamente (electrón) y positivas (protón y neutrón).
- b) Efecto fotoeléctrico: es cuando la luz de alta energía choca con los metales.
- c) Radiactividad: son las emisiones de radiación.
- d) Nucleones: partículas en el núcleo.
- e) Partículas alfa, beta y gamma: son las que se desprenden naturalmente del núcleo y son partículas cargadas positivamente.

B) son las que se desprenden naturalmente del núcleo y son partículas cargadas positivamente.

- f) Isótopo: son átomos del mismo elemento que contienen igual número de protones.
- g) Peso atómico: es el peso de unos de los átomos del elemento de cuestión.
- h) Peso molecular: es el peso de una molécula de compuesto en cuestión.
- i) Mol: es el número de átomos que están en un gramo exactamente en diez gramos.
- j) Número atómico: es el número de protones.
- k) Número de masa: es igual a la suma de protones y neutrones.
- l) Elemento: \_\_\_\_\_

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DE BIBLIOTECAS



### CAPÍTULO III.

#### TEORÍAS Y ESTRUCTURA 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, <sup>obj. 1</sup> 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 diferentes de todos los demás elementos.
- 3º: Los cambios químicos son cambios en las combinaciones de los átomos entre sí.

- 4º 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, sus partes y su comportamiento; para ello este capítulo 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 día, los físicos y químicos han descrito 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 consideraremos 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 co

mo bulbos de radio y cinescopios de televisión.

Como cualquiera de nosotros podrá observar, <sup>obj. 2</sup> 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.

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 acercarse 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 dio el nombre de electrones.

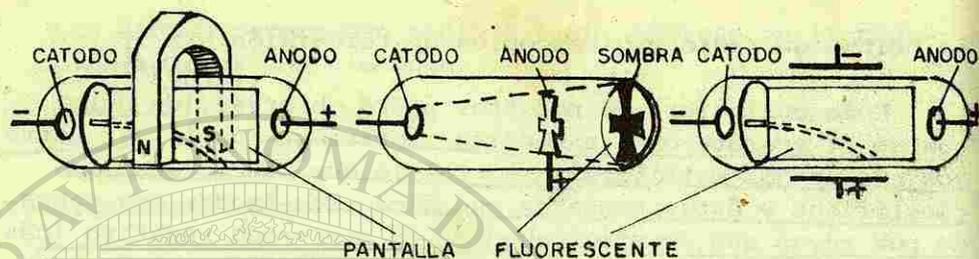


Fig. 1. Los rayos catódicos que ordinariamente se mueven en línea recta, son desviados de su trayectoria por un campo magnético y por un campo electrónico.

En resumen, los rayos catódicos poseen las siguientes propiedades:

- Salen del cátodo <sup>(1)</sup> y viajan en línea recta.
- 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.
- 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

(1)

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

una partícula de éstas es igual a  $1/1838$  de la masa del átomo más ligero conocido, o sea el del hidrógeno.

- A estas partículas (rayos catódicos) se les denomina electrones.

### 3-5 EL ELECTRÓN COMO COMPONENTE FUNDAMENTAL DEL ÁTOMO.

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.

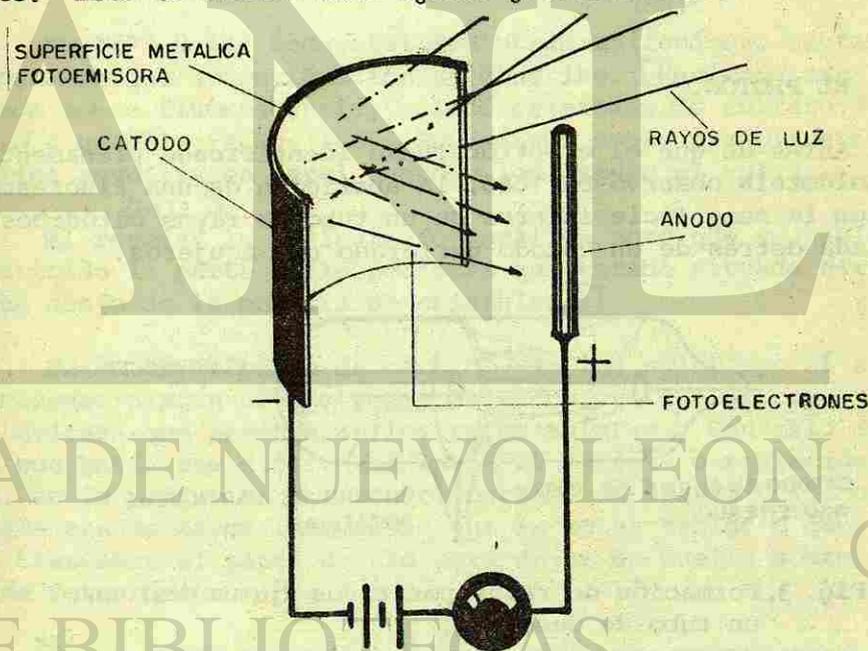


Fig. 2. Celda fotoeléctrica.

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 electrones 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 le ha asignado el valor de  $-1$  (menos uno).

### 3-6 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.

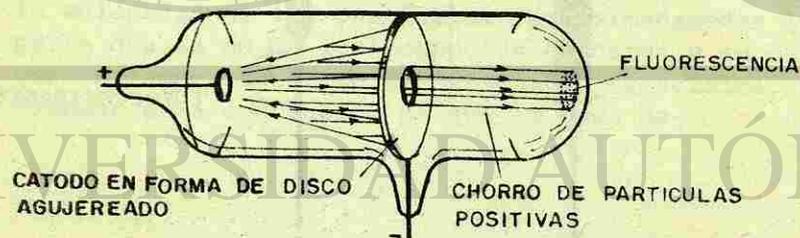


Fig. 3. Formación de rayos positivos (protones) en un tubo de descarga.

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.

obj. 9  
obj. 2)

Ya que se confirmó la existencia del electrón, los científicos se dedicaron 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 denominó protón. obj. 4

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.

### 3-7 LA RADIATIVIDAD.

obj. 3

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 uranilo ( $K_2SO_4 \cdot (UO)_2 SO_4 \cdot 2 H_2O$ ) sobre una placa fotográfica envuelta en papel negro y los expuso al sol.

obj. 3

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 causaba 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.

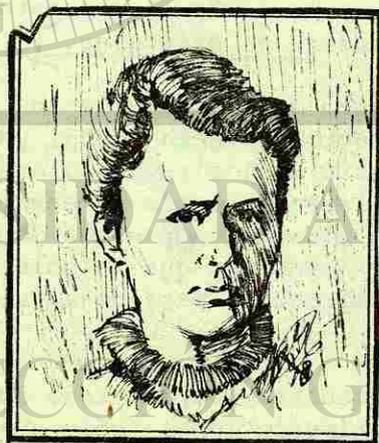
Hacia 1896, Becquerel preparó todo nuevamente para llevar a cabo otro experimento igual, sólo que durante varios días estuvo lloviendo y nublado, por lo cual no lo pudo realizar y guardó sus muestras en un cajón de su escritorio. Cuando

do 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 necesitaban el estímulo de la luz solar para emitir sus radiaciones.

Becquerel continuó haciendo experimentos con otros minerales y encontró que algunos afectaban a la placa fotográfica con mayor intensidad que la de sus primeros experimentos y encomendó a madame Marie Sklodowska Curie a que tratara de aislar el elemento que causaba dicha radiación y que se encontraba en la mezcla de mineral que había utilizado.

Desde entonces al fenómeno de emisión espontánea de radiaciones de alta energía se le denomina radiactividad.

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



MADAME MARIE CURIE

3-8 SE DESCUBREN LOS RAYOS ALFA, BETA Y GAMMA.

Al someter las sustancias radiactivas a la acción de campos eléctricos se llegó a la conclusión que estas sustancias emitían 3 tipos diferentes de "rayos". Uno de estos rayos se desviaba ligeramente un lado del campo eléctrico, y recibió el nombre de rayo alfa ( $\alpha$ ); otro se desviaba más intensamente pero hacia el lado contrario que el anterior y se denominó rayo beta ( $\beta$ ); el tercer rayo no se desviaba y se le llamó rayo gamma ( $\gamma$ ).

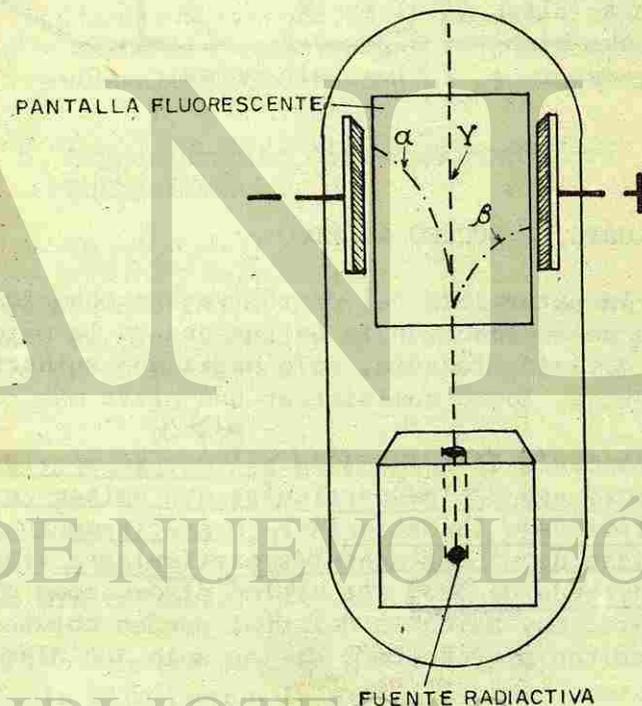


Fig. 4. Comportamiento de las radiaciones alfa, beta y gamma en un campo electrónico.

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 y comprobó así mismo, que los rayos alfa eran iones positivos de helio con doble carga ( $\text{He}^{2+}$ ). En cuanto a los rayos gamma se pudo comprobar que éstos no tenían masa ni carga, o sea que eran de igual naturaleza a los rayos luminosos y X sólo que de mayor energía.

De lo anterior se deduce:

Partículas alfa	( $\alpha$ ) =	2+
Partículas beta	( $\beta$ ) =	1-
Rayos gamma	( $\gamma$ ) =	sin carga.

### 3-9 SE DESCUBRE EL NÚCLEO 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.* - <sup>o p x</sup> Como se menciona en el punto anterior, una de las partículas que emiten las sustancias radiactivas son las alfa ( $\alpha$ ) 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 obtenerse hojas de un espesor tan pequeño como de tan solo 100 diámetros atómicos.

Pues bien, las partículas alfa que poseen un bajo poder de penetración y alcanzan una velocidad de 16,000 Km/seg podían atravesar una fina hoja de oro, sin embargo, una de 8000 partículas alfa experimentó una desviación de  $90^\circ$ , otras me-

nos, y algunas pocas incluso rebotaban al chocar con la lámina de oro. Según Rutherford esto era tan increíble tal como si lanzásemos un proyectil de 15 pulgadas contra una hoja de papel delgada y que dicho proyectil rebotase e hiciera blanco en el que lo disparó.

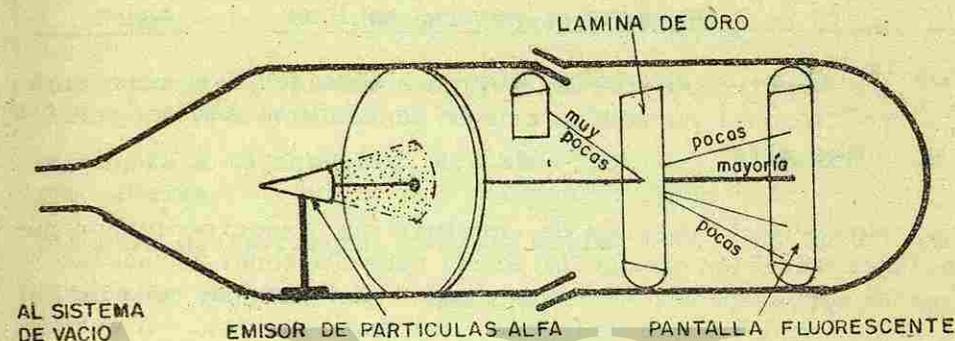


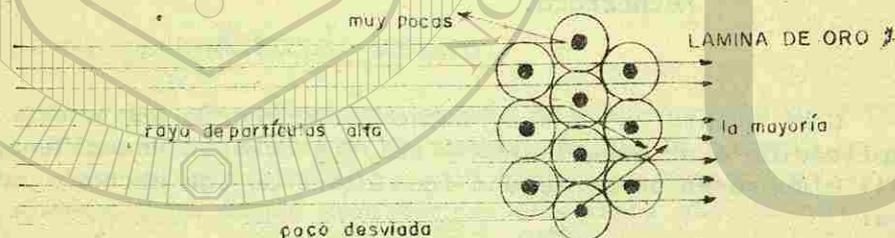
Fig. 5. Representación del experimento de Rutherford.

Como quiera que fuese, Rutherford debería encontrar una explicación a su experimento y así fue como en una mañana de 1911 elaboró en su mente una idea clara de los hechos ocurridos:

- 1º Como la mayoría de las partículas alfa atravesaron la lámina de oro en línea recta, esto demostraba que en los átomos existía una gran cantidad de huecos o vacíos por lo que la teoría de Dalton de átomos indivisibles y sólidos no era correcta.
- 2º El núcleo era tan pequeño que era rara la vez que una partícula alfa pasaba lo suficientemente cerca de él como para ser desviada de su trayectoria original y más aún chocar de frente con el núcleo como para ser rebotada.

- 3º El hecho de que el núcleo desviara y rebotase a las partículas alfa (2+) demostraba que el núcleo debía ser positivo.
- 4º Además, el hecho de rebotar las partículas alfa en el núcleo, demostraba que esa pequeñísima parte del átomo debía ser alta en densidad (masa).
- 5º Los electrones poseían muy poca masa y carga contraria por lo cual no podían causar desviaciones a las partículas alfa.

Rutherford, después de concluir sus experimentos propuso la explicación de que el átomo debería tener un núcleo central muy pequeño, en donde estaba concentrada toda la carga positiva del átomo así como casi toda la masa. A este pequeñísimo centro de masa y carga positiva del átomo se le denominó posteriormente *núcleo atómico*.



### 3-10 DIMENSIONES ATÓMICAS.

Posteriores investigaciones a las citadas anteriormente han llegado a concluir con datos tan interesantes como los siguientes:

El diámetro de un átomo de hidrógeno es igual a  $1 \times 10^{-8}$  cm, mientras que el diámetro del núcleo en ese mismo átomo es alrededor de  $1 \times 10^{-12}$  cm, o sea  $10^{-4}$  veces más pequeño, lo que equivale a tener un núcleo central del tamaño de una moneda de 5 centavos, en el centro de un átomo circular cuyo diáme-

tro tuviera el largo de una cancha de fútbol; los electrones del átomo se encontrarían en el espacio que rodea al núcleo. (Ver tabla 3-1).

TABLA 3-1. Medidas grandes y pequeñas.

Distancia a la galaxia observada más lejana.	$5.0 \times 10^9$ años luz	$4.5 \times 10^{27}$ cm
Distancia a la estrella más próxima.	4.3 años luz	$4 \times 10^{18}$ cm
Diámetro de la tierra.	8,000 millas	$1.3 \times 10^9$ cm
Altura de un hombre medio.	68 pulg.	$1.7 \times 10^2$ cm
Diámetro de una moneda.	0.75 pulg.	1.9 cm
Diámetro de un glóbulo rojo de la sangre.	$3 \times 10^{-4}$ pulg.	$7.6 \times 10^{-4}$ cm
Diámetro del virus más pequeño.	$4 \times 10^{-7}$ pulg.	$1 \times 10^{-6}$ cm
Diámetro del átomo de uranio.	$1 \times 10^{-8}$ pulg.	$2.8 \times 10^{-8}$ cm
Diámetro del átomo de hidrógeno. (el átomo más pequeño).	$4 \times 10^{-9}$ pulg.	$1 \times 10^{-8}$ cm
Diámetro de un protón.	$4.7 \times 10^{-14}$ pulg.	$1.2 \times 10^{-13}$ cm

### 3-11 DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRÓN.

Por el hecho de haber descubierto 2 partículas con cargas opuestas en el átomo, los físicos y químicos pensaron te-

ner resuelta totalmente la estructura atómica, más sin embargo, esto no era correcto, pues cuando se trató de demostrar el peso de algunos átomos, las observaciones obtenidas no coincidían con lo esperado.

Expliquémoslo con un ejemplo. Se sabía que el nitrógeno no poseía 7 electrones girando alrededor del núcleo y además 7 protones en el 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 alrededor 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.

Obis: 9  
(6)  
3-12 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 los 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 recordará que ésta 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.

### 3-13 SE DESCUBREN LOS ISÓTOPOS.

obj. g. l. w. o

Ya que 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 isótopos que son átomos del mismo elemento que contienen 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.

### 3-14 CÁLCULO DE LOS PESOS ATÓMICOS.

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 75.33 % 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.

$$7553 \times 34.98 = 24.42 \times 10^4$$

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

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:  $35.469 \times 10^4$ . O sea que si 10,000 átomos pesan  $35.469 \times 10^4$ , uno solo ¿cuánto pesará? (regla de 3 simple).

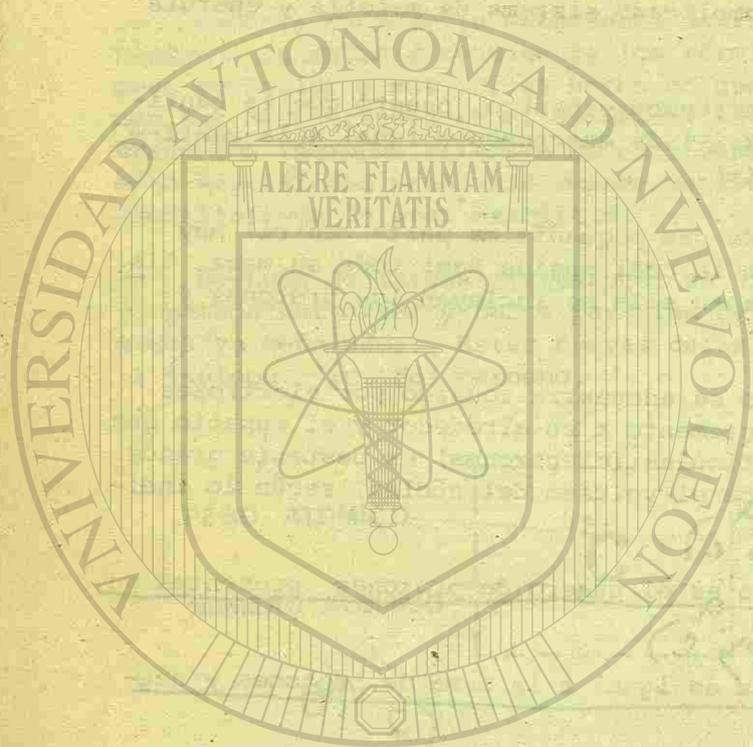
$$\frac{10,000 - 35.469 \times 10^4}{1 - x} = 10,000 = 10^4$$

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

Entonces, un átomo de cloro en promedio pesará:

$$35.469 \text{ ó } 25.47 \text{ u. m. a.}$$





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

ter SEMESTRE.

QUÍMICA.

UNIDAD IV.

TEORIAS: 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 y 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 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 de 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, comprendido entre las páginas 45 a la 60.
- 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 reafuerces tus conocimientos.
- 4.- Deberás entregar la siguiente autoevaluación resuelta como requisito para presentar el examen a la presente unidad.

\* 4

#### 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  $l$ . F
  - b) Para cualquier nivel  $n$ ,  $l = (n-1)$ . V

#### LISTAS DE CONCEPTOS Y TÉRMINOS.

- 1.- Dualidad de materia. \_\_\_\_\_
- 2.- Principio de incertidumbre. \_\_\_\_\_
- 3.- Estados o niveles de energía. \_\_\_\_\_

4.- Salto cuántico.

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

rejilla de difracción.

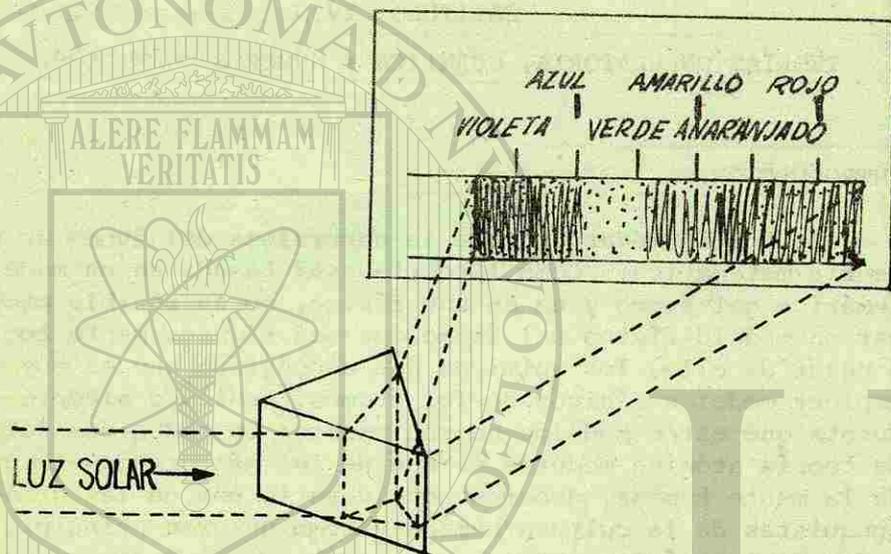


Fig. 1. Refracción de la luz solar.

La refracción, 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:  $3 \times 10^8$  metros por segundo en el vacío.

La longitud de onda se indica por la letra griega lambda  $\lambda$ . 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  $4 \times 10^{-5}$  cm. La de la luz roja es aproximadamente  $7 \times 10^{-5}$  cm. En relación a esto, es conveniente definir la unidad de longitud llamada unidad angstrom. Una unidad angstrom,  $1 \text{ \AA}$ , es exactamente igual a  $1 \times 10^{-8}$  cm. Así, la luz azul y roja tienen longitudes de onda alrededor de 4,000  $\text{ \AA}$  y 7,000  $\text{ \AA}$ , 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  $\lambda$ . 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,  $\nu$ . 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.

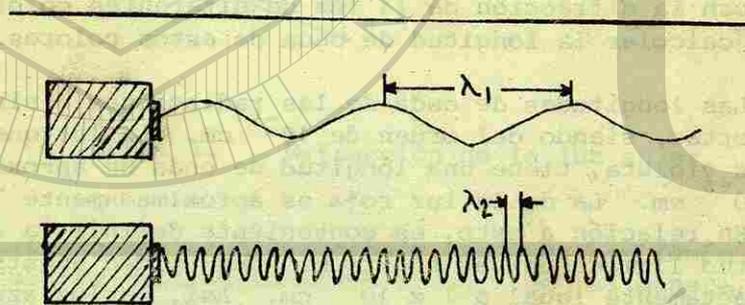


Fig. 3. La longitud de una radiación electromagnética depende del sistema electromagnético que lo genera.

Observamos la relación que existe entre la longitud de onda  $\lambda$  y la frecuencia  $\nu$ , de cualquier radiación electromagnética es que son inversamente proporcionales entre sí.

$$\alpha \lambda \frac{1}{\nu} \quad \delta \quad \nu \alpha \frac{1}{\lambda}$$

$$\delta \quad \lambda \nu = \text{constante.}$$

Como  $\lambda$  tiene la unidad de cm/onda y  $\nu$  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 descubrimientos. Fue con esta época cuando se derrivó el sencillo modelo daltoniano del átomo. También fue el período 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  $h\nu$ , 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 ondulatoria clásica al suponer que la energía radiante 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,  $\nu$ , 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  $1.5836 \times 10^{-37}$  Kcal seg, cuando  $E$  son kilocalorías.

La teoría cuántica de la radiación de Planck no tan sólo proporcionó un modelo teórico para las observaciones experi-

mentales que originaron su desarrollo, sino que pronto llegó a ser el cimiento en el 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, al 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. Dicho instrumento 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 y 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.

1020115137

#### 4-4 IMPLICACIÓN DE LAS LÍNEAS ESPECTRALES.

Consideremos el hecho de que la luz emitida por un elemento rico en energía da 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 mediante el calentamiento a temperaturas elevadas, liberan esta 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 descubrimiento 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 natu-

raleza 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 nos 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.

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  $10^{-7}$  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  $10^{-7}$  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 (2o. peldaño, 3er. peldaño, etc.).

En el átomo de hidrógeno según el modelo de Bohr, tendrá un electrón localizado en una órbita que depende de la energía del 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 posibles reciben el nombre de *átomos en el estado fundamental*, utilizando el modelo del átomo de Bohr, podríamos describir qué sucede cuando el 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 mu-

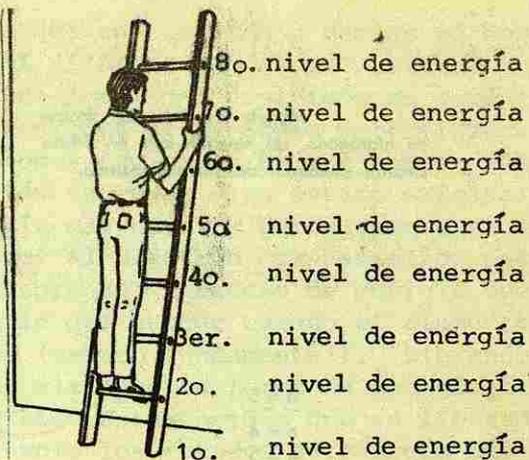


Fig. 4. La persona que está en la escalera sólo adquirirá energías potenciales específicas, dependiendo del peldaño en que se encuentre. Debido a que sólo puede ocupar ciertos niveles de energía, su energía está "cuantizada".

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

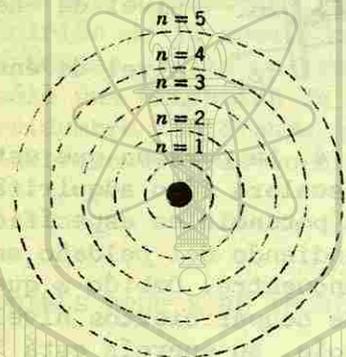
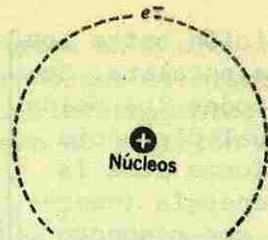


Fig. 5.

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 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 cinco primeros niveles de energía están indicados mediante flechas.

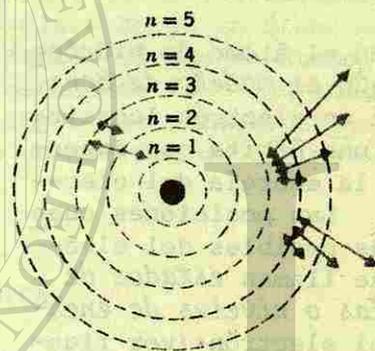


Fig. 6.

cho e incluso puede llegar a que un electrón o varios se desprendan 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). Librando 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.

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 nos da una imagen del átomo de hidrógeno. ¿Será igual esto para con aquellos átomos que poseen más de un electrón? Imaginémonos un átomo con más de un electrón como un núcleo con los electrones distribuidos en varias órbitas (ver figura 6). Pero nos encontramos con un problema, el 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 era 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 sólo 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 espectral 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 de que el electrón esté a determinadas distancias 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 al electrón en su estado fundamental siempre a esa distancia. El modelo del átomo, según la teoría mecánica cuántica, conduce a esto sólo como la distancia *más probable*. El modelo matemático indica que tanto la distancia más corta como la más grande, también tiene alguna probabilidad.

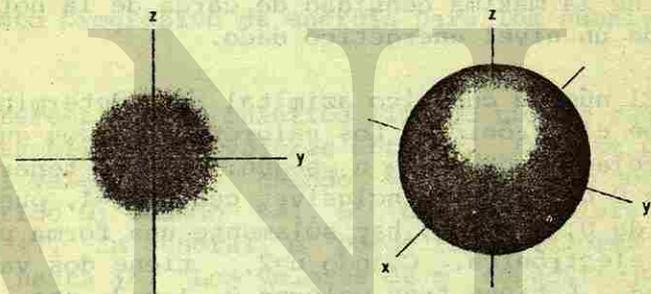


Fig. 7. Orbital 1s. A la izquierda se muestra una sección transversal en la que puede verse la región (dibujada más oscura) de alta densidad electrónica. En el dibujo de la derecha puede verse la forma esférica del orbital 1s.

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 sigue:

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 indistintamente. De ordinario, estos números indican el radio relativo de la máxima densidad de carga de la notación electrónica de un nivel energético dado.

2. El número cuántico azimital ( $l$ ) determina la forma de la nube electrónica. Los valores numéricos que puede 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 se aproxima a cuatro peras con sus rabillos 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 de valor de  $l$  utilizado en la ecuación de Schrodinger, con el valor más bajo,  $l=0$ .

Un aumento en  $l$  conduce a un aumento en momento angu-

lar. 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 así 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  $l$  conduce 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  $90^\circ$  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  $m, l$  y  $n$  forma un orbital, cada orbital tiene a 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

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 característicos 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.

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  $m, l$  y  $n$  forma un orbital, cada orbital tiene a 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

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 característicos 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.

- Diferenciar entre estados normales y estados excitados de los átomos, en relación a la posición de los electrones externos.
- 4.- Definir energía de ionización, así como explicar por qué en algunos elementos es más fácil desalojar electrones que en otros.
- 5.- Definir los siguientes términos:
  - a) Capa de valencia.
  - b) Nivel principal de energía.
  - c) Electrones de valencia.
  - d) Subnivel energético (cuáles son estos subniveles).
  - e) Orbital.
- 6.- Enunciar el principio de incertidumbre.
- 7.- Definir qué es configuración electrónica, así como representar las configuraciones electrónicas de cualquier átomo, utilizando el orden descrito en la figura 5.

PROCEDIMIENTO.

- 1.- Deberás estudiar detenidamente el presente capítulo, tratando de dar contestación a los objetivos del mismo.
- 2.- Observa detenidamente los ejemplos que aparecen en la sección 5-8 del presente capítulo.
- 3.- Deberás entregar la siguiente autoevaluación resuelta como requisito para presentar la presente unidad.

AUTOEVALUACIÓN. # 5

- 1.- Es posible conocer con exactitud, y simultáneamente la posición y velocidad de los electrones; esto es el enunciado del principio de incertidumbre.
  - 0) Falso.                      1) Verdadero.
- 2.- Mencione los tipos de orbitales:
 

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_
- 3.- Representa la configuración electrónica del Ar (Z=18).
 

\_\_\_\_\_
- 4.- Representa la configuración electrónica del telurio Te (Z=52).
 

\_\_\_\_\_
- 5.- Representa la configuración electrónica del Fe (Z=26).
 

\_\_\_\_\_
- 6.- Configuración electrónica.
 

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_
- 7.- Estados de energía o niveles de energía.
 

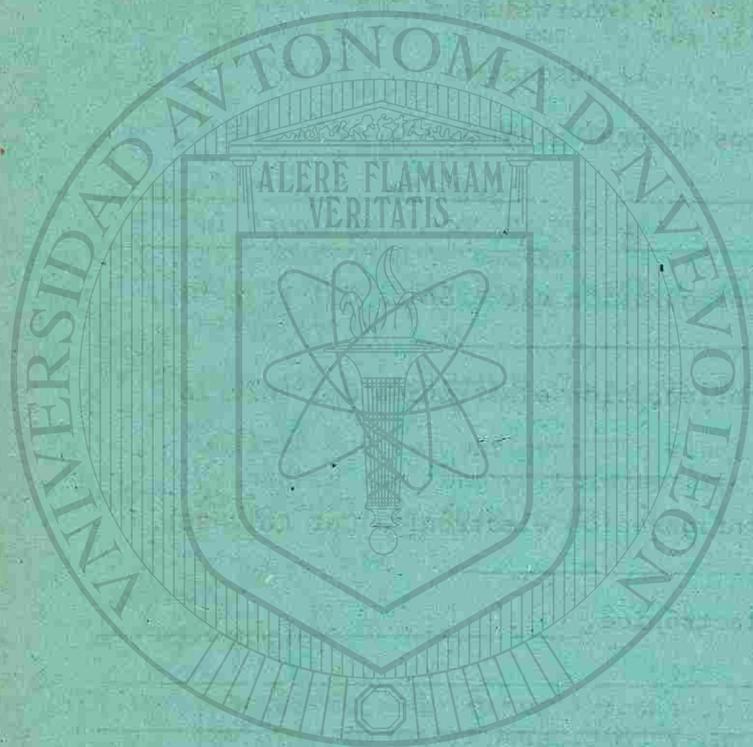
\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_
- 8.- Átomo excitado.
 

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

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 descifrar 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 Nóbel de 1922 y concluyó que *los electrones describían órbitas y 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.



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

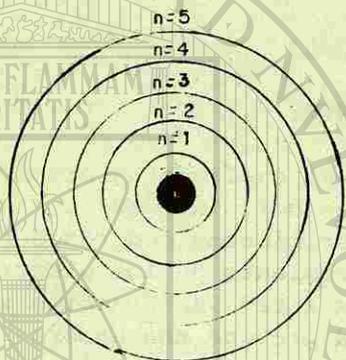
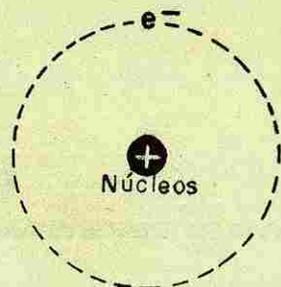


Fig. 1.

## 5-2 LOS ESPECTROS DE EMISIÓN.

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, *contínuos* y *discontínuos*. En los discontínuos la imagen obtenida consiste en una estructura de rayas brillantes sobre un fondo oscuro, mientras que en el espectro contínuo se produce una banda contínua de colores.

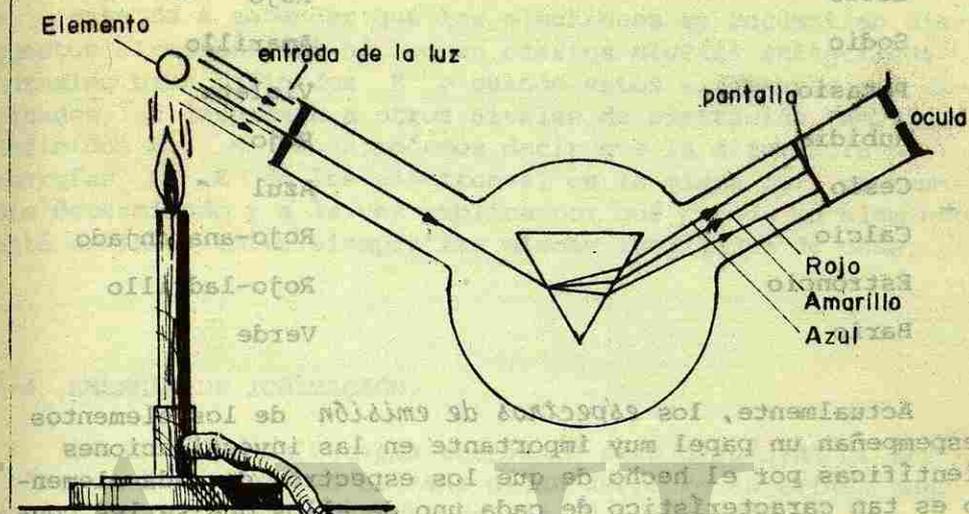


Fig. 2. Representación de un espectroscopio de prisma. La luz se desvía al atravesar el prisma de acuerdo con su longitud de onda, es decir, según sea su color.

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 emitida 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:

- a) Un mismo elemento, siempre emite radiaciones de una determinada longitud de onda. (espectro de emisión).

- b) 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. Entonces podemos decir que la diferencia de energías E - 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 los átomos 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:

ión monopositivo (+) + energía + ion dispositivo (2+) +  
+ electrón (-)

y así sucesivamente la tercera ionización, etc.

A continuación, se enlista una serie de elementos 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.

Núm. At.	Símbolo.	1er. e <sup>-</sup>	2o. e <sup>-</sup>	3er. e <sup>-</sup>	4o. e <sup>-</sup>	5o. e <sup>-</sup>
1	H	13,595				
2	He	24,580	54,40			
3	Li	5,390	75,6193	122,420		
4	Be	9,320	18,206	153,850	217,657	
5	B	8,296	25,149	37,920	259,298	340,127
6	C	11,264	24,376	47,864	64,476	391,986
7	N	14,54	26,605	47,426	77,450	97,863
8	O	13,614	35,146	54,934	77,394	113,873
9	F	17,42	34,98	62,646	87,23	114,214
10	Ne	21,559	41,07	64	97,16	126,4
11	Na	5,138	47,29	71,65	98,88	138,60
12	Mg	7,644	15,03	80,12	109,29	141,23
13	Al	5,984	18,823	28,44	119,96	153,77
14	Si	8,149	16,34	33,46	45,13	166,73
15	P	11,0	19,65	30,156	51,354	65,007
16	S	10,357	23,4	35,0	47,29	72,5
17	Cl	13,01	23,80	39,90	53,5	67,80
18	Ar	15,755	27,62	40,90	59,79	75,0
19	K	4,339	31,81	46	60,90	
20	Ca	6,111	11,87	51,21	67	84,39
21	Sc	6,56	12,89	24,75	73,9	92
22	Ti	6,83	13,63	28,14	43,24	99,8

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, lo que sucede con el primer electrón.

Con esto se demuestra que el Na, el K y el Li tienen 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 hasta esta página, te recomiendo 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 cabía una cantidad determinada de electrones siendo esta la siguiente:

capa K (la más cercana al núcleo) = 2 electrones

capa L = 8 electrones

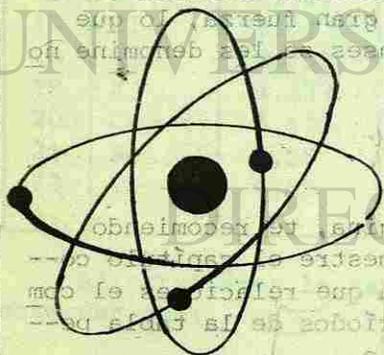
capa M en los elementos más pesados puede tener hasta 18 electrones, pero para los elementos del 2o. período de la tabla periódica tiene una capacidad máxima de 8 electrones.

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 alejado 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.

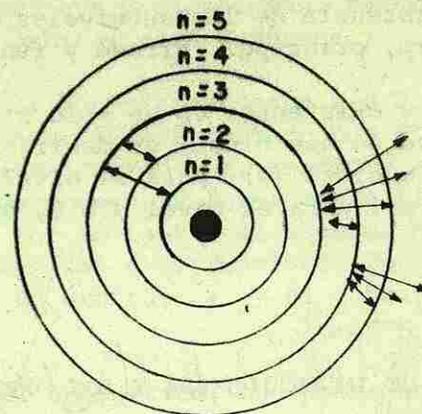


Fig. 3. Los niveles de energía en el átomo de Bohr, están indicados como valores posibles de  $n$ . En la figura se muestran 5 niveles de energía. Un electrón puede efectuar un salto cuántico de un nivel de menor energía hacia cualquier otro superior. Un electrón excitado puede caer de un nivel más alto 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, difuse 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, existirá un solo nivel (s); 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 que daba 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.

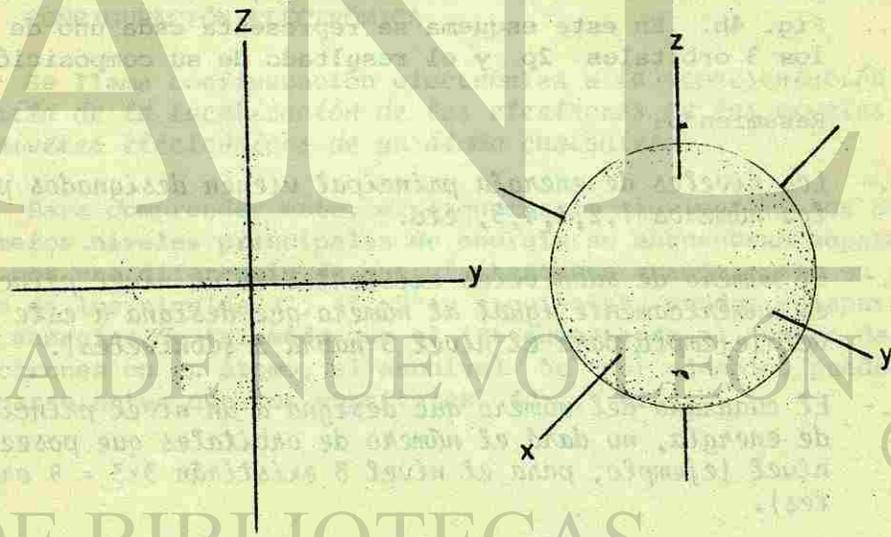


Fig. 4a. Orbital 2s, a la izquierda la sección transversal, muestra las 2 regiones de alta densidad electrónica. El dibujo de la derecha muestra la forma esférica del orbital 2s.

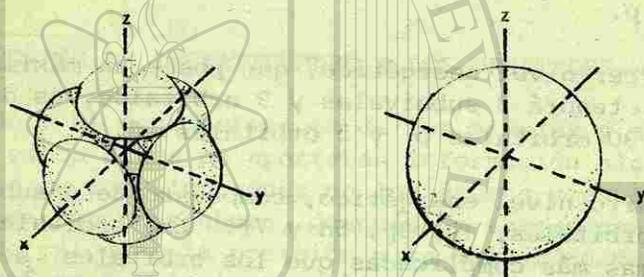
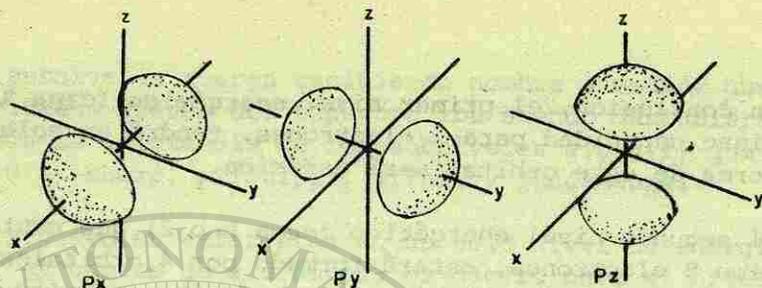


Fig. 4b. En este esquema se representa cada uno de los 3 orbitales 2p y el resultado de su composición.

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, no 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 existentes 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	4	9	16
Tipo y número de orbitales	s	s p	s p s	s p s f
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 3°, 4°, 5° 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 siguiente figura.

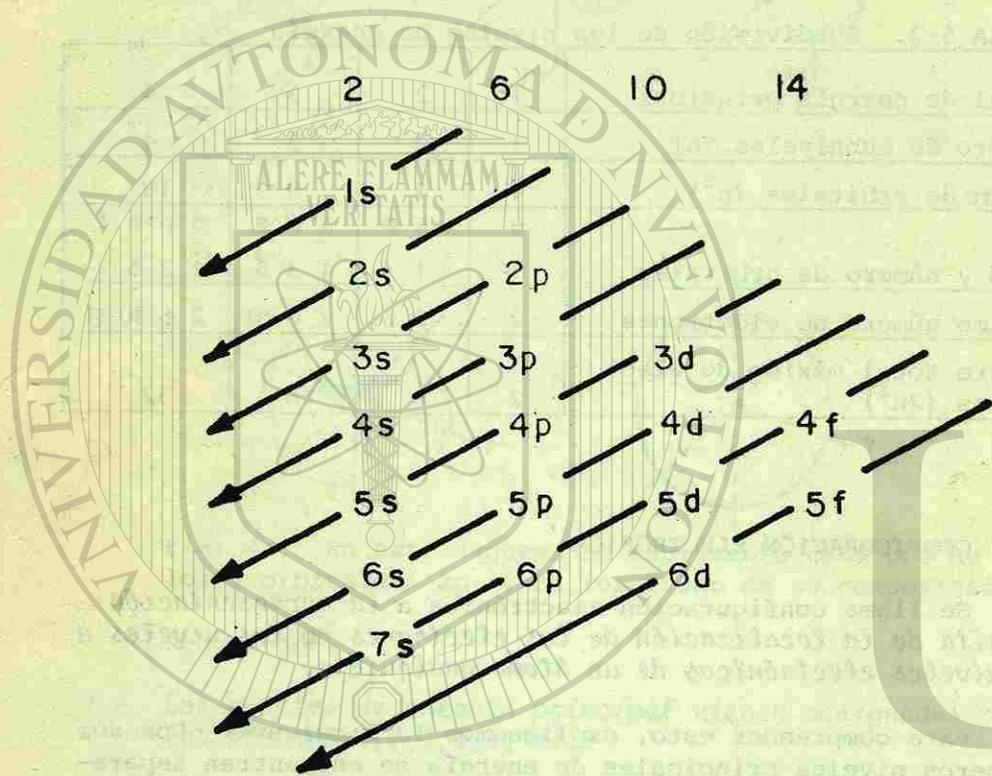


Fig. 5.

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

TABLA 5-3. Disposición de los electrones.

	NIVELES PRINCIPALES			NIVELES SUBPRINCIPALES			RESUMEN
	1	2	3	s	p	d	
H	↑						1s <sup>1</sup>
He	↑↓						1s <sup>2</sup>
Li	↑↓	↑		↑			1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>
Be	↑↓	↑↓		↑↓			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>
B	↑↓	↑↓	↑	↑↓	↑		1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>
C	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>
N	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>
O	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>
F	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>
Ne	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
Na	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>1</sup>
Mg	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup>

A medida que el número de electrones va aumentando de átomo en átomo, dos principios rigen el orden como se van llenando los orbitales y subniveles.

- 1º Se sigue la escala descrita en la figura 5, empezando por el subnivel más bajo y aumentando progresivamente.
- 2º En cada subnivel, el orbital es ocupado por un electrón antes de que cualquier orbital se llene con dos electrones como se muestra en la tabla 5-3, en donde cada cuadro representa un orbital y cada flecha a un electrón.

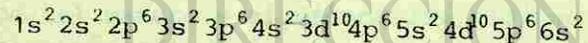
La notación siguiente nos enseña qué significado tienen cada uno de los números y letras en la configuración electrónica.

Ejemplo:



Para que no quede lugar a dudas, se expone el siguiente ejemplo: ¿Cuál será la configuración electrónica del bario (Ba)?

- 1º El bario tiene 56 electrones girando en el exterior del núcleo; lo que se nos pide es señalar en qué orden se encuentran dispuestos estos electrones.
- 2º Tomando como referencia la figura 5 para seguir el orden ahí descrito, obtendremos que la configuración electrónica del bario es:

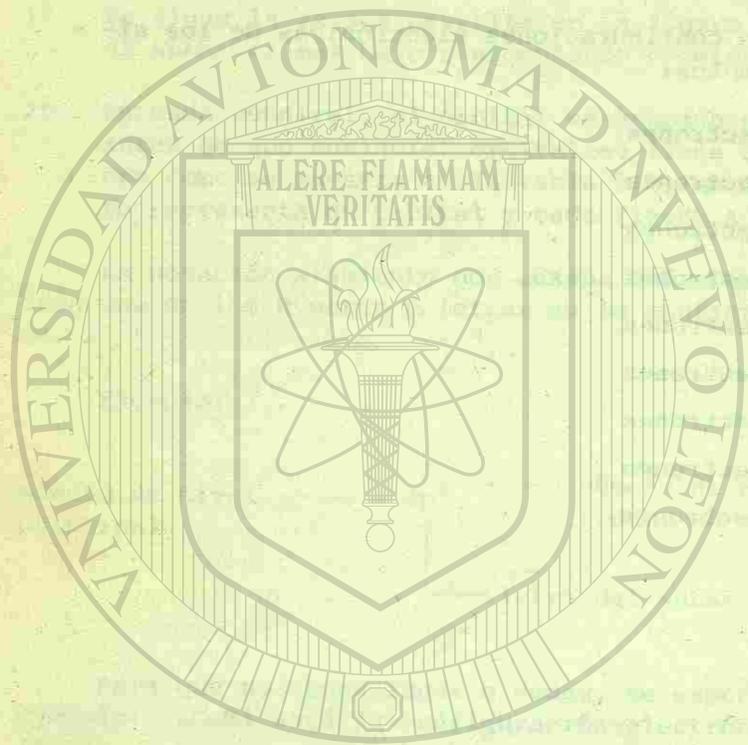


## EJERCICIOS.

Realiza los siguientes ejercicios para que afiances el conocimiento sobre este último punto.

- 1.- Desarrolla las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos:

Na =	11 electrones
K =	19 electrones
Rb =	37 electrones
C =	6 electrones
Si =	14 electrones
Ge =	32 electrones
F =	9 electrones
Cl =	17 electrones
Br =	35 electrones



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

1er. SEMESTRE.

QUÍMICA.

UNIDAD VI.

### LA TABLA PERIÓDICA.

¿Qué es la tabla periódica? ¿Para qué sirve la tabla periódica? A primera vista puede aparecer tan compleja que su utilidad resulte dudosa. No obstante, a medida que se continúa el estudio de la química, se aprecia 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 este estudio surgió la primera tabla periódica, la cual fue perfeccionada posteriormente por Moseley y que ha servido de 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	e) Electropositividad.
b) No metales.	f) Electronegatividad.
c) Potencial de ionización.	g) Radio atómico.
d) Afinidad electrónica.	h) Valencia.
- 8.- Explicar la relación que existe entre las valencias de los elementos y los grupos de la tabla periódica.
- 9.- Mencionar el por qué 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. # 6

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?  
\_\_\_\_\_
- 3.- Señala algunos usos de los siguientes gases nobles: R

a) Neón.	b) Helio.
b) Argón.	d) Criptón.

  
\_\_\_\_\_

4.- Define los siguientes conceptos:

a) Metales.

b) No metales.

c) Valencia.

d) Electronegatividad.

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

6.- Enuncia la ley periódica.

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

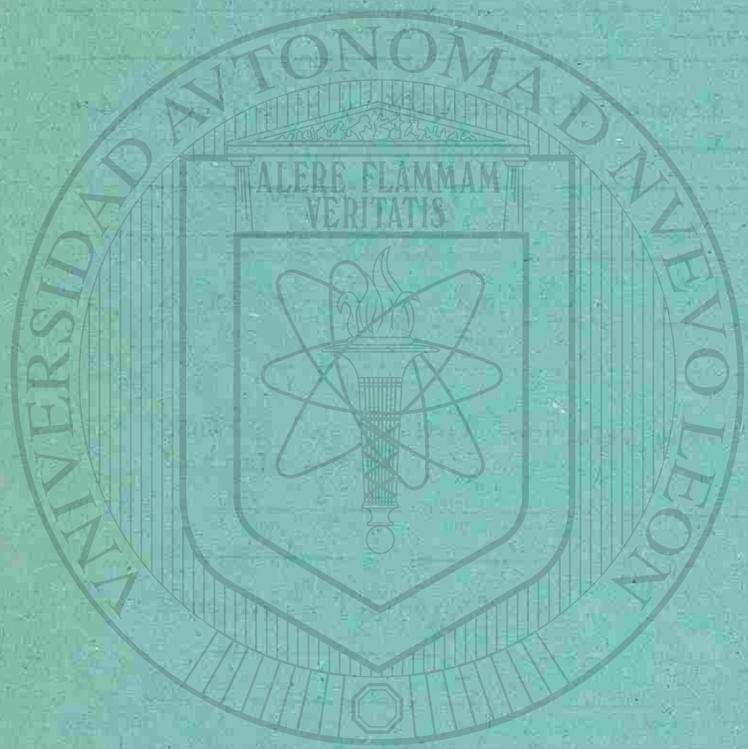
8.- ¿Qué son los períodos en la tabla periódica?

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

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?

\*



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## 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. Más sin embargo, debemos tener cierto cuidado pues no esperamos 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 en 1817, quien agrupó los 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 Cannizzaro convenció a sus colegas de la validez de la hipótesis de Avogadro en cuando a que las moléculas gaseosas son diatómicas y así se hizo una mejor clasificación de elementos.

En 1868, el químico inglés Newlanles 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 re-

petían ciertas propiedades. Sus ideas no fueron aceptadas por los químicos de su época.

En 1869 el químico ruso Dimitri Ivanovich Mendeleev, ordenó 63 elementos conocidos en ese tiempo de acuerdo a su peso atómico, pero además, él se guió por un principio importante, sólo 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 un peso atómico mayor que el yodo, lo colocó antes, pues el telurio es similar al azufre y al selenio; y el 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 del 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 ATÓMICA.

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 de 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:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ .

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 pueden 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 tienen 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,  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

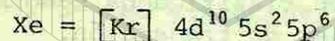
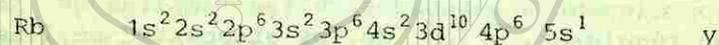
3er. Período. Empieza con el sodio y termina con el argón. El argón, en su tercer capa principal (capa M), posee electrones en los orbitales "3s" y "3p", pero no en el orbital 3d, porque la energía de estos orbitales 3d es mayor que

la energía de los orbitales 4s, por lo que los electrones ocupan primero este subnivel. Esto sucede en el:

4o. 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.

En este 4o. 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 4d, 5s y 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 tienen 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, tienen como característica en su configuración  $ns^2, np^5$ ; los gases nobles del grupo 0, tienen como característica  $ns^2 np^6$ ; los metales alcalinos del grupo IA tienen  $ns$ , 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 ( $180^\circ\text{C}$ ) hasta el Cs ( $28^\circ$ ). 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 e 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 muy estable. El aluminio es muy abundante y se puede usar como material estructural, 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 presentan una graduación desde no metales (el carbono) hasta el metal (plomo). Estos elementos presentan 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 son 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 forman haluros.

Grupo VI A. Grupo del O, comprende O, S, Se, Te, Po. Todos presentan alotropía, Se, Te, y Po tienen alótropos 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 engendadores de sales.

Grupo O. Los gases nobles H, 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 había 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 ácido nítrico. En sus notas escribió: "Después de condensar tanto nitrógeno como pude, sólo 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, 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 como separado y puede utilizarse para identificar al elemento.

Otro científico de nacionalidad francesa, observó un eclipse total de sol visible en la India en 1868, y mediante un espectroscopio detectó la energía irradiada por la atmósfera interna del sol, cromófera. 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 "oculto"; y xenón, palabra griega que significa "extraño". El último gas raro 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 al 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 un color rojo anaranjado. En los aeropuertos son muy empleadas 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 electro-

nes 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.

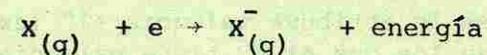
De la misma forma que podemos comparar la facilidad de separar un electrón  $M \rightarrow M^+$ , podemos comparar la dificultad de volver a colocar dicho electrón  $M^+ \rightarrow M$ .

Los elementos más metálicos como el Cs tienen bajo potencial de ionización, los no metales como el oxígeno, tienen 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 contracción 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 grupo 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 pueden 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 o en los últimos grupos del valor (8-N0).

Los elementos centrales de los períodos largos pertenecen a series de transición y tienen 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) para los elementos del grupo V es de 3, como en los siguientes ejemplos:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{As}_2\text{O}_3$ , etc.; para los elementos del grupo VI, la valencia principal es de 2, como en  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{Te}$ . En el grupo VII la valencia principal será de 1, ejemplo,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{LiBr}$ ,  $\text{KI}$ , etc. Por último, tenemos que los elementos del grupo VIII (los gases nobles) como ya se mencionó de casi nula actividad química, tendrán una valencia principal de 0. Así, la relación entre valencia y grupo quedará así:

GRUPO	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Valencia principal	1		3	4	3	2	1	0

#### 6-13 LOS FREONES.

Ya por finalizar la década de los años veintes, urgía en contrar algún compuesto inocuo, inodoro, no corrosivo ni inflamable que sustituyera a los compuestos utilizados como refrigerantes en esa época, y que adolecían de características indeseables.

Uno de los hombres que se avocó a ello en aquel entonces fue el ingeniero Thomas Midgley (americano) y buscó sugerencias que la tabla periódica le pudiese proporcionar. Ya años antes, Midgley se había basado en la tabla periódica para obtener un aditivo antidetonante para las gasolinas. El tetraetilo de plomo  $\text{Pb}_2(\text{C}_5\text{H}_4)$  con el cual obtuvo gran éxito (actualmente este aditivo no se usa por ser uno de los más altos contaminantes atmosféricos). Volviendo al problema de los refrigerantes, Midgley observó que los elementos a la derecha de la tabla periódica era los únicos que formaban compuestos lo suficientemente volátiles para su propósito. Advirtió que la inflamabilidad entre dichos compuestos disminuía de izquierda a derecha; de la misma manera observó que su toxicidad disminuía de abajo a arriba en la tabla. Estas observaciones apuntaban a compuestos del elemento flúor y dos años después de trabajos intensos encontró el primero de un amplio grupo de refrigerantes que él llamó freones (el diclorodifluorometano,  $\text{CCl}_2\text{F}_2$ ). Los freones tienen la capacidad de absorber calor cuando un líquido cambia de vapor. ®

# Tabla periódica de los elementos

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1 H 1,00797	2 He 4,0026	3 Li 6,938	4 Be 9,0122	5 B 10,811	6 C 12,01115	7 N 14,0067	8 O 15,9994	9 F 18,9984	10 Ne 20,183
11 Na 22,9898	12 Mg 24,312	13 Al 26,9815	14 Si 28,086	15 P 30,9738	16 S 32,064	17 Cl 35,453	18 Ar 39,948		
19 K 39,102	20 Ca 40,08	21 Sc 44,956	22 Ti 47,90	23 V 50,942	24 Cr 51,996	25 Mn 54,938	26 Fe 55,847	27 Co 58,9332	28 Ni 58,71
37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,905	40 Zr 91,22	41 Nb 92,906	42 Mo 95,94	43 Tc (99)	44 Ru 101,07	45 Rh 102,905	46 Pd 106,4
55 Cs 132,905	56 Ba 137,34	57 La 138,91	72 Hf 178,49	73 Ta 180,948	74 W 183,85	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,09
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Ku (260)	105 Ha (260)					

58 Ce 140,12	59 Pr 140,907	60 Nd 144,24	61 Pm (147)	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,924	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97
90 Th 238,03	91 Pa (231)	92 U 238,03	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (249)	98 Cf (251)	99 Es (254)	100 Fm (253)	101 Md (256)	102 No (254)	103 Lw (257)

Los valores de los pesos atómicos que aparecen entre paréntesis son aproximados.

PR. SEMESTRE.

QUÍMICA.

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 de procesos químicos, sino que simplemente se realizan por medios naturales.

Todo lo que vemos y 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 el 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.

# Tabla periódica de los elementos

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1 H 1,00797	2 He 4,0026	3 Li 6,938	4 Be 9,0122	5 B 10,811	6 C 12,01115	7 N 14,0067	8 O 15,9994	9 F 18,9984	10 Ne 20,183
11 Na 22,9898	12 Mg 24,312	13 Al 26,9815	14 Si 28,086	15 P 30,9738	16 S 32,064	17 Cl 35,453	18 Ar 39,948		
19 K 39,102	20 Ca 40,08	21 Sc 44,956	22 Ti 47,90	23 V 50,942	24 Cr 51,996	25 Mn 54,938	26 Fe 55,847	27 Co 58,9332	28 Ni 58,71
37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,905	40 Zr 91,22	41 Nb 92,906	42 Mo 95,94	43 Tc (99)	44 Ru 101,07	45 Rh 102,905	46 Pd 106,4
55 Cs 132,905	56 Ba 137,34	57 La 138,91	72 Hf 178,49	73 Ta 180,948	74 W 183,85	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,09
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Ku (260)	105 Ha					

58 Ce 140,12	59 Pr 140,907	60 Nd 144,24	61 Pm (147)	62 Sm 150,35	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,924	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97
90 Th 238,03	91 Pa (231)	92 U 238,03	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (249)	98 Cf (251)	99 Es (254)	100 Fm (253)	101 Md (256)	102 No (254)	103 Lw (257)

Los valores de los pesos atómicos que aparecen entre paréntesis son aproximados.

PR. SEMESTRE.

QUÍMICA.

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 de procesos químicos, sino que simplemente se realizan por medios naturales.

Todo lo que vemos y 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 el 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 por qué 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 qué tipo de compuestos forman.

#### PROCEDIMIENTO.

- 1.- Lee el presente capítulo VII con mucho 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:

Quando 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 tus 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 por uno o en los que tengas mayor dificultad... Ahora sí, adelante, tú puedes\*).

- 3.- Deberás entregar la siguiente autoevaluación como requisito para presentar la unidad.

#### AUTOEVALUACIÓN. #7

I.- De los enunciados siguientes escribe una (F) si es falso y una (V) si es verdadero.

- 1.- Los enlaces iónicos son el resultado de un compartimiento de electrones de un átomo y otro no metálico. F
- 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. V
- 3.- Enlace covalente es aquél que resulta del compartimiento de electrones entre átomos durante una reacción química. V
- 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 mental 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 dos elevada.

- c) No necesita energía.
- d) Requiere de una fuerza de Coulomb.
- e) Ninguno.

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

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

3.- Representa la configuración electrónica del ion  $Cs^+$ , siendo para el cesio (Z=19).

- a)  $5s^2 4d^{10} 5p^6$
- b)  $2s^2 4d^{10} 5p^3$
- c)  $2s^2 3p^6 4d^{10} 5f$
- d) Todos.
- e) Ninguno.

Define los siguientes términos:

4.- Enlace iónico. \_\_\_\_\_

5.- Enlace covalente. \_\_\_\_\_

6.- Electrón de valencia. \_\_\_\_\_

7.- Capa de valencia. \_\_\_\_\_

8.- Fuerza de atracción de Coulomb. \_\_\_\_\_

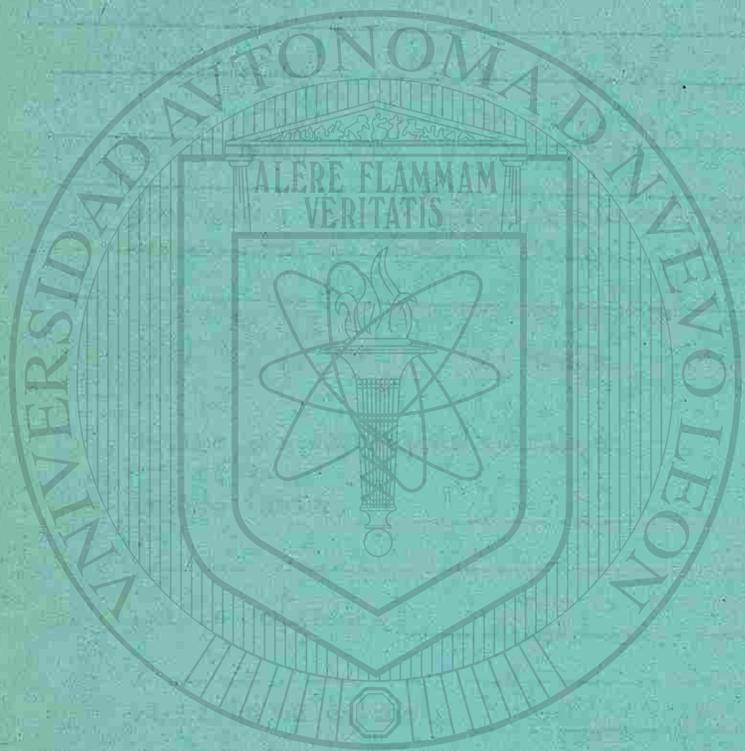
9.- Electronegatividad. \_\_\_\_\_

10.- Enlace covalente coordinado. \_\_\_\_\_

11.- Dipolo. \_\_\_\_\_

12.- Molécula. \_\_\_\_\_

13.- 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 de otros a perderlos, mientras en otros compuestos, los electrones serán compartidos entre los átomos.

Debido a esta tendencia de transferirse a 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 a 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 a perderlos o a 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?

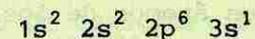
Si supuestamente los átomos en su estado fundamental son de naturaleza neutra, por qué entonces esa tendencia a perder o ganar electrones (-).

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:

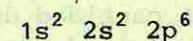
¿Por qué el sodio tiende a perder un electrón?

La configuración electrónica del sodio (Na) es:

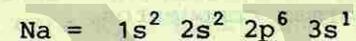


ya que el sodio posee 11 electrones y según vemos, el sodio posee 2 electrones en la capa K 8 electrones, en la capa L y un solo electrón en la capa M.

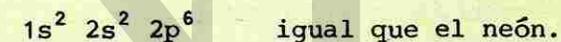
Por otro lado, la configuración electrónica del neón (Ne) que tiene 10 electrones es:



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, así mismo, 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 químicas 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 les proporcione 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 necesiten 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.	Símbolo.	Número Atómico.	Número de electrones en cada nivel de energía.						
			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 al 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).

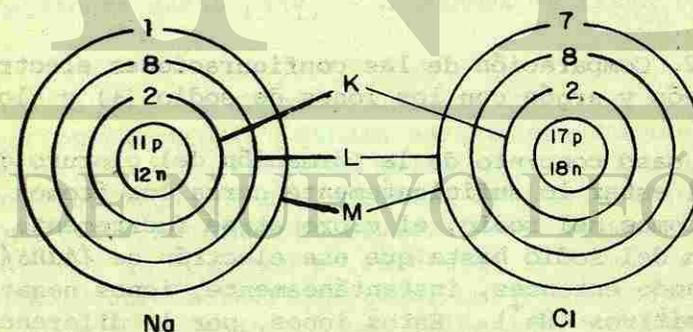


Fig. 1.

Si observamos bien la figura anterior, 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-).

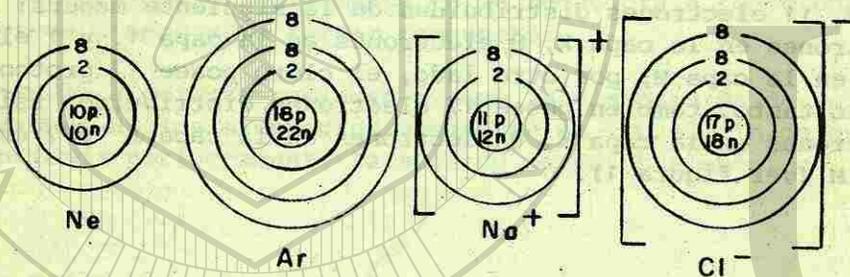
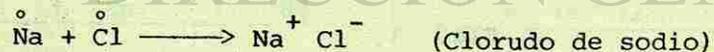


Fig. 2. Comparación de las configuraciones electrónicas del neón y argón con los iones de sodio (+) y cloro (-).

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<sup>-</sup>) y positivos (Na<sup>+</sup>). Estos iones, por la diferencia de cargas entre ellos, se atraen entre sí para formar compuesto mediante un *enlace electrovalente*.



Entonces queda entendido que un *enlace electrovalente* solamente se formará en los casos aquellos en que halla *diferencia completa* 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 duo 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 está 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 átomos 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 molécula*. 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*.

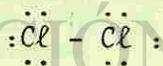
Veamos el caso del hidrógeno, que puede representarse por la estructura electrónica puntual de Lewis.



Los dos electrones entre los dos átomos de hidrógeno combinado 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 unen a los átomos. Por ejemplo, con frecuencia la estructura electrónica puntual del cloro se escribe como:



Quando 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 me-

tal 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 del 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 el caso del hidrógeno  $H^{\circ}$ . 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  $s$  y 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,  $2s$  único.

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 están 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 tienen 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 solo 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 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

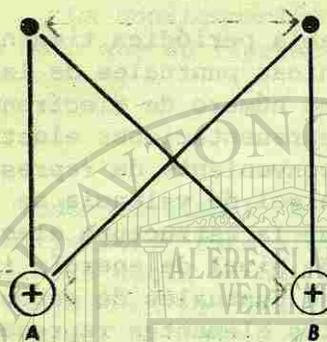


Fig. 3. Las fuerzas de Coulomb de atracción y repulsión entre dos átomos con un electrón.

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 sea la probabilidad 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).

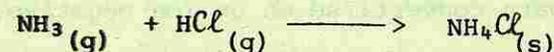
La fuerza de atracción en un enlace covalente, todavía es electrostática y los dos núcleos positivos se mantienen juntos por la elevada concentración de carga negativa que hay entre ellos. Cuanto más grande es la concentración de esta carga negativa (cuanto mayor es la probabilidad), más fuerte es el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

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 intermolecular se hiciera más pequeña, predominarían las fuerzas de repulsión.

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.

### 7-8 ENLACE COVALENTE COORDINADO.

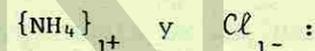
Una reacción química muy conocida en todos los laboratorios es la siguiente:



Se efectúa cada vez que se coloca un frasco abierto de ácido 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  $\text{NH}_3$  y  $\text{HCl}$ , donde sólo están presentes enlaces covalentes, se combinan en la fase gaseosa para formar un sólido iónico,  $(\text{NH}_4)^+ \text{Cl}^-$ :  $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \longrightarrow (\text{NH}_4)^+ \text{Cl}^-(\text{s})$

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 una capa de valencia de dos electrones. Sin 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 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 reacción:



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 electrónicas en los átomos, en los enlaces químicos.

Como lo sugiere el químico norteamericano Linus Pauling, se ha derivado una propiedad muy importante calculada de átomos a la que se 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 tienen bajos valores de electronegatividad, mientras que no metales como el oxígeno y el cloro tienen 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					

## 7-10 SIGNIFICADO E IMPORTANCIA DE LOS DIPOLOS.

Se sabe que 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 desigual 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  $\text{CCl}_4$  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  $\text{CCl}_4$  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 es no polar, la presencia de un par de electrones de valencia no enlazante en el átomo de fósforo conduce a un pequeño aumento dipolar para la molécula entera.

Quizás 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 la que se requiere para los gases nobles.

1er. SEMESTRE.

QUÍMICA.

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 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.	f) Mezcla.
b) Cambio físico.	g) Sólido.
c) Cambio químico.	h) Líquido.
d) Elemento.	i) Gaseoso.
e) Compuesto.	
- 4.- Señalar las características propias que identifican a los electrones, protones y neutrones.

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  $\text{CCl}_4$  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  $\text{CCl}_4$  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 es no polar, la presencia de un par de electrones de valencia no enlazante en el átomo de fósforo conduce a un pequeño aumento dipolar para la molécula entera.

Quizás 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 la que se requiere para los gases nobles.

1er. SEMESTRE.

QUÍMICA.

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 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.	f) Mezcla.
b) Cambio físico.	g) Sólido.
c) Cambio químico.	h) Líquido.
d) Elemento.	i) Gaseoso.
e) Compuesto.	
- 4.- Señalar las características propias que identifican a los electrones, protones y neutrones.

5.- Definir los siguientes términos:

- |                    |                    |
|--------------------|--------------------|
| a) Nucleones.      | d) Peso atómico.   |
| b) Isótopo.        | e) Peso molecular. |
| c) Número atómico. | f) Mol.            |

6.- Explicar las características que identifican a las teorías ondulatorias y cuánticas.

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 elementos 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.                 | e) Electropositividad. |
| b) No metales.              | f) Electronegatividad. |
| c) Potencial de ionización. | g) Radio atómico.      |
| d) Afinidad electrónica.    | h) Valencia.           |

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

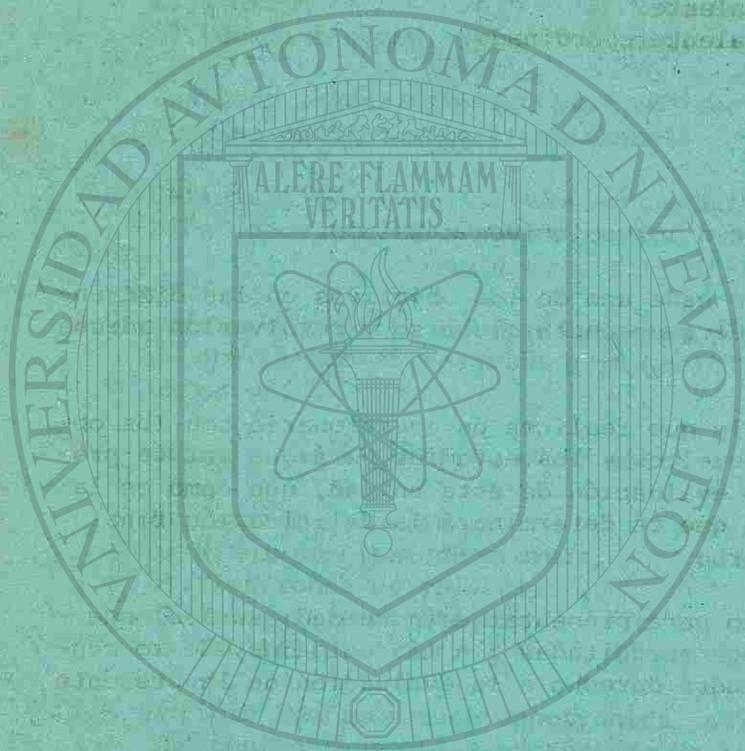
14.- Definir los siguientes términos:

- 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 estudies 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.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## BIBLIOGRAFÍA.

### QUÍMICA.

Gregory R. Choppin,  
Lee Summerlin,  
Lynn Jackson.

### QUÍMICA GENERAL.

John A. Timm,  
Cuarta Edición. Libros McGraw-Hill

### INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA.

T. R. Dickson,  
Publicaciones Culturales, S.A.  
México, D.F. 1976

### QUÍMICA GENERAL.

Silabaugh y Parsons,  
Editorial Limusa.  
México. 1976

### LA QUÍMICA DE O'CONNOR.

Harla, S.A. de C.V.  
Harla Harper & Row Latinoamericana.  
México, Buenos Aires, Bogotá, Sao Paulo.

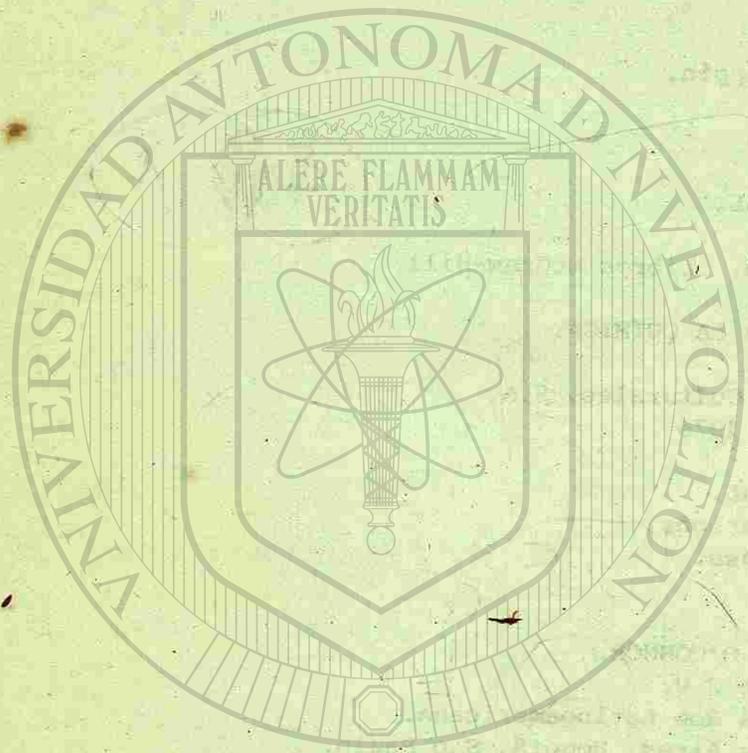
### CIENCIAS NATURALES DOS.

Virgilio Beltrán.  
Victoria Andrade.  
Ricardo Linarte,  
Daffny Rosado.  
Editorial Trillas.  
México. 1976.



LIBRO ALQUILADO

BIBLIOTECA



Faint, illegible text visible through the paper from the reverse side of the page.

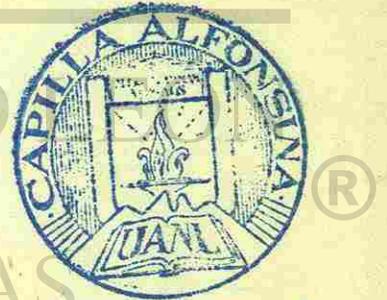
UANL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

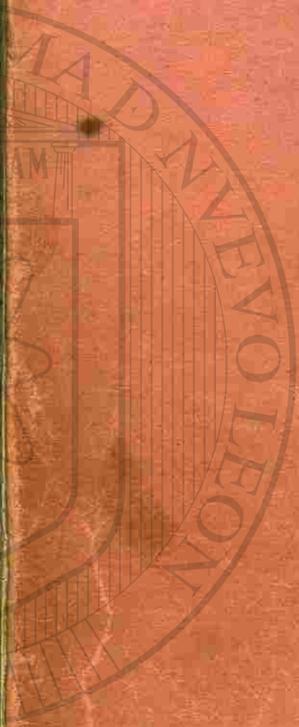


DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

LIBRO ALQUILADO



LIBRO ALQUILADO



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECA

