

S420 U=12  
3:201  
1 131

ÁREA

I

PREPARATORIA 15



Química  
II



Preparatoria

Núm. 15

2do.

Semestre

1981

Á

G38  
i2

QD31

• Q

QUÍMICA

MI

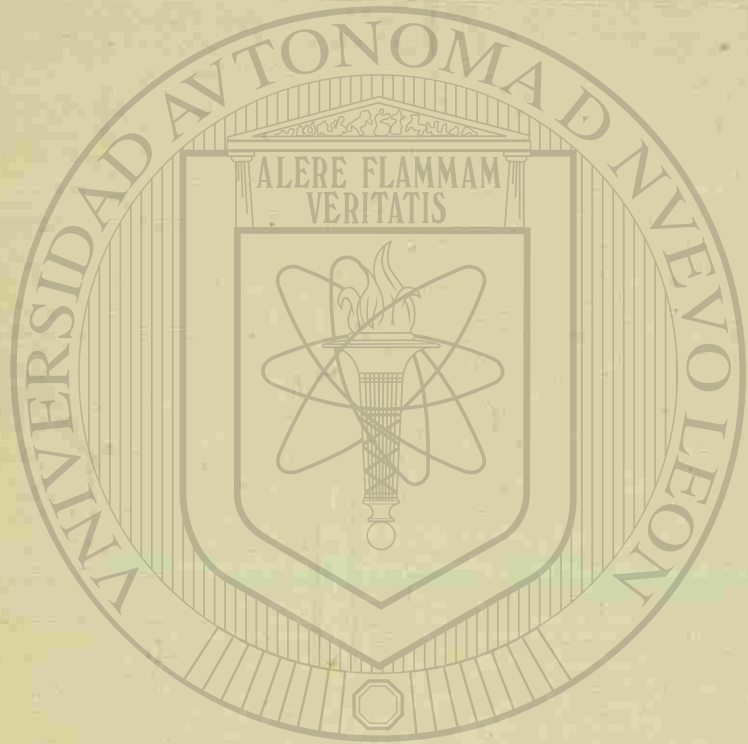
•

2do. Semestre

0113-41360



1020115371



U A N L

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

CÓPIA II

Anerar Rubi berbiqui  
Librería-casucha  
Saca puntas - Zojem 1920  
parayas - libaco

R

Roy

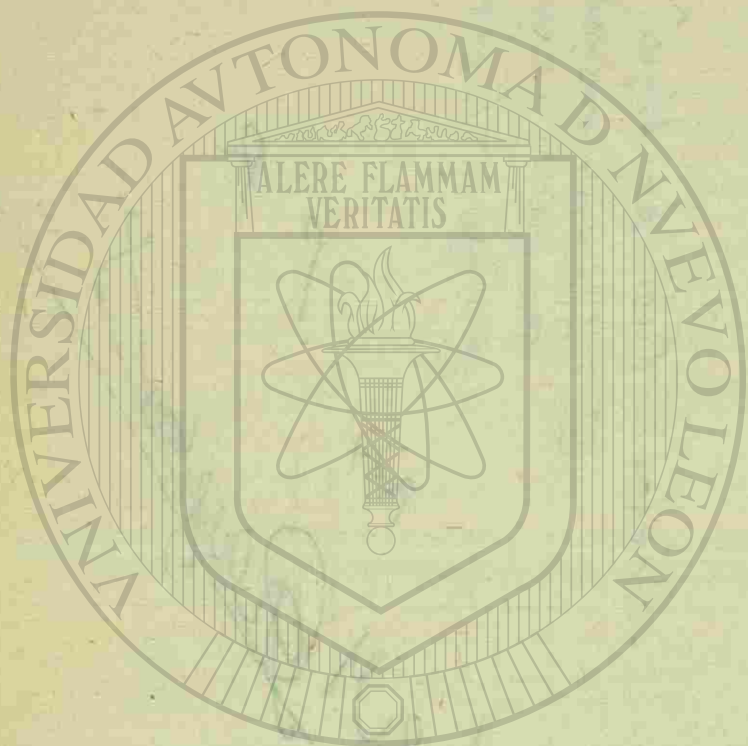
*Handwritten signature: Ray Ray*

R

R

Reynol R

EWJ



QUÍMICA II.

# UANI

Q.B.P. Filiberto de la Garza O.  
L.C.B. Graciela García de Garza

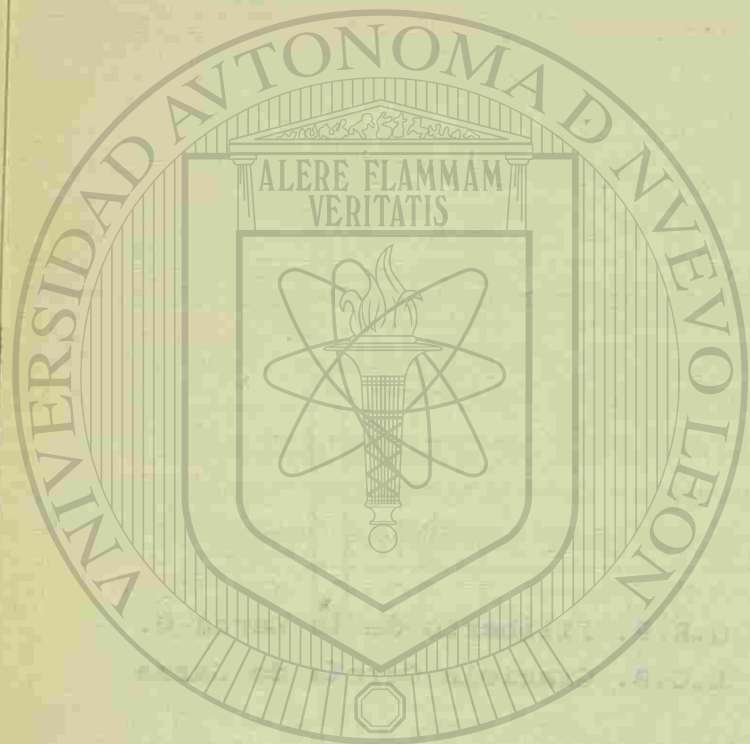
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





QD31  
.2  
938



FONDO UNIVERSITARIO

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

ÍNDICE.

	PÁG.
Prólogo - - - - -	1
Capítulo	
I Teorías: Ondulatoria, Cuántica y Números Cuánticos.	
1-1 Modelo ondulatorio de la luz - - - - -	3
1-2 La Teoría Cuántica - - - - -	7
1-3 Líneas Espectrales - - - - -	9
1-4 Implicación de las líneas espectrales - -	9
1-5 Dualidad de la Materia - - - - -	10
1-6 Principio de incertidumbre - - - - -	11
1-7 Niels Bohr y su Teoría Atómica - - - - -	12
1-8 Ecuación de Onda de Schrodinger - - - - -	16
1-9 Comportamiento del electrón y números cuánticos - - - - -	18
II Niveles Energéticos y Configuración Electrónica.	
2-1 Surge una interrogante - - - - -	21
2-2 Los espectros de emisión - - - - -	22
2-3 Relación entre los espectros y las energías de los electrones - - - - -	24
2-4 Energía de ionización - - - - -	25
2-5 Niveles energéticos - - - - -	28

	PÁG.
2-6	Sub-niveles energéticos - - - - - 29
2-7	El principio de incertidumbre y los orbitales - - - - - 30
2-8	Configuración Electrónica - - - - - 33
<b>III El Enlace Químico.</b>	
3-1	Electrones de Valencia - - - - - 39
3-2	Por qué se combinan los átomos? - - - - - 40
3-3	Que pasa con los gases nobles? - - - - - 42
3-4	El enlace electrovalente o iónico - - - - - 43
3-5	Enlace covalente - - - - - 45
3-6	Estructuras simbólicas puntuales - - - - - 45
3-7	Naturaleza del enlace covalente - - - - - 49
3-8	Enlace covalente coordinado - - - - - 50
3-9	Electronegatividad y enlaces químicos - - - - - 51
3-10	Significado e importancia de los dipolos- - - - - 53
<b>IV Energía Química.</b>	
4-1	Calor de Reacción Química - - - - - 57
4-2	El Calorímetro - - - - - 58
4-3	Reacciones exotérmicas y endotérmicas - - - - - 60
4-4	Entalpia de formación - - - - - 61
4-5	Relación entre la entalpia y los enlaces químicos - - - - - 62
4-6	Ley de Hess y Cálculos de entalpia de reacción - - - - - 63
4-7	Entropía - - - - - 66

	PÁG.
4-8	Energía Libre - - - - - 69
4-9	Leyes de la Termodinámica - - - - - 71
<b>V Cinética Química.</b>	
5-1	Cinética Química y Termodinámica Química 73
5-2	Reacciones lentas y Velocidades de reacción - - - - - 75
5-3	Reacciones químicas de varios pasos - - - - - 76
5-4	Las reacciones ocurren cuando existen colisiones - - - - - 77
5-5	Mecanismos de reacción - - - - - 77
5-6	Ruptura de enlace y velocidad de reacción 79
5-7	Efecto de la concentración en la velocidad de reacción: Leyes de la Velocidad - - - - - 80
5-8	Efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción - - - - - 81
5-9	Colisiones moleculares - - - - - 82
5-10	Teoría de complejo activado - - - - - 84
5-11	Catálisis Heterogénea y Homogénea - - - - - 85
<b>VI Ácidos y Bases.</b>	
6-1	Conceptos Ácidos-Bases - - - - - 89
6-2	Propiedades de los ácidos y bases - - - - - 95
6-3	Hidrólisis - - - - - 96
6-4	pH - - - - - 97
6-5	Indicadores - - - - - 100
6-6	Amortiguadores - - - - - 102



	PÁG.
VII Química del Carbono.	
7-1 Definición de Química Orgánica - - - - -	105
7-2 El átomo de carbono - - - - -	106
7-3 Los alcanos y el isomerismo - - - - -	111
7-4 Nomenclatura y Grupos - - - - -	115
7-5 Alquenos, Alquinos y Polímeros - - - - -	121
7-6 Alcoholes, Aldehidos, Ácidos y Ésteres -	126
7-7 Aminas, Amidas y Amino Ácidos - - - - -	137
Bibliografía - - - - -	142

I N D I C E.

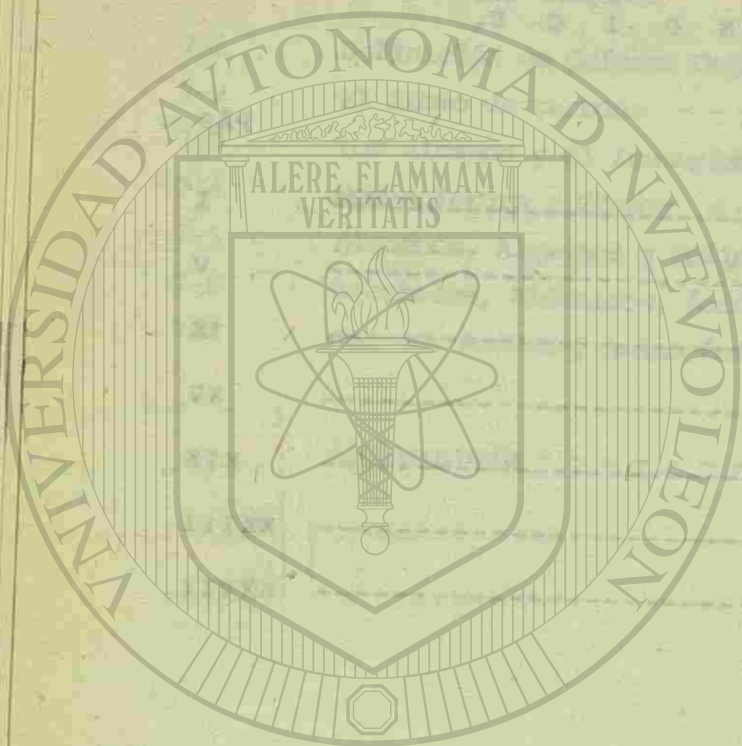
	PÁG
UNIDAD I. - - - - -	I
UNIDAD IV. - - - - -	V
UNIDAD VII. - - - - -	IX
UNIDAD VIII. - - - - -	XV
UNIDAD XII. - - - - -	XIX
UNIDAD XIII. - - - - -	XXIII
UNIDAD XIV. - - - - -	XXVII

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

NOTA: Las demás unidades las encontrarás en tu libro de Física II.

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECA

## PRÓLOGO.

En los últimos años la Química Inorgánica ha experimentado un cambio impresionante. Las investigaciones en química inorgánica, tanto académicas como industriales, pasa por un período floreciente, simultáneamente el número de trabajos de investigación y de recopilaciones sobre temas específicos - aumenta en forma creciente.

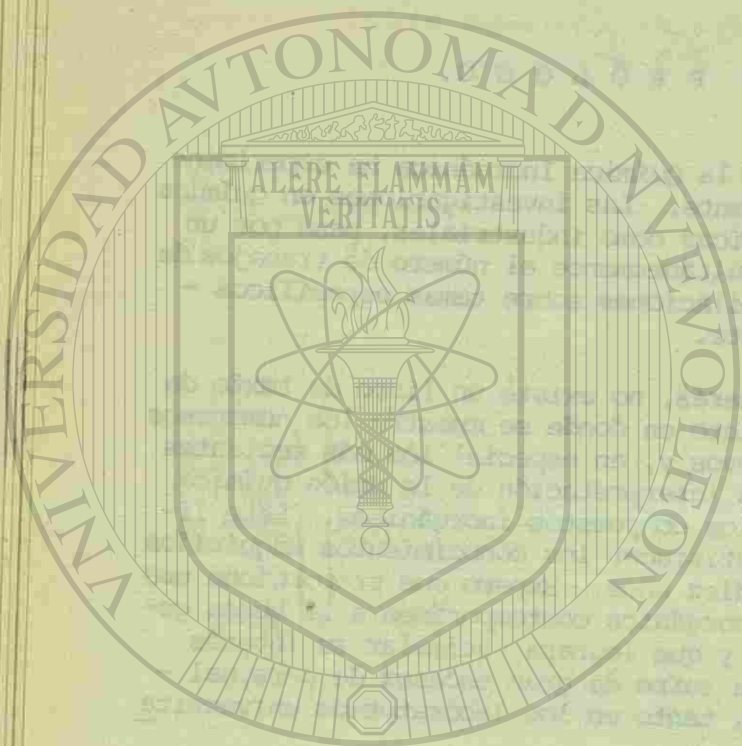
A pesar de este interés, no existe un libro de texto de química inorgánica completo en donde se muestre los numerosos desarrollos químicos nuevos y, en especial los más recientes adelantos teóricos en la interpretación de la unión química y de la reactividad de los compuestos inorgánicos. Este libro tiene como objeto satisfacer los conocimientos adquiridos en los últimos cinco o diez años. Espero que proporcione una buena base de química inorgánica contemporánea a la buena generación de estudiantes y que lograra estimular su interés por un campo que todavía sufre de gran escasez de personal - adecuadamente entrenado, tanto en los laboratorios universitarios como industriales.

Creemos que no existe persona que no haya sido beneficiada o perjudicada por la química; desde las amas de casa que a diario utilizan para sus labores sustancias, objetos o mecanismos en los que interviene una rama de la química, hasta procesos bioquímicos y fisiológicos que regulan la existencia de nuestras vidas.

El contenido de este texto comprende las bases fundamentales para el alumno de bachiller en ciencias, esperando que con una poca de dedicación al estudio logre encontrar las - puertas hacia un nuevo y maravilloso mundo: la química.

Q.B.P. FILIBERTO DE LA GARZA O.-L.C.B.GRACIELA GARCIA DE GARZA





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

2o. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD I.

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 DE APRENDIZAJE.**

- 1.- Deberás estudiar el presente capítulo I, comprendido entre las páginas 3 a la 18.
- 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 reafirmes tus conocimientos.
- 4.- Deberás entregar la siguiente autoevaluación resuelta como requisito para presentar el examen a la presente unidad.

**AUTOEVALUACIÓN.**

- 1.- Representa una propiedad de la teoría ondulatoria de la luz.
 

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

**LISTAS DE CONCEPTOS Y TÉRMINOS.**

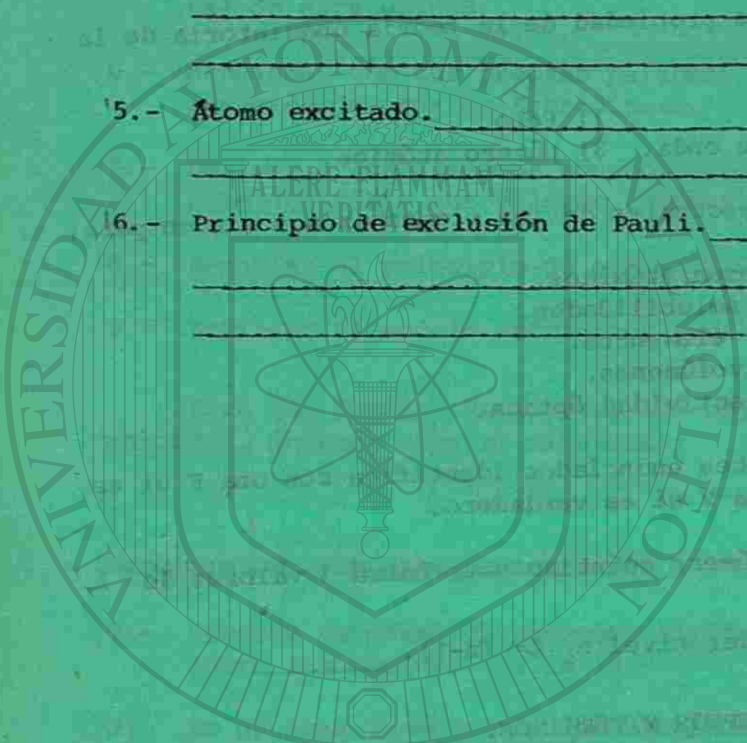
- 1.- Dualidad de materia. \_\_\_\_\_
- 2.- Principio de incertidumbre. \_\_\_\_\_
- 3.- Estados o niveles de energía. \_\_\_\_\_



4.- Salto cuántico. \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

5.- Átomo excitado. \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

6.- Principio de exclusión de Pauli. \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN  
DIRECCIÓN GENERAL DE INVESTIGACIONES CIENTÍFICAS

## CAPÍTULO I.

### TEORIAS ONDULATORIA, CUANTICA Y NUMEROS CUANTICOS.

#### 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.

#### 1.1 MODELO ONDULATORIO DE LA LUZ.

Sir Isaac Newton, fué quien descubrió un fenómeno, hasta ahora muy conocido, el de la *refracción* de la luz solar. La luz se desvió 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 1.1).

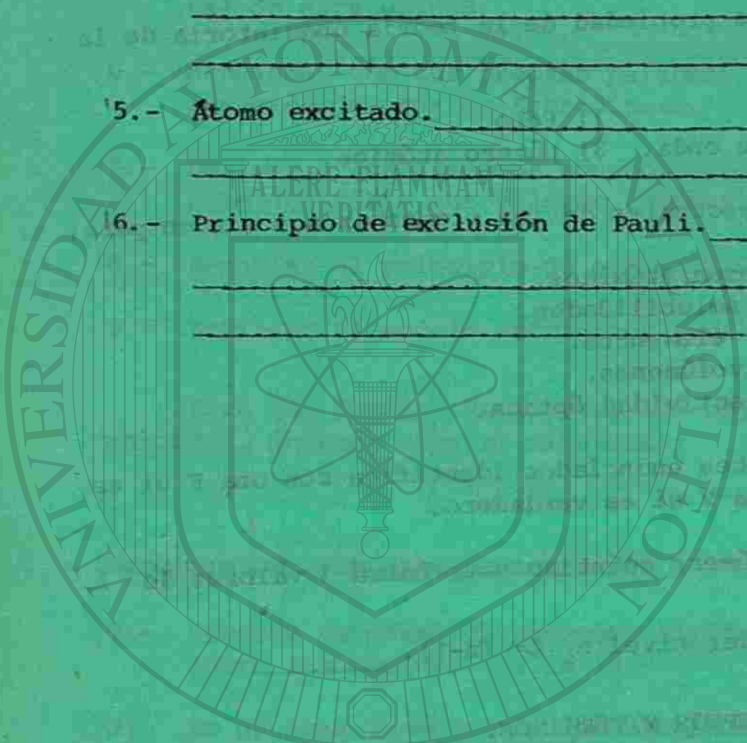
Más tarde se logró el conocimiento de que la luz blanca podía descomponerse por otros medios. Cuando se hace pasar luz a través de un material transparente en el que previamente se han rayado miles de líneas paralelas muy cercanas entre sí, se observa el espectro visible. El fenómeno se conoce como *difracción* y el dispositivo causante se llama red o rejilla de difracción.



4.- Salto cuántico. \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

5.- Átomo excitado. \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

6.- Principio de exclusión de Pauli. \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN  
DIRECCIÓN GENERAL DE INVESTIGACIONES CIENTÍFICAS

## CAPÍTULO I.

### TEORIAS ONDULATORIA, CUANTICA Y NUMEROS CUANTICOS.

#### 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.

#### 1.1 MODELO ONDULATORIO DE LA LUZ.

Sir Isaac Newton, fué quien descubrió un fenómeno, hasta ahora muy conocido, el de la *refracción* de la luz solar. La luz se desvió 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 1.1).

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.



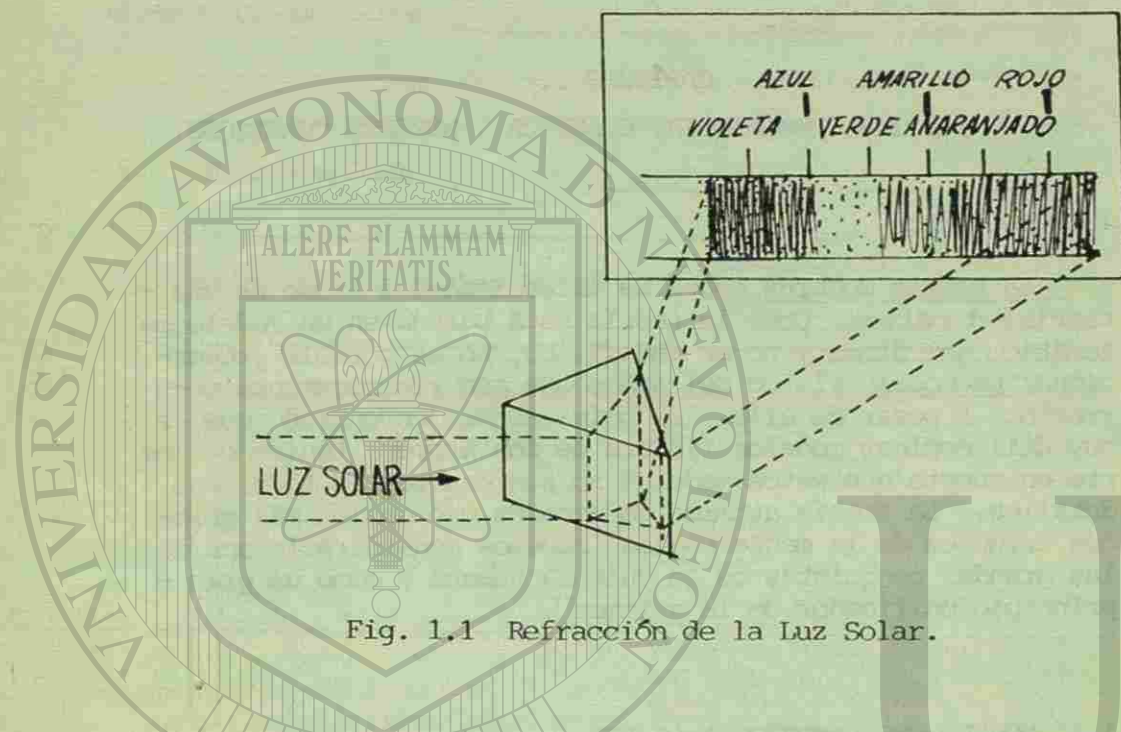


Fig. 1.1 Refracción de la Luz Solar.

La refracción, la difracción y otros muchos fenómenos ópticos requerían explicaciones teóricas. De tal manera que a fines 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 electro-

magnética. 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 1.2). Dos propiedades de la onda en movimiento son su *velocidad* y *longitud de onda*. Experimentalmente, la *velocidad*,  $c$ , de todas 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 1.3). 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 de  $4 \times 10^{-5}$  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 1.3, 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. 1.2 La teoría ondulatoria de la radiación electromagnética se deriva en base a propiedades de las ondas de agua.

Fig. 1.3 La longitud de onda de una radiación electromagnética depende del sistema electromagnético que lo genera.

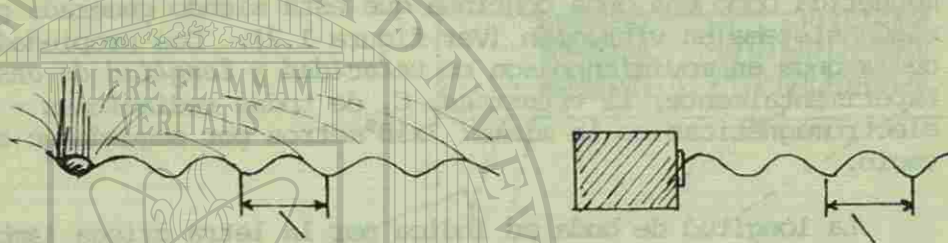


Fig. 1-2.

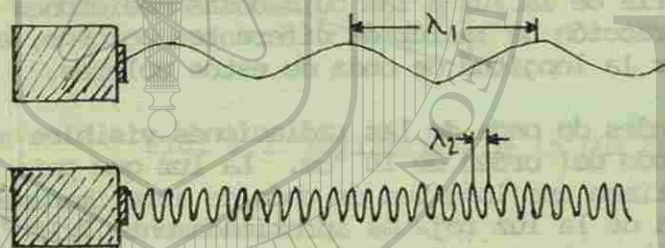


Fig. 1-3.

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.

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

$$\text{o} \quad \lambda \nu = \text{Constante.}$$

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.

## 1-2 LA TEORÍA CUÁNTICA.

A fines del siglo XIX la física y la química experimentaron un rápido desarrollo como ciencia, de tal suerte que los antiguos conceptos y modelos teóricos necesitaban urgentemente, una revisión para poder explicar muchos de los nuevos conocimientos. Fue con esta época cuando se derrivó el sencillo modelo Daltoniano del átomo. También fue el 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  $v_0$ , 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 experimentales 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.

### 1-3 LÍNEAS ESPECTRALES.

Hoy en la actualidad existen instrumentos en el 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 la línea 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.

### 1-4 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.

#### 1-5 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 fué 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, fué capaz de demostrar que cualquier partícula material se podría tratar como si fuera de naturaleza ondulatoria. Le fué difícil convencer a sus profesores que le permitieran publicar su idea tan revolucionaria.

La hipótesis de Broglie fué apoyada por hechos experimentales, al demostrarse que un haz de electrones podría ser difractado haciéndolo pasar a través de un sólido cristalino de la misma manera que un haz de luz es difractado por una celdilla. Recientemente el postulado de De Broglie sobre la naturaleza ondulatoria de la materia recibió una confirmación adicional cuando se difractaron haces de neutrones al atravesar cristales. El fenómeno de la difracción se explica mejor si 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. Es-

tudiaremos el tercer concepto fundamental que refuerza la teoría atómica moderna.

#### 1-6 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 fué enunciado en 1926 por el físico alemán Werner Heisenberg, que lo expresó así:

Es imposible conocer, simultáneamente, con exactitud perfecta los dos factores importantes que gobiernan el movimiento de un electrón; su posición y velocidad. Si determinamos experimentalmente su posición exacta en cierto momento, su movimiento es perturbado en tal grado, por el mismo experimento que no será posible encontrarlo. Inversamente al medir su velocidad con exactitud, la imagen de posición del electrón queda completamente borrosa.

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



incertidumbre tan grande que es imposible establecer la posición del electrón de un átomo en un momento determinado.

### 1-7 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 orbitas 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. La trayectoria que describe el electrón es circular ( o elíptica ) y siempre está a una distancia fija del núcleo. Debido a su movimiento, y posición, el electrón posee energía. La distancia ente el electrón y el núcleo depende de la energía del electrón, sin embargo Bohr, supuso en su teoría que el electrón solo podía encontrarse a distancias específicas del núcleo, en orbitas específicas; en otras palabras supuso que la energía del electrón estaba *cuantizada* en el sentido que solo podía 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 solo puede tomar posiciones "cuantizadas" conforme sube (Ver figura 1-4) de tal manera que no puede permanecer en cualquier posición entre los peldaños de la escalera. Suponiendo que todos los peldaños tengan igual distancia entre sí, conforme sube la escalera su energía ( energía potencial con respecto al piso ) tiene cierto valor ( primer peldaño ) y aumenta en algún múltiplo entero de ese valor ( 2do peldaño, 3er peldaño, etc. )

En el átomo de hidrógeno según el *Modelo de Bohr* tendrá un electrón localizado en una orbita que depende de la energía del electrón. Las posiciones cuantizadas posibles del electrón se llaman *Estados de Energía o Niveles de Energía* del electrón ( ver figura 1-5 ) 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 posi-

Fig. 1-4 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"







Fig. 1.5

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.

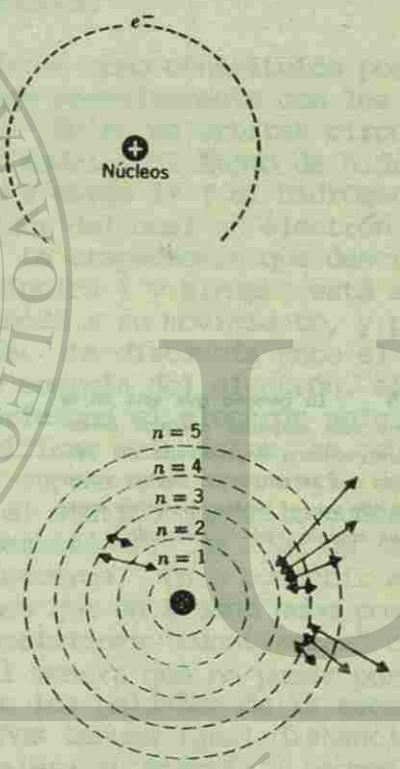


Fig. 1.6

bles reciben el nombre de *átomos en el estado fundamental*, - utilizando el modelo del átomo de Bohr, podríamos describir que 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 mas bajo de energía hacia otro nivel de energía superior. A este paso se le denomina *salto cuántico* (ver figura 1-6). Cuando un electrón salta a un nivel de energía superior se dice que se excita, y a un átomo con tales electrones se le llama *átomo excitado*. Cuando un átomo recibe demasiada energía, los electrones se excitan mucho e incluso puede llegar a que un electrón o varios se 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). Liberando así la energía potencial que almacenó en forma de energía cinética (energía de movimiento). Esta energía que es liberada por los electrones al caer hacia los estados de energía más bajos en los átomos, por lo general se manifiesta en forma de energía radiante o de luz.

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 orbitas (ver figura 1-6). Pero nos encontramos con un problema, el de que todos los electrones no pueden ocupar una misma orbita. Tan solo cierto número de electrones pueden ocupar una orbita dada, por lo que los electrones tomarán valores diferentes de energía, dependiendo de la orbita 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.

#### 1-8 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" solo 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 donde 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, donde 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 del árbol son de 4 en 10 (probabilidad de 40%); en su perrera, de 5 en 10 (probabilidad de 50%); y, en cualquier otro lugar, solo en 1 en 10 (probabilidad de 10%).

En forma análoga, las soluciones de la ecuación de onda predicen las probabilidades de que el electrón este a determinadas distancias del núcleo en un momento dado, en la figura 1-7 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.



## 1-9 COMPORTAMIENTO DEL ELECTRÓN Y NÚMEROS CUÁNTICOS.

Para solucionar la ecuación de Schrodinger se necesitan un conjunto de cuatro números simbolizados por las letras  $n$ ,  $l$ ,  $m$ , y  $s$ . Se llaman números cuánticos y tienen valores que dependen unos de otros. De hecho, estos números cuánticos designan los diferentes niveles de energía de los electrones, 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 nube electrónica de un nivel energético dado.

2. El número cuántico azimutal ( $l$ ) determina la forma de la nube electrónica. Los valores numéricos que puede tener  $l$  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  $n=2$ ,  $l$  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 raballos hacia el núcleo. La notación común para los valores del número cuántico azimutal  $l=0, 1, 2, 3$  y 4 es  $s, p, d, f$  y  $g$  respectivamente.

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

Un aumento en  $l$  conduce a un aumento en momento angular. Esto significa que aunque un electrón  $s$  recorre en su movimiento alrededor del núcleo un volumen esférico en el espacio se esta 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  $l$  conducen a diferencia de energías a causa de las trayectorias que siguen los electrones. Por esta razón, los diferentes valores de  $l$  especifican subniveles de energía dentro de cada nivel energético principal con un aumento progresivo de energía para los subniveles  $s, p, d, f$ , etc.

3. El tercer número cuántico, llamado número cuántico magnético ( $m$ ) también tiene valores enteros, en este caso limitados por el valor de  $l$ . Cuando  $l=0$ ,  $m$  tiene como único valor permitido 0; cuando  $l=1$   $m$  tiene tres valores permitidos  $-1, 0, +1$ . 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 esta relacionadas 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 estan 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 solo dos valores permitidos para cada valor de  $m + 1/2$  y  $- 1/2$ .



Esta notación indica que un electrón en un orbital dado tiene dos orientaciones permitidas del espín, opuestas entre sí.

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

Tabla 1.1 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.

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 las 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.

En esta unidad estudiarás el electrón y sus orbitales donde al final de ella deberás ser capaz de:

OBJETIVOS.

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



Esta notación indica que un electrón en un orbital dado tiene dos orientaciones permitidas del espín, opuestas entre sí.

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

Tabla 1.1 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.

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 las 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.

En esta unidad estudiarás el electrón y sus orbitales donde al final de ella deberás ser capaz de:

OBJETIVOS.

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



3.- Diferenciar entre estados normales y estados excitados de los 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 2-5.

#### 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 2-8 del capítulo II.

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

#### AUTOEVALUACIÓN.

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.

\_\_\_\_\_

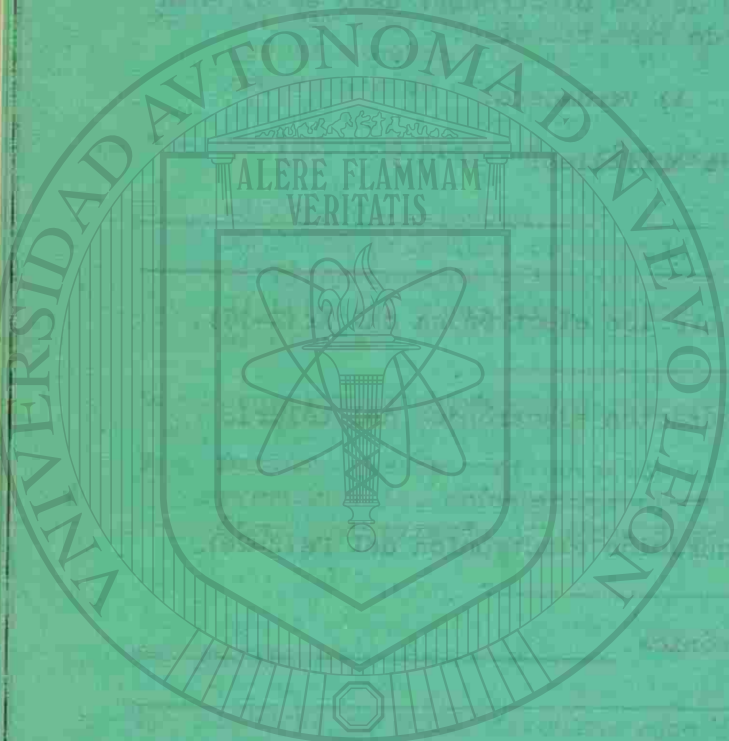
\_\_\_\_\_

8.- Átomo excitado.

\_\_\_\_\_

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





## CAPÍTULO II.

### NIVELES ENERGÉTICOS Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

#### 2-1 SURGE UNA INTERROGANTE.

Como se menciona en el capítulo anterior, en los fines del siglo pasado e inicio 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?*

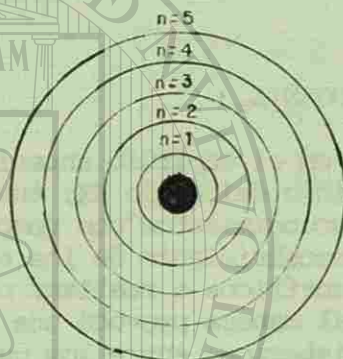
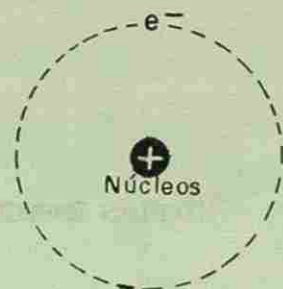
Una de las propiedades de los átomos que se había estudiado con mucho cuidado durante algunos años desde la invención del espectroscopio, era la emisión de energía por los elementos; cuando estos eran expuestos a temperaturas altas o bombardeados mediante electrones.

En 1912 Niels Bohr relacionó las estructuras de rayas de los espectros del hidrógeno, con la estructura electrónica de los átomos, lo cual le valió el premio Nobel de 1922 y concluyó: *que los electrones describan órbitas elípticas y circulares alrededor del núcleo positivo, del mismo modo que los planetas giran alrededor del Sol.* (Ver Fig. 2-1). ®

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.



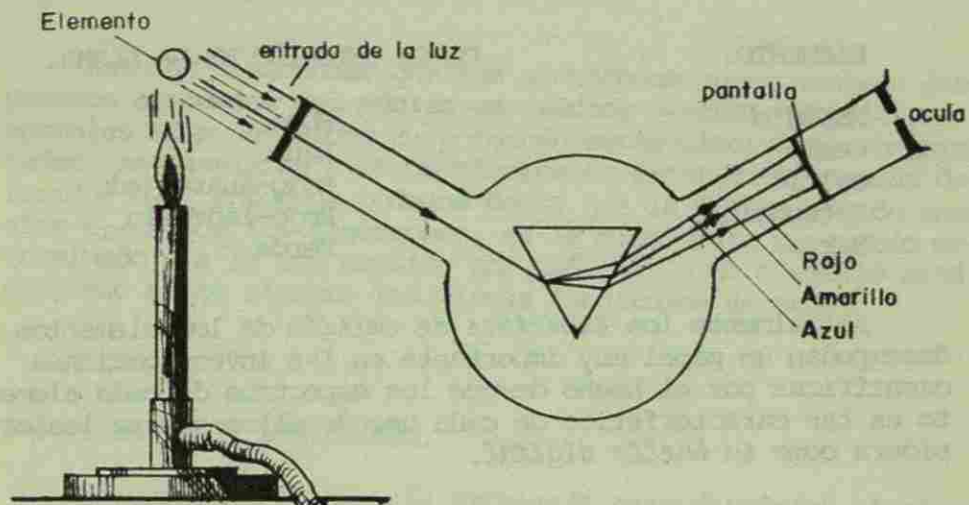
MODELO DE BOHR DEL ATOMO DE HIDROGENO. UN ELECTRON ESTA EN ORBITA ALREDEDOR DEL NUCLEO POSITIVO.



## 2-2 LOS ESPECTROS DE EMISION.

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

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



2.2 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 solo 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 solo 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



ELEMENTO. COLOR OBTENIDO EN LA LLAMA.

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.

### 2-3 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*. Más 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*.

Cuando los electrones excitados regresan a niveles más bajos en energía, liberan la energía que habían adquirido, siendo ésta en algunos de los casos luz visible.

Continuas observaciones han demostrado que:

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

Esto da a entender que los electrones se encuentran dispuestos alrededor del núcleo en ciertos *niveles energéticos* normales bien definidos  $E_1$  y cuando estos electrones son excitados, se desplazan a otros niveles de excitación también definidos  $E_2$ . Entonces podemos decir que la diferencia de energías  $E_2 - E_1$  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.

### 2-4 ENERGIA 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  $\rightarrow$  ion monopositivo (+) + electrón (-)

La segunda ionización:

ion monopositivo (+) + energía  $\rightarrow$  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 2-1. 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	29,605	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, están fuertemente atraídos por el núcleo lo que no 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 está 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 y 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.



## 2-5 NIVELES ENERGÉTICOS.

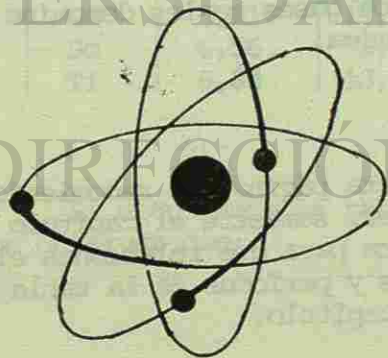
Con los estudios que aquí se han descrito y muchos otros, se llegó después de cierto tiempo a demostrar que los electrones estaban dispuestos alrededor del núcleo en *niveles principales de energía (n)*, también llamados capas. Además se llegó a la conclusión de que en cada nivel o capas cabía una cantidad 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 20. período de la tabla periódica tiene una capacidad máxima de 8 electrones.  
capa N = 32 electrones

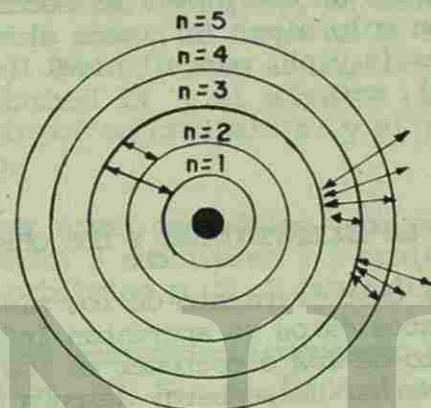
A los niveles o capas, también se les denomina por números.

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

Se concluyó también que mientras más alejado se encontrara 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 encuentren 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 (cap. 3), por lo cual estos electrones se llamarán *electrones de valencia*.



Modelo atómico de Bohr.



2.3 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.

## 2-6 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.

#### 2-7 EL PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE Y LOS ORBITALES.

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

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

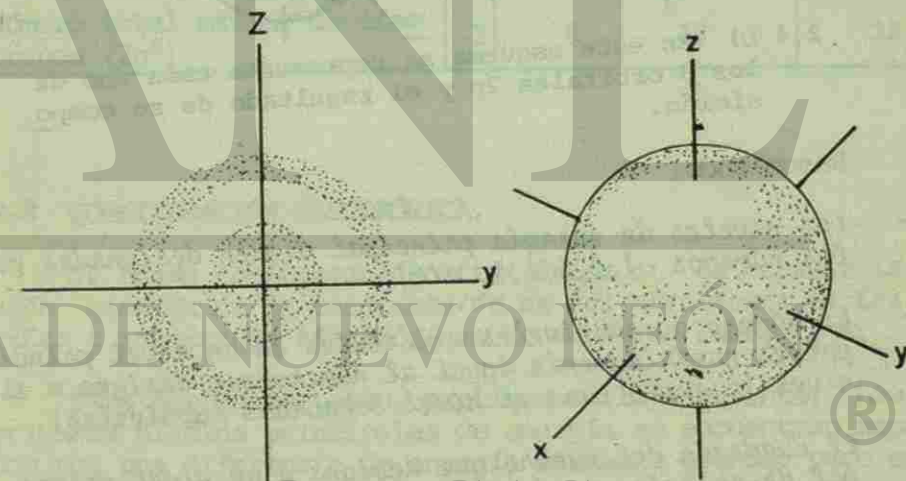
Posteriormente mediante el empleo de métodos matemáticos de la mecánica cuántica Erwin Schrödinger pudo calcular la probabilidad de encontrar el electrón en la región del espacio que rodea al núcleo. A estas regiones donde era posible encontrar al electrón se denominaron *orbitales*; además se descubrió 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 girará 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 fig. 2-4 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.

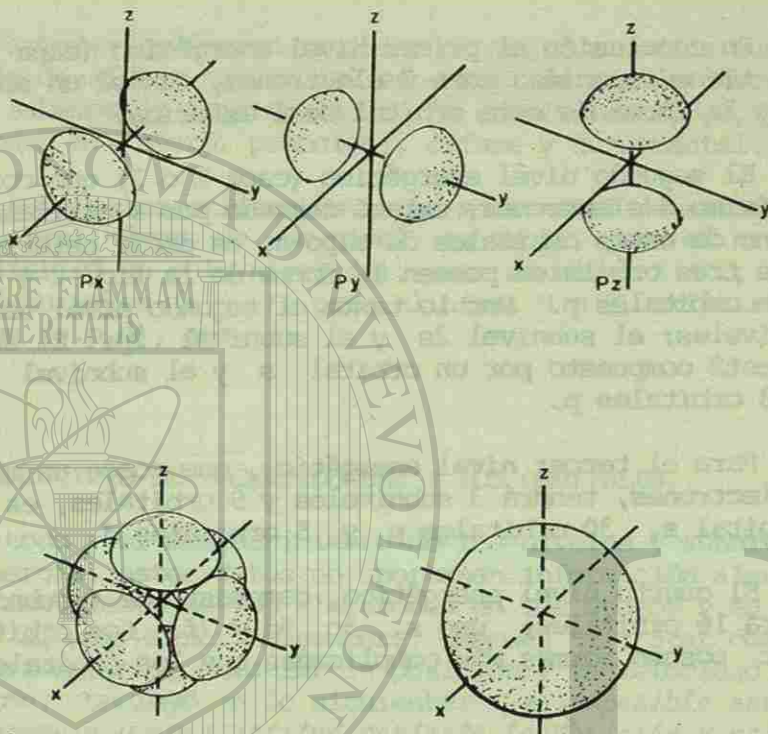
Para el tercer nivel energético, que posee un máximo de 18 electrones, tendrá 3 subniveles y 9 orbitales, es decir: 1 orbital s, 3 orbitales p y 5 orbitales d.

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



2.4 a) 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.





2.4 b) 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 ese 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 2-2 se traduce lo anterior para los 4 primeros niveles principales de energía.

TABLA 2-2. 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 d	s p d 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

## 2-8 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<sup>o</sup>, 4<sup>o</sup>, 5<sup>o</sup> 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.

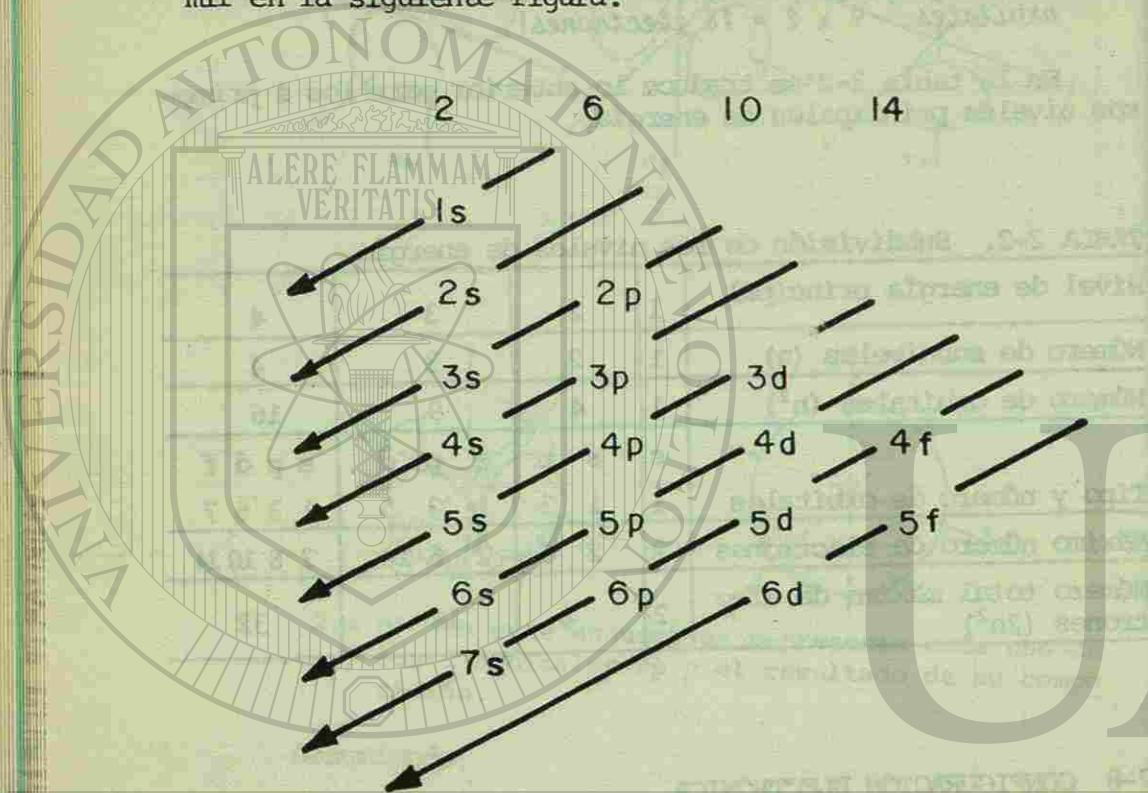


Fig. 2-5.

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

TABLA 2-3. Disposición de los electrones.

ELEMENTOS	NIVELES PRINCIPALES		NIVELES PRINCIPALES		RESUMEN
	1	2	3	4	
	s	s	s	s	
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 2-5, 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 2-3 en donde cada cuadrado representa un orbital y cada flecha a un electrón.

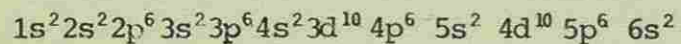
La notación siguiente nos enseña qué significado tienen cada uno de los números y letras en la configuración electrónica.

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 2-5 para seguir el orden ahí descrito, obtendremos que la configuración electrónica del bario es:



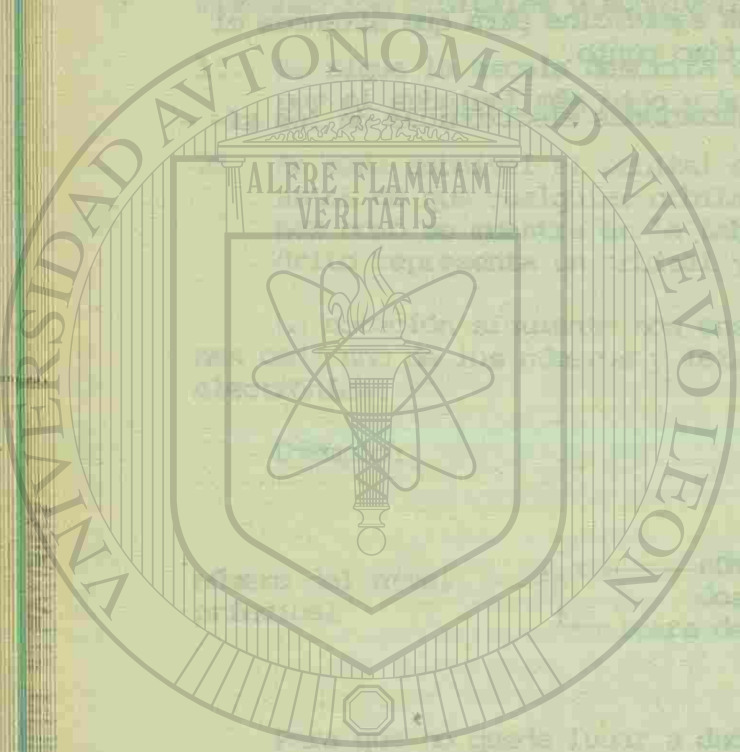
## EJERCICIOS.

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

- I. 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





## EL ENLACE QUÍMICO.

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

Todo lo que vemos 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. | d) No metales.   |
| b) Capa de valencia.       | e) Metaloides.   |
| c) Metales.                | 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.

#### PROCEDIMIENTO.

- 1.- Lee el presente capítulo 3 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 3.

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.

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. \_\_\_\_\_
- 2.- Llamamos energía de ionización a la cantidad de energía necesaria para desalojar el electrón en el orbital más alto de un átomo gaseoso o ion en su estado fundamental. \_\_\_\_\_
- 3.- Enlace covalente es aquél que resulta del compartimiento de electrones entre átomos durante una reacción química. \_\_\_\_\_
- 4.- La regla de Octeto nos dice que cada átomo de 6 electrones (tres pares de electrones), el hidrógeno (dos puntos) y los átomos metálicos son excepciones notables. \_\_\_\_\_
- 5.- Un enlace covalente es aquél en el que un átomo contribuye con un electrón y el otro átomo del elemento metálico 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)  $1s^2 2s^2 5p$
- 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. \_\_\_\_\_

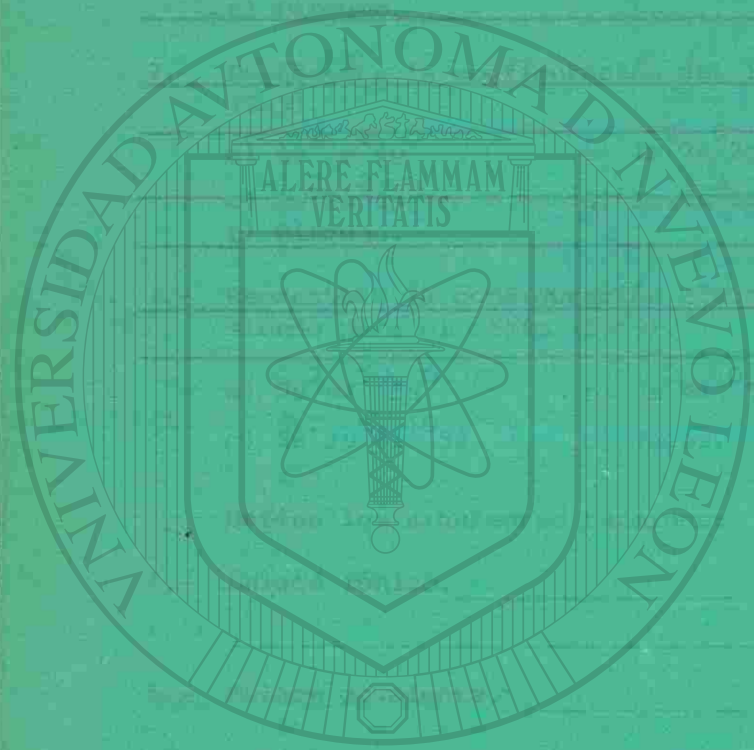
10.- Enlace covalente coordinado. \_\_\_\_\_

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

12.- Molécula. \_\_\_\_\_

13.- Momento dipolar. \_\_\_\_\_





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

### CAPÍTULO III.

#### 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.

#### 3-1 ELECTRONES DE VALENCIA.

La característica más importante de la estructura atómica que determinara 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.

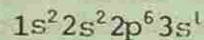
**Gases nobles.** - Estos son 6 elementos bien conocidos que presentan renuencia a combinarse por lo cual se les conoce también como inertes (inactivos químicamente).

### 3-2 POR QUÉ SE COMBINAN LOS ÁTOMOS?

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

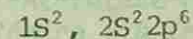
Si revisamos las configuraciones electrónicas de algunos elementos, nos podremos dar cuenta de que la intención de los átomos al transferir o compartir electrones, es la de obtener, en su última capa una cantidad de electrones, tal, que sea la máxima capacidad de esa capa, que es como sucede en los gases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

Ejemplo: ¿Porqué el sodio tiende a perder un electrón? La configuración electrónica del Sodio (Na) es:

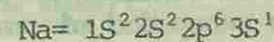


ya que el Sodio posee 11 electrones, y según vemos el sodio posee 2 electrones en la capa K, 8 electrones en la capa L - y un solo electrón en la capa M.

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 que daría:



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 ión 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.



### 3-3 QUE 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 gases nobles con el fin de que se entienda perfectamente la actitud de estos elementos.

Tabla 3-1

Disposición de los electrones en los gases nobles.

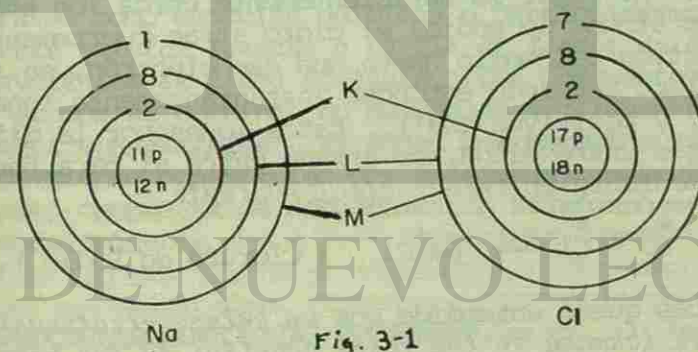
Gas Noble	Símbolo	Número Atómico	Número de electrones en cada nivel de energía.						
			1	2	3	4	5	6	
Helio	He	2	2						
Neón	Ne	10	2	8					
Argón	Ar	18	2	8	8				
Kriptón	Kr	36	2	8	18	8			
Xenón	Xe	54	2	8	18	18	8		
Radón	Rn	86	2	8	18	32	18	8	

### 3-4 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).

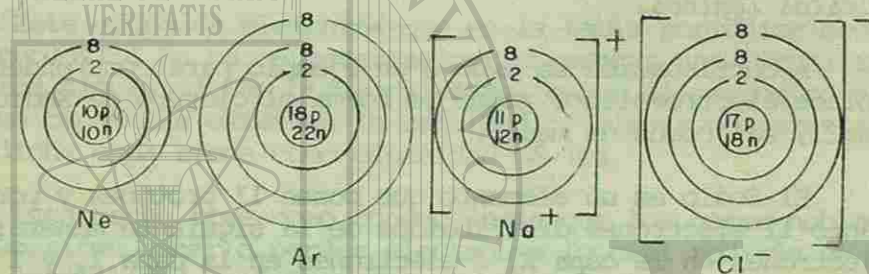
El Sodio es un elemento que posee 11 protones y por lo tanto 11 electrones distribuidos de la siguiente manera: 2 electrones en la capa K, 8 electrones en la capa L, y 1 electrón en la capa M; por otro lado el cloro posee 17 protones, por lo tanto también posee 17 electrones distribuidos así: 2 electrones en la capa K, 8 electrones en la capa L y 7 en la capa M (ver figura 3-1).



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 Ión 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, solo que al aceptarlo tendrá un electrón de mas y pasará a ser un Ion Mononegativo (1-)



### 3.2 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 de cloro y los átomos de sodio; el cloro atrae fuertemente al último electrón del sodio hasta que ese electrón, se transfiere al cloro formando entonces instantáneamente iones negativos ( $\text{Cl}^-$ ) y positivos ( $\text{Na}^+$ ). Estos iones por la diferencia de cargas entre ellos, se atraen entre sí para formar el compuesto mediante un enlace electrovalente.



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

### 3-5 ENLACE COVALENTE.

Algunos elementos forman compuestos en los que los átomos alcanzan la configuración de octeto (o dúo 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.

### 3-6 ESTRUCTURAS SIMBÓLICAS PUNTALES.

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 no sirven para dar información alguna referente a las formas de las nubes electrónicas, o para indicar que los electrones 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:

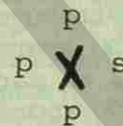


Cuando se escriben las estructuras puntuales, el guión debe interpretarse como una pareja de electrones compartidos, debido a que los no metales tienden a reaccionar con otro no metal para formar compuestos covalentes en los que se alcanza la configuración electrónica de un gas inerte, al compartir pareja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

Cuando los átomos de los elementos forman compuestos generalmente solo 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  $\text{H}^\circ$ . 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 esta 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.

### 3-7 NATURALEZA DEL ENLACE COVALENTE.

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

A fin de estudiar la naturaleza del enlace covalente, consideremos dos átomos de hidrógeno que chocan y forman una molécula covalente de  $H_2$ . Cada átomo de hidrógeno está formado por un núcleo con un protón y un sólo electrón en el orbital 1s. Para que la confusión sea mínima, hablaremos del núcleo A y del electrón A de un átomo y del núcleo B y el electrón B de otro átomo. A medida que los dos átomos se acercan, además de la fuerza de atracción de Coulomb entre cada núcleo y su propio electrón, empiezan a actuar nuevas fuerzas atractivas de Coulomb, entre el núcleo A y el electrón B y entre el núcleo B y el electrón A. Por otra parte, hay también fuerzas de Coulomb de repulsión entre los dos electrones y entre los dos núcleos (ver figura 3.3) Pero sigamos el curso de formación de una molécula de hidrógeno en función de la energía implicada.

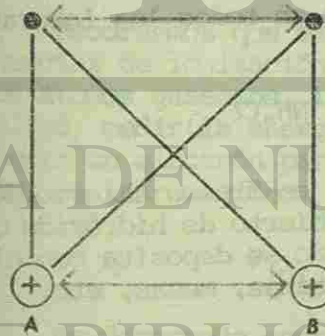


Fig. 3.3. Las fuerzas de Coulomb de atracción y repulsión entre dos átomos con un electrón.

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

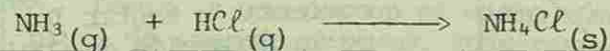


Resumamos nuestra imagen de un enlace covalente entre dos núcleos cualesquiera. Las cargas de los dos núcleos y sus electrones orbitales crean tanto fuerzas de atracción como de repulsión. A una determinada distancia entre los núcleos, estas fuerzas están equilibradas exactamente y resulta una molécula 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 es 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.

### 3-8 ENLACE COVALENTE COORDINADO.

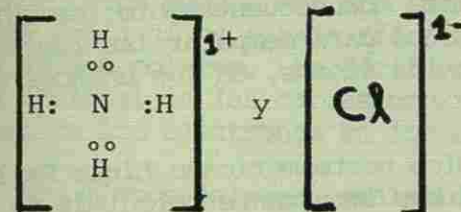
Una reacción química muy conocida en todos los laboratorios es la siguiente:



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

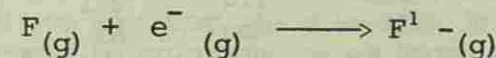
las estructuras de Lewis para los iones  $(\text{NH}_4)^+$  y  $\text{Cl}^-$ :



Si examinamos cuidadosamente la estructura de Lewis del ión 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.

### 3-9 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 ión 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 solo 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 los 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 3.2. 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 3-2. 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					

### 3-10 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 intervien 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  $\text{C-Cl}$  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  $\text{P-H}$  en el  $\text{PH}_3$  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. Quizá le sorprenda la importancia que hemos dado a detalles, al parecer pequeños y abstractos. Como el hecho de que la mayoría de los compuestos tienen enlaces que no son totalmente covalentes ni completamente ionicos; 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.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL

2o. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD VIII.

### ENERGÍA QUÍMICA.

De todas las formas de energía, ninguna es más útil para la vida del hombre que la Química. Su utilidad se debe en gran parte a su adaptabilidad. A veces como en los combustibles ordinarios, la energía química se libera tan fácilmente que basta un cerillo para soltarla. Es tan fácil de controlar la energía química que un ama de casa puede hornear un pan al punto exacto que quiera pero también puede ser explosivamente incontrolable, como ocurre con la que se encuentra aprisionada en la dinamita. Esta misma página que estás leyendo libera lentamente energía química al combinarse con el oxígeno del aire y está imperceptiblemente más caliente que el ambiente. Dentro de cien años estas páginas se tornarían amarillentas como resultado de este lento arder. En contraste los filamentos metálicos de las bombillas del flash de los fotógrafos arden cegadora e instantáneamente.

La energía química se crea cuando se alteran los complejos vínculos que unen la materia. Los átomos están estrechamente vinculados y producen moléculas que a su vez forman materia tan grande que puede verse y tocarse, por ejemplo un átomo de oxígeno se unirá firmísimamente a dos átomos de hidrógeno y formarán una molécula de agua, y muchas moléculas de agua se unirán para formar gotas de lluvia, copas de nieve, océanos, témpanos de hielo.

Así pues, todo enlace entre átomo y átomo, entre molécula y molécula, es una fuente potencial de energía.

#### OBJETIVOS.

Quando realices el trabajo que esta unidad te pide, deberás ser capaz de:



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.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL

2o. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD VIII.

### ENERGÍA QUÍMICA.

De todas las formas de energía, ninguna es más útil para la vida del hombre que la Química. Su utilidad se debe en gran parte a su adaptabilidad. A veces como en los combustibles ordinarios, la energía química se libera tan fácilmente que basta un cerillo para soltarla. Es tan fácil de controlar la energía química que un ama de casa puede hornear un pan al punto exacto que quiera pero también puede ser explosivamente incontrolable, como ocurre con la que se encuentra aprisionada en la dinamita. Esta misma página que estás leyendo libera lentamente energía química al combinarse con el oxígeno del aire y está imperceptiblemente más caliente que el ambiente. Dentro de cien años estas páginas se tornarían amarillentas como resultado de este lento arder. En contraste los filamentos metálicos de las bombillas del flash de los fotógrafos arden cegadora e instantáneamente.

La energía química se crea cuando se alteran los complejos vínculos que unen la materia. Los átomos están estrechamente vinculados y producen moléculas que a su vez forman materia tan grande que puede verse y tocarse, por ejemplo un átomo de oxígeno se unirá firmísimamente a dos átomos de hidrógeno y formarán una molécula de agua, y muchas moléculas de agua se unirán para formar gotas de lluvia, copas de nieve, océanos, témpanos de hielo.

Así pues, todo enlace entre átomo y átomo, entre molécula y molécula, es una fuente potencial de energía.

#### OBJETIVOS.

Quando realices el trabajo que esta unidad te pide, deberás ser capaz de:



- 1.- Definir a qué llamamos calores de reacción química.
- 2.- Explicar el fundamento de un calorímetro.
- 3.- Resolver problemas en los que haya que calcular la cantidad de energía desprendida en una reacción química.
- 4.- Definir los siguientes términos:
  - a) Reacción exotérmica.
  - b) Reacción endotérmica.
  - c) Entalpia de formación ( $\Delta H$ ).
  - d) Entropía ( $\Delta s$ ).
  - e) Energía libre ( $\Delta G$ ).
- 5.- Explicar la relación que existe entre la entalpia y los enlaces químicos.
- 6.- Enunciar la ley de Hess sobre la suma constante de calores.
- 7.- Aplicar la ley de Hess en el cálculo de entalpias de reacción.
- 8.- Calcular, a partir de los valores de  $\Delta G$  (energía libre), la espontaneidad de una reacción.
- 9.- Enunciar las tres leyes de la termodinámica..

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

#### PROCEDIMIENTO.

- 1.- Deberás estudiar en tu libro de Química el capítulo 4 comprendido entre las páginas 57 a 71 y que a su vez incluyen las secciones 4-1 a 4-9.

- 2.- Estudia detenidamente los ejemplos de problemas que vienen resueltos en el transcurso del capítulo y practica resolviendo junto con tu maestro los problemas en el pizarrón o en tu cuaderno.
- 3.- Deberás entregar la siguiente autoevaluación como requisito para presentar la unidad.

#### AUTOEVALUACIÓN.

- 1.- Enunciar la ley de Hess. \_\_\_\_\_
- 2.- Definir qué es entalpia de formación. \_\_\_\_\_
- 3.- ¿Qué es energía libre? \_\_\_\_\_
- 4.- Definir entropía. \_\_\_\_\_
- 5.- Definir una reacción exotérmica. \_\_\_\_\_
- 6.- Definir una reacción endotérmica. \_\_\_\_\_
- 7.- Enunciar la 2a. ley de la termodinámica. \_\_\_\_\_
- 8.- En un calorímetro de cobre se queman 3 gr de carbón a  $\text{CO}_2$ . La masa de calorímetro es de 1,500 gr y la masa del agua que contiene es de 2,000 gr. La temperatura \_\_\_\_\_



inicial es de 20°C y la final de 31°C. Calcular el calor requerido de combustión.

Calor específico del Cu = 0.093.

- 9.- Calcular la entalpia de descomposición del  $\text{CaCO}_3$  en  $\text{CaO}$  y  $\text{CO}_2$ , si la reacción es la siguiente:



#### CAPÍTULO IV.

#### ENERGÍA QUÍMICA.

Uno de los problemas más fuertes que tiene por resolver la sociedad moderna es la demanda creciente de energía, lo cual ha llevado a los gobiernos a utilizar los recursos de nuestro mundo como si fueran inagotables.

La termodinámica es el estudio de la energía, las formas que puede tomar, el aprovechamiento de su empleo, y las limitaciones de su disponibilidad. Las leyes de la termodinámica que están basadas en repetidas pruebas experimentales, proporcionan una clave para la comprensión de las relaciones energéticas en los procesos químicos. La termodinámica puede, por ejemplo, predecir si una reacción química puede ocurrir o no, cuando se mezclan dos sustancias diferentes. Si la reacción es posible, la termodinámica puede calcular la cantidad de energía teórica requerida o liberada en el proceso.

La rapidez con que se desarrolla una reacción, esto es, la rapidez de reacción, no puede predecirse en base a la termodinámica. Este aspecto, tan importante en los procesos químicos dependerá de otros factores que veremos luego (cinética de las reacciones).

Internémonos en el problema relacionado con la producción de energía eléctrica.

Los científicos estiman que la demanda de energía eléctrica tan solo en los Estados Unidos de Norte América se doblará en los próximos diez años.

Existen diversos métodos de incrementar la producción de energía eléctrica. Las plantas hidroeléctricas que utilizan la energía potencial de grandes cantidades de agua almacenadas dentro de las presas, ofrecen una fuente "limpia" de energía. Tales presas, sin embargo, están limitadas por el



inicial es de 20°C y la final de 31°C. Calcular el calor requerido de combustión.

Calor específico del Cu = 0.093.

- 9.- Calcular la entalpia de descomposición del  $\text{CaCO}_3$  en  $\text{CaO}$  y  $\text{CO}_2$ , si la reacción es la siguiente:



#### CAPÍTULO IV.

#### ENERGÍA QUÍMICA.

Uno de los problemas más fuertes que tiene por resolver la sociedad moderna es la demanda creciente de energía, lo cual ha llevado a los gobiernos a utilizar los recursos de nuestro mundo como si fueran inagotables.

La termodinámica es el estudio de la energía, las formas que puede tomar, el aprovechamiento de su empleo, y las limitaciones de su disponibilidad. Las leyes de la termodinámica que están basadas en repetidas pruebas experimentales, proporcionan una clave para la comprensión de las relaciones energéticas en los procesos químicos. La termodinámica puede, por ejemplo, predecir si una reacción química puede ocurrir o no, cuando se mezclan dos sustancias diferentes. Si la reacción es posible, la termodinámica puede calcular la cantidad de energía teórica requerida o liberada en el proceso.

La rapidez con que se desarrolla una reacción, esto es, la rapidez de reacción, no puede predecirse en base a la termodinámica. Este aspecto, tan importante en los procesos químicos dependerá de otros factores que veremos luego (cinética de las reacciones).

Internémonos en el problema relacionado con la producción de energía eléctrica.

Los científicos estiman que la demanda de energía eléctrica tan solo en los Estados Unidos de Norte América se doblará en los próximos diez años.

Existen diversos métodos de incrementar la producción de energía eléctrica. Las plantas hidroeléctricas que utilizan la energía potencial de grandes cantidades de agua almacenadas dentro de las presas, ofrecen una fuente "limpia" de energía. Tales presas, sin embargo, están limitadas por el



número de localizaciones adecuadas para su construcción, margen de posibilidad que va reduciéndose cada vez más.

Las plantas geotérmicas, que usan el calor almacenado en las entrañas de la tierra para transformar el agua en vapor destinado a las turbinas, han encontrado mayores aplicaciones; sin embargo, esta fuente de energía está limitada por la lógica de las operaciones requeridas para su uso.

Las plantas nucleares consideradas últimamente como la única solución a las necesidades del hombre en el campo de la energía eléctrica, ofrecen una alternativa que ha perdido popularidad con la preocupación creciente de la sociedad por los desechos radiactivos, la amenaza de la "contaminación térmica" de los procesos implicados en el intercambio de calor y por temor a los "accidentes nucleares".

Una de las ideas más prometedoras para un futuro no muy lejano, es la del aprovechamiento de la energía solar. Limitada en otro tiempo a aplicaciones reducidas de conversión directa en energía eléctrica por medio de las llamadas baterías solares. Esta fuente de energía inagotable se explora hoy como medio de producir energía eléctrica en gran escala a través de un proceso indirecto de almacenamiento del calor del sol para convertirlo en electricidad.

Sin embargo, para el futuro inmediato, la mayor parte de energía eléctrica se obtendrá probablemente a través de procesos químicos. Uno de ellos pudiera ser la conversión directa de la energía química en eléctrica, como es el caso de las celdas electroquímicas y baterías; así mismo los procesos indirectos, a gran escala, dependientes de la combustión de energéticos fósiles: carbón, aceite o "gas". La mayor parte de las plantas que actualmente operan o se hallan en construcción o planeación, dependerán de estos procesos de combustión. Desafortunadamente, el vínculo común de todo esto lo constituyen las leyes de la química, inherentes a los problemas de contaminación ambiental y agotamiento de los recursos naturales. Dado que la demanda de energía continúa incrementándose, problema que indudablemente va unido al incremento de población y de nivel de vida, dicha demanda se atenderá al menos por cierto tiempo, mediante la producción

de energía eléctrica que implica un mayor consumo de combustibles fósiles.

#### 4-1 CALOR DE REACCIÓN QUÍMICA.

Hemos hablado de que existen dos tipos fundamentales de energía: la cinética y la potencial. Observemos, ahora, los cambios de energía que produce una reacción química conocida partiendo de estos dos tipos de energía.

Si aplicamos una chispa o una llama a una mezcla de hidrógeno y oxígeno gaseosos, encerrados en un recipiente, se produce una violenta explosión. La reacción la podríamos representar así:



Comprobamos que la explosión sólo se verifica con un enorme y espontáneo aumento de la presión en el interior del recipiente. Analizando la ecuación para la reacción, vemos que la reacción misma conduce a una disminución en el número de moles de gas en el sistema. Esto no produce un aumento de presión, sino un descenso. Pero los hechos son claros. Hubo una explosión. Es lógico, pensar, que el otro producto de la reacción fué la gran cantidad de energía calorífica que originó el aumento repentino de la presión del gas en el sistema cerrado. La energía producida por la reacción química apareció como energía cinética (la clave de esto es el cambio tan grande en la temperatura); pero, ¿de dónde y cómo vino esta energía?

Como la ley de la conservación de la materia y la energía deben cumplirse, debemos deducir que, antes de que reaccionaran los gases hidrógeno y oxígeno, éstos contenían cierta cantidad de energía almacenada. Parte de esta energía potencial se transformó y se desprendió como energía calorífica durante la reacción. Es lógico concluir que el gas producido, vapor de agua, también contenga energía potencial. La diferencia entre las energías potenciales de los productos y reacción

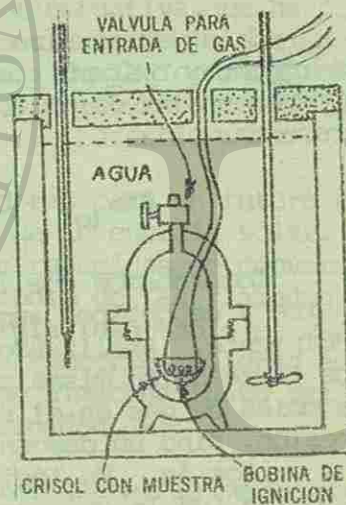


nantes es la que aparece bajo forma de calor en una reacción química.

#### 4-2 EL CALORÍMETRO.

El calor desprendido o absorbido en una reacción química es determinado en el laboratorio, por medio de un aparato llamado calorímetro (Fig. 4-1). Generalmente consiste en un recipiente que está aislado del medio ambiente por una capa exterior de un líquido o sólido de manera que no hay intercambio de calor con los alrededores. Una reacción que se lleva a cabo en estas condiciones se dice que se desarrolla *adiabáticamente*. Se efectúa un experimento inicial para determinar la cantidad de calor necesaria para producir una elevación de  $1^{\circ}\text{C}$  en la temperatura del calorímetro. La energía calorífica necesaria se llama constante del calorímetro. Después, se colocan los reaccionantes en el calorímetro, uno de cantidad conocida, ordinariamente  $0.01$  a  $0.1 \text{ mol}$ ; y otro generalmente un gas, en una cantidad excesiva. Una reacción se inicia por el ligero calentamiento eléctrico o por una chispa. Desprende energía calorífica que, después de un corto tiempo, se distribuye uniformemente por el calorímetro. Sabiendo la constante del calorímetro y midiendo la elevación de la temperatura en el mismo, es fácil calcular el número de calorías desprendidas durante la reacción. Del peso del reaccionante usado, se puede calcular la energía desprendida por mol de ese reaccionante por mol del producto.

En un calorímetro común se incluye un peso conocido de agua como parte del sistema absorbente de calor. El calor de reacción queda distribuido uniformemente dentro del recipiente metálico interno y el agua que lo rodea. Con las ca-



pacidades caloríficas conocidas (o calores específicos) del recipiente metálico y del agua, es posible calcular, por la elevación total de temperatura, el número de calorías desprendidas. Por ejemplo, un calorímetro consta de una bomba de aluminio que pesa  $1.080 \text{ Kg.}$  y que está sumergida en  $9.700 \times 10^2 \text{ gr.}$  de agua; todo esto contenido en un sistema bien aislado, a una temperatura inicial de  $24.92^{\circ}\text{C}$ . Se añaden  $0.4800 \text{ gr.}$  de cinta de magnesio puro a la bomba que se carga entonces con oxígeno puro, a presión, y se cierra. Se hace circular una corriente eléctrica por la cinta de magnesio, que se inflama y experimenta una rápida y total combustión. Después de la transmisión de calor a través de las paredes de la bomba de aluminio, se registra, finalmente, una temperatura estable de  $27.35^{\circ}\text{C}$ . Calcule el calor molar de combustión del magnesio. (Cal.esp. del Al =  $0.216 \text{ cal/g-grado}$ ).

#### SOLUCIÓN:

1. Primero se calcula la energía total desprendida, midiendo la elevación de temperatura en los pesos conocidos de la bomba de aluminio y del agua.
  - a) Se calcula la elevación de temperatura:  
 $(27.35 - 24.92)^{\circ}\text{C} = 2.43^{\circ}\text{C}$ .
  - b) Se calcula el incremento de energía en la bomba de Al:  
 $(1.080 \times 10^3 \text{ g}) (0.216 \frac{\text{cal}}{\text{g.grado}}) (2.43^{\circ}\text{C}) = 5.66 \times 10^2 \text{ cal}$
  - c) Se calcula el incremento de energía en el agua:  
 $(9.700 \times 10^2 \text{ g}) (1.00 \frac{\text{cal}}{\text{g.grado}}) (2.43^{\circ}\text{C}) = 23.6 \times 10^2 \text{ cal}$
  - d) Se calcula el aumento de energía o energía desprendida:  
 $(5.66 \times 10^2 \text{ cal}) + (23.6 \times 10^2 \text{ cal}) = 29.3 \times 10^2 \text{ cal}$ .



2. Luego se calcula el calor de combustión a partir del número de moles de magnesio que reaccionaron.

a) Se calcula el número de moles de magnesio:

$$\frac{0.4800 \text{ g}}{24.00 \text{ g/mol}} = 2.00 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

b) Se calcula el calor molar de combustión:

$$\frac{2.93 \times 10^3 \text{ cal}}{2.00 \times 10^{-2} \text{ mol}} = 1.46 \times 10^5 \text{ cal/mol.}$$



#### 4.3 REACCIONES EXOTÉRMICAS Y ENDOTÉRMICAS.

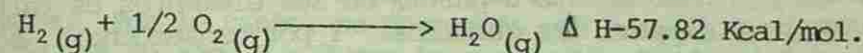
Cuando reaccionan en un calorímetro los gases hidrógeno y oxígeno, el calor medio para la reacción es 57.82 Kcal por mol de vapor de agua producido. Representemos el calor de una reacción química como  $\Delta H$  (léase "delta H"). Debe entenderse muy claramente que esta calor de reacción es una medida de la diferencia entre la energía potencial química, o entalpia,  $H$ , de los productos y reaccionantes. Es decir, para el caso general de una reacción exotérmica; reaccionantes  $\longrightarrow$  producto + energía:

$$\Delta H_{\text{reacción}} = H_{\text{productos}} - H_{\text{reaccionantes}}$$

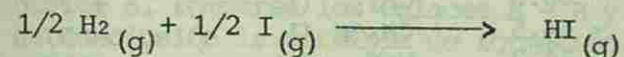
dado que, en una reacción exotérmica, hay desprendimiento de energía, la entalpia de los productos de dicha reacción debe ser menor que la entalpia de los reaccionantes. Es decir:

$$H_{\text{productos}} < H_{\text{reaccionantes}}$$

Por lo tanto,  $\Delta H_{\text{reacción}} < 0$  (es decir negativa), para reacciones exotérmicas. Así, la reacción exotérmica específica que hemos considerado, la representaremos por la ecuación:



A temperaturas moderadas, la reacción entre el gas hidrógeno y el vapor de yodo para formar yoduro de hidrógeno gaseoso requiere una adición continua de energía. Experimentalmente se necesitan 6.10 Kcal/mol para la reacción endotérmica:



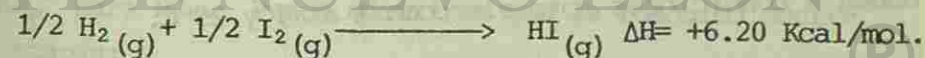
Para el caso general de una reacción endotérmica: Reaccionantes + energía  $\longrightarrow$  productos, y como resultado lógico tenemos que los productos de la reacción tienen una entalpia mayor que los reaccionantes. Es decir:

$$H_{\text{productos}} > H_{\text{reaccionantes}}$$

puesto que, para cualquier reacción

$$\Delta H_{\text{reacción}} = H_{\text{productos}} - H_{\text{reaccionantes}}$$

Concluimos, para reacciones endotérmicas,  $\Delta H_{\text{reacción}} > 0$  (es decir, positiva). Y la reacción endotérmica específica que hemos examinado se representa por la ecuación completa:



#### 4-4 ENTALPIA DE FORMACIÓN.

La entalpia, o calor, de formación de un compuesto, se define como la entalpia de reacción media cuando el compuesto se forma a partir de sus elementos. Las entalpias de reacción



medidas cuando reaccionan hidrógeno y oxígeno y cuando reaccionan hidrógeno y yodo, se consideran como si fueran las entalpías de formación del vapor de agua y el yoduro de hidrógeno. Como veremos, el conocimiento de las entalpías de formación de un compuesto a partir de sus elementos es particularmente útil para los químicos. Y por consecuencia, son comunes las tablas de entalpías de formación (ver tabla 4-1) donde se dan las entalpías de formación ( $\Delta H_f$ ) de varios

COMPUESTO	$\Delta H_f$ (Kcal/mol)	COMPUESTO	$\Delta H_f$ (Kcal/mol)
H <sub>2</sub> O (g)	- 57.8	CO <sub>2</sub> (g)	- 94.0
H <sub>2</sub> O (l)	- 68.3	CS <sub>2</sub> (l)	+ 21.0
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (l)	- 44.5	CH <sub>3</sub> OH (l)	- 57.0
HF (g)	- 64.2	NaF (s)	-136.0
HCl (g)	- 22.1	NaCl (s)	- 98.2
HBr (g)	- 8.6	NaBr (s)	- 86.0
HI (g)	+ 6.2	NaI (s)	- 68.8
SO <sub>2</sub> (g)	- 71.0	MgCl <sub>2</sub> (s)	-153.4
SO <sub>3</sub> (g)	- 94.4	CaCl <sub>2</sub> (2)	-190.0
NO (g)	+ 21.6	SrCl <sub>2</sub> (s)	-198.0
NO <sub>2</sub> (g)	+ 8.1	BaCl <sub>2</sub> (s)	-205.0
NH <sub>3</sub> (g)	11.0	CuO (s)	- 37.1
Co (g)	26.4	Cu <sub>2</sub> O (s)	- 39.8

Tabla 4-1. Entalpías de formación (25°C, 1 atm).

compuestos importantes. Por lo general estos datos están dados a condiciones normales como 1 atm. y 25°C.

#### 4-5 RELACIÓN ENTRE LA ENTALPIA Y LOS ENLACES QUÍMICOS.

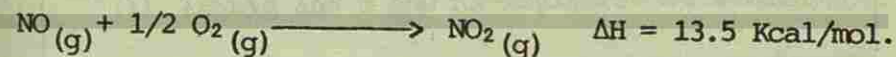
La entalpia de formación es una medida de la atracción entre los átomos combinados en una molécula. Los cambios de energía en las reacciones químicas provienen de la ruptura o de la formación de enlaces químicos. En la formación del

agua se deben romper enlaces H - H y enlaces O - O para formar H - O. Para romper enlaces H - H y enlaces O - O hace falta energía, mientras que, en la formación de los enlaces H - O, se desprende. Sin embargo sabemos que la reacción neta es exotérmica. Por lo tanto, se desprende más energía en la formación de los enlaces H - O que la que es absorbida en la ruptura de los enlaces H - H y O - O.

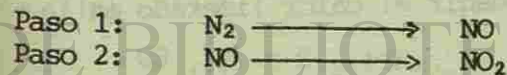
Veamos otro ejemplo, el yoduro de hidrógeno. Como la formación de HI es endotérmica, se deduce que la energía desprendida al formarse los enlaces H - I es menor que la energía absorbida al romperse los enlaces H - H y los enlaces I - I, en conclusión la entalpia de formación de un compuesto implica diferencias entre las energías de ruptura de enlace y la energía de formación de enlace.

#### 4-6 LEY DE HESS Y CÁLCULOS DE ENTALPIA DE REACCIÓN.

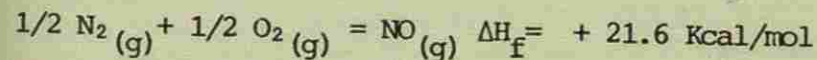
Por lo general las reacciones químicas ocurren entre moléculas más complejas que las que intervienen en la formación de compuestos a partir de sus elementos. Un ejemplo es la oxidación del monóxido de nitrógeno, NO, a dióxido de nitrógeno, NO<sub>2</sub>. Cuando se estudia esta reacción en un calorímetro, encontramos:



Usando los datos que se dan en la tabla 4-1, podemos calcular  $\Delta H_f$  para NO<sub>2</sub>. Puede admitirse que la reacción ocurre en dos etapas:

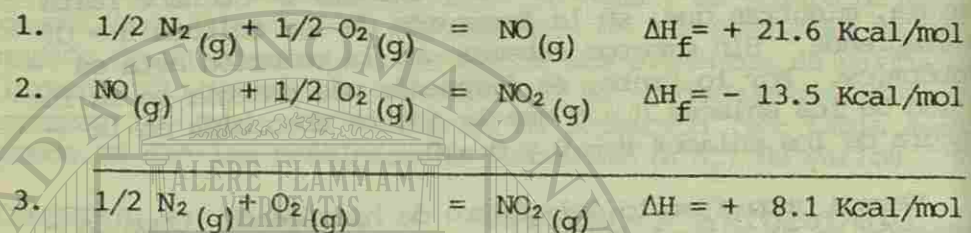


Según la tabla 4-1, se ve que:





Si esta reacción y la del calorímetro se suman algebraicamente, tendremos como resultado.



Este valor de  $\Delta H$  equivale al valor de  $\Delta H_f$  para  $\text{NO}_2$  en la tabla 4-1. Como la suma de las reacciones (1) y (2) es idéntica a la  $\Delta H$  de la reacción (3), la ley de la conservación de la energía requiere que la suma de los  $\Delta H$  de las reacciones (1) y (2) sea idéntica a la  $\Delta H$  de la reacción (3). Este principio, que es otra expresión de esta ley, fue descubierto por un químico ruso, llamado G. H. Hess en el año de 1840.

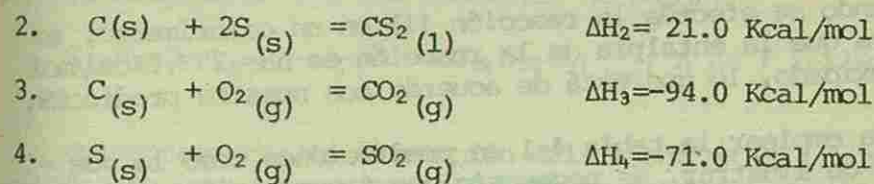
**LEY DE HESS DE LA SUMA CONSTANTE DE COLORES.**

*El calor desprendido o absorbido en una reacción química es constante e independiente de que la reacción se verifique en una o más etapas.*

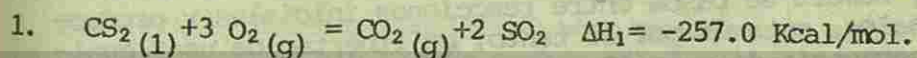
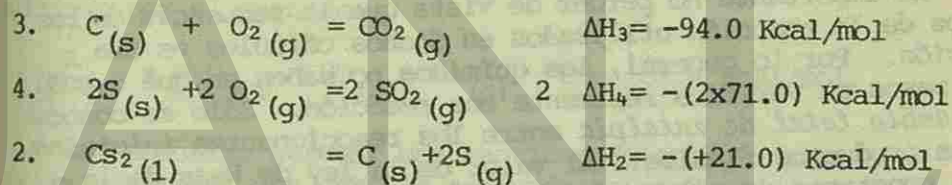
El valor de la ley de Hess y de  $H_f$  conduce a su empleo combinado para poder predecir entalpías de reacción. Por ejemplo, tratemos de predecir el calor liberado en la reacción:



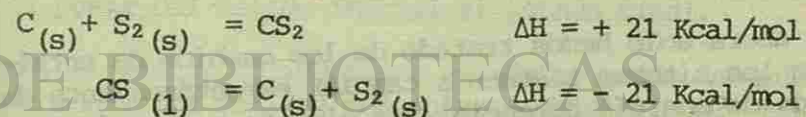
También, aquí supondremos que la reacción puede ser analizada como si se produjera en varios pasos. El análisis por etapas debe implicar reacciones por separado en que intervengan cada uno de los reaccionantes y productos. Para la reacción (1) cuyo  $\Delta H$  deseamos predecir, recurramos a la tabla 4-1 algunas reacciones parecidas en que sólo intervengan  $\text{CS}_2 (\text{l})$ ,  $\text{CO}_2 (\text{g})$  y  $\text{SO}_2 (\text{g})$ :



¿Cómo podremos operar con las reacciones (2), (3) y (4) para obtener la reacción (1)? Tomemos el siguiente camino:



El signo de  $\Delta H$  se invierte si la reacción se produce en dirección opuesta, como cuando  $\text{CS}_2$  va implicado en la reacción:





Por lo tanto, de acuerdo con la ley de Hess:

$$\Delta H_1 = \Delta H_3 + 2 (\Delta H_4) - \Delta H_2$$

$$\Delta H_1 = (-94.0 \text{ Kcal/mol}) + 2(-71.0 \text{ Kcal/mol}) - (+21.0 \text{ Kcal/mol})$$

$$\Delta H_1 = -257.0 \text{ Kcal/mol} \quad \text{CS}_2 \text{ oxidado.}$$

Cuando se efectúa la reacción (1) en un calorímetro, se encuentra que la entalpia de la reacción es  $\Delta H = -257.0 \text{ Kcal/mol}$  de  $\text{CS}_2$  oxidado, lo que está de acuerdo con nuestra predicción.

Para emplear la tabla 4-1 en predicciones como la que se acaba de ilustrar, es necesario que figure la entalpia de formación de cada compuesto que intervenga en la reacción bajo estudio.

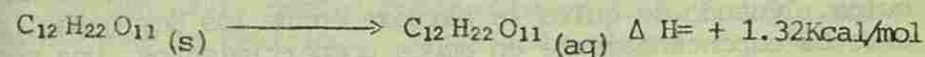
Es importante no perder de vista que la secuencia de los pasos de la reacción utilizados en dichos cálculos es una ficción. Por lo general, los químicos no saben en qué o cuántos pasos se verifica realmente una reacción. Sólo se conoce el cambio total de entalpia entre los reaccionantes iniciales y los productos finales. El valor de la ley de Hess de la suma constante de calores es, precisamente, que este cambio total de la entalpia es completamente independiente de la clase y número de pasos entre reacciones iniciales y productos finales, estamos por lo tanto, en libertad de usar cualquier secuencia de reacciones que sea el resultado algebraico de la reacción neta que se estudia.

#### 4-7 ENTROPIA.

Hasta ahora solo hemos tratado de los cambios de entalpia. Todos los sistemas tienden a cambiar espontáneamente de un estado de energía potencial más elevada a otro de energía potencial más baja. Si la entalpia fuera la única clase de energía implicada en una reacción química, era de esperar que las reacciones exotérmicas ocurrieran espontáneamente, mientras que las endotérmicas, no. Durante muchos años esta

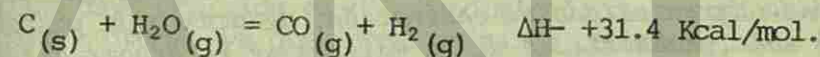
suposición se tuvo por verdadera.

Con el tiempo, se hizo evidente que los efectos de la entalpia no son, por sí solos, los únicos que determinan la espontaneidad de las reacciones químicas. Por ejemplo cuando se añade azúcar al agua, se disuelve fácilmente formando una solución. Se puede determinar experimentalmente que este proceso va acompañado por una absorción de calor:



Evidentemente, la disolución del azúcar es un proceso endotérmico, que ocurre espontáneamente desde un estado de entalpia a otro de mayor entalpia.

Consideremos la reacción, en la cual el vapor de agua es reducido por el carbono:



Es necesario agregar una cantidad de energía para activar la reacción, que una vez activada se produce espontáneamente, incluso, si es endotérmica.

Finalmente, podemos considerar otro proceso que se verifica espontáneamente sin ningún cambio en el contenido de energía. Examinando cuidadosamente la disolución de azúcar, la reducción del vapor de agua con carbono y la mezcla de dos gases inertes, ¿qué característica común observamos en cada uno de los procesos anteriores? Un análisis cuidadoso de estos sistemas nos muestra que el grado de ordenación ha disminuido al pasar del estado inicial al estado final.

Así, el azúcar sólido tiene el máximo grado de ordenación que es común a los sólidos moleculares cristalinos. Las moléculas están dispuestas en un modelo tridimensional definido y que se repite. Después del proceso de disolución, el sistema final de azúcar más agua, está bastante desordenado. Ahora, el azúcar está distribuido al azar en un medio líquido desordenado.



El grado de ordenación es mayor en un sólido; menor en un líquido y mucho menor en un gas. En la reacción donde interviene el carbono sólido y el vapor, para formar monóxido de carbono e hidrógeno, se pierde la ordenación del carbono sólido.

Cuando el gas helio y el gas neón están separados por una superficie de separación, hay un grado de ordenación, puesto que en cada compartimiento hay un solo tipo de moléculas. Cuando se quita la barrera entre los dos gases, se efectúa espontáneamente en ambos compartimientos, una mezcla al azar de las moléculas gaseosas, sin que se observe consumo o desprendimiento de entalpia. Evidentemente, esta distribución al azar es un estado mucho más probable después de quitar la barrera, que si los dos gases hubieran quedado sin mezclar. Este estado más probable y fortuito es también uno de los de mayor desorden.

*Toda la materia tiene una propiedad inherente que es una medida de su estado de ordenación, de azar o de probabilidad. A esta probabilidad de la materia se le denomina entropía.*

Siempre que la materia experimenta un cambio físico o un cambio químico, ese cambio va acompañado de un cambio de entropía ( $\Delta S$ ), un cambio en el orden, azar, o probabilidad del sistema de reacción. Cuanta menos ordenación hay un sistema, mayor es el valor de la entropía.

De la misma manera que es un hecho fundamental de la experiencia que las reacciones químicas tienden a efectuarse espontáneamente en la dirección que conduce a una disminución de energía potencial ( $\Delta H < 0$ ), también es igualmente fundamental que las reacciones químicas tienden a ocurrir espontáneamente en la dirección que conduce a un aumento de entropía ( $\Delta S > 0$ ). Sólo mediante el conocimiento experimental, del perfil de la entropía es posible predecir la espontaneidad o falta de espontaneidad en una reacción.

#### 4-8 ENERGÍA LIBRE.

El cambio de energía que acompaña a muchas reacciones químicas, puede ser medido en dos formas. En particular, las reacciones de óxido-reducción a menudo se pueden estudiar en un calorímetro y en una celda eléctrica. En este último caso, a medida que avanza la reacción, se produce una energía eléctrica mensurable. Esta energía eléctrica representa el *máximo trabajo útil* que se puede obtener de la energía desprendida durante la reacción. Cuando esta máxima energía disponible, o energía libre,  $\Delta G$  se compara con la energía desprendida,  $\Delta H$ , determinada calorimétricamente para la misma reacción, bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, las cifras no concuerdan. En algunos casos,  $\Delta G > \Delta H$ , y, en otros, es menor.

Lógicamente pensamos que no se cumple la ley de la conservación de la energía. Antes, hemos señalado que no importa como haya ocurrido el desprendimiento de energía en una reacción química, ya que tiene un valor constante, que solo depende de la entalpia o de los reaccionantes iniciales y de los productos finales. ¿Cuál es la respuesta a nuestro problema? Consideremos otra reacción con mayor detenimiento. Cuando se mezclan una solución de nitrato de plata con ácido clorhídrico se precipita cloruro de plata. Esta precipitación se produce espontáneamente, con desprendimiento de calor. A 298°K los valores medidos de  $\Delta H$  y  $\Delta G$  son:

$$\Delta H = -15.7 \text{ Kcal/mol.}$$

$$\Delta G = -13.2 \text{ Kcal/mol.}$$

$$\text{diferencia en energía} = \Delta H - \Delta G$$

$$= -15.7 - (-13.2)$$

$$= -2.5 \text{ Kcal/mol.}$$

¿Por qué, de las 15.7 Kcal/mol del total de la entalpia liberada, sólo 13.2 Kcal/mol son utilizables como trabajo? ¿Qué es lo que impide a las otras 2.5 Kcal/mol ser utilizadas como trabajo?



Volviendo a la entropía, estudiemos nuevamente la reacción. Sabemos que todas las soluciones como  $\text{AgNO}_3(\text{aq})$  y  $\text{HCl}(\text{aq})$  no están perfectamente ordenadas. Aunque  $\text{HNO}_3(\text{aq})$  es también desordenada, el cloruro de plata,  $\text{AgCl}(\text{s})$ , sólido cristalino, está muy perfectamente ordenado. La reacción resulta con un aumento en la ordenación, lo que significa una disminución en la entropía ( $\Delta S < 0$ ). Parece lógico que la "pérdida" de 2.5 Kcal/mol de energía se emplee en producir la ordenación del sistema. De hecho, la energía de ordenación se relaciona con el cambio de entropía por la expresión:

$$\text{energía de ordenación} = T \Delta S$$

donde T es la temperatura absoluta.

El cambio de energía libre que acompaña a cualquier reacción química, a presión y temperatura constante es, por lo tanto, la diferencia entre el cambio de energía total,  $\Delta H$ , y el cambio de energía de organización,  $T \Delta S$ , para la reacción.

Cambio de energía libre = entalpía - energía de organización, o sea,  $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ .

Esta es una relación fundamental para cualquier reacción química. Indica que los cambios de entalpía y de entropía - para una temperatura dada determinan la energía libre o potencial de trabajo máximo para la reacción a presión constante y a la temperatura dada. Si el cambio de entropía es positivo,  $\Delta G < \Delta H$ ; si es negativo,  $\Delta G > \Delta H$ .

Es la combinación de la entalpía y la entropía la que determina la espontaneidad de una reacción química. Las reacciones son espontáneas solamente si  $\Delta G < 0$  y no si  $\Delta G > 0$ .

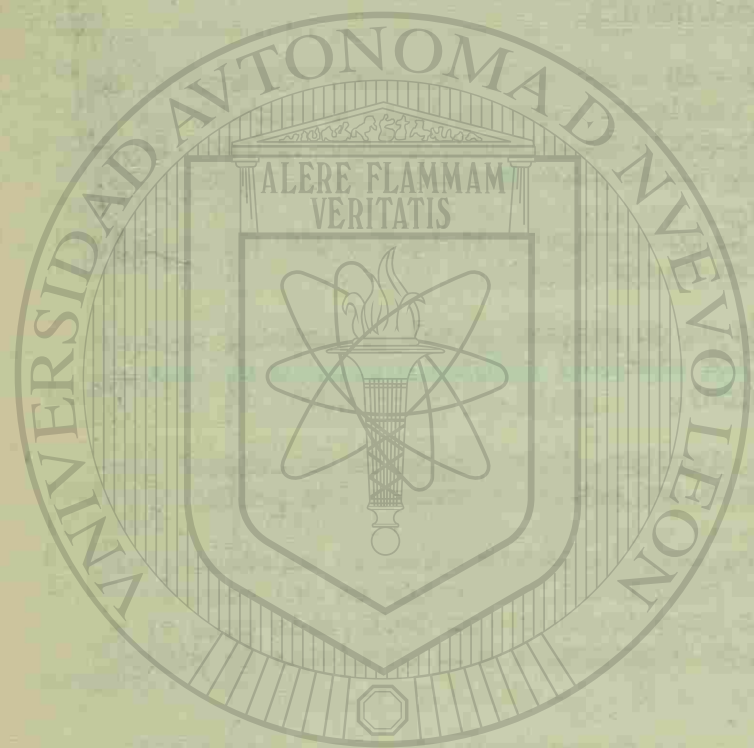
#### 4-9 LEYES DE LA TERMODINÁMICA.

La relación  $\Delta G = \Delta H - \Delta S$  es la ecuación fundamental de una gran estructura intelectual que se llama *termodinámica química*. Como consecuencia de la termodinámica química figuran tres leyes fundamentales experimentales de la naturaleza.

1. La ley de la conservación de la energía (la energía del universo es constante).
2. La entropía de un sistema tiende a aumentar espontáneamente (los sistemas tienden a estados de creciente ordenación).
3. En el cero absoluto, la entropía de un cristal perfecto es cero (un estado de ordenación perfecto).

La termodinámica, como la teoría atómica, representa el más alto nivel de las conquistas intelectuales del hombre. La ignorancia de esas conquistas es tan deplorable como el desconocer la poesía de Shakespeare o la escultura de Miguel Ángel.





## CINÉTICA QUÍMICA.

Si nos pudiéramos a observar las cantidades de energía que se derivan de las reacciones químicas nos quedaríamos asombrados, los beneficios que nos brindan son con fines industriales y prácticos. Por ejemplo, la electricidad proviene de plantas generadoras de vapor, en las que la combustión del gas natural, petróleos, combustibles o carbón, se emplean como fuentes de energía para producir vapor. La energía de los automóviles de motor de combustión interna, proviene de la energía de combustión de la gasolina. Hasta hace algunos años, la fuente primordial de energía lo constituía la combustión de combustibles fósiles, sin embargo, las grandes necesidades de abastecer al mundo actual de energéticos, han abierto el camino hacia una fuente inagotable de energía: el Sol.

El uso de reacciones químicas como fuente de energía está basada en los cambios de energía que ocurren durante dicha reacción y sus propias velocidades de reacción.

Al finalizar, el alumno deberá ser capaz de:

## OBJETIVOS .

- 1.- Diferenciar los significados de los términos: cinética, química y termodinámica.
- 2.- Mencionar cuando menos 3 de las técnicas usadas para la medición de las velocidades de reacción.
- 3.- Identificar el paso que determina la velocidad de una reacción cuando ésta está dada en varios pasos.



- 4.- Explicar la importancia de las colisiones moleculares en la ejecución de una reacción química.
- 5.- Definir y explicar la importancia de los mecanismos de reacción.
- 6.- Definir cómo reconocer la expresión de la ley de la velocidad de reacción.
- 7.- Explicar la relación entre las rupturas de enlace y la velocidad de una reacción.
- 8.- Demostrar los efectos de la temperatura y concentración de los reaccionantes en la velocidad de una reacción.
- 9.- Definir a qué llamamos umbral de energía.
- 10.- Explicar la teoría del complejo activado.
- 11.- Demostrar la importancia del uso de catalizadores en una reacción, así como diferenciar entre catalizador heterogéneo y catalizador homogéneo.
- 12.- Definir el término quimioadsorción.
- 13.- Definir el concepto de enzima.

Para que puedas cumplir con los objetivos que esta unidad te pide, deberás seguir el siguiente:

#### PROCEDIMIENTO.

- 1.- Deberás leer todo el capítulo detenidamente.
- 2.- Para que puedas comprender mejor los objetivos de esta unidad, observa detenidamente las reacciones que se pudieran presentar en las prácticas de laboratorio discutiéndolas con tus compañeros y consultando a tu maestro.

tiéndolas con tus compañeros y consultando a tu maestro.

Al finalizar el trabajo que te indica el procedimiento de aprendizaje, procura hacer un autoanálisis honesto sin recurrir a tus apuntes o libro de texto y resuelve la siguiente autoevaluación, la cual entregarás como requisito para presentar tu unidad.

#### AUTOEVALUACIÓN.

I.- Subraya el inciso correcto.

1.- Una reacción en cadena comprende:

- 0) Un paso que las inicie.
- 1) Pasos de propagación y radicales libres.
- 2) Reacción neta.
- 3) Todas las anteriores.
- 4) Ninguno.

2.- Es el enunciado de un principio de la cinética química:

- 0) Si el mecanismo de reacción no es de un solo paso la velocidad de la reacción es rápida.
- 1) La ruptura de un enlace covalente suele ser el paso más lento.
- 2) Si la reacción implica solamente formación de enlaces iónicos, es lenta.
- 3) La 1 y 2 son correctas.
- 4) Ninguna.

3.- El estudio de las velocidades de las reacciones químicas y el proceso comprendido entre el estado inicial y el estado final de dichas reacciones. Esto es la definición de:

- |                  |                      |
|------------------|----------------------|
| 0) Termoquímica. | 1) Cinética química. |
| 2) Ictioquímica. | 3) Estequioquímica.  |
| 4) Ninguno.      |                      |



4.- La velocidad de una reacción química está determinada por :

- 0) La velocidad del paso más lento en la secuencia de reacciones.
- 1) La velocidad del paso más rápido en la secuencia de reacciones.
- 2) La temperatura del paso intermedio.
- 3) La 1 y 2 son correctas.
- 4) Ninguna.

## CAPÍTULO V

### CINÉTICA QUÍMICA

En este capítulo trataremos uno de los aspectos más importantes de las reacciones químicas: ¿con qué rapidez se efectúan tales reacciones? ¿por medio de qué proceso o mecanismo se llevan a cabo? ¿hasta qué grado se forman los productos deseados? Veremos además los factores que influyen tanto en las velocidades como en los enlaces de las reacciones químicas. En general, una reacción química se describe mediante una representación gráfica llamada ecuación química, pero aún en algunas de las reacciones más simples como por ejemplo,



El mecanismo real no queda aclarado con la ecuación estequiométrica, más bien, la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno implica una serie de pasos, algunos de los cuales se efectúan muy rápidamente, y otros más lentamente. Por aplicación de los principios de la cinética de reacción podemos saber cuales son estos pasos.

#### 5.1 CINÉTICA QUÍMICA Y TERMODINÁMICA QUÍMICA.

Un principio fundamental de la termodinámica química es que, el cambio de energía entre reaccionantes iniciales y productos finales de una reacción, es independiente de la clase y número de estados intermedios producidos. El mismo cambio completo de energía se produce en una reacción, con independencia de como ésta se realice. De esto podemos deducir un corolario. *Los cambios de energía en una reacción química son independientes del tiempo.*

Si una reacción se produce en una milésima de segundo o en mil años, se desprende o se absorbe la misma cantidad de



4.- La velocidad de una reacción química está determinada por :

- 0) La velocidad del paso más lento en la secuencia de reacciones.
- 1) La velocidad del paso más rápido en la secuencia de reacciones.
- 2) La temperatura del paso intermedio.
- 3) La 1 y 2 son correctas.
- 4) Ninguna.

## CAPÍTULO V

### CINÉTICA QUÍMICA

En este capítulo trataremos uno de los aspectos más importantes de las reacciones químicas: ¿con qué rapidez se efectúan tales reacciones? ¿por medio de qué proceso o mecanismo se llevan a cabo? ¿hasta qué grado se forman los productos deseados? Veremos además los factores que influyen tanto en las velocidades como en los enlaces de las reacciones químicas. En general, una reacción química se describe mediante una representación gráfica llamada ecuación química, pero aún en algunas de las reacciones más simples como por ejemplo,



El mecanismo real no queda aclarado con la ecuación estequiométrica, más bien, la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno implica una serie de pasos, algunos de los cuales se efectúan muy rápidamente, y otros más lentamente. Por aplicación de los principios de la cinética de reacción podemos saber cuales son estos pasos.

#### 5.1 CINÉTICA QUÍMICA Y TERMODINÁMICA QUÍMICA.

Un principio fundamental de la termodinámica química es que, el cambio de energía entre reaccionantes iniciales y productos finales de una reacción, es independiente de la clase y número de estados intermedios producidos. El mismo cambio completo de energía se produce en una reacción, con independencia de como ésta se realice. De esto podemos deducir un corolario. *Los cambios de energía en una reacción química son independientes del tiempo.*

Si una reacción se produce en una milésima de segundo o en mil años, se desprende o se absorbe la misma cantidad de



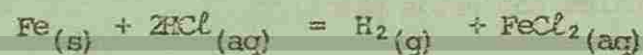
energía. El conocimiento de las propiedades termodinámicas de un sistema de reacción revela parte de la historia del sistema; esta se complementa conociendo la cinética química.

Por ejemplo, si conocemos las propiedades termodinámicas del hidrógeno, del oxígeno y del vapor de agua, podemos predecir que ambos gases reaccionarán espontáneamente, con la evolución de energía para formar vapor de agua. Sin embargo, cuando estos gases se mezclan a la temperatura ordinaria, la velocidad de reacción es extraordinariamente lenta. Las propiedades cinéticas de esta reacción son tales que es necesario, para iniciar la reacción, añadir alguna energía. Una vez iniciada puede proseguir con una rapidez explosiva. Así, el conocimiento de las propiedades termodinámicas y cinéticas de una reacción química nos da un cuadro más completo del fenómeno.

La termodinámica se aplica solamente a las reacciones completas (a los estados inicial y final). La cinética nos muestra el proceso comprendido entre el estado inicial y final.

## 5.2 REACCIONES LENTAS Y VELOCIDADES DE REACCIÓN.

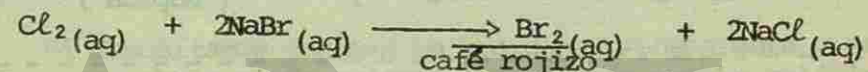
Si colocamos hierro en una solución de ácido clorhídrico, hay evidencia de una reacción porque se desprende hidrógeno gaseoso.



Un trozo de cinc sumergido en ácido clorhídrico origina un desprendimiento más rápido de gas hidrógeno. Por otra parte, una pieza de oro no da señales de que reaccione, evidentemente la velocidad de una reacción química, está determinada en primer lugar, por la naturaleza de las sustancias. Se han ideado muchas técnicas para determinar la velocidad de reacción. En todas se mide el cambio en la concentración de uno de los componentes de la reacción: para un reactante la disminución de la concentración; para un producto, el aumento de concentración. En una técnica, se mezclan los reaccionantes para iniciar la reacción y, periódicamente se

separa una pequeña muestra, analizando sus concentraciones. En muchos casos, antes del análisis, la pequeña muestra se enfría rápidamente para impedir que continúe la reacción mientras se hace el análisis, ya que un descenso de la temperatura origina un descenso en la velocidad de reacción.

Muchas veces, es posible medir alguna propiedad que refleja la concentración con el tiempo sin sacar muestras. Se consigue midiendo alguna propiedad física que se relacione con la concentración de una especie. Por ejemplo, si la reacción va acompañada de un cambio de color, puede ser medida la intensidad del color y relacionarla con el cambio de concentración. Así, cuando se añade color a una solución de bromuro.



El aumento en la intensidad del color café rojizo del Bromo es directamente proporcional al incremento de concentración. Cuando se sumerge una barra de cinc en una solución del sulfato de cobre (II), se puede relacionar la gradual disminución de la intensidad de color azul del sulfato de cobre con su decreciente concentración.

En las reacciones entre los gases, se puede utilizar los cambios de presión que ocurren a medida que avanza la reacción. Por ejemplo, en la reacción, a temperatura elevada, entre hidrógeno y monóxido de nitrógeno gaseoso, se convierten cuatro moles de reaccionantes gaseosos en tres moles de productos gaseosos.



Al avanzar la reacción, disminuye la presión. Según las leyes de los gases, podemos convertir la disminución de la presión por unidad de tiempo en disminución de la cantidad de reaccionantes por unidad de tiempo. Los cambios de presión medidos pueden convertirse en velocidades de reacción calculados.



### 5.3 REACCIONES QUÍMICAS DE VARIOS PASOS.

Para la mayoría de las reacciones, la reacción total no ocurre en uno, sino en varios pasos. Por ejemplo, una reacción química total neta puede representarse por la ecuación:



Sin embargo, esa reacción puede ser el resultado de una secuencia de tres o más reacciones, como por ejemplo.



En este caso, hay que tener en cuenta que la entalpía de reacción neta es la diferencia entre la entalpía de los reaccionantes ( $2A+2B+C$ ) y los productos ( $D+F$ ), y que no dependen de las etapas sucesivas. Como la reacción intermedia (2) es mucho más lenta que las reacciones (1) y (3), la velocidad de reacción neta para la producción de ( $D+F$ ) a partir de ( $2A+2B+C$ ) está determinada por la velocidad de reacción lenta (2).

La velocidad de una reacción química está determinada por la velocidad del paso más lento en la secuencia de las reacciones. Es una conclusión más o menos evidente basada en la experiencia. Si en una fila de automóviles que se desplazan por una carretera angosta, uno avanza a 40Km/h; entonces, los que van atrás, aunque puedan avanzar a 100Km/h, tienen que seguir a la velocidad del automóvil lento, 40Km/h.

### 5.4 LAS REACCIONES OCURREN CUANDO EXISTEN COLISIONES.

Para que ocurra una reacción química, se supone que chocan entre sí las moléculas reaccionantes. Durante la colisión, hay una transferencia de energía; si la colisión es favorable se rompen enlaces químicos, se forman nuevos enlaces y los reaccionantes se convierten en productos. Para la reacción general (sección 5.3) deben ocurrir tres colisiones separadas que conduzcan a la conversión neta de los reaccionantes en productos. Los dos pasos de reacciones rápidas ( $A + B \longrightarrow C$ ) y ( $A + E \longrightarrow F$ ) implican colisiones bimoleculares: sólo se necesitan dos átomos para la colisión y reacción. Para la reacción lenta ( $2C+B \longrightarrow D+F$ ) es necesaria una reacción trimolecular.

Si depositamos canicas en una caja transparente y se sacuden, una observación cuidadosa revelaría muchas colisiones entre dos canicas, pero sólo muy pocas entre tres canicas. Podemos concluir que las colisiones entre dos partículas (dos cuerpos) son más probables que entre tres partículas (tres cuerpos).

Las colisiones simultáneas entre cuatro o más partículas son tan raras que no se toman en cuenta. Ya que una reacción química implica colisiones, es de esperar que las que requieren colisiones trimoleculares sean más lentas que las que sólo requieren colisiones bimoleculares, en igualdad de condiciones. Ahora se entiende porqué la reacción intermedia (2) es lenta.

### 5.5 MECANISMOS DE REACCION.

La secuencia de los pasos que intervienen en la reacción total se conoce como el mecanismo de reacción. Por lo general, es difícil determinarlo correctamente midiendo el cambio que ocurre en la velocidad de reacción, por los cambios de concentración que ocurren en los reaccionantes, es posible decidir el paso lento que determina la velocidad. Si sólo intervienen unos cuantos pasos en el mecanismo de reacción total, el conocer cuál es el paso más lento, permite a su vez -



al investigador seguir los otros pasos.

La determinación del mecanismo de reacción requiere, todavía una cuidadosa e imaginativa experimentación. Una de las facetas más interesantes del estudio de los mecanismos de reacción es nuestra incapacidad actual para predecir exactamente, el mecanismo en una reacción de la reacción neta.

En las reacciones químicas de los halógenos. En la fase gaseosa, el yodo reacciona con el hidrógeno:



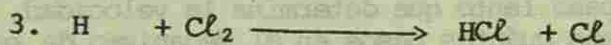
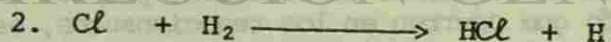
Durante muchos años, se había afirmado que esta reacción es un simple mecanismo que implica colisiones bimoleculares entre moléculas de hidrógeno y yodo. Sin embargo - investigaciones más recientes indican que el mecanismo es, en realidad completamente diferente y mucho más complejo. De hecho parece ser similar a la reacción entre los gases de hidrógeno y cloro:



Los gases hidrógeno y cloro reaccionan por un mecanismo en *cadena*. El paso que *inicia* el mecanismo en *cadena* implica la disociación de las moléculas de cloro en átomos de cloro al absorber energía radiante:

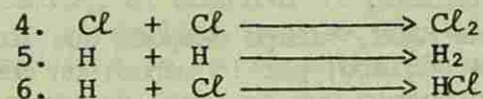


Los átomos de cloro energéticos, conocidos como *radicales libres*; tienen un electrón desapareado, pero sin carga neta y forman parte de los *pasos de propagación en cadena* - después de chocar con las moléculas de hidrógeno:

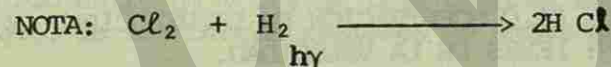
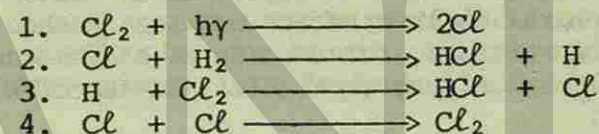


Los pasos de propagación en cadena son aquellas reacciones que continúan la formación de los radicales libres.

Mientras estén presentes radicales libres de hidrógeno atómico y cloro atómico, se producirá una reacción en cadena con la formación continua de moléculas de cloruro de hidrógeno. Sin embargo, pueden ocurrir reacciones que eliminen del sistema a los radicales libres energéticos. Los pasos que rompen la cadena son los siguientes:



Así podemos plantear el siguiente mecanismo complejo - hipotético en cuatro pasos de la reacción en cadena para la formación de HCl a partir del H<sub>2</sub> y Cl<sub>2</sub> en el estado gaseoso:



Por consiguiente, no es posible deducir el mecanismo de una reacción a partir del cambio químico neto que ocurre.

## 5.6 RUPTURA DE ENLACE Y VELOCIDAD DE REACCIÓN.

Anteriormente, vimos que muchas de las reacciones que se efectúan en soluciones son instantáneas. Sin embargo, esto no significa que todas esas reacciones sean instantáneas. En muchos casos la velocidad de reacción es bastante lenta. Un ejemplo de dichas reacciones es la precipitación del MgNH<sub>4</sub>PO<sub>4</sub> a partir de soluciones de MgCl<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub> y Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>:





Si el mecanismo de reacción no es una combinación sencilla y de un solo paso, es más probable que la velocidad sea lenta.

Una reacción que se estudiará en el laboratorio es la conocida como reacción del reloj del formoldehído. Cuando se mezclan juntos formoldehído, bisulfito de sodio, sulfito de sodio y agua, reaccionan uno de los productos es hidróxido de sodio.

La aparición de NaOH, tiempo después que los reaccionantes se han mezclado sugiere, por lo menos, un mecanismo de dos pasos, es más probable que se trate de varios pasos. Por lo menos uno de estos supone la ruptura de los enlaces covalentes H-O en la molécula de agua. El estudio de muchos mecanismos de reacción ha enseñado a los químicos que la ruptura de enlaces covalentes suele ser el paso más lento. Las reacciones son, generalmente muy rápidas. Esto lleva a otro principio general de la cinética química: cuando no se rompen enlaces covalentes, la reacción es ordinariamente rápida cuando se rompen enlaces covalentes, la reacción es generalmente lenta.

#### 5.7 EFECTO DE LA CONCENTRACIÓN EN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN: LEYES DE LA VELOCIDAD.

Hasta aquí hemos aprendido que el número de moléculas que deben chocar simultáneamente y las clases de enlaces químicos que se rompen, determinan la velocidad total de la reacción. Otros dos factores que pueden afectar intensamente dicha velocidad son la concentración y temperatura de los reaccionantes.

Se ha comprobado que la velocidad de una reacción es proporcional al producto de las concentraciones de los reaccionantes. Si aumenta la concentración de uno de los reaccionantes que intervienen la velocidad de las reacciones aumentará. Así, la combustión que ocurre lentamente en el aire (21% de oxígeno) será mucho más rápida en oxígeno puro. Esto se puede comprobar fácilmente observando una astilla ardiendo al pasarla del aire a una muestra de oxígeno puro.

Podemos examinar la dependencia cuantitativa de las velocidades de reacción entre  $H_2$  y  $Cl_2$  en fase gaseosa se ha comprobado que una mezcla de  $H_2$  y  $Cl_2$ , cada uno a la presión parcial de 0.5 atm, reacciona a una determinada velocidad. Si en otra mezcla de  $H_2$  y  $Cl_2$ , en el  $H_2$  está a la presión parcial de una atmósfera y el  $Cl_2$  permanece a 0.5 atm. la velocidad de reacción medida es dos veces más rápida que la primera mezcla. La presión parcial de un gas es una medida de su concentración, al duplicar la presión parcial o la concentración de  $H_2$  se duplica la velocidad de reacción, la velocidad es proporcional a la concentración de  $H_2$ :

$$\text{Velocidad} \propto [H_2]$$

El corchete simboliza la concentración de una sustancia expresada en moles por litros (mol/l). Si se estudia una tercera mezcla en la que se mantiene a 0.5 atm. la presión parcial de  $H_2$ , pero con la presión parcial del  $Cl_2$  a 1.0 atm., nuevamente se encuentra que la velocidad es doble con respecto a la primera mezcla. Por lo tanto: velocidad  $\propto [Cl_2]$ .

Combinando resultados, deducimos que la velocidad de la reacción entre  $H_2$  y  $Cl_2$  en fase gaseosa es proporcional al producto de las concentraciones de ambos gases:

$$\text{Velocidad} \propto [H_2] [Cl_2]$$

o sea

$$\text{Velocidad} = K [H_2] [Cl_2]$$

La constante de proporcionalidad  $K$  es la constante de la velocidad de reacción, la expresión completa se llama ley de la velocidad de reacción y se ha deducido experimentalmente. ®

#### 5.8 EFECTO DE LA TEMPERATURA SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCIÓN.

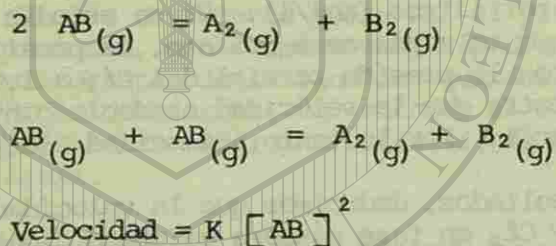
En una observación común que cuando se eleva la temperatura de un sistema de reacción, aumenta la velocidad de la misma. Una regla empírica es que la velocidad de reacción se duplica por cada aumento de  $10^\circ C$  en la temperatura.



Consideramos esta relación detalladamente si utilizamos el modelo en que las moléculas deben entrar en colisión para reaccionar, la explicación parecerá muy directa. A medida que la temperatura se eleva aumenta la velocidad molecular. Las moléculas chocan con más frecuencia, así la velocidad de reacción aumenta porque aumenta la frecuencia de las colisiones al elevarse la temperatura, como sucede con la concentración.

### 5.9 COLISIONES MOLECULARES.

No todas las colisiones producen una reacción si un gas se descompone mediante un mecanismo de colisión bimolecular, la velocidad de descomposición debe ser proporcional al cuadro de la concentración.



Se puede calcular que un mol de  $\text{AB (g)}$  a temperatura ambiente y a una atmósfera de presión, ocurre cada segundo aproximadamente  $10^{28}$  colisiones moleculares en cada mililitro de volumen gaseoso. Como bajo estas condiciones, hay menos de  $10^{20}$  moléculas en cada mililitro de gas, deberíamos esperar que todas las moléculas chocarán, y por lo tanto, que reaccionarán en menos de una millonésima de segundo.

Sin embargo, experimentalmente la reacción no es rápida esto nos obliga a reconsiderar nuestro concepto fundamental en el modelo de reacciones por colisión. Concluir que no toda colisión produce una reacción, de hecho sólo un porcentaje muy pequeño del número total de colisiones da lugar a una reacción. En la mayoría de las colisiones las dos moléculas chocan y rebotan sin que se verifique una reacción química.

Debemos modificar nuestro modelo de reacciones por colisión. Habrá que considerar la energía de la colisión. No basta que las moléculas choquen para que reaccionen, deben chocar con energía suficiente para efectuar rupturas de enlace, el mínimo de energía requerido para romper los enlaces e iniciar una reacción química se llama umbral de energía de activación.

Anteriormente hemos visto que las energías cinéticas moleculares medias son función de la temperatura; así podemos explicar por que son relativamente pocas las colisiones moleculares que originan una reacción, para simplificar, consideramos que una molécula en una colisión bimolecular es estacionaria, entonces la energía total de colisión será la energía cinética de la segunda molécula que choca con la estacionaria. Las moléculas de gas tienen una energía cinética media que aumenta con la temperatura a una temperatura dada, unas moléculas tendrán una energía cinética inferior a la media, y otras por encima de la media. Así, para cada temperatura, hay una distribución de energías cinéticas en torno al valor promedio. ( ver figura 5.1 ).

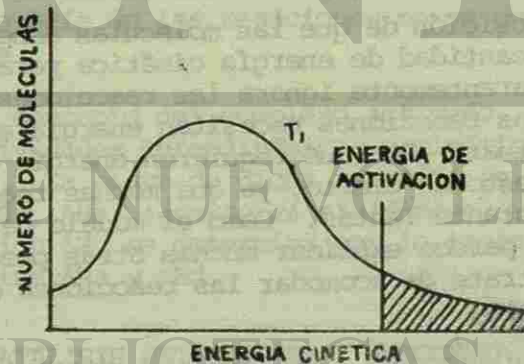


Figura 5.1



En nuestro caso simplificado, puede ocurrir una reacción en la colisión bimolecular cuando la energía cinética de la segunda molécula es mayor que la energía de activación; si ésta es alta, sólo pocas moléculas tienen energía suficiente para efectuar la reacción. ( Ver fig. 5-1).

Podemos probar este modelo que es necesario que sea igual o que se sobrepase la energía de activación para que una colisión origine una reacción. Considere el efecto de la temperatura sobre la distribución de las energías de colisión. De nuevo, suponiendo que en una colisión biomolecular una molécula es estacionaria, vemos que a la mayor temperatura hay más moléculas que tienen la mínima energía de colisión que se requiere para la reacción (figura 5-2). Es una consecuencia del cambio en la curva de la distribución de la energía que tiene más moléculas de altas energías a más alta temperatura. Es decir, que la velocidad de reacción crece al aumentar la temperatura hecho comprobado experimentalmente. Resumiendo, *la velocidad de una reacción depende de la frecuencia de colisiones (efecto de concentración y temperatura) y de la energía de la colisión (efecto de temperatura).*

### 5.10 TEORÍA DEL COMPLEJO ACTIVADO.

La proposición de que las moléculas deben poseer una determinada cantidad de energía cinética para que ocurra una reacción, aparentemente ignora las reacciones exotérmicas. ¿Por qué estas reacciones necesitan energía adicional para poderse efectuar? ¿Por qué requieren energía de activación? Sabemos que esto es cierto, ya que muchas reacciones exotérmicas son bastante lentas. Como el modelo de las reacciones por colisión parece explicar muchas otras preguntas, es lógico que se trate de acomodar las reacciones exotérmicas en el mismo modelo.

Observemos la reacción general:



Supongamos que A y B chocan, formando momentáneamente una nueva especie:



donde (A y B), la nueva especie, se denomina *complejo activado*,  $\Delta H_a$  es la entalpia de activación. Poco después de su formación, el complejo activado se descompone formando los productos de la reacción:



siendo  $\Delta H_d$  el cambio de entalpia en el proceso de descomposición. La reacción neta es por lo tanto:



Este modelo de reacción química, en el que hay un paso intermedio (la formación de un complejo activado), es muy posible. Al chocar las moléculas tiene que ocurrir una transposición de los átomos para formar nuevos enlaces químicos. Si se han de formar productos de las reaccionantes tales reagrupamientos podrían ocurrir en un complejo activado. Desde que surgió la idea del complejo activado, se han observado muchos de ellos, sin embargo, su "vida" es tan breve que en la mayoría de las reacciones no es posible la observación directa.

Con el concepto del complejo activado, podemos relacionar las actividades termodinámicas y cinéticas de un sistema de reacción. La clave de dicha reacción es que la entalpia de activación,  $\Delta H_a$ , siempre es exotérmica. La entalpia neta de la reacción  $\Delta H$ , se determina por lo tanto mediante la diferencia entre  $\Delta H_a$  y  $\Delta H_d$ .

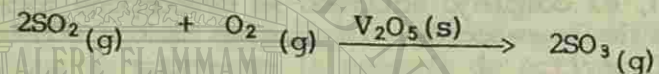
### 5.11 CATALISIS HETEROGÉNEA Y HOMOGÉNEA.

Es sabido que el dióxido de manganeso sólido cataliza la descomposición del peróxido de hidrógeno acuoso.





Muchas reacciones en fase gaseosa son catalizadas por sólidos, un método industrial para la fabricación de ácido sulfúrico implica la oxidación del dióxido de azufre a trióxido de azufre, usando pentóxido de vanadio sólido como catalizador:

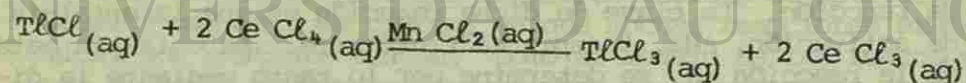


Un catalizador que no está en el mismo estado físico que los reaccionantes se llama *catalizador heterogéneo*. Se cree que cuando se usa un catalizador heterogéneo, uno de los reaccionantes se une a la superficie de este catalizador por un proceso llamado "quimioadsorción". Esto permite a los reaccionantes reaccionar con una menor energía de activación.

Si el catalizador tiene la misma forma que los reaccionantes, se llama *catalizador homogéneo* y en el procedimiento de las cámaras de plomo, otro método para fabricar ácido sulfúrico, la oxidación del  $\text{SO}_2$  gaseoso hasta  $\text{SO}_3$ , es catalizada por el dióxido de nitrógeno gaseoso,  $\text{NO}_2$ :



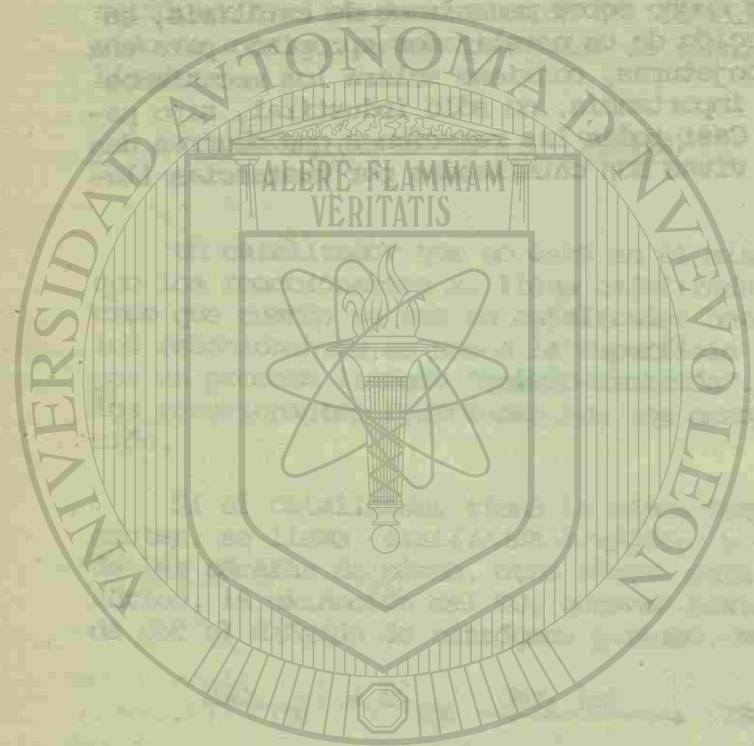
La reacción entre cloruro de talio (I) y cloruro de cerio (IV) es catalizada por una pequeña cantidad de cloruro de manganeso (II) acuoso:



En ambas reacciones con catalizadores homogéneos, es probable que el catalizador intervenga en una serie de pasos que sólo implica colisiones bimoleculares, mientras que las reacciones sin catalizadores podrían implicar etapas trimoleculares en su mecanismo de reacción.

Aunque los catalizadores se utilizan mucho en la industria falta aprender mucho sobre mecanismos de catálisis, en gran parte la selección de un catalizador apropiado para una reacción implica conjeturas, conviene aclarar los mecanismos catalíticos por su importancia, no sólo industrial, sino para la vida misma. Casi todas las reacciones que ocurren dentro de las células vivas son catalizadas por sustancias llamadas *enzimas*.





## ACIDOS Y BASES.

Michael Faraday, científico inglés, llamó electrolitos a aquellas sustancias que disueltas en agua conducen a la corriente eléctrica y llamó a las soluciones no conductoras no electrolitos.

Las sustancias pueden así dividirse en dos grupos; electrolitos y no electrolitos.

Al primer grupo, pertenecen las sustancias de que nos ocuparemos en este capítulo, es decir, los ácidos y las bases. También en este grupo están comprendidas las sales.

El azúcar, la glicerina, el alcohol y la urea, son ejemplos de la segunda clase de sustancias llamadas no electrolitos.

En cuanto a la nomenclatura de los ácidos, podemos decir que aquellos ácidos que no contienen oxígeno (hidrácidos) tienen el sufijo "hídrico"; ejemplos: HCl ácido clorhídrico, HBr, ácido bromhídrico,  $H_2S$ , ácido sulfhídrico.

Los ácidos oxigenados (oxácidos) se diferencian por el número de átomos de oxígeno que contienen por ejemplo:  $HClO_4$  es ácido perclórico,  $HClO_3$  ácido clórico,  $HClO_2$  ácido cloroso y  $HClO$  ácido hipocloroso.

Encuanto a las bases, éstas se denominan generalmente álcalis, cuando son hidróxidos de los metales alcalinos y alcalinotérreos, por ejemplo:

LiOH,	hidróxido de litio.
NaOH,	hidróxido de sodio.
KOH,	hidróxido de potasio, etc.



Sin embargo, existen otras sustancias que actúan como bases, por ejemplo el amoníaco y el agua para las que no se aplica el nombre de álcalis.

#### OBJETIVOS.

- 1.- De acuerdo con la teoría de Arrhenius, define el concepto de ácido y el de base.
- 2.- De acuerdo con Bronsted Lowry, define el concepto de ácido y el de base.
- 3.- Identificar y saber representar la ecuación general de neutralización ácido-base y explicar su fundamento.
- 4.- Explicar con tus propias palabras:
  - a) El anfoterismo.
  - b) Sustancia amortiguadora.
- 5.- Cómo se establecen las escalas de fuerza ácido o básica.
- 6.- ¿A qué se llama "efecto de nivelación del agua sobre la fuerza ácida"?
- 7.- Enuncia la teoría de Lewis.
- 8.- Enuncia 3 propiedades de los ácidos y 3 de las bases
- 9.- Definir y explicar qué es hidrólisis.
- 10.- Con tus propias palabras explica el concepto y significado del pH en una solución.
- 11.- Calcular el pH de una solución cuya concentración molar es conocida.
- 12.- Menciona algunos indicadores de pH y su utilidad

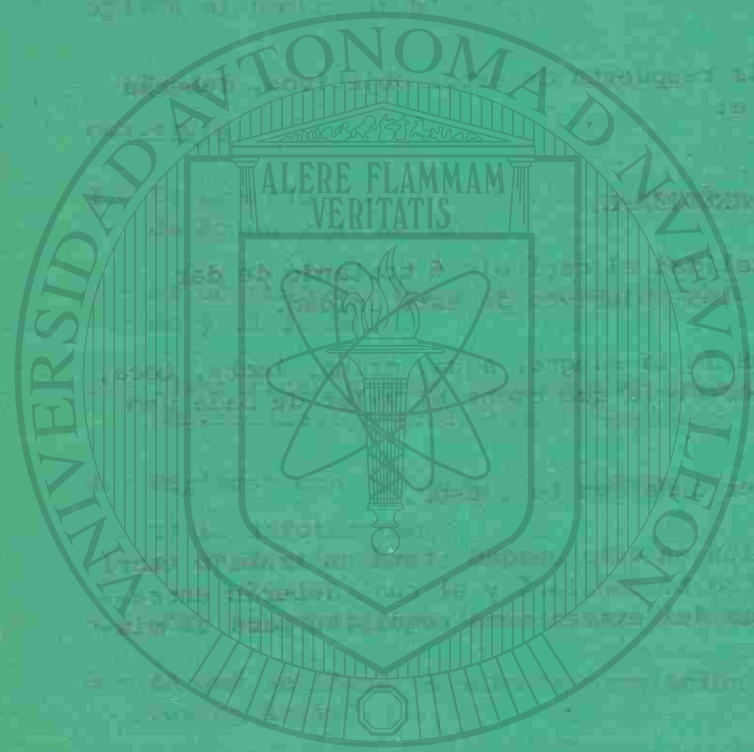
- 13.- Menciona algunas aplicaciones prácticas de los ácidos y las bases.

Para obtener la respuesta de estos objetivos, deberás emplear el siguiente:

#### PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE.

- 1.- Leer en su totalidad el capítulo 6 tratando de dar contestación a los objetivos de esta unidad.
- 2.- Consulta los pH de la sangre, agua, orina, leche, boca, citando la importancia que tiene el valor de cada uno de ellos.
- 3.- Aclara cualquier duda con tu asesor.
- 4.- La autoevaluación en esta unidad será un trabajo escrito que el maestro te señalará y el cual deberás entregar un día antes del examen como requisito para el mismo.





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL

## CAPÍTULO VI.

### ACIDOS Y BASES.

A quien inicia sus estudios en esta materia, la gran diversidad de compuestos químicos representa un conjunto abundante y complicado. El número de compuestos inorgánicos, y el número aún mayor de compuestos orgánicos (algunos cálculos llegan hasta el millón de compuestos en total) y son la causa de que se pierda la esperanza de familiarizarse siquiera con una pequeña parte de ellos. En este capítulo veremos muchas de esas sustancias en unos cuantos grupos que comprenden varios compuestos y discutiremos sus características comunes. Aunque puede haber grandes diferencias en algunas propiedades de los miembros de un grupo dado, estas clasificaciones nos permitirán organizar una parte de la química.

#### 6-1 CONCEPTOS ÁCIDO-BASE.

Los términos ácido y base se aplican a dos grupos de compuestos con una serie de características opuestas. Las definiciones específicas de los términos varían de acuerdo con los hechos estructurales particulares del compuesto, o con los aspectos del comportamiento químico en los que se va a poner énfasis. Algunas definiciones son más restringidas que otras y por eso requieren una menor cantidad de conocimientos. Por otro lado, mientras menos restringidas sean las definiciones aplicadas, más lejanas serán las semejanzas en las propiedades de las sustancias así definidas. Para diferentes aplicaciones se necesitan diferentes conceptos ácido-base. Examinaremos tres de ellos que encuentran aplicaciones extensas.



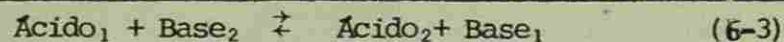
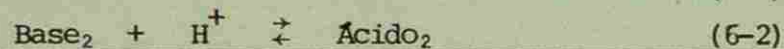
*Concepto de Arrhenius.* En el concepto de Arrhenius, un ácido se define como una sustancia que en solución acuosa desprende protones y una base es una sustancia que en solución acuosa desprende iones hidroxilos. Ciertas sustancias que en solución acuosa pueden dar ambos,  $H^+$  y  $OH^-$ , se llaman anfóteras. Una reacción de neutralización entre un ácido y una base produce una sal y agua.



Este fue el primer concepto moderno de ácidos y bases y aún sirve como fundamento para la nomenclatura química de los mismos. La definición está restringida en el sentido de que el concepto se limita al disolvente agua; sin embargo, muchas reacciones químicas de naturaleza similar pueden llevarse a cabo en disolventes no acuosos y en reacciones sin muchas sustancias que tienen propiedades básicas en solución acuosa. El concepto es útil por su relación con la nomenclatura y porque con él se describen apropiadamente muchas reacciones de neutralización en solución acuosa.

*Concepto de Bronsted Lowry.* De acuerdo con este concepto, un ácido es una sustancia que desprende protones (un donador de protones) y una base es una sustancia que se combina con protones (aceptor de protones). Las reacciones de neutralización implican una transferencia de protones. Las sales son únicamente agregadas de iones que se producen en algunas, pero no en todas las reacciones de neutralización.

Al perder un protón, un ácido forma una base, puesto que por la reacción inversa, la sustancia formada puede ganar un protón. Del mismo modo una base forma un ácido al ganar un protón, estas relaciones se pueden representar con ecuaciones para una reacción de neutralización.



Entonces, vemos que una reacción de neutralización es una competencia por los protones entre dos bases. El ácido y la base representados en la ecuación (6-1 y 6-2) son un par conjugado; esto es, un ácido forma su base conjugada al perder un protón y una base forma su ácido conjugado cuando gana un protón. En la ecuación 6-3 las sustancias con el mismo subíndice son pares conjugados. Este concepto se puede ilustrar con algunos ejemplos:

	Acido		Base		Acido		Base
1	$H_3O^+$	+	$OH^-$	$\rightleftharpoons$	$H_2O$	+	$H_2O$
2	$HCl$	+	$H_2O$	$\rightleftharpoons$	$H_3O^+$	+	$Cl^-$
3	$H_2O$	+	$NH_3$	$\rightleftharpoons$	$NH_4^+$	+	$OH^-$
4	$H_2O$	+	$CO_3^{2-}$	$\rightleftharpoons$	$HCO_3^-$	+	$OH^-$
5	$H_2O$	+	$HCO_3^-$	$\rightleftharpoons$	$H_2CO_3$	+	$OH^-$

La primera ecuación es una reacción de neutralización tanto en el concepto de Arrhenius, como en el de Bronsted Lowry, pero debido a que el primero consideraba bases sólo al ion hidróxilo ( $OH^-$ ), las otras reacciones según él están excluidas.

Obsérvese que en las ecuaciones 2 y 3 el agua actúa como base y como ácido respectivamente. De acuerdo con este concepto, el agua es anfótera, lo mismo que otras sustancias que pueden donar o aceptar protones. Funciona como un ácido en presencia de bases más fuertes que ella ( $NH_3$ ) y como una base en presencia de un ácido también más fuerte que ella ( $HCl$ ). Las posiciones de los equilibrios dados anteriormente dependen en cada caso de las posibilidades relativas de ambos ácidos para donar protones o de ambas bases para aceptar protones. Así, la ecuación 2 es para una reacción en el equilibrio que va bastante hacia la derecha, porque el  $HCl$  es un donador de protones mucho más fuerte que el ion  $H_3O^+$  y el ion  $Cl^-$  es un aceptor de protones mucho más pobre que el  $H_2O$ . Obsér-



vese que la base conjugada de un ácido fuerte es una base débil. Así,  $\text{Cl}^-$  la base conjugada del ácido fuerte  $\text{HCl}$ , es un aceptor de protones pobres, por el contrario, la base conjugada de un ácido débil es una base fuerte. El ácido débil  $\text{H}_2\text{O}$  tiene una base conjugada fuerte  $\text{OH}^-$ .

Estas relaciones permiten establecer escalas de fuerza ácida o básica, la fuerza ácida relativa de los donadores de protones se mide por el grado hasta el que llegan las reacciones en equilibrio con una base común. La fuerza básica de los aceptores de protones se establece de un modo similar.

La tabla 6-1 enlista varias sustancias familiares acomodadas en orden decreciente de fuerza ácida.

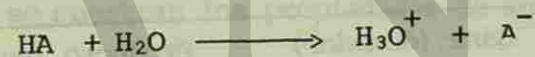
TABLA 6-1. Reacciones ácido base en agua.

Ácido				Base
$\text{HClO}_4$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+$ + $\text{ClO}_4^-$
$\text{HCl}$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+$ + $\text{Cl}^-$
$\text{H}_2\text{SO}_4$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+$ + $\text{HSO}_4^-$
$\text{H}_3\text{PO}_4$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+$ + $\text{H}_2\text{PO}_4^-$
$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+$ + $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$
$\text{H}_2\text{S}$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+$ + $\text{HS}^-$
$\text{NH}_4^+$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+$ + $\text{NH}_3$
$\text{H}_2\text{O}$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+$ + $\text{OH}^-$
$\text{NH}_3$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+$ + $\text{NH}_2^-$

Ya que la base conjugada de un ácido débil es una base fuerte y viceversa, las bases que se forman en las reacciones están en el orden inverso de fuerza; esto es la base más fuerte está el final de la tabla.

El concepto de Bronsted Lowry también se puede aplicar a otros disolventes diversos al agua. De acuerdo con tal criterio cualquier proceso en el cual se transfiere un protón puede ser tratado como una reacción ácido-base. A menudo se aplica a disolventes tales como  $\text{NH}_3$  líquido anhídrido y ácidos líquidos anhídridos, tales como  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ , estos disolventes sirven como materiales anfóteros, lo mismo que el agua. En estos disolventes los iones ácidos y básicos se forman por reacciones análogas a la autoionización del agua, algunas de estas reacciones se muestran en la tabla 6-2. Las sustancias que suministran  $\text{NH}_4^+$  en  $\text{NH}_3$  líquido son ácidos en este disolvente, del mismo modo que las sustancias que dan el  $\text{H}_3\text{O}^+$  en  $\text{H}_2\text{O}$ , son ácidas en forma semejante, en  $\text{NH}_3$  líquido. Las bases son sustancias que dan  $\text{NH}_2^-$ . Estos disolventes y otros que no contienen protones, pueden ser tratados aún por medio de otro concepto útil: el concepto del sistema de disolvente, los detalles de este sistema están fuera del alcance de nuestro libro.

El agua es una base suficientemente fuerte como para reaccionar en forma total con algunos de los mejores donadores de protones, tales como  $\text{HC}_4\text{O}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$  y  $\text{HBr}$ , según la reacción representada de un modo general como:



Debido a ello no es posible distinguir entre las fuerzas de estos ácidos en solución acuosa, en otras palabras el ácido más fuerte que puede ser medido en agua es  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Las sustancias que son mejores donadoras de protones que el  $\text{H}_3\text{O}^+$  forman este ion en agua y todos aparecerán teniendo la misma fuerza.

Este es el llamado efecto de nivelación del agua sobre la fuerza ácida. Para distinguir entre las fuerzas de estos ácidos es necesario usar algún disolvente que sea un aceptor de protones más pobre que el agua y en el cual estas sustancias no se ionicen completamente. De este modo se ha establecido que la fuerza relativa de estos ácidos es:

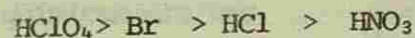
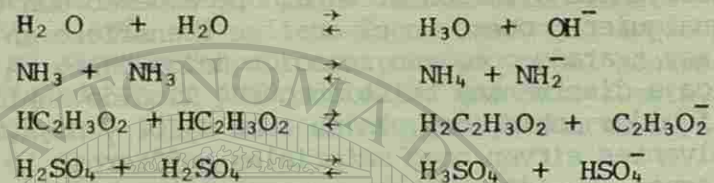




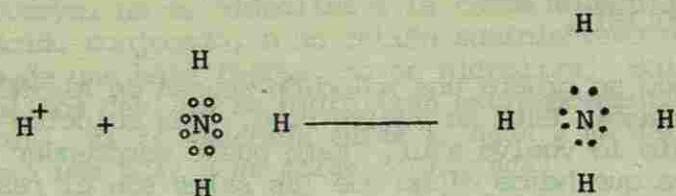
TABLA 6-2. Autoionización de ciertos disolventes.



El concepto de Lewis. G.N. Lewis propuso otro concepto ácido-base, en el mismo año en que apareció el concepto de Bronsted Lowry. Lewis definió a un ácido como una molécula o ion, y una base como una sustancia que puede compartir su par electrónico con un ácido. Así, un ácido es un aceptor de pares electrónicos y una base un donador de pares electrónicos. Cuando un ácido de Lewis reacciona con una base de Lewis se forma como consecuencia, un enlace covalente por coordinación. Esencialmente es esta la relación de neutralización. Ejemplos simples del concepto de Lewis acerca de reacciones ácido-base son:

Ácido (aceptor)	Base (donador)	Producto (enlace por coordinación)
$\text{H}^+$	$\text{NH}_3$	$\text{NH}_4^+$
$\text{H}^+$	$\text{OH}^-$	$\text{H}_2\text{O}$
$\text{H}^+$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{O}^+$

Las fórmulas electrónicas aclaran el mecanismo de formación de un enlace por coordinación, en la neutralización de un ácido de Lewis. La neutralización de un protón por una molécula de amoníaco es:



## 6-2 PROPIEDADES DE LOS ÁCIDOS Y BASES.

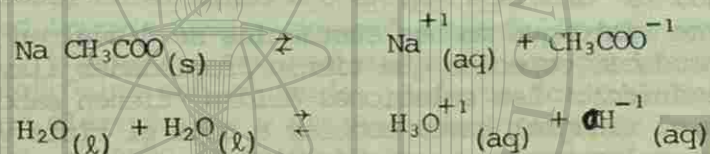
Ya hemos visto que muchas sustancias se disuelven en agua para producir especies que tienen propiedades llamadas *propiedades ácidas*. Las soluciones ácidas tienen sabor agrio (como el vinagre) hacen cambiar a rojo el tinte vegetal llamado tornasol y pueden quemar (reaccionan con) la piel, y por otra parte, ya hemos visto que muchas especies en solución tienen propiedades que se llaman *propiedades básicas*. Las soluciones básicas tienen sabor amargo, cambian a azul pero el tinte vegetal llamado tornasol y se sienten resbaladizas pero también pueden reaccionar con la piel. A continuación se muestran las propiedades de los ácidos y de las bases.

Ácidos	Bases
Sabor agrio.	Sabor amargo.
Cambian el tornasol azul a rojo.	Se sienten resbaladizas.
Vuelven ácidas las soluciones acuosas (bajo pH).	Cambian el tornasol rojo a azul.
Hidrólisis ácida.	Vuelven ácidas las soluciones acuosas (alto pH).
Descomponen las proteínas y otras sustancias biológicas.	Hidrólisis básica.
Reaccionan químicamente con las bases.	Descomponen las proteínas y otras sustancias biológicas.
(Pierden protones hacia las bases)	Reaccionan químicamente con los ácidos.
	(Ganan protones de los ácidos).



### 6-3 HIDRÓLISIS.

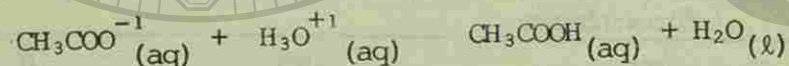
Cuando se prueba una solución acuosa de Al (NO<sub>3</sub>) con un papel tornasol, éste se vuelve rojo. Una solución de acetato de sodio lo vuelve azul. Esto puede sorprender al estudiante, ya que hemos dicho que las sales son el resultado de una neutralización ácido-base. La explicación teórica de Bronsted Lowry, de por qué el nitrato de aluminio es una sal ácida y el acetato de sodio es una sal básica, supone que el agua es un reaccionante. La sal produce iones positivos y negativos en solución. Ligera ionización del agua también produce iones:



Estos iones reaccionan entre sí:



(NaOH es un electrolito fuerte)



el ion acetato reacciona con H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> para formar las moléculas CH<sub>3</sub>COOH, lo cual perturba el equilibrio H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> - OH<sup>-</sup>. Se ioniza más agua hasta que las condiciones de equilibrio se restablezcan. Los iones H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> se han iluminado de la solución, pero no un número igual de iones OH<sup>-</sup> el resultado es un exceso de OH<sup>-</sup> y una solución básica.

La regla general es que, sales de un ácido fuerte neutralizado por una base débil se hidrolizan y dan solución ácida. Sales de un ácido débil, neutralizado por una base fuerte se hidrolizan y dan una solución alcalina. Según la teoría de Bronsted Lowry, si una base conjugada, o un anión suministrado por la sal, procede de un electrolito

ácido fuerte, no se hidroliza a la forma molecular del ácido, si el ácido conjugado, o un catión suministrado por la sal - procede de una base fuerte, no se hidroliza. Sólo iones de - electrolitos débiles se hidrolizan extremadamente. La hidrólisis pues, es la reacción entre el agua y un ácido o base para formar una base o un ácido conjugados.

### 6-4 pH

En ciertas reacciones biológicas y químicas que ocurren en la fase solución acuosa la concentración del ión hidronio es importante. El ión hidronio esta presente en muchas soluciones y mezclas comunes. Los jugos gástricos, los jugos de frutas cítricas, las bebidas gaseosas, el vinagre, la orina y la leche son ácidos por naturaleza. El agua pura y la saliva son neutros y la sangre es ligeramente básica. En ciertos procesos biológicos que ocurren en solución, el pH debe mantenerse dentro de ciertos límites. La sangre humana normalmente tiene un pH de alrededor de 7.4 a la temperatura ambiente. Cualquier desviación en el pH de la sangre por encima de 7.9 o por debajo de 7.0 conduciría con bastante rapidez a la muerte.

A causa del valor tan bajo de K<sub>ag</sub> (constante de ionización o de equilibrio) nos vemos obligados a manejar engorrosas expresiones para la concentración de iones H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> y de OH<sup>-</sup>. Con sencillas manipulaciones matemáticas podemos encontrar una manera simplificada para expresar la concentración del ión H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> y del OH<sup>-</sup>.

Comenzando por la ley de equilibrio:

$$K_{ag} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Se halla el logaritmo de base diez para la expresión:

$$\log K_{ag} = \log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$



Como el logaritmo de un producto es igual a la suma de los logaritmos de los factores:

$$\log K_{eq} = \log [H_3O^{+1}] + \log [OH^{-1}]$$

luego multiplicando por -1:

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

hagamos  $p = -\log$

$$\text{Por lo tanto: } p K_{eq} = p [H_3O^{+1}] + p [OH^{-1}]$$

simplificando, tenemos  $H = [H_3O^{+1}] \quad OH = [OH^{-1}]$

con lo que  $p K_{eq} = pH + pOH$

El pH, esto es  $-\log [H_3O^{+1}]$  y el pOH,  $-\log [OH^{-1}]$ , son las formas universalmente aceptadas para expresar las concentraciones de los iones  $H_3O^{+1}$  y  $OH^{-1}$ . El pH fue definido por el químico danés, S. P. Sorenson, en 1909. Eligió p como símbolo de la palabra danesa *potenz*, que significa "poder", la base diez elevada a la potencia de -pH es la concentración molar del ión  $H_3O^{+1}$ . Si una solución tiene un  $pH=3.0$  entonces  $[H_3O^{+1}] = 10^{-3.0}$  moles/l.

Ejemplo 6.1

¿Cuál es el pH de una solución 0.1 M de HCl, a 25°C?

Suponiendo una completa ionización del HCl, diluido la  $[H_3O^{+1}]$  sería 0.1 moles/l

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

$$[H_3O^{+1}] = 1 \times 10^{-1} \text{ pH}$$

$$pH = 1$$

o sea

$$[H_3O^{+1}] = 1 \times 10^{-1} \text{ moles/l}$$

$$pH = \log [H_3O^{+1}]$$

$$pH = \log (1 \times 10^{-1})$$

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

$$pH = 0 + 1$$

$$pH = 1$$

Ejemplo 5.2

¿Cuál es el pH de una solución de HCl cuya  $[H_3O^{+1}] = 2.5 \times 10^{-5}$  moles/l ?

$$pH = -\log [H_3O^{+1}]$$

$$pH = -\log (2.5 \times 10^{-5})$$

$$pH = -\log 2.5 + (-\log 10^{-5})$$

$$pH = -0.398 + 5.000$$

$$pH = 4.602$$

Ver tabla 6.3 donde se presentan las relaciones de  $[OH^{-1}]$ ,  $[H_3O^{+1}]$ , pH y pOH en el agua.



TABLA 6.3.

LA ESCALA DE pH

$[H_3O^+]$	pH	$[OH^-]$	pOH
$10^0$	0	$10^{-14}$	14
$10^{-1}$	1	$10^{-13}$	13
$10^{-2}$	2	$10^{-12}$	12
$10^{-3}$	3	$10^{-11}$	11
$10^{-4}$	4	$10^{-10}$	10
$10^{-5}$	5	$10^{-9}$	9
$10^{-6}$	6	$10^{-8}$	8
$10^{-7}$	7	$10^{-7}$	7
$10^{-8}$	8	$10^{-6}$	6
$10^{-9}$	9	$10^{-5}$	5
$10^{-10}$	10	$10^{-4}$	4
$10^{-11}$	11	$10^{-3}$	3
$10^{-12}$	12	$10^{-2}$	2
$10^{-13}$	13	$10^{-1}$	1
$10^{-14}$	14	$10^0$	0

Solución ácida

Solución neutra

Solución básica

6.5 INDICADORES.

Con frecuencia es más conveniente hacer una estimación del pH de una solución en lugar de determinarlo con exactitud. Para esta finalidad se utilizan indicadores ácido-base. Estos compuestos son colorantes, llamados indicadores ácido base, por los químicos. Son realmente ácidos orgánicos muy débiles que combinan de color por donación de color de un protón. Debido a su estructura compleja, llamados por conveniencia, HIn a la fórmula de un indicador y representamos su propio equilibrio en el agua:



En agua pura, los colores pueden ser una mezcla de color HIn y el color del  $\text{In}^-$ . El principio de Le Chatelier dice que cuando se añade un ácido más fuerte que el HIn, el equilibrio se desviará hacia la izquierda y predominará el color del HIn. Si se añade una base fuerte, el equilibrio se desvía a la derecha y predominará el color  $\text{In}^-$ . Un indicador común tendrá una escala de valores de pH en el que las dos formas pueden verse en color intermedio. Por encima de esta escala sólo se ve el color de  $\text{In}^-$  y, por debajo el color de HIn. Conociendo la escala de varios indicadores y utilizándolos en algunas combinaciones, encontrará un valor de pH satisfactorio. La tabla 6.4 nos representa algunos indicadores muy conocidos y la escala del pH encima de la cual ocurre el cambio de color.

ALGUNOS INDICADORES ACIDO-BASE

TABLA 6.4.

Indicador	Cambio de color al aumentar el pH	Intervalo de pH
Azul de Timol	Rojo a amarillo	1.2-2.8
Azul de Bromofenol	Amarillo a azul	3.0-4.6
Anaranjado de Metilo	Rojo a amarillo	3.1-4.4
Verde de Bromocresol	Amarillo a azul	3.8-5.4
Rojo de Metilo	Rojo a amarillo	4.2-6.2
Tornasol	Rojo a azul	4.5-8.3
Azul de Bromotimol	Amarillo a azul	6.0-7.6
Rojo de Fenol	Amarillo a rojo	6.5-8.4
Fenolftaleína	Incoloro a rojo	8.3-10.0
Amarillo de Alizarina	Amarillo a violeta	10.1-12.0
1, 3, 5-Trinitrobenceno	Incoloro a anaranjado	12.0-14.0



Con un indicador electrónico de pH se puede obtener rápida y exactamente el pH. Medirá una propiedad de la solución que es una función de la concentración de  $H^+ O^+$ . El medidor está generalmente calibrado para leer, directamente el pH.

#### 6.6 AMORTIGUADORES.

A veces puede ser interesante mantener un pH constante, incluso si se agregan pequeñas cantidades de  $H^+ O^+$  u  $OH^-$ . Una solución que tiene la propiedad de mantener constante el pH se llama solución amortiguadora.

Las soluciones amortiguadoras típicas tienen un ácido débil y una sal de ese ácido o una base débil y una sal de esa base. Algunas soluciones amortiguadoras tienen una gran importancia química y biológica. Por ejemplo, la sangre está amortiguada por la presencia del ión fosfato hidrogenado,  $H_2PO_4^-$ , que existe en equilibrio.



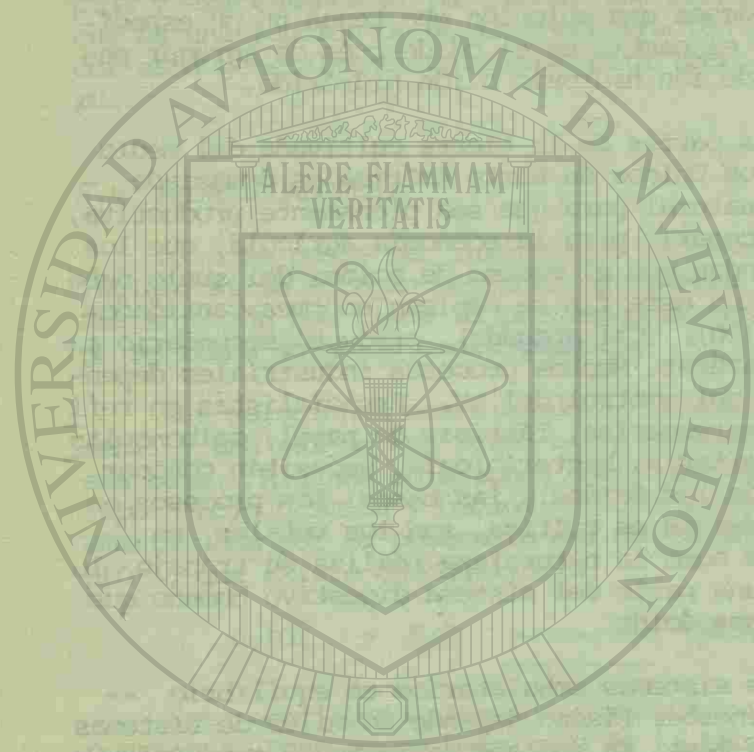
Este equilibrio sirve para mantener un pH bastante constante. Este es un resultado de la tendencia de las concentraciones de equilibrio de las especies que intervienen de mantenerse en equilibrio mediante un desplazamiento de izquierda a derecha o de derecha a izquierda. Si se agrega algo de  $OH^-$  al sistema, reaccionará con el  $H_2PO_4^-$  y en consecuencia se neutraliza. Si se agrega algo de  $H_3O^+$  al sistema ocurrirá una reacción entre el  $H_3O^+$  y el  $HPO_4^{2-}$  para producir  $H_2O$  adicional y  $H_2PO_4^-$ . Esta reacción servirá para agotar del sistema el exceso de  $H_3O^+$ . De donde debido a la presencia del  $HPO_4^{2-}$  y el  $H_2PO_4^-$ , la concentración de  $H_3O^+$  y el pH se mantendrán a un nivel bastante constante incluso se agregan al sistema pequeñas cantidades de un ácido o base. Por supuesto, un sistema amortiguador así tiene una capacidad limitada para resistir los cambios en  $H_3O^+$  y si se agrega demasiado ácido o base, puede sobrepasarse la capacidad del amortiguador. Sin embargo el sistema amortiguador  $H_2PO_4^- / HPO_4^{2-}$  en la sangre

ayuda a mantener la concentración de ión hidronio en ella dentro de los límites críticos. Se usan los amortiguadores en química cuando se desea una solución que tenga un pH específico y que resista el cambio en el pH después de agregar pequeñas cantidades de ión hidronio o ión hidróxido.

Cuatro quintas partes de la tierra cultivada del medio oeste de los Estados Unidos de Norte América es demasiado ácida en su forma natural para que sea plenamente productiva, por lo tanto es necesario para la economía agrícola, que los agricultores entiendan que el exceso de acidez del suelo debe ser neutralizado. Con este fin se emplean enormes cantidades de  $CaO$  (Cal) y  $Ca(OH)_2$  (Cal apagada), producto secundario en la refinación del azúcar. Muchos procesos industriales dependen en gran medida del control del pH. Especialistas en refinerías de azúcar, cervecerías, fábricas de papel, calbonoplastia, ingeniería sanitaria, bacteriología, necesitan conocer el comportamiento de los ácidos y las bases. Los procesos en que la regulación del pH es crítica, son los vetales, un ejemplo de la forma como la naturaleza realiza su trabajo lo vemos en el pH de una parte del sistema digestivo humano que es menos de 7.0 ó sea ácido.

De hecho somos sistemas ambulatorios en equilibrio ácido-base cuyo bienestar físico depende de miles de sistemas en equilibrio ácido-base. Es indispensable tener conocimiento de la química de estos sistemas.





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL

2o. SEMESTRE.

ÁREA I.

UNIDAD XIV.

### QUÍMICA DEL CARBONO.

En sus orígenes, la expresión química orgánica se refería a la química de las sustancias derivadas de los organismos vivos. Aproximadamente hasta la mitad del siglo XIX se creyó que los compuestos "orgánicos" poseían una misteriosa "fuerza vital" que explicaba sus muchas reacciones y las diferenciaba rigurosamente de las sustancias "inorgánicas", a las que supuestamente les faltaba la fuerza vital. Este concepto de fuerza vital carece ya de importancia. Sin embargo, los compuestos inicialmente llamados orgánicos contenían ciertamente carbono, y el comportamiento químico y físico de los compuestos que contienen carbono es, generalmente muy distinto de aquellos que no lo contienen. Por consiguiente, la expresión química orgánica se ha mantenido y hoy día se refiere al estudio de los compuestos que contienen carbono junto con hidrógeno y otros pocos elementos. Pero esta definición tiene sus excepciones, como las tiene la mayor parte de las definiciones generales.

Los productos orgánicos sirven para muchos usos. Se utilizan para trajes, alimentos y combustibles. Comprende vitaminas, hormonas, medicinas y venenos mortales, se emplean en la agricultura como fertilizantes, acondicionadores de suelo e insecticidas. También son productos orgánicos la mayor parte de los explosivos no nucleares, tales como el TNT.

La fuente principal de carbono para los organismos vivos es el dióxido de carbono que en las plantas se convierte mediante un proceso llamado fotosíntesis, en compuesto orgánico relativamente sencillo que después se convierte, a su vez en otros más complejos en virtud de los procesos metabólicos de plantas y animales.



En esta unidad estudiaremos una pequeña parte de la química del carbono para obtener así una idea del inmenso mundo orgánico que nos rodea. En cuarto semestre se estudiará más ampliamente a la bioquímica y química orgánica.

Al terminar esta unidad el alumno deberá ser capaz de:

#### OBJETIVOS.

- 1.- Definir qué es química orgánica.
- 2.- Enunciar la principal propiedad del carbono.
- 3.- Distinguir entre una fórmula molecular y la fórmula estructural de un compuesto orgánico.
- 4.- Describir y reconocer ejemplos del grupo de los compuestos orgánicos llamados alcanos, así como enunciar su fórmula general.
- 5.- Definir el término hidrocarburos, hidrocarburos saturados y no saturados.
- 6.- Definir el término isómeros estructurales y mencionar su importancia.
- 7.- Reconocer y nombrar los grupos alquilos sencillos.
- 8.- Reconocer un grupo hidroxilo, un grupo amino, un grupo aldehído, un grupo carboxílico.
- 9.- Deducir el nombre IUPAC de un alcano sencillo dado su fórmula estructural.
- 10.- Describir y dar ejemplos de los alquenos y alquinos, así como reconocer su fórmula general.
- 11.- Definir los conceptos polímero, manómero y su importancia.

- 12.- Reconocer un alcohol, un aldehído, un ácido carboxílico y un éster a partir de sus fórmulas.
- 13.- Describir la estructura de las grasas y aceites, así como reconocer sus diferencias.
- 14.- Reconocer una amina, una amida y un aminoácido a partir de sus fórmulas.
- 15.- Reconocer una amina primaria, una secundaria y una terciaria

Para que puedas cumplir con los objetivos que esta unidad te pide, deberás emplear el siguiente:

#### PROCEDIMIENTO.

- 1.- Estudia detenidamente el capítulo 7.
- 2.- Deberás poner especial atención a las tablas que se presentan durante el transcurso del capítulo.
- 3.- Para que puedas aprender los nombres de las diferentes estructuras orgánicas te recomiendo que lo hagas escribiendo cada una de ellas cuantas veces sea necesario y creas haberlas aprendido correctamente.
- 4.- En esta unidad la autoevaluación consistirá en un trabajo escrito que te encargará tu maestro y que deberás entregar un día antes del examen para que tengas derecho a presentar la unidad



## CAPÍTULO VII.

### QUÍMICA DEL CARBONO.

La Química orgánica es un tema bastante amplio y complicado. Sus divisiones van desde los conceptos fundamentales de la estructura atómica, unión química y mecanismos de reacción, hasta la síntesis de drogas, polímeros y textiles. El combustible y el hule requerido para nuestro transporte moderno, - nuestras comidas y vestidos, pinturas para casas, colorantes, drogas, insecticidas y vitaminas. Todo esto y muchos otros - productos industriales caen dentro del dominio de la Química Orgánica.

Debido a que la Química Orgánica es un campo de estudio tan grande, nuestras consideraciones a cerca de ella serán, - necesariamente sólo resumidas. Es difícil estudiar una parte de la Química Orgánica, sin el conocimiento de otras; por lo que en este Capítulo únicamente se introducirá al estudiante al campo y lenguaje del Químico Orgánico.

#### 7.1 DEFINICIÓN DE QUÍMICA ORGÁNICA.

El término "Química Orgánica" se originó de la idea histórica de que los compuestos orgánicos eran obtenidos o estaban presentes, exclusivamente en los organismos vivos. En una época se creyó que la formación de ciertas sustancias, como - el alcohol etílico, ácido etílico, metano y benceno, requerían una fuerza vital que no podría ser reproducida en el laboratorio. Sin embargo, cuando F. Wohler sintetizó la urea - (un compuesto de la orina animal) a partir de materiales -- inorgánicos, el término "Química Orgánica" ha venido a significar la química de los compuestos del carbono, tanto de origen natural como sintético. No solo se han sintetizado en el laboratorio los compuestos orgánicos antes mencionados sino que ahora se han obtenido poco más de un millón de compuestos



de carbono, independientemente de una fuerza vital. En Química, una de las grandes tareas ha sido reproducir en el laboratorio compuestos que se presentan en la naturaleza; sin embargo, la mayoría de los compuestos de carbono conocidos se han "inventado" y aparentemente no existen en la naturaleza.

## 7.2 EL ÁTOMO DE CARBONO.

El corazón de la Química Orgánica es el átomo de carbono, único en su posibilidad de formar enlaces químicos y formas geométricas diferentes a las de cualquier otro elemento, tiene ciertas semejanzas con el silicio, boro, nitrógeno y otros vecinos en la tabla periódica, pero estas semejanzas son limitadas. La propiedad más importante del carbono es la capacidad de sus átomos para formar enlaces químicos entre sí, y con una gran variedad de otros elementos. El carbono normalmente forma *cuatro enlaces covalentes* en los compuestos orgánicos. De donde se dice que el carbono es *tetravalente*. Esta tetravalencia (tendencia a formar cuatro enlaces) se correlaciona con el hecho de que el carbono tiene cuatro electrones de valencia.



Cuando un átomo de carbono forma enlaces covalentes con otros cuatro átomos, las cuatro parejas de electrones se distribuyen tetraédricamente alrededor del átomo de carbono.

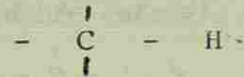


Para facilitar en la escritura, los cuatro enlaces covalentes del carbono pueden representarse en un plano como:

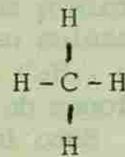


Consideremos ahora, como forma del átomo de carbono los enlaces con otros átomos comunes. El hidrógeno es el elemento que se encuentra con más frecuencia enlazado con el átomo de carbono en los compuestos orgánicos.

Un átomo de hidrógeno puede compartir una pareja de electrones con un átomo de carbono.



La fórmula anterior no representa un compuesto sino sólo indica como puede representarse un enlace carbono-hidrógeno. En un compuesto metano, CH<sub>4</sub>, puede representarse como:



Esta fórmula, la cual indica los átomos que se enlazan se llama *fórmula estructural*. Las fórmulas estructurales se usan para indicar cuales átomos se enlazan a cuales átomos en la molécula. Por otra parte, las fórmulas moleculares se usan para indicar la composición de las moléculas de los compuestos. Una de las razones para que haya numerosos compuestos orgánicos es que los átomos de carbono pueden formar fuertes enlaces con los otros átomos de carbono mientras que, al mismo tiempo, forman fuertes enlaces con los otros átomos de carbono mientras que, al mismo tiempo, forman fuertes enlaces con otros no metales. Esto significa que es posible formar cadenas de átomos de carbono enlazados entre sí y con otros tipos de átomos. Es posible que dos carbonos estén ligados por un solo enlace covalente.



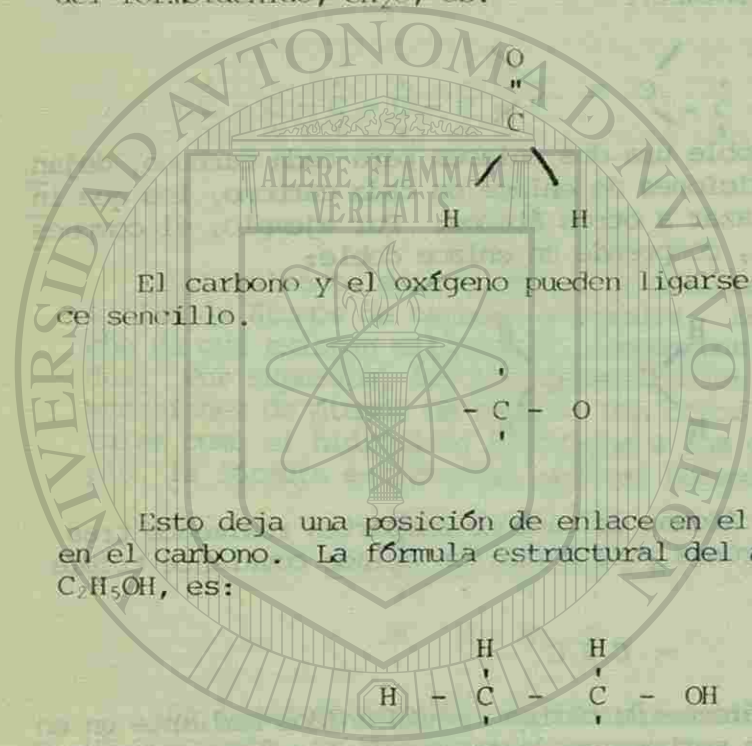
Un átomo de carbono dado puede formar más de un enlace sencillo con otros átomos de carbono. Esto da lugar a un número muy grande de sucesiones posibles de átomos de carbono enlazados entre sí. Presentamos unos cuantos ejemplos:







Esto deja dos posiciones de enlace en el carbono que se usan para enlazar a otros átomos. La fórmula estructural del formoldehído,  $\text{CH}_2\text{O}$ , es:



El carbono y el oxígeno pueden ligarse mediante un enlace sencillo.

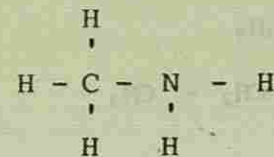
Esto deja una posición de enlace en el oxígeno y tres en el carbono. La fórmula estructural del alcohol etílico  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , es:



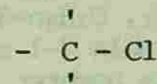
Comúnmente, el nitrógeno y el carbono se ligan mediante un enlace sencillo.



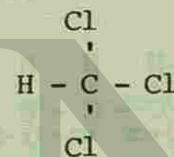
Esto deja dos posiciones de enlace en el nitrógeno y tres en el carbono. La fórmula estructural de la metilamina  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ , es:



El carbono puede formar enlaces sencillos con los halógenos (F, Cl, Br y I).



La fórmula estructural del clorofomo es:



El conocimiento de la manera en la que el carbono forma los enlaces con los átomos sirve como fundamento para la discusión de los compuestos orgánicos.

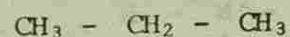
### 7-3 LOS ALCANOS Y EL ISOMERISMO.

Los compuestos orgánicos que sólo contienen carbono e hidrógeno se llaman *hidrocarburos*. Los hidrocarburos que sólo contienen carbonos enlazados entre sí mediante enlaces sencillos (no enlaces dobles ni triples) se llaman hidrocarburos saturados. Es importante examinar alguno de estos hidrocarburos, ya que sirven como base para la nomenclatura y las fórmulas estructurales de un gran número de compuestos orgánicos. Existen numerosos hidrocarburos posibles. El hidrocarburo más sencillo es el metano,  $\text{CH}_4$ , el segundo es el etano  $\text{C}_2\text{H}_6$





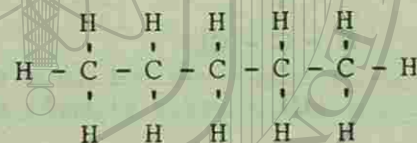
el tercero es el propano,  $C_3H_8$



Nótese que estos compuestos en el cual los miembros difieren de esta manera se llaman serie *homóloga*. Los hidrocarburos saturados comprenden una serie homóloga correspondiente a la fórmula general.

$C_nH_{2n+2}$  ( $CH_4$  n=1,  $C_2H_6$  n=2,  $C_3H_8$  n=3). Estos compuestos se llaman *alcanos*. En la tabla 7-1 se enumeran ocho de los alcanos más importantes, sus nombres son importantes.

Consideremos el alcano de cinco carbonos,  $C_5H_{12}$ . En este compuesto, la sucesión de carbonos puede ser:



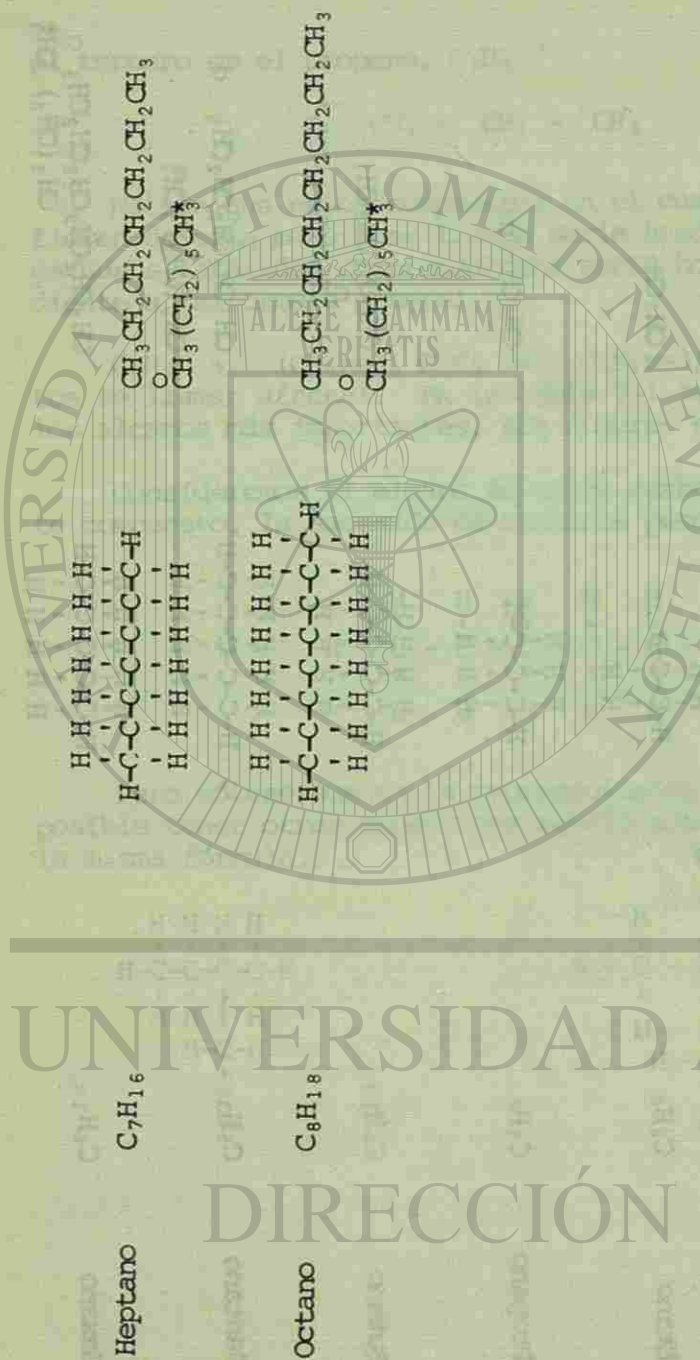
Pero nótese que en la representación siguiente, que es posible tener otras sucesiones ramificadas de carbonos con la misma fórmula.



TABLA 7-1. ALGUNOS ALCANOS.

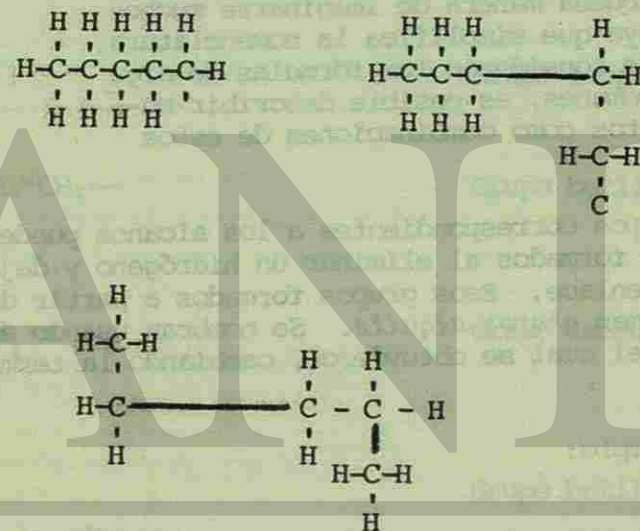
Nombre	Fórmula molecular	Fórmula estructural	Fórmula estructural condensada.
Metano	$CH_4$	$\begin{array}{c} H \\   \\ H-C-H \\   \\ H \end{array}$	
Etano	$C_2H_6$	$\begin{array}{c} H & H \\   &   \\ H-C & -C-H \\   &   \\ H & H \end{array}$	$CH_3CH_3$
Propano	$C_3H_8$	$\begin{array}{c} H & H & H \\   &   &   \\ H-C & -C & -C-H \\   &   &   \\ H & H & H \end{array}$	$CH_3CH_2CH_3$
Butano	$C_4H_{10}$	$\begin{array}{c} H & H & H & H \\   &   &   &   \\ H-C & -C & -C & -C-H \\   &   &   &   \\ H & H & H & H \end{array}$	$CH_3CH_2CH_2CH_3$ $CH_3(CH_2)_2CH_3^*$
Pentano	$C_5H_{12}$	$\begin{array}{c} H & H & H & H & H \\   &   &   &   &   \\ H-C & -C & -C & -C & -C-H \\   &   &   &   &   \\ H & H & H & H & H \end{array}$	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$ $CH_3(CH_2)_3CH_3^*$
Hexano	$C_6H_{14}$	$\begin{array}{c} H & H & H & H & H & H \\   &   &   &   &   &   \\ H-C & -C & -C & -C & -C & -C-H \\   &   &   &   &   &   \\ H & H & H & H & H & H \end{array}$	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$ $CH_3(CH_2)_4CH_3^*$





\* La notación  $(CH_2)_n$  se refiere a n unidades  $CH_2$  en una línea.

Estos compuestos no son iguales al primero, pero tienen la misma fórmula molecular. Los compuestos con la misma fórmula molecular pero fórmulas estructurales diferentes se llaman *isómeros estructurales*. El isomerismo estructural es bastante común en los compuestos orgánicos e incrementa generalmente el número de compuestos posibles. El alumno debe tener cuidado cuando interprete las fórmulas estructurales. Una sucesión continua de carbonos no tiene que escribirse como una cadena recta, ya que puede usarse cualquiera de los cuatro enlaces en un carbono para ligarlo a otros átomos de carbono. Como por ejemplo las fórmulas:



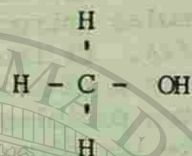
Las fórmulas estructurales válidas para el mismo compuesto, el pentano.

#### 7-4 NOMENCLATURA Y GRUPOS.

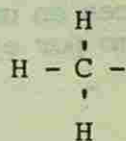
Podemos considerar que un gran número de compuestos orgánicos se obtienen por el reemplazo de uno o más hidrógenos de los alcanos por otro átomo o grupo de átomos. Por ejemplo



el compuesto:

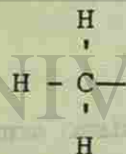


puede concebirse como si se obtuvieran por el reemplazo de un H del metano por un grupo -OH. Otra imagen de este compuesto es que está formado por un grupo enlazado a un -OH. esta es una buena manera de imaginarse muchos compuestos, ya que simplifica la nomenclatura. Es más, si se consideran las fórmulas de algunos grupos comunes, es posible describir muchos compuestos como combinaciones de estos grupos.

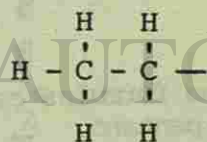


Los grupos correspondientes a los alcanos pueden considerarse como formados al eliminar un hidrógeno y dejar una posición de enlace. Esos grupos formados a partir de los alcanos se llaman *grupos alquilo*. Se nombran usando el nombre del alcano del cual se obtuvieron, cambiando la terminación *ano* por *ilo*.

Por ejemplo:



es el grupo metilo y



es el grupo etilo.

También pueden mostrarse estos grupos por medio de fórmulas condensadas, más fácil de escribir, como  $\text{CH}_3$  (metilo) y  $\text{CH}_3\text{CH}_2$  (etilo).

TABLA 7-2. Algunos grupos alquilo.

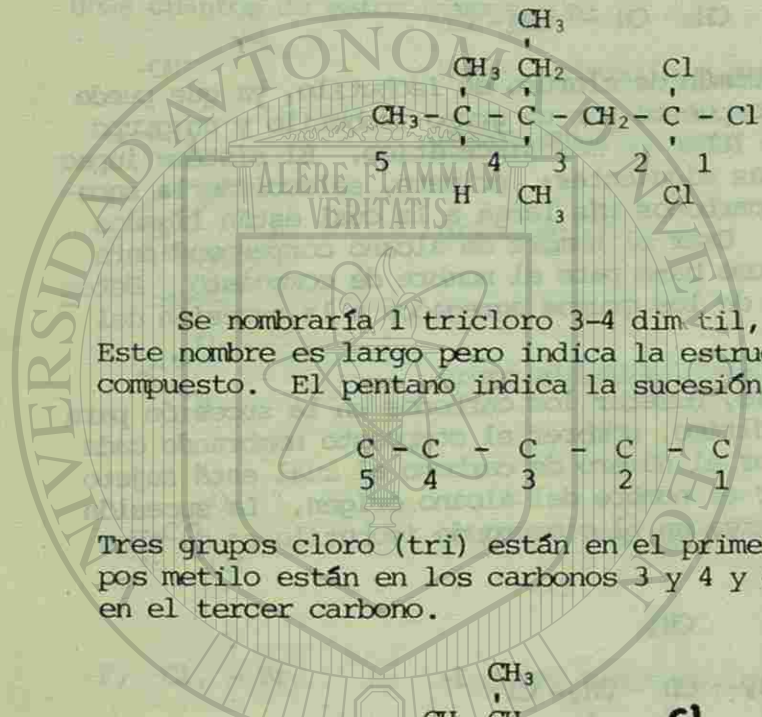
Fórmula.	Nombre.
$\text{CH}_3 -$	Grupo metilo.
$\text{CH}_3\text{CH}_2 -$	Grupo etilo.
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2 -$	Grupo propilo.
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \end{array} -$	Grupo isopropilo.
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$	Grupo butilo.
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \\   \\ \text{CH}_3 \end{array} -$	Grupo isobutilo.
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \\   \\ \text{CH}_3 \end{array} -$	Grupo butilo terciario.
R -	Símbolo general para un grupo alquilo. <sup>®</sup>



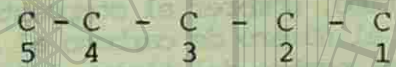




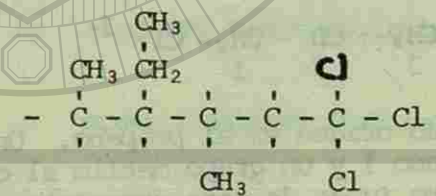
La tabla 7-3 presenta algunos grupos alquilo comunes. Se usa un símbolo especial para representar cualquier grupo alquilo. En algunos casos, los alquilo y otros grupos...



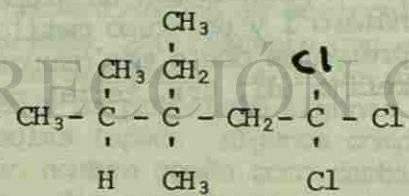
Se nombraría 1 triclora 3-4 dimetil, 3 etil pentano. Este nombre es largo pero indica la estructura exacta del compuesto. El pentano indica la sucesión de cinco carbonos.



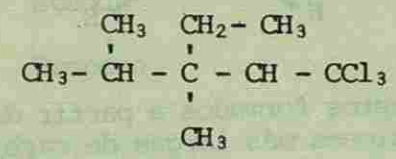
Tres grupos cloro (tri) están en el primer carbono, los grupos metilo están en los carbonos 3 y 4 y el grupo etilo está en el tercer carbono.



Las posiciones restantes respecto a los otros enlaces contienen hidrógenos.



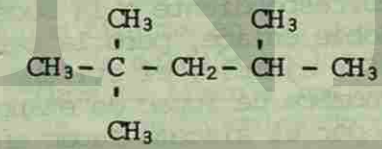
Una fórmula más condensada para este compuesto podría ser:



Si se conoce el nombre de la iupac de un compuesto, es posible deducir la fórmula estructural.

Ejemplo 7-1.

La gasolina es principalmente una mezcla de hidrocarburos. Unos de estos hidrocarburos es el 2-2-4 trimetilpentano, ¿cuál será la fórmula estructural de este compuesto? El nombre indica una sucesión de cinco carbonos (pentano) según la figura 7.1 con dos grupos metilo en el segundo carbono y uno en el cuarto carbono.

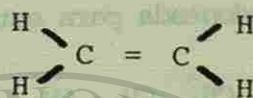


Se enumera la cadena poniendo el número, comenzando por el extremo que posea más inmediato una sustitución.

7-5 ALQUENOS, ALQUINOS y POLÍMEROS.

Los hidrocarburos que tienen un enlace doble o un enlace triple entre dos carbonos cualesquiera, reciben el nombre de hidrocarburos no saturados. Los hidrocarburos que contienen un enlace doble se llaman alquenos y los que contienen un enlace triple se llaman alquinos. El alqueno más simple es el etileno.





Los compuestos formados a partir de este compuesto, agregando sucesiones más largas de carbonos, son miembros de la serie homóloga conocida como los alquenos.

La fórmula general para los alquenos es  $C_nH_{2n}$ . ( $CH_2=CH_2$ ,  $CH_3-CH=CH_2$ , etc.). El alqueno más simple es el acetileno.

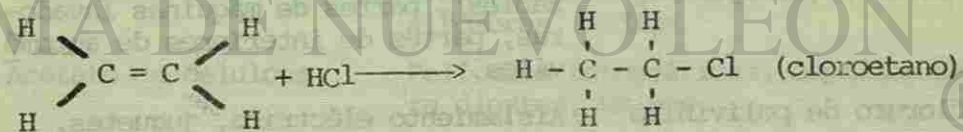


Este compuesto y aquellos que comprenden sucesiones más largas de carbonos con un enlace triple son miembros de la serie homóloga de los alquinos. La fórmula general para los alquinos es  $C_nH_{2n-2}$  ( $CH \equiv CH$ ,  $n=2$ ,  $CH_3-C \equiv CH$ ,  $n=3$ , etc.). Algunos de los alquenos y los alquinos tienen nombres comunes. Los nombres de Iupac de los alquenos se deducen usando el nombre del alcano correspondiente a la sucesión de carbonos que contienen el doble enlace, pero la terminación se cambia de *ano* a *eno*. Por ejemplo, el etileno (nombre común),  $CH_2=CH_2$ , tiene el nombre de Iupac de etano (*ano* y *eno*). Los alquinos se nombran por el sistema Iupac en una forma semejante, excepto que la terminación *ano* del nombre del alcano se cambia a *ino*. Por ejemplo, el acetileno (nombre común),  $CH \equiv CH$ , tiene el nombre de Iupac de etino (*ano* por *ino*). El acetileno o etino,  $C_2H_2$ , es uno de los alquinos más importantes y tiene muchos usos industriales. Grandes cantidades de acetileno se usan para soldar y cortar metales, usando el soplete de oxiacetileno en el que se hacen reaccionar el oxígeno con el acetileno.

Nombramos a continuación algunos alquenos y alquinos con sustituciones importantes.

Fórmula	Nombre Iupac	Nombre común
$CH_2 = CH_2$	Eteno	Etileno
$CH_3 = CH - CH_2$	Propeno	Propileno
$CH_2 = \begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{C} \\ \diagup \\ \text{Cl} \end{array}$	Cloroeteno	Cloruro de vinilo
$\begin{array}{c} \text{F} & & \text{F} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C} = \text{C} \\ & / & \diagdown \\ \text{F} & & \text{F} \end{array}$	Tetrafluoroeteno	Tetrafluoroetileno

Siempre que ocurre un enlace doble es una sucesión de carbonos recibe el nombre de *encadenamiento no saturado*. Las moléculas de aceites vegetales polimosaturados comprenden sucesiones de carbonos con muchos eslabonamientos no saturados. Los compuestos con enlaces dobles en general son bastante reactivos químicamente en comparación con los alcanos. Las reacciones típicas en las que intervienen los alquenos son *reacciones de adición* en las que se rompe el enlace doble y otros átomos se ligan a los carbonos de los enlaces dobles originales. Dos ejemplos de reacciones de adición son:



1-2 Dicloropropano



Algunos alquenos pueden reaccionar bajo condiciones específicas en presencia de un catalizador, de manera que las moléculas individuales de alquenos se agregan entre sí. En este proceso se rompen los enlaces dobles y muchas (cientos o miles) moléculas se ligan entre sí para formar moléculas muy grandes llamadas *polímeros*. El alqueno original usado para preparar el polímero se llama *monómero*, tales reacciones se llaman reacciones de *polimerización*. Estas moléculas polímeras forman sólidos que se conocen como *plásticos y cauchos*, los cuales se usan para fabricar muchos de los materiales y objetos útiles que usamos en la vida cotidiana. En la tabla 7-3 se enlistan algunos de los productos que se fabrican de polímeros. Muchas sustancias que se presentan en la naturaleza contienen polímeros, el algodón, la lana, la seda y el caucho natural son polímeros.

TABLA 7-3. Polímeros-plásticos, resinas y cauchos.

Nombre.	Uso.
Polietileno.	Aislamiento eléctrico, material de envoltura (bolsas para empaquetados, envoltura de plástico), juguetes y utensilios moldeados, revestimiento de envases de cartón para la leche.
Polipropileno	Recipientes moldeados, botellas, utensilios de hospitales (esterilizables), partes de máquinas lavadoras, partes de interiores de automóviles.
Cloruro de polivinilo	Aislamiento eléctrico, juguetes, mangueras para jardín, vestiduras de automóviles, papel para muros lavable, material de envoltura, botellas (de líquidos para lavar el cabello), "piel patentada", pisos de vinilo, tuberías de agua.

Nombre .	Uso .
Politetrafluoroetileno	"Teflón", aislador eléctrico, material químicamente inerte, revestimientos antiadhesivos (ollas, cazuelas y herramientas).
Polivinilacetato	Pinturas, adhesivos para tejidos, papel y madera, aderezo para tejidos.
Alcohol polivinilo	Emulsificadores para cosméticos, materiales de envoltura solubles en agua.
Polimetilmetacrilato (Acrílico)	"Plexiglas", Lucita", pinturas, accesorios luminosos, señales, ventanas de aviones, cabinas de helicópteros, dentaduras postizas.
Poliestireno	"Estirofoam", material de envoltura, tapas de botellas, interiores de refrigeradores, juguetes recipientes, utensilios de cocina, aislamiento de espuma.
Cloruro de polivinilideno	"Sarán", material de envoltura, material de revestimiento.
Nylon (Poliamidas)	Partes de máquinas (engranes, levas), recipientes resistentes a la coacción, filamentos usados en cepillos, suturas quirúrgicas, sedales alfombras, medias.
Acetato de celulosa	Películas fotográficas, cepillos para dientes, peines.
Resinas de fenol-formaldehído	Baquelita, aisladores eléctricos.
Resinas de melamina--formaldehído	"Fórmica".
Resinas de poliéster	Compuestos para molduras, resinas de fibra de vidrio, película "Mylar",



Nombre.	Uso.
	fibras sintéticas, pinturas, ropas de planchado permanente.
Resinas de epóxido	Pegamentos de "Epoxi", revestimientos.
Poliuretanos	Espumas para empaque, aislamiento, muebles.
Silicones	Polidores, lubricantes, caucho para altas temperaturas.
cis-Polisopreno	Caucho natural.
Caucho de estirenobutadieno	Caucho sintético.
Policloropreno	Caucho sintético de neopreno

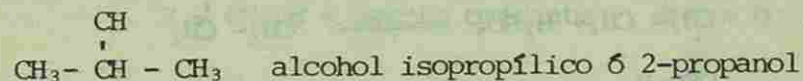
#### 7-6 ALCOHOLES, ALDEHIDOS, ACIDOS Y ÉSTERES.

En esta sección se discuten unos cuantos grupos importantes de compuestos orgánicos. Los compuestos se agrupan de acuerdo con su semejanza. Los alcanos son hidrocarburos saturados y los alquenos son hidrocarburos con un enlace doble. Los compuestos pueden agruparse de acuerdo con alguna característica estructural que los separa de los otros compuestos.

El grupo de compuestos que contiene un grupo hidroxilo (-OH) enlazado a un grupo alquino (R-) se llaman *alcoholes* (R-OH). El grupo hidroxilo es característico de los alcoholes, algunos de los cuales tienen nombres comunes familiares. Los nombres Iupac se basan en el nombre del alcano correspondiente a la sucesión más larga de carbonos a la cual está enlazado el -OH correspondiente. La terminación *o* del nombre del alcano, se reemplaza por una terminación *ol*, si el -OH está enlazado a un carbono en la sucesión que no sea el primero, el nombre se precede por un número que indique el carbono al que está agregado el -OH. En seguida se descri-

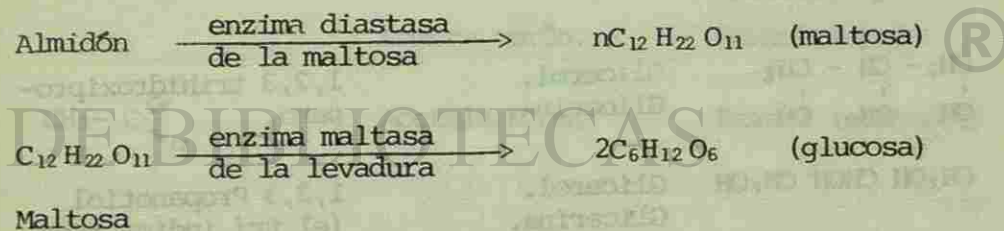
criben unos cuantos alcoholes típicos.

$\text{CH}_3\text{-OH}$  alcohol metílico o metanol (metanoxol) (alcohol de madera). Millones de kilogramos de alcohol metílico se fabrican ( $\text{CO} + 2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{catalizador}} \text{CH}_3\text{OH}$ ) cada año en la República Mexicana. Se usan en numerosos productos químicos tales como el formaldehído, combustible para motores de chorro y anticongelante (el alcohol metílico o alcohol de madera es muy venenoso).

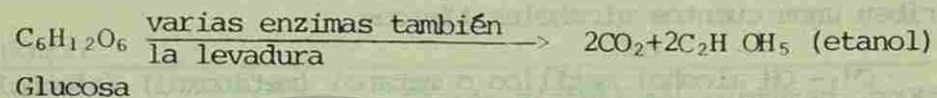


El alcohol isopropílico se usa como desinfectante y en el alcohol para desmanchar  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  ó  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  alcohol etílico o etanol (etanoxol). Millones de kilogramos de alcohol etílico se producen anualmente en los laboratorios de la República Mexicana. Se usa en numerosos procesos de fabricación y en la preparación de bebidas alcohólicas. El etanol puede producirse por la fermentación de los azúcares. La fermentación es un proceso químico en el que las moléculas orgánicas complejas se rompen en compuestos más sencillos como el etanol.

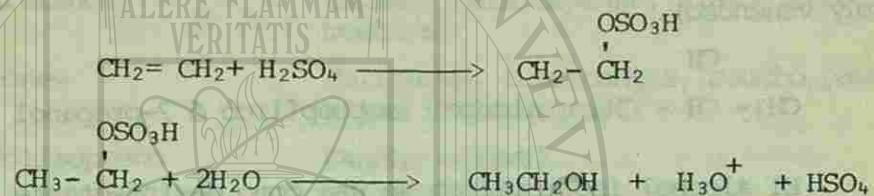
Este proceso se cataliza por medio de cierta enzima, las cuales son catalizadores químicos complejos producidos por células vivas. Los azúcares usados para la fermentación se forman a menudo por la descomposición enzimática de los almidones del maíz, las papas, el arroz o el grano. En las ecuaciones que siguen se muestra el proceso de fermentación que produce el alcohol etílico.







Además de la fermentación se fabrican grandes cantidades de alcohol por el siguiente método industrial.



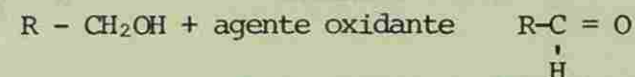
Los alcoholes que tienen más de un -OH agregado a una sucesión de carbonos se llaman alcoholes polihidroxícos. En seguida se describen dos importantes alcoholes polihidroxícos.

	Nombre común.	Nombre Iupac.
$\begin{array}{c} \text{OH} \quad \text{OH} \\   \quad   \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \end{array}$	Etilenglicol.	1,2 dehidroxietano.
$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{OH} \quad \text{CH}_2\text{OH} \end{array}$	Etilenglicol.	1,2 Etanodiol (el di indica dos-OH)

El etilenglicol se usa como anticongelante y enfriador de maquinarias.

$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 \\   \quad   \quad   \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$	Glicerol. Glicerina.	1,2,3 trihidroxipropano.
$\text{CH}_2\text{OH} \quad \text{CHOH} \quad \text{CH}_2\text{OH}$	Glicerol. Glicerina.	1,2,3 Propanotiol (el tri indica tres -OH)

El glicerol se usa en la fabricación de plásticos, drogas, cosméticos, tintas, productos alimenticios y la nitroglicerina, un explosivo. Los alcoholes que tienen el -OH agregado a un carbono, el cual a su vez, sólo está ligado a otro carbono ( $R-CH_2OH$ ), se llaman alcoholes primarios. Cuando un alcohol primario reacciona con ciertos agentes oxidantes, el agrupamiento -CH OH puede oxidarse a un grupo aldehído.



Los compuestos correspondientes a la fórmula se llaman aldehídos. Los nombres Iupac de los aldehídos se forman usando el nombre del alcano correspondiente a la sucesión de carbonos que incluye el carbono aldehído, cambiando la terminación o a al. Unos cuantos aldehídos típicos son.

	Nombre común.	Nombre Iupac.
$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} - \text{C} = \text{O} \end{array}$	Formaldehído	Metanal (metano x al)

El formaldehído se usa en la manufactura de plásticos como la fórmica. Las soluciones acuosas de formaldehído, llamadas formalina, se usan como desinfectantes y para preservar los tejidos.

	Nombre común.	Nombre Iupac. (R)
$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{H} \end{array}$	Acetaldehído.	Etanal (etanoxol)



El acetaldehído se usa en la fabricación de plásticos y para algunos usos médicos.

Los aldehídos reaccionan con ciertos agentes oxidantes para oxidar el grupo aldehído hacia un grupo carboxílico.



Los compuestos correspondientes a la fórmula:

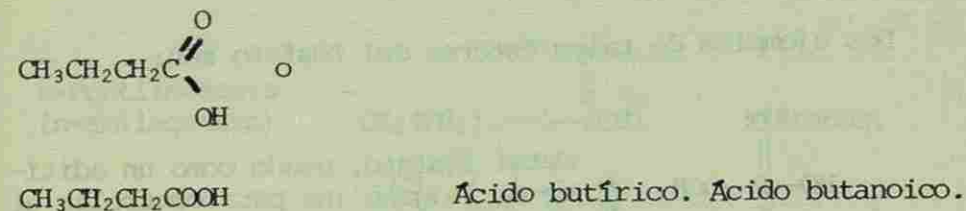
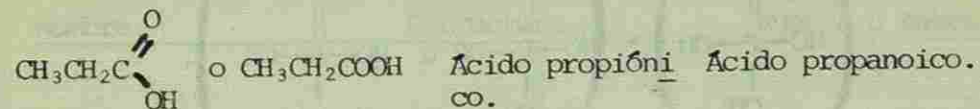


(RCOOH o RCO<sub>2</sub>H) se llaman *ácidos carboxílicos*. El nombre iupac para un ácido carboxílico se forman usando el nombre del aldehído, al cual está relacionado el ácido, cambiando la terminación -al a -oico. Esta parte del nombre es antecedita por la palabra ácido. A continuación se mencionan algunos ácidos carboxílicos.

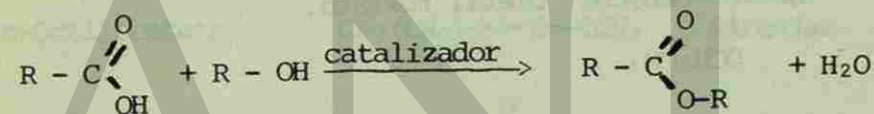
	Nombre común.	Nombre UIQPA
$\text{HC}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$ o HCOOH	Ácido fórmico.	Ácido metanoico.
$\text{CH}_3\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$ o CH <sub>3</sub> COOH	Ácido acético.	Ácido etanoico.

(Una solución acuosa diluida con ácido acético se llama vinagre).

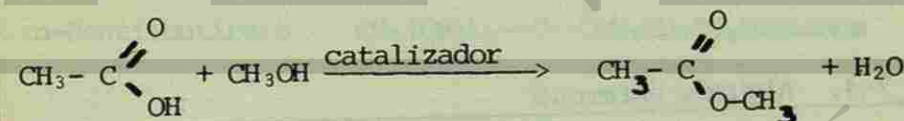
Nombre común.      Nombre UIOPA.



Un ácido carboxílico puede reaccionar con un alcohol para formar un producto llamado éster.



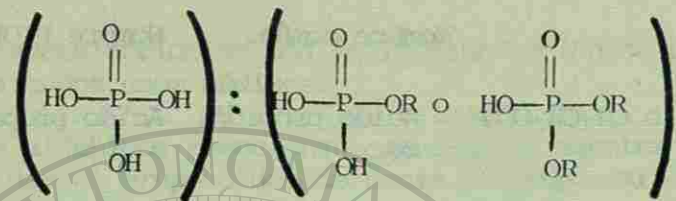
El agrupamiento RO- del alcohol reemplaza el -OH del ácido. Por ejemplo:



Ácido acético      Alcohol metílico      Acetato de metilo (éster)

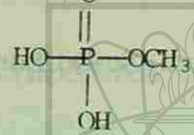
Con frecuencia los ésteres, son los responsables de los sabores y olores de ciertas frutas, la tabla 7-4 nos muestra algunos de los ésteres de este tipo. También pueden formarse ésteres de fosfato, derivados del ácido fosfórico.



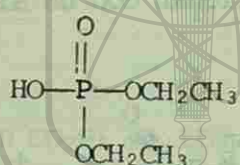


Dos ejemplos de tales ésteres del fosfato son:

ALERE FLAMMAM  
VERITATIS



Metal fosfato, usado como un aditivo de la gasolina para controlar el proceso de ignición en el motor.



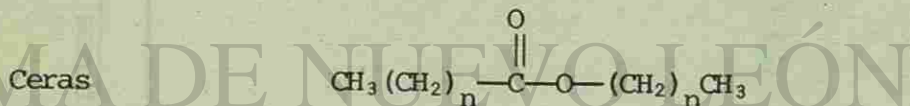
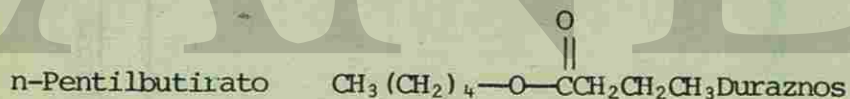
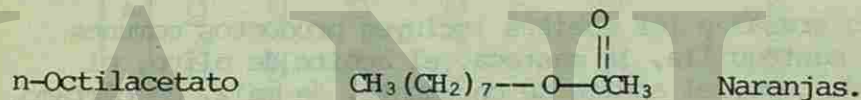
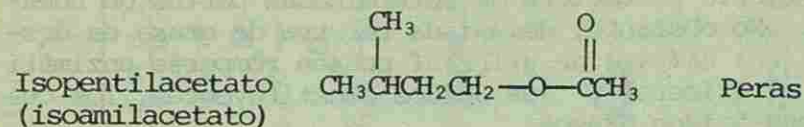
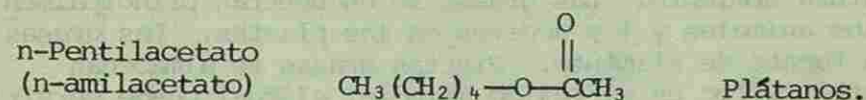
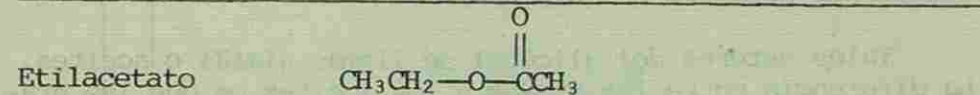
Dietil fosfato.

Algunos ésteres de importancia bioquímica son aquellos que contienen glicerol y ácidos de cadena larga (alrededor de 20 carbonos) tales ésteres pueden representarse como:

TABLA 7-4. Algunos ésteres.

Nombre	Estructura	Fuente o sabor.
Etilformato	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	Ron
Isobutilformato	$\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	Frambuesas.

Nombre.	Estructura.	Fuente o sabor.
---------	-------------	-----------------



n=23 a 33 cera carnauba  
n=25 a 27 cera de abejas  
n=14 a 15 esperma de ballena



(Los símbolos R, R' u R'' se refieren a las diferentes sucesiones posibles de carbonos).

Tales esteres del glicerol se llaman *grasas* o aceites. La diferencia entre las grasas y los aceites es que las grasas son sólidas mientras que los aceites son líquidos a la temperatura ambiente. Las grasas se encuentran principalmente en los animales y los aceites en las plantas. Las grasas son una fuente de alimento. Ciertas grasas se almacenan en nuestro cuerpo en el tejido adiposo, el cual puede servir como una cubierta protectora de determinadas partes de nuestro cuerpo. No obstante, demasiada reserva de grasa es desventajosa. Los esteres de glicerol pueden romperse enzimáticamente en el glicerol y los ácidos constituyentes, los cuales se llaman ácidos grasos.

Las grasas y los aceites incluyen productos comunes como la mantequilla, la manteca, el aceite de olivo, el aceite de coco, el aceite de cacahuate, de maíz, de cártamo.

La tabla 7-6 da la composición de algunos esteres del glicerol (grasas y aceites comunes).

TABLA 7-5. Ácidos grasos típicos.

Nombre.	Fórmula.
Ácido mirístico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{12}\text{C}(=\text{O})\text{OH}$
Ácido palmítico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\text{C}(=\text{O})\text{OH}$
Ácido esteárico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{C}(=\text{O})\text{OH}$
Ácido oleico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{C}(=\text{O})\text{OH}$
Ácido linoleico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{C}(=\text{O})\text{OH}$
Ácido linolénico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{C}(=\text{O})\text{OH}$

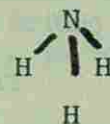


Tabla 7.6 Composición de los Ácidos grasos obtenidos mediante el análisis de grasas y aceites comunes.

Grasa o aceite	Composición media de los ácidos grasos, en por ciento.					
	Ácido Mirístico	Ácido Palmítico	Ácido Estéarico	Ácido Oleico	Ácido Linoleico	Otros
<b>Grasas animales</b>						
Mantequilla	8-15	25-29	9-12	18-33	2-4	Butírico
Manteca	1-2	25-30	12-18	48-60	6-12	Palmitoleico
Sebo de res	2-5	24-34	15-30	35-45	1-3	Palmitoleico
<b>Aceites vegetales</b>						
Oliva	0-1	5-15	1-4	67-84	0-1	Palmitoleico
Cacahuete	-	7-12	2-6	30-60	0-1	Palmitoleico
Maíz	1-2	7-11	3-4	25-35	0-2	Palmitoleico
Sen. de Algodón	1-2	18-25	1-2	17-38	0-2	Palmitoleico
Soya	1-2	4-7	2-4	14-30	15-58	Linolénico
Linaza	-	4-7	2-4	14-30	15-58	Linolénico
Cártamo	-	1-5	1-5	14-21		Linolénico
<b>Aceites Marinos</b>						
Ballena	5-10	10-20	2-5	33-40		
Pescado	6-8	10-25	1-3			

7-7 AMINAS, AMIDAS Y AMINOÁCIDOS.

La fórmula estructural del amoníaco es:



Los compuestos en los que se reemplaza un -H del amoníaco por un grupo alquilo, -R, se llaman *aminas*.



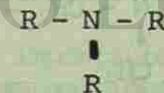
El grupo -NH se llama grupo amino. De donde, una amina podría nombrarse como un amino-alcano. Por ejemplo.



podría llamarse amonimetano. Las aminas también pueden nombrarse como alquiloaminas; el nombre del grupo -R seguido por amina. Usando este método,  $\text{CH}_3 \text{NH}_2$  se llamaría metilamina. Las aminas con un grupo alquilo se llaman aminas *primarias*. Las aminas con dos grupos alquilo se llaman (que no necesitan ser iguales) *secundarias* y aquellas con tres grupos alquilos se llaman aminas *terciarias*.



Amina secundarias



Amina terciaria.



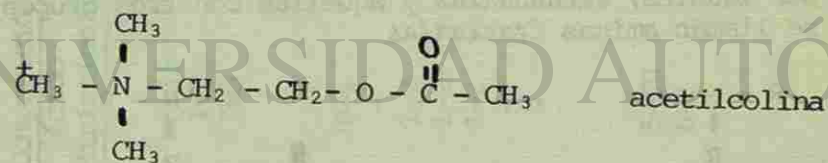
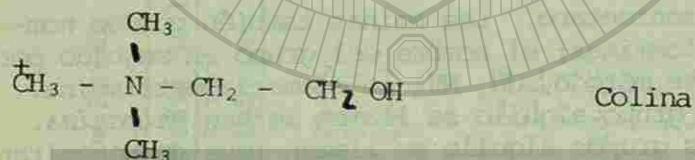
Algunas aminas típicas son:



Un cuarto grupo sobre el nitrógeno forma un ion.



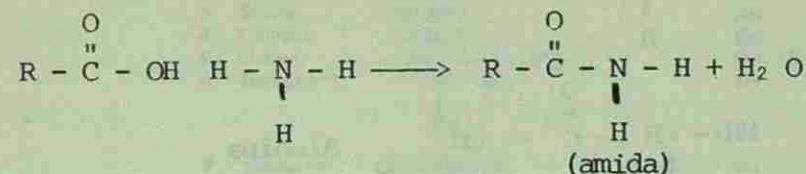
llamado ion *amonio cuaternario* (un ion amonio cuaternario es análogo al ion amonio NH<sup>+</sup>) dos iones amonio cuaternarios que son importantes en algunos procesos biológicos son:



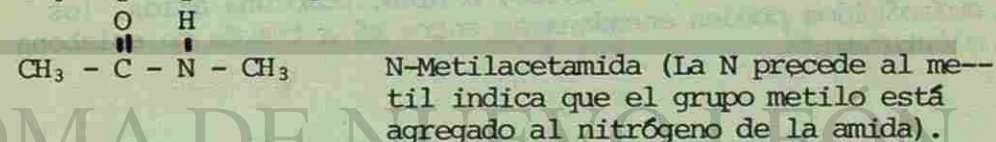
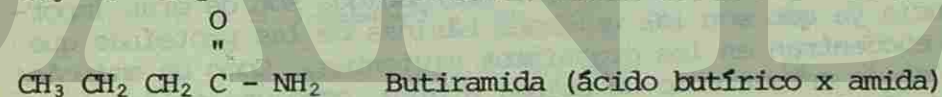
(Nótese que este es un éster de la colina y el ácido acético).

Estos dos iones son importantes en los procesos vitales como el crecimiento, el metabolismo y la transmisión de impulsos nerviosos.

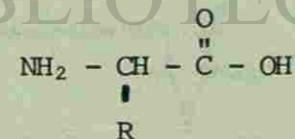
Bajo ciertas condiciones, el amoníaco y algunas aminas pueden combinarse con los ácidos carboxílicos en una forma que es bastante semejante a la formación de un éster.



El producto de esta reacción se llama *amida*, el *eslabonamiento* de una amida y un ácido se llama *eslabonamiento amido*. Las amidas se nombran usando la raíz del nombre del ácido seguida por amida. A continuación se dan algunos ejemplos de amidas.

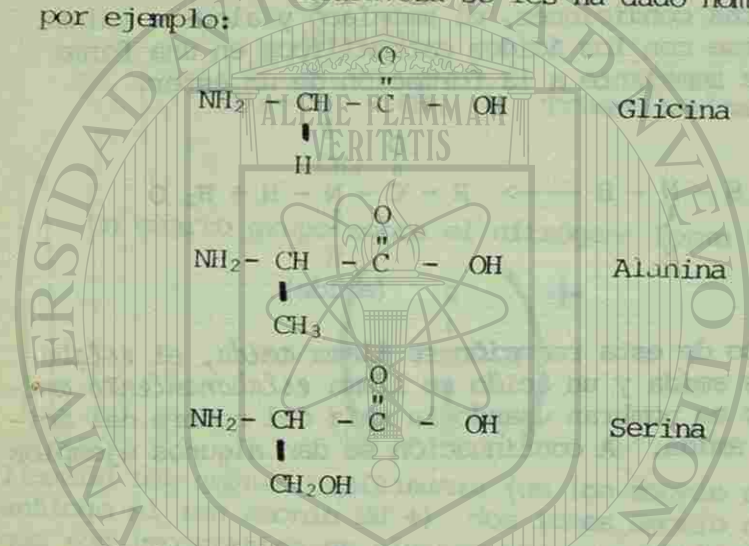


Una clase de compuestos que son importantes en la bioquímica es el de los *aminoácidos*. Los aminoácidos son ácidos carboxílicos con un grupo amino enlazado al carbono que sigue al carbono del grupo carboxílico.





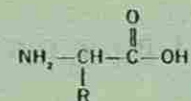
El grupo R- puede ser un grupo alquilo (por ejemplo,  $-\text{CH}_3$ ) o un grupo alquilo con sustitución (por ejemplo,  $-\text{CH}_2\text{OH}$ ). Los diferentes aminoácidos solo difieren de la estructura del grupo -R. A los aminoácidos comunes que se encuentran en la naturaleza se les ha dado nombres comunes, por ejemplo:



En la tabla 7-7 se dan los nombres y estructuras de algunos otros aminoácidos. Los aminoácidos son de gran importancia ya que son las unidades básicas de las proteínas que se encuentran en los organismos vivientes. Como un aminoácido puede actuar como un ácido, o bien, como una amida, los aminoácidos pueden encadenarse entre sí a través de eslabonamiento amido.

Aminoácidos comunes

Todos los aminoácidos, excepto la prolina y la hidroxiprolina, tienen la fórmula general:



en la que R es el grupo característico para cada ácido. Los grupos R, nombres y abreviaturas\* son los siguientes.

- |                     |   |                |
|---------------------|---|----------------|
| 1. Glicina          | -H  | Gly            |
| 2. Alanina          | -CH <sub>3</sub>  | Ala            |
| 3. Serina           | -CH <sub>2</sub> OH   | Ser            |
| 4. Cisteína         | -CH <sub>2</sub> SH   | Cys            |
| 5. Cistina          | -CH <sub>2</sub> -S-S-CH <sub>2</sub> -   | Cys-S-S-Cys*** |
| 6. Treonina**       | -CH-CH <sub>3</sub><br> <br>OH  | Thr            |
| 7. Valina**         | CH <sub>3</sub> -CH-CH <sub>3</sub><br> <br>-CH <sub>2</sub> -CH-CH <sub>3</sub>  | Val            |
| 8. Leucina**        | CH <sub>3</sub><br> <br>CH <sub>3</sub><br> <br>-CH-CH-CH <sub>3</sub>  | Leu            |
| 9. Isoleucina**     | CH <sub>3</sub><br> <br>CH <sub>3</sub><br> <br>-CH-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub><br> <br>-CH-CH <sub>2</sub> -S-CH <sub>3</sub> | Ile            |
| 10. Metionina**     | -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -S-CH <sub>3</sub>  | Met            |
| 11. Acido aspártico | -CH <sub>2</sub> CO <sub>2</sub> H  | Asp            |
| 12. Acido glutámico | -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CO <sub>2</sub> H  | Glu            |
| 13. Lisina**        | -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -NH <sub>2</sub>  | Lys            |
| 14. Arginina        | -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -NHCNHNH <sub>2</sub>  | Arg            |
| 15. Fenilalanina**  | -CH <sub>2</sub> -  | Phe            |
| 16. Tirosina        | CH <sub>2</sub> -   | Tyr            |
| 17. Triptofano**    | -CH <sub>2</sub> -  | Trp            |
| 18. Histidina       | CH <sub>2</sub> -   | His            |
| 19. Prolina         |   | Pro            |
| 20. Hidroxiprolina  |   | Hyp            |

\* Estos son los símbolos UIQPA oficiales para los aminoácidos.

\*\* Aminoácidos esenciales, necesarios en la dieta de los humanos.

\*\*\* La cistina comprende dos unidades de cisteína unidas por el encadenamiento disulfuro [S-S].



BIBLIOGRAFÍA.

QUÍMICA.

Gregory R. Choppin,  
Bernard Jaffe,  
Lee Summerlin,  
Lynn Jackson.

QUÍMICA GENERAL.

John A. Timm.  
Cuarta Edición. Libros Mc Graw-Hill.

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA.

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





UAN

IDAD AUTÓNOMA DE NUEVO

CCIÓN GENERAL DE BIBLIOTEC